

Марія Савчин

11

РІВЕНЬ СТАНДАРТУ

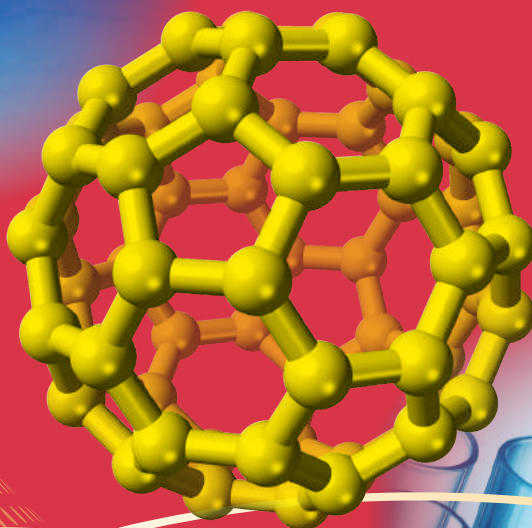
ХІМІЯ

РІВЕНЬ СТАНДАРТУ

ХІМІЯ

Марія Савчин

11



2019

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ (коротка форма)

Період	Ряд	Група														
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B	A VIII B	A VIII B	A VIII B	A VIII B	A VIII B		
1	1	H Гідроген $A_r = 1,0079$										(H)	He Гелій $A_r = 4,0026$	<div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Символ елемента Порядковий номер </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Назва елемента </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Відносна атомна маса елемента </div>		
2	2	Li Літій $A_r = 6,941$	Be Берилій $A_r = 9,012$	B Бор $A_r = 10,811$	C Карбон $A_r = 12,011$	N Нітроген $A_r = 14,007$	O Оксиген $A_r = 15,999$	F Флуор $A_r = 18,998$	Ne Неон $A_r = 20,18$	<div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Символ елемента Порядковий номер </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Назва елемента </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; font-size: 8px;"> Відносна атомна маса елемента </div>						
3	3	Na Натрій $A_r = 22,99$	Mg Магній $A_r = 24,305$	Al Алюміній $A_r = 26,982$	Si Силіцій $A_r = 28,086$	P Фосфор $A_r = 30,974$	S Сульфур $A_r = 32,065$	Cl Хлор $A_r = 35,453$	Ar Аргон $A_r = 39,948$							
4	4	K Калій $A_r = 39,098$	Ca Кальцій $A_r = 40,078$	21 Sc Скандій $A_r = 44,956$	22 Ti Титан $A_r = 47,867$	23 V Ванадій $A_r = 50,942$	24 Cr Хром $A_r = 51,996$	25 Mn Манган $A_r = 54,938$	26 Fe Ферум $A_r = 55,845$	27 Co Кобальт $A_r = 58,933$	28 Ni Нікель $A_r = 58,693$					
	5	29 Cu Купрум $A_r = 63,546$	30 Zn Цинк $A_r = 65,409$	31 Ga Галій $A_r = 69,723$	32 Ge Германій $A_r = 72,64$	33 As Арсен $A_r = 74,922$	34 Se Селен $A_r = 78,96$	35 Br Бром $A_r = 79,904$	36 Kr Криптон $A_r = 83,798$			<div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: 8px;"> — s-елементи — p-елементи </div>				
5	6	37 Rb Рубідій $A_r = 85,468$	38 Sr Стронцій $A_r = 87,62$	39 Y Ітрій $A_r = 88,906$	40 Zr Цирконій $A_r = 91,224$	41 Nb Ніобій $A_r = 92,906$	42 Mo Молібден $A_r = 95,94$	43 Tc Технецій $A_r = [98,906]$	44 Ru Рутеній $A_r = 101,07$	45 Rh Родій $A_r = 102,906$	46 Pd Паладій $A_r = 106,42$					
	7	47 Ag Аргентум $A_r = 107,868$	48 Cd Кадмій $A_r = 112,411$	49 In Індій $A_r = 114,818$	50 Sn Станум $A_r = 118,71$	51 Sb Стибій $A_r = 121,76$	52 Te Телур $A_r = 127,60$	53 I Йод $A_r = 126,904$	54 Xe Ксенон $A_r = 131,293$			<div style="display: flex; justify-content: space-around; font-size: 8px;"> — d-елементи — f-елементи </div>				
6	8	55 Cs Цезій $A_r = 132,905$	56 Ba Барій $A_r = 137,327$	57 La* Лантан $A_r = 138,905$	72 Hf Гафній $A_r = 178,49$	73 Ta Тантал $A_r = 180,948$	74 W Вольфрам $A_r = 183,84$	75 Re Реній $A_r = 186,207$	76 Os Осмій $A_r = 190,23$	77 Ir Іридій $A_r = 192,217$	78 Pt Платина $A_r = 195,084$					
	9	79 Au Аурум $A_r = 196,967$	80 Hg Меркурій $A_r = 200,59$	81 Tl Талій $A_r = 204,383$	82 Pb Плюмбум $A_r = 207,2$	83 Bi Бісмут $A_r = 208,98$	84 Po Полоній $A_r = [208,98]$	85 At Астат $A_r = [209,98]$	86 Rn Радон $A_r = [222,02]$							
7	10	87 Fr Францій $A_r = [223,02]$	88 Ra Радій $A_r = [226,03]$	89 Ac** Активний $A_r = [227,03]$	104 Rf Резерфордій $A_r = [261,1087]$	105 Db Дубній $A_r = [262,1138]$	106 Sg Сиборгій $A_r = [263,1182]$	107 Bh Борій $A_r = [262,1229]$	108 Hs Гасій $A_r = [265]$	109 Mt Майтнерій $A_r = [266]$	110 Ds Дармштадтій $A_r = [269]$					
	11	111 Rg Рентгеній $A_r = [272]$	112 Cn Коперницій $A_r = [285]$	113 Uut Унунтрій $A_r = [284]$	114 Uuq Унунквадій $A_r = [289]$	115 Uup Унунпентій $A_r = [288]$	116 Uuh Унунгексій $A_r = [292]$	117 Uus Унунсептій $A_r = [295]$	118 Uuo Унуноктій $A_r = [294]$							
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4							
Леткі сполуки з Гідрогеном					RH_4	RH_3	H_2R	HR								

* Лантаноїди

58 Ce Церій $A_r = 140,12$	59 Pr Празеодим $A_r = 140,91$	60 Nd Неодим $A_r = 144,24$	61 Pm Прометій $A_r = [146,9]$	62 Sm Самарій $A_r = 150,36$	63 Eu Європій $A_r = 151,96$	64 Gd Гадоліній $A_r = 157,25$	65 Tb Тербій $A_r = 158,93$	66 Dy Диспрозій $A_r = 162,50$	67 Ho Гольмій $A_r = 164,93$	68 Er Ербій $A_r = 167,26$	69 Tm Тулій $A_r = 168,93$	70 Yb Ітербій $A_r = 173,04$	71 Lu Лютецій $A_r = 174,97$
--	--	---	--	--	--	--	---	--	--	--	--	--	--

** Актиноїди

90 Th Торій $A_r = 232,04$	91 Pa Протактиній $A_r = 231,04$	92 U Уран $A_r = 238,03$	93 Np Нептуній $A_r = [237,05]$	94 Pu Плутоній $A_r = [244,06]$	95 Am Америцій $A_r = [243,06]$	96 Cm Кюрій $A_r = [247,07]$	97 Bk Берклій $A_r = [247,07]$	98 Cf Каліфорній $A_r = [251,08]$	99 Es Ейнштейній $A_r = [252,08]$	100 Fm Фермій $A_r = [257,1]$	101 Md Менделевій $A_r = [258,1]$	102 No Нобелій $A_r = [259,1]$	103 Lr Лоуренсій $A_r = [260,11]$
--	--	--	---	---	---	--	--	---	---	---	---	--	---

Марія Савчин

ХІМІЯ

(рівень стандарту)

Підручник для 11 класу закладів загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України









Київ
«Грамота»
2019

УДК 54(075.3)
С13

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 12.04.2019 № 472)*

Видано за державні кошти. Продаж заборонено.

Умовні позначення:

- | | | | |
|--|------------------------------------|--|------------------------|
|  | — завдання для актуалізації знань; |  | — навчальний проект; |
|  | — завдання для самоконтролю; |  | — цікаво знати; |
|  | — запам'ятайте; |  | — лабораторний дослід; |
|  | — підсумовуємо вивчене; |  | — практична робота. |

Савчин М.
С13 Хімія (рівень стандарту) : підруч. для 11 кл. закл. заг. серед. освіти / Марія Савчин. — К. : Грамота, 2019. — 240 с. : іл.
ISBN 978-966-349-733-4

Підручник створено відповідно до вимог Державного стандарту базової і повної загальної середньої освіти щодо навчального предмета «Хімія» та чинної програми для навчання хімії на рівні стандарту, затвердженої МОН України.

Зміст навчальних тем спрямовано на формування предметних компетентностей учнівської молоді. Методичний апарат підручника зорієнтований на вікові особливості одинадятикласників і передбачає різноманітні види діяльності. У змісті підручника подано відомості про хімічний зв'язок і будову речовин, хімічні реакції, неорганічні речовини та їхні властивості.

УДК 54(075.3)

ISBN 978-966-349-733-4

© Савчин М. М., 2019
© Видавництво «Грамота», 2019

Шановні одинадцятикласники!

У цьому навчальному році ви завершуєте вивчення шкільного курсу хімії. Упродовж попередніх років ви переконалися, що хімія має величезне значення для кожної людини. Адже хімічні знання є складником загальної культури людини, а вміння застосовувати набуті знання в практичній діяльності визначає рівень її життєвої компетентності й успішної соціалізації. Загальновідомо, що світ, у якому ми живемо, — це світ речовин, з яких побудовані клітини живих організмів, і речовин, що формують наше довкілля.

В 11 класі, вивчаючи загальну хімію та хімію неорганічних сполук, ви формуватимете уявлення про цю науку як про цілісну систему вмінь, набуватимете досвіду роботи з речовинами. Використовуючи отриманий досвід, ви зможете поєднати вивчені поняття, закони й теорії органічної та неорганічної хімії, досягнути їхню універсальність і внутрішньопредметний інтегральний характер. Матеріал 11 класу передбачає можливості самостійно проводити дослідження та спостереження, виконувати практичні роботи, розв'язувати розрахункові й експериментальні задачі, створювати навчальні проекти.

Програма рівня стандарту в 11 класі передбачає вивчення п'яти тем: *Тема 1.* Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. *Тема 2.* Хімічний зв'язок і будова речовин. *Тема 3.* Хімічні реакції. *Тема 4.* Неорганічні речовини та їхні властивості. *Тема 5.* Хімія та прогрес людства.

Опановуючи матеріал цих тем, ви поглибите здобуті в основній школі знання про хімічні елементи та речовини, узагальните відомості про електронну будову атомів елементів за їхнім розміщенням у періодичній системі. Вивчення властивостей речовин та їх практичне застосування сприятиме формуванню предметних і життєвих компетентностей, розвиватиме критичне, логічне та дивергентне мислення, спонукатиме до навчання впродовж життя.

Завершальна тема курсу присвячена ролі хімії в розв'язанні найважливіших проблем людства: у створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямів технологій, забезпеченні продуктами харчування, сировиною та енергоресурсами, а також впливу діяльності людини на навколишнє середовище. Ознайомлення з філософією «зеленої» хімії як напряму досліджень сприятиме застосуванню технологій, які внеможливають утворення шкідливих речовин у процесах їхнього виробництва й використання.

Підручник структуровано на окремі рубрики. На початку параграфів наведено узагальнені цілі, розкрито зміст навчального матеріалу. У тексті параграфів розміщено запитання та завдання з метою діалогічної взаємодії з цим текстом, рефлексії, формування вмінь висловлювати власні судження. Наприкінці кожного параграфа подано рубрики «Підсумовуємо вивчене» та «Завдання для самоконтролю», де розміщено різнорівневі завдання в порядку зростання складності.

Краще орієнтуватися в підручнику вам допоможуть умовні позначення рубрик. Щиро бажаю успіхів у навчанні!

Авторка





§ 1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН У СВІТЛІ СУЧАСНИХ УЯВЛЕНЬ ПРО ЕЛЕКТРОННУ БУДОВУ АТОМІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати* сучасне визначення періодичного закону;
- *пояснювати* історичні аспекти відкриття періодичного закону та створення періодичної системи хімічних елементів; структуру періодичної системи (малі та великі періоди, групи й підгрупи); склад атомних ядер і будову енергетичних рівнів; форми *s*-, *p*-, *d*-орбіталей;
- *спостерігати* демонстрації короткої та довгої форм періодичної системи;
- *обчислювати* максимальну кількість електронів на енергетичному рівні;
- *характеризувати* енергетичні рівні атомів і послідовність заповнення їх електронами.



Пригадайте, що вам відомо з курсу хімії 8 класу про періодичний закон і періодичну зміну властивостей хімічних елементів та їхніх сполук.

Коротко про спроби класифікації хімічних елементів. На початку XIX ст. з відкриттям дедалі більшої кількості хімічних елементів з'ясувалося, що класифікація елементів на металічні та неметалічні, а простих речовин — на метали й неметали, запропонована французьким ученим *А.-Л. де Лавуазьє*, не охоплює всіх відомих на той час елементів.

Проблема класифікації хімічних елементів хвилювала багатьох учених-хіміків. Її розв'язанням займалися німецький учений *Й. В. Деберайнер*, англійський хімік *Дж. Ньюлендс*, французький геолог *О.-Е. де Шанкуртуа*. Та найбільше наблизився до природної класифікації німецький науковець, хімік *Л. Ю. Мейєр*. Учений класифікував елементи за зростанням відносних атомних мас і створив таблицю з дев'яти стовпців, у якій розташував подібні елементи горизонтально. У деяких клітинках таблиці елементи були відсутні.

Російський хімік *Д. І. Менделєєв*, узагальнивши всі попередні дослідження, сформулював закон періодичної зміни властивостей елементів, або *періодичний закон*. Він науково обґрунтував залежність між атомною масою хімічних елементів і властивостями простих та складних речовин. На основі періодичного закону була складена таблиця періодичної зміни властивостей елементів, яка дістала назву *періодична система*. У таблиці акумульовано найважливіші відомості про хімічні елементи, які ви навчилися зчитувати ще у 8 класі.





Використовуючи внесені в таблицю відомості, учений передбачив властивості тоді ще не відкритих елементів. Нині хімічній науці відомо 118 елементів. Їх у 2017 р. внесено в таблицю, яка наочно ілюструє періодичний закон.



Пригадайте та поясніть, про що можна довідатися з однієї клітинки періодичної системи.

У підручниках з хімії періодичну систему переважно подають у двох формах: короткій (див. форзац 1) і довгій (див. форзац 2).



Пригадайте з курсу хімії 8 класу: а) що таке *протонне число* та який його *фізичний зміст*; б) що таке *періоди* та які періоди називають *малими*, а які — *великими*; в) що таке *групи* та як їх поділяють; г) як змінюються властивості хімічних елементів та їхніх сполук у періодах і групах.

Явище періодичності. Найрізноманітніші явища, які ви можете спостерігати візуально: зміна дня і ночі, пір року; зміни в рослинному світі, що відбуваються навесні, улітку, восени та взимку; міграція багатьох видів птахів тощо, підтверджують наявність явища періодичності в природі.

З'ясуємо, що розуміють під поняттям «періодичність» у хімії. Це періодична зміна електронної будови атомів і, відповідно, властивостей хімічних елементів і простих та складних речовин, утворених цими елементами. Це періодична зміна радіусів атомів, валентності й ступенів окиснення елементів. Такі зміни відбуваються через кожні 8 елементів у малих періодах і через кожні 18 і 32 елементи — у великих.

З часу відкриття періодичного закону зроблено багато відкриттів щодо будови атома: спростовано твердження про його неподільність; з'ясовано, що атом складається з ядра й електронної оболонки; доведено, що ядро є складним утворенням. Зокрема, встановлено, що ядро містить позитивно заряджені частинки із зарядом $+1$ — **протони p^+** та електронейтральні частинки — **нейтрони n^0** . Протони й нейтрони мають однакову масу. Оскільки в ядрі зарядженими є тільки протони, то *заряд ядра атома визначають кількістю протонів у ядрі*. Цей заряд нейтралізує така сама кількість електронів, що рухаються навколо ядра, тому *атом є електронейтральною частинкою*.



Пригадайте визначення періодичного закону, сформульоване Д. І. Менделєєвим.

Ураховуючи дослідження будови атома, учені дійшли висновку, що не атомні маси безпосередньо впливають на властивості елементів, а заряди атомних ядер. Тому **сучасне формулювання періодичного закону** дещо інше.



Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їхніх атомів.

Отже, завдяки новим відкриттям періодичний закон було науково обґрунтовано на основі сучасного бачення будови атомів і повніше розкрито явище періодичності.





Будова енергетичних рівнів атомів. Форми електронних орбіталей s-, p-, d-електронів. Електронна оболонка атома складається з електронів, що рухаються на певних відстанях від ядра, утворюючи енергетичні рівні залежно від запасу енергії електронів. Тому періодичний характер зміни властивостей елементів залежить від періодичної зміни електронної будови атомів.



Енергетичні рівні — це віддалі, на яких рухаються електрони з певним запасом енергії відносно ядра атома.

Кількість енергетичних рівнів в атомі визначають за номером періоду, у якому розміщений хімічний елемент у періодичній системі, і позначають цифрами 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 або літерами латинського алфавіту *K, L, M, N, O, P, Q*. Отже, атоми хімічних елементів 1 періоду мають один енергетичний рівень, 2 — два, 3 — три, 4 періоду — чотири тощо. Наприклад, елемент Хлор міститься в 3 періоді, тому 17 електронів розміщуються на трьох енергетичних рівнях.

Максимальну кількість електронів на енергетичному рівні визначають за формулою:

$$N = 2n^2,$$

де n — номер енергетичного рівня.

Інакше кажучи, **максимальна кількість електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера енергетичного рівня.**

Використавши цю формулу, обчислимо максимальну кількість електронів на кожному енергетичному рівні для перших чотирьох періодів періодичної системи:

$$n = 1, 2 \cdot 1^2 = 2; \quad n = 2, 2 \cdot 2^2 = 8; \quad n = 3, 2 \cdot 3^2 = 18; \quad n = 4, 2 \cdot 4^2 = 32.$$

Кожний енергетичний рівень складається з підрівнів. Підрівні одного енергетичного рівня відрізняються неоднаковою енергією зв'язку з ядром.

Кількість підрівнів дорівнює числу n : якщо $n = 1$, то на цьому енергетичному рівні є один підрівень, якщо $n = 2$, то два. Підрівні утворюються орбіталами.



Пригадайте, що відбувається з електронами під час їхнього руху навколо ядра атома та які форми електронних орбіталей ви знаєте.

З курсів хімії та фізики основної школи вам відомо, що негативно заряджені електрони в атомі безперервно рухаються. Швидкий рух електрона навколо ядра атома спричиняє утворення «електронної хмари», яка є неоднорідною за густиною негативно заряду. Утворену рухом електрона хмару називають **електронною орбітальною**.



Електронна орбіталь — це об'єм простору навколо ядра, у якому найбільш імовірно перебування електрона.





Орбіталі відрізняються за формою та розміром залежно від того, як вони рухаються та який запас енергії властивий кожному електрону.

Згідно із сучасними дослідженнями, відомо чотири форми електронних орбіталей: s - (ec), p - (ne), d - (de), f - (ef). Ознайомимося з першими трьома формами.

Щоб краще зрозуміти розміщення орбіталей у просторі, використаємо вісь координат (рис. 1).

Електронні **s -орбіталі** (від англ. *sphere* — сфера) мають форму кулі (рис. 2). Така форма орбіталі властива атому Гідрогену. У центрі цієї хмари розміщується ядро атома.

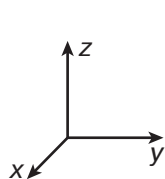


Рис. 1. Вісь координат

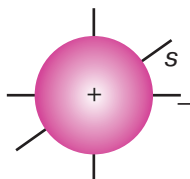


Рис. 2. Форма s -орбіталі та розміщення її в просторі

Електронні **p -орбіталі** (від англ. *perpendicular* — перпендикуляр) утворюються під час руху p -електронів навколо ядра у формі правильної вісімки (гантели). Кожна з цих орбіталей має різну просторову орієнтацію, зокрема вони розміщуються в трьох взаємно перпендикулярних площинах (рис. 3).

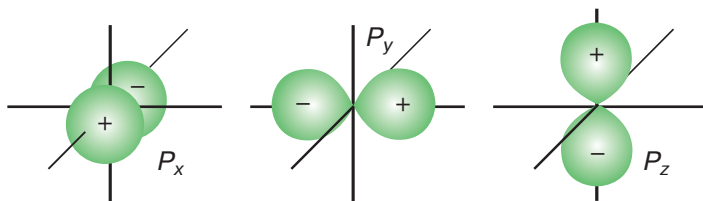


Рис. 3. Форма електронних p -орбіталей та їхнє розміщення в просторі

Електронні **d -орбіталі** (від англ. *diffusive* — дифузна), порівнюючи з p -орбіталами, мають ще складнішу будову електронних хмар (рис. 4). Така форма орбіталі подібна до чотирипелюсткової квітки (квітки бузку).

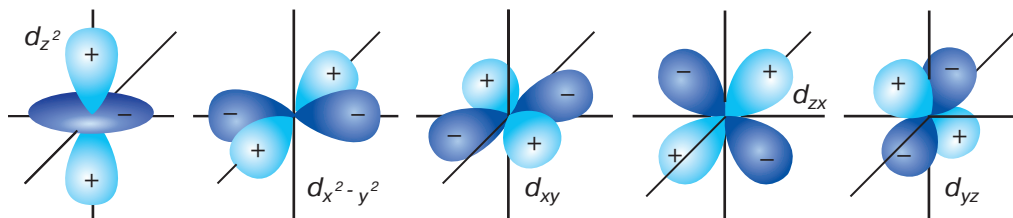


Рис. 4. Форма електронних d -орбіталей та їхнє розміщення в просторі

Так само, як і орбіталі, латинськими літерами s -, p -, d -, f - позначають підрівні: s -підрівень, p -підрівень і т. под.

Орбіталі, що мають однаковий запас енергії, утворюють енергетичний рівень.





ХАРАКТЕРИСТИКА ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ. Для того щоб зрозуміти причини періодичної зміни властивостей хімічних елементів та їхніх сполук, необхідно знати будову енергетичних рівнів, що утворюють *електронну оболонку атомів*. Вам відомо, що енергетичні рівні складаються з підрівнів, які різняться між собою неоднаковою енергією зв'язку з ядром, а кожний підрівень містить певну кількість орбіталей (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-). Найменший за енергією підрівень кожного енергетичного рівня містить одну *s*-орбіталь. Другий підрівень — три *p*-орбіталі, третій — п'ять *d*-орбіталей, четвертий — сім *f*-орбіталей. Отже, кожному значенню енергетичного рівня *n* відповідає кількість орбіталей n^2 , як це зазначено у формулі (див. с. 6).

Дослідженнями встановлено, що *на кожній орбіталі може міститися не більше як два електрони*. Наприклад, атом Гідрогену має один *s*-електрон. У атома Гелію на тому ж першому рівні є два *s*-електрони. Постає запитання: як на одному енергетичному рівні можуть розміщуватися дві орбіталі сферичної форми?

Квантова фізика дає таку відповідь: електрони, крім руху навколо ядра, обертаються й навколо власної осі. Якщо уявити образно, то один з них рухається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, а другий — проти. Такий стан електрона в атомі дістав назву *спін* (від англ. *spin* — обертання). Два електрони того самого енергетичного рівня можуть характеризуватися трьома однаковими числами (енергетичний рівень, підрівень, орбіталь), але різним напрямком руху електрона навколо власної осі, тобто спіном. Електрони, що рухаються у двох протилежних напрямках навколо власної осі, мають *антипаралельні спіни*. Їх називають *спареними електронами*.

Отже, підсумуємо характеристику руху електрона в атомі.

- Залежно від запасу енергії електрони здатні рухатися на певній віддалі від ядра атома. Віддаль, на якій найбільш імовірно перебування електрона, називають *енергетичним рівнем*. Найбільший запас енергії мають електрони найвіддаленішого від ядра енергетичного рівня, який називають *зовнішнім*.

- Енергетичні рівні складаються з підрівнів, кількість яких відповідає номеру енергетичного рівня. Електрони одного й того самого підрівня мають певну просторову орієнтацію та форму орбіталі (рис. 2–4, с. 7).

- Розрізняють чотири форми орбіталей: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбіталі. На одному підрівні можуть перебувати тільки два електрони з однаковою формою та орієнтацією орбіталей, які мають антипаралельні спіни.

Послідовність заповнення орбіталей електронами. Заповнення орбіталей електронами здійснюється за *принципом «мінімальної енергії»*, згідно з яким електрон в атомі розміщується так, щоб його енергія була найменшою. Через те *електрони заповнюють орбіталі в порядку зростання їхньої енергії*: спочатку заповнюється перший енергетичний рівень, і аж тоді як він повністю завершиться, починається заповнення другого тощо.

На одному енергетичному рівні насамперед заповнюється *s*-підрівень. Наприклад, в атомах елементів 2 періоду, які мають два підрівні, спочатку заповнюється *s*-підрівень, а потім *p*-підрівень.

Атом, що перебуває в основному стані, має мінімальну енергію. Розподіл енергетичних рівнів і підрівнів хімічних елементів 1–4 періодів визначає така послідовність зростання енергії електронів: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$.





Максимальну кількість електронів на енергетичних рівнях і підрівнях перших чотирьох періодів наведено в *табл. 1*.

Таблиця 1

Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях

Енергетичний рівень	Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні	Підрівень на енергетичному рівні	Максимальна кількість електронів на енергетичному підрівні
1	2 \bar{e}	<i>s</i>	2 \bar{e}
2	8 \bar{e}	<i>s</i>	2 \bar{e}
		<i>p</i>	6 \bar{e}
3	18 \bar{e}	<i>s</i>	2 \bar{e}
		<i>p</i>	6 \bar{e}
		<i>d</i>	10 \bar{e}
4	32 \bar{e}	<i>s</i>	2 \bar{e}
		<i>p</i>	6 \bar{e}
		<i>d</i>	10 \bar{e}
		<i>f</i>	14 \bar{e}

Отже, для розуміння явища періодичної зміни властивостей хімічних елементів та їхніх сполук, радіусів атомів і ступенів окиснення елементів необхідно мати уявлення про сучасну модель будови атома, особливо будову електронних оболонок атомів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- З погляду теорії будови атома періодичний закон трактується так: **властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їхніх атомів.**
- Під поняттям «**періодичність**» у хімії розуміють періодичну зміну електронної будови атомів і, відповідно, властивостей хімічних елементів, простих і складних речовин, утворених цими елементами; періодичну зміну радіусів атомів, валентності та ступенів окиснення.
- **Енергетичні рівні** — віддалі, на яких рухаються електрони з певним запасом енергії відносно ядра атома. Енергетичні рівні складаються з **підрівнів**, які утворюються **орбіталями**, що мають однаковий запас енергії.
- Номер енергетичного рівня позначають числом ***n***. Максимальну кількість електронів на енергетичному рівні визначають за формулою **$N = 2n^2$** , тобто **максимальна кількість електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера рівня**. Номер періоду в періодичній системі вказує на кількість енергетичних рівнів в атомі хімічного елемента.
- Кожний підрівень складається з певної кількості *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбіталей. Найменший за енергією підрівень кожного енергетичного рівня містить **одну**





***s*-орбіталь**, другий підрівень — **три *p*-орбіталі**, третій — **п'ять *d*-орбіталей**, четвертий — **сім *f*-орбіталей**.

- Дослідженнями встановлено, що на кожній орбіталі може бути не більше ніж два електрони, які відрізняються напрямком руху електрона навколо власної осі, тобто **спіном**. Електрони, що рухаються у двох протилежних напрямках навколо власної осі, мають **антипаралельні спіни**. Їх називають **спареними електронами**.
- Послідовність заповнення орбіталей електронами визначається за принципом «**мінімальної енергії**», згідно з яким електрон в атомі розміщується так, щоб його енергія була мінімальною.
- Атом в основному стані має мінімальну енергію. Розподіл енергетичних рівнів і підрівнів елементів 1–4 періодів відбувається відповідно до зростання енергії електронів у такій послідовності: **$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$** .
- Для розуміння явища періодичності необхідно мати уявлення про сучасну модель будови атома, особливо будову електронних оболонок атомів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте сучасне визначення періодичного закону.
2. Поясніть, чому за основу класифікації хімічних елементів узято будову атома.
3. Пригадайте склад атомних ядер і поясніть, від чого залежить кількість електронів в електронній оболонці атома.
4. Поясніть, що розуміють під поняттям «періодичність» у хімії.
5. Охарактеризуйте будову енергетичних рівнів атомів.
6. Поясніть, як можна визначити максимальну кількість електронів на енергетичному рівні.
7. Охарактеризуйте *s*-, *p*-, *d*-орбіталі та визначте максимальну кількість електронів на кожній орбіталі.
8. Охарактеризуйте поняття «спін», «антипаралельні спіни».
9. Поясніть послідовність заповнення орбіталей електронами.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- У 1934 р. німецька фізико-хімік *Іда Ноддак*, проаналізувавши отримані Енріко Фермі дані дослідження з бомбардування урану нейтронами, першою висловила припущення про можливість поділу ядра атома. Це припущення підтвердилося через 5 років.



§ 2. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ЕЛЕКТРОННІ ТА ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ АТОМІВ *s*-, *p*-, *d*-ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* поняття «електронна формула», або «електронна конфігурація», «графічні електронні формули»;
- *називати* *s*-, *p*-, *d*-елементи за їхнім розміщенням у періодичній системі;





- *складати* електронні та графічні електронні формули атомів *s*-, *p*-, *d*-елементів; електронні та графічні електронні формули атомів неметалічних елементів 2 і 3 періодів в основному та збудженому станах;
- *аналізувати* відмінності електронних конфігурацій атомів *s*-, *p*-, *d*-елементів (Ферум) 1–4 періодів;
- *характеризувати* принцип «мінімальної енергії»; основний та збуджений стани атомів; розміщення *s*-, *p*-, *d*-елементів у періодичній системі.



Пригадайте, що таке *електронні та графічні електронні формули*.

ЕЛЕКТРОННІ ТА ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ. У § 1 ви ознайомилися з розподілом електронів на енергетичних рівнях і підрівнях (табл. 1, с. 9). Його відображають електронними та графічними електронними формулами. Згідно з принципом «мінімальної енергії», електрон займає вільну орбіталь з найменшою енергією, тобто цей електрон найміцніше притягується ядром атома.

В *електронних формулах*, які ще називають *електронними конфігураціями*, цифрами вказують номер енергетичного рівня та кількість електронів на орбіталах, а латинською літерою позначають енергетичний підрівень. Тож електронна формула атома Гідрогену, що має заряд ядра атома +1, або в запису ${}^1_1\text{H}$, записується $1s^1$. Розглянемо рис. 5 і з'ясуємо, що означає такий запис.

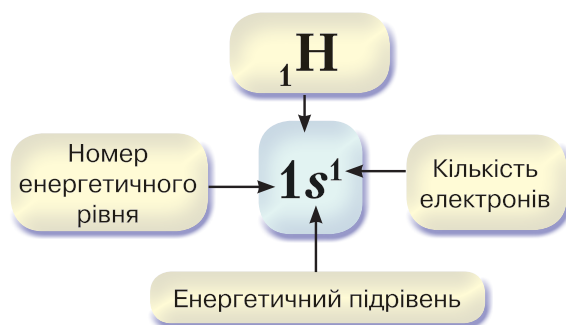


Рис. 5. Електронна формула атома Гідрогену

Крім електронних формул, структуру електронних оболонок атомів відображають *графічними електронними формулами*. Орбіталь графічно позначають *квадратом*, який називають *енергетичною коміркою*; електрони — *стрілкою*, що вказує на орієнтацію спіну електрона. Якщо квадрат без стрілки, то це означає, що орбіталь вільна. Її може зайняти електрон, коли атом перебуває в збудженому стані.

У квадраті може бути одна або дві стрілки: одна стрілка символізує один *неспарений електрон*, дві протилежно напрямлені стрілки — два електрони з антипаралельними спінами, тобто *спарені електрони*.

Приклади запису графічних електронних формул атомів хімічних елементів 1 періоду зображено на рис. 6 (с. 12).





Рис. 6. Графічні електронні формули атомів Гідрогену (а) і Гелію (б)

Пригадаємо, як записують електронні формули атомів елементів 1–3 періодів і розміщення цих елементів у періодичній системі (табл. 2).

Таблиця 2

Електронні формули атомів елементів 1–3 періодів та їхнє розміщення в періодичній системі

Період	Група							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1H $1s^1$							2He $1s^2$
2	3Li $1s^22s^1$	4Be $1s^22s^2$	5B $1s^22s^22p^1$	6C $1s^22s^22p^2$	7N $1s^22s^22p^3$	8O $1s^22s^22p^4$	9F $1s^22s^22p^5$	10Ne $1s^22s^22p^6$
3	11Na $1s^22s^22p^6$ $3s^1$	12Mg $1s^22s^22p^6$ $3s^2$	13Al $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^1$	14Si $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^2$	15P $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^3$	16S $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^4$	17Cl $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^5$	18Ar $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^6$

s-елементи. Заповнюється електронами *s*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

p-елементи. Елементи 2 та 3 періодів, в атомах яких поступово завершується *p*-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

Розглянемо докладніше графічні електронні формули. Оскільки з формулами атомів Гідрогену та Гелію ви ознайомилися на рис. 6, то звернемо увагу на елементи з порядковими номерами 3–18 (рис. 7).

Проаналізуємо розміщення електронів в атомах елементів 2 періоду. Як бачимо, в атомах елемента Літію 3Li формується новий (другий) енергетичний рівень. Його утворює *s*-електрон, сферична орбіталь якого така сама, як і в атомах Гідрогену, але з більшим запасом енергії. Тому електронна хмара, яку він описує під час руху навколо ядра, більша за розміром. В атомах елемента Берилію 4Be четвертий електрон розміщується на *s*-орбіталі другого енергетичного рівня; *s*-підрівень стає завершеним, електрони спарені. Починаючи з Бору 5B , в атомах елементів заповнюється *p*-орбіталь. Крім двох *s*-електронів, п'ятий — це неспарений *p*-електрон, який під час руху навколо ядра атома описує електронну хмару у формі гантелі. В атомах Карбону 6C й Нітрогену 7N неспарені *p*-електрони заповнюють вільні *p*-орбіталі цього енергетичного рівня, а від Оксигену 8O до Неону 10Ne відбувається спарювання *p*-електронів з антипаралельними спінами. Другий енергетичний рівень в атомах Неону завершений.





2 період					3 період												
1s	2s	2p			1s	2s	2p			3s	3p	3d					
${}^3\text{Li}$	↑↓	↑			${}^{11}\text{Na}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑							
${}^4\text{Be}$	↑↓	↑↓			${}^{12}\text{Mg}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓							
${}^5\text{B}$	↑↓	↑↓	↑		${}^{13}\text{Al}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑						
${}^6\text{C}$	↑↓	↑↓	↑	↑	${}^{14}\text{Si}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑					
${}^7\text{N}$	↑↓	↑↓	↑	↑	${}^{15}\text{P}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑				
${}^8\text{O}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	${}^{16}\text{S}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑					
${}^9\text{F}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	${}^{17}\text{Cl}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑					
${}^{10}\text{Ne}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	${}^{18}\text{Ar}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					

Рис. 7. Розміщення електронів по орбіталях в атомах елементів 2 та 3 періодів в основному стані

В атомах елементів 3 періоду заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня повторює послідовність другого рівня. Як бачимо з рис. 7, $3d$ -підрівень залишається вільним.

ЕЛЕКТРОННА ТА ГРАФІЧНА ЕЛЕКТРОННА ФОРМУЛИ АТОМА ФЕРУМУ. Розглянемо електронну та графічну електронну формули атома Феруму. Це елемент 4 періоду, головної підгрупи VIII групи періодичної системи хімічних елементів.

В атомах елементів, що входять до 4 періоду, починаючи зі Скандію (21), заповнюється d -підрівень. Електронна оболонка елемента Феруму складається з 26 електронів, що розташовані на чотирьох енергетичних рівнях. Їхнє розміщення відображає електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, або $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$.

Розглянемо графічну електронну формулу атома Феруму (рис. 8).

Елемент	1s	2s	2p			3s	3p	3d			4s		
${}^{26}\text{Fe}$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑↓

Рис. 8. Розміщення електронів по орбіталях атома Феруму

З електронної та графічної електронної формул бачимо, що в утворенні хімічних зв'язків можуть брати участь не тільки $3d$ -електрони. У сполуках Ферум найчастіше утворює йони Fe^{2+} і Fe^{3+} , утрачаючи два або три електрони. Тільки за особливих умов можуть використовуватися всі шість електронів з утворенням фератів. Елементи, у яких заповнюються внутрішні d -підрівні, називають **d -елементами**. Ферум – **d -елемент**.

Отже, можна зробити висновок:

- хімічні елементи, в атомах яких заповнюється електронами s -підрівень зовнішнього енергетичного рівня, називають **s -елементами**;





- хімічні елементи, в атомах яких заповнюється електронами p -підрівень зовнішнього енергетичного рівня, називають p -елементами;
- хімічні елементи, в атомах яких заповнюється електронами d -підрівень другого ззовні енергетичного рівня, а на зовнішньому залишається один або два електрони, називають d -елементами.

Розміщення s -, p -, d -елементів у періодичній системі. У табл. 2 (с. 12) s -, p - елементи виділені кольорами: s -елементи — рожевим, p — жовтим.

Вам відомо, що внаслідок розташування періодів один під одним утворюються групи, які поділяють на підгрупи А і В. У головних підгрупах (підгрупи А) I та II груп розміщуються s -елементи. До них також належать два елементи 1 періоду, тобто Гідроген і Гелій.




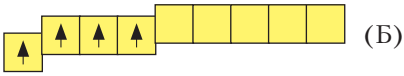

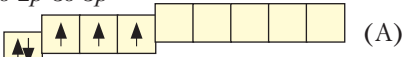

У головних підгрупах III–VIII груп розміщуються p -елементи. У їхніх атомах заповнюється електронами p -підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

У побічних підгрупах I–VIII груп розміщуються d -елементи. У їхніх атомах заповнюється електронами d -підрівень попереднього енергетичного рівня.

Отже, за розміщенням хімічних елементів у періодичній системі можна скласти електронну та графічні електронні формули будь-якого з елементів, і навпаки, за електронною або графічною електронною формулою атома елемента — з'ясувати розміщення елемента в періодичній системі.

Збуджений стан атома. Вам уже відомо, що атоми елементів можуть перебувати в основному та збудженому станах. *Основний стан атома* характеризується найменшою енергією під час руху електронів навколо ядра, електрон в основному стані зв'язаний з ядром атома найміцніше. Усі електронні формули атомів елементів, наведених у табл. 2, — формули атомів в основному стані.

Під час хімічних перетворень атоми, поглинаючи додаткову енергію (теплову, радіаційну), можуть переходити в **збуджений стан**, віддаючи або приєднуючи електрони. Це стан атома з вищим рівнем енергії, унаслідок чого зв'язок з ядром послаблюється аж до відриву електрона. Розглянемо електронні та графічні електронні формули атомів неметалічних елементів 2 і 3 періодів (рис. 9).

Елементи 2 періоду	Елементи 3 періоду
${}^6_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$ $n = 2$  (А)	${}^{14}_{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ $n = 3$  (А)
${}^6_6\text{C } 1s^2 2s^1 2p^3$ $n = 2$  (Б)	$n = 3$  (Б)
${}^7_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ $n = 2$  (А)	${}^{15}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ $n = 3$  (А)
	${}^{15}_{15}\text{P } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$ $n = 3$  (Б)



Продовження рис. 9

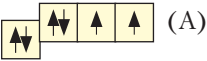
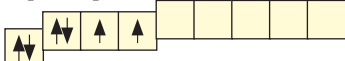


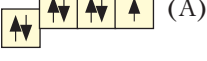
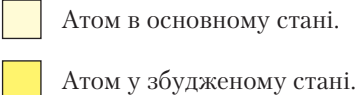
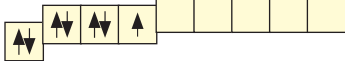


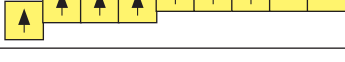
${}^8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$ $n = 2$  (А)	${}^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $n = 3$  (А) ${}^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$ $n = 3$  (Б) ${}^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ $n = 3$  (Б)
${}^9\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$ $n = 2$  (А) 	${}^{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $n = 3$  (А) ${}^{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$ $n = 3$  (Б) ${}^{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$ $n = 3$  (Б) ${}^{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$ $n = 3$  (Б)

Рис. 9. Розміщення електронів по орбіталях в атомах неметалічних елементів 2 та 3 періодів в основному (А) та збудженому (Б) станах

ВАЛЕНТНІ СТАНИ ЕЛЕМЕНТІВ. МОЖЛИВІ СТУПЕНІ ОКИСНЕННЯ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ 2 ТА 3 ПЕРІОДІВ. Уявлення про основні та збуджені стани атомів елементів дають змогу пояснити поняття «валентність» і періодичність її зміни. Насамперед будова електронної оболонки й енергетичних рівнів впливає на *зміну радіуса атома*. У межах одного періоду атомний радіус зменшується, бо із зростанням заряду ядра атома збільшуються сили притягання. З переходом до наступного періоду (див. табл. 2, с. 12) збільшується кількість енергетичних рівнів, а тому значно зростає радіус атома. Такі зміни спостерігаються в усіх періодах періодичної системи. Кожний новий період починається атомом, у якого формується новий енергетичний рівень (зовнішній) з одним s-електроном, що зумовлює стрибкоподібну зміну властивостей елементів та їхніх простих і складних речовин.



Пригадайте, у чому полягає відмінність між валентністю атомів елементів та їхніми ступенями окиснення.

Максимальну валентність атомів елементів і, відповідно, їхніх ступенів окиснення можна визначити за номером групи, у якій розміщений елемент. У головних підгрупах ці характеристики збігаються з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні. *Найвищий ступінь окиснення* елемент проявляє, коли утворює сполуки з найбільш електронегативними Оксигеном і Флуором. Серед усіх елементів електронегативність Флуору є найбільшою.





Тому, утворюючи сполуки, він завжди має ступінь окиснення -1 . Оксиген у сполуках з іншими елементами проявляє негативний ступінь окиснення, найчастіше -2 , крім сполуки OF_2 , у якій його ступінь окиснення дорівнює $+2$. У пероксидах (H_2O_2 , Na_2O_2), де атоми Оксигену сполучені між собою ковалентним неполярним зв'язком, ступінь окиснення становить -1 . Атоми цих елементів не переходять у збуджений стан. Атом Нітрогену, приєднуючи три електрони на зовнішній енергетичний рівень, утворює стійку електронну конфігурацію з восьми електронів. Ступінь окиснення становить -3 . Це відбувається під час взаємодії з менш електронегативним елементом.

Однак збудження атомів Нітрогену, Оксигену та Флуору — $2s^22p^3$, $2s^22p^4$ та $2s^22p^5$ відповідно — неможливе, тому що в них немає незаповнених підрівнів.

Про особливості будови атома Карбону та здатність утворювати безліч сполук вам відомо з курсу хімії 9 й 10 класів.

У неметалічних елементів ступені окиснення можуть змінюватися. Це залежить від того, скільки електронів (усі або частина) переміщуються (зміщуються) від одного атома до іншого. Нітроген, взаємодіючи з більш електронегативними елементами, може проявляти ступінь окиснення $+1$, $+2$, $+3$, $+4$, $+5$ залежно від того, скільки електронів зміщується.

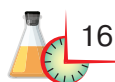
Атоми неметалічних елементів 3 періоду мають вакантний d -підрівень. У разі надання їм енергії електрони переходять із s - і p -підрівнів на d -підрівень і мають можливість збільшити кількість неспарених електронів. Наприклад, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{15}\text{P}$. Цим пояснюється чотири- й п'ятивалентність цих елементів відповідно.

Атоми Сульфуру та Хлору здатні мати декілька збуджених станів і, відповідно, проявляти різні ступені окиснення залежно від кількості неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Розглянемо це на прикладі атома Хлору (табл. 3).

Таблиця 3

Стани атома Хлору та їхні характеристики

Електронна формула. Стан атома	Валентність	Ступінь окиснення	Формула речовини	Характеристика стану
$1s^22s^22p^63s^23p^53d^0$ Основний стан	I	-1	HCl	На зовнішньому рівні один неспарений p -електрон.
$1s^22s^22p^63s^23p^43d^1$ Перший збуджений стан	III	$+3$	HClO_2	На зовнішньому рівні три неспарені електрони: $2p$ та $1d$. Цей стан нестійкий, тому сполуки швидко розпадаються.
$1s^22s^22p^63s^23p^33d^2$ Другий збуджений стан	V	$+5$	HClO_3	На зовнішньому рівні п'ять неспарених електронів: $3p$ та $2d$.
$1s^22s^22p^63s^13p^33d^3$ Третій збуджений стан	VII	$+7$	Cl_2O_7 , HClO_4	На зовнішньому рівні сім неспарених електронів: $1s$, $3p$ та $3d$.





Однак числові значення ступеня окиснення та валентності можуть не збігатися. Наприклад, у молекулах простих речовин, утворених неметалічними елементами, ступінь окиснення дорівнює нулю, а валентність залежить від кількості електронів, які атоми елементів віддають для утворення спільних електронних пар.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Електронні формули**, або **електронні конфігурації**, відображають розподіл електронів в атомі. Вони вказують на розміщення електронів на енергетичних рівнях, де цифрами 1, 2, 3, ..., 7 позначають енергетичний рівень, літерами *s*-, *p*-, *d*-, *f*- — енергетичні підрівні та форму орбіталей, а цифрою в степені — кількість електронів на підрівні. Наприклад: ${}_9\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$.
- Графічні електронні формули відображають структуру електронних оболонок атомів. Орбіталь позначають квадратом (його називають *енергетичною коміркою*), а електрони — стрілками. Якщо квадрат вільний — на орбіталі відсутній електрон, якщо є одна стрілка — електрон неспарений, якщо дві стрілки, спрямовані в протилежних напрямках, — спарені електрони з антипаралельними спінами.
- Енергетичні рівні заповнюються поступово: спочатку ***s*-підрівень**, за ним ***p*-підрівень**, що має три орбіталі, за ним ***d*-підрівень**, якому властива наявність п'яти орбіталей. Відповідно **максимальна кількість електронів** на *s*-підрівні — **2**, на *p*-підрівні — **6** і на *d*-підрівні — **10**.
- ***s*-елементи** розміщуються в головних підгрупах (підгрупи A) I та II груп періодичної системи. До них також належать два елементи 1 періоду, тобто Гідроген і Гелій.
- ***p*-елементи** — елементи, в атомах яких заповнюється електронами *p*-підрівень, розміщуються в головних підгрупах III — VIII груп.
- ***d*-елементи** — елементи, в атомах яких заповнюється *d*-підрівень попереднього енергетичного рівня, і розміщуються вони в побічних підгрупах I — VIII груп.
- У збудженому стані кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні зростає, тому атоми, перебуваючи в цьому стані, проявляють змінні валентність і ступені окиснення.



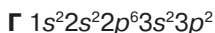
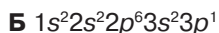
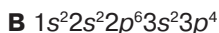
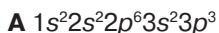
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що відображає електронна формула атома.
2. Напишіть електронні формули атомів елементів 2 періоду та поясніть, які зміни спостерігаються в будові атомів елементів.
3. Поясніть, як, крім електронної формули, можна зобразити структуру електронних оболонок атомів.
4. Охарактеризуйте на основі електронних і графічних електронних формул розміщення *s*-, *p*-, *d*-елементів у періодичній системі.
5. Проаналізуйте відмінності електронних конфігурацій атомів *s*-, *p*-, *d*-елементів (Ферум) 1–4 періодів.
6. Поясніть, що означає принцип «мінімальної енергії».
7. Охарактеризуйте основний та збуджений стани атома на прикладі атомів Сульфуру та Хлору, поясніть валентні стани та ступені окиснення цих елементів у сполуках.

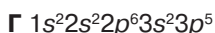
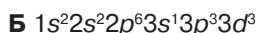
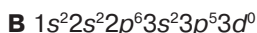
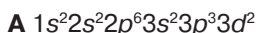




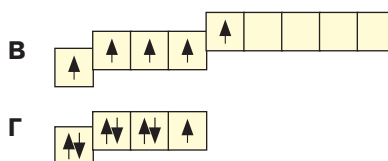
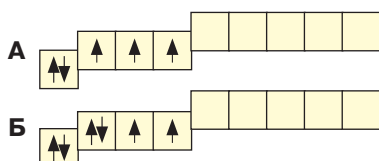
8. Укажіть електронну формулу атома Силіцію в основному стані.



9. Укажіть електронну формулу атома Хлору в другому збудженому стані.



10. Укажіть графічну електронну формулу атома Фосфору в збудженому стані.



§ 3. ЯВИЩЕ ПЕРІОДИЧНОЇ ЗМІНИ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК НА ОСНОВІ УЯВЛЕНЬ ПРО ЕЛЕКТРОННУ БУДОВУ АТОМІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, чому періодично змінюються властивості елементів та їхніх простих і складних речовин;
- *називати* металічні та неметалічні елементи за розміщенням у періодичній системі, урахувавши електронну будову атомів;
- *обґрунтовувати* періодичну зміну радіусів атомів та йонів, електро-негативності, ступенів окиснення, властивостей елементів та їхніх простих речовин на основі електронної будови їхніх атомів;
- *висловлювати судження* щодо застосування періодичного закону для передбачення властивостей ще не відкритих елементів.

Періодична зміна властивостей елементів. У попередніх параграфах ви ознайомилися з будовою електронних оболонок атомів елементів, їхніми електронними конфігураціями та графічними електронними формулами. За допомогою періодичної системи можна скласти електронні формули кожного з хімічних елементів. Зважаючи на те, що властивості елементів періодично повторюються, узагальнимо від чого залежать їхні періодичні зміни.

Вам уже відомо, що електронна конфігурація атома пояснює періодичні зміни таких характеристик атома, як *радіус*, *електронегативність*, *валентність* і *ступінь окиснення*, що визначають хімічні властивості елементів та їхніх сполук. Розглянемо це докладніше.

Радіус атома. Через хвильовий характер руху електронів навколо ядра радіуси атомів не мають чітких меж. Крім того, форма орбіталей електронів є різною. Якщо припустити, що атоми мають форму кулі, то радіус атома визначають як віддаль від ядра до зовнішнього енергетичного рівня. Інакше кажучи, поняття «атомний радіус» є умовним. Якщо треба встановити числові значення радіусів атомів елементів, то їх визначають експериментально, урахувавши





довжини хімічних зв'язків між атомами в сполуці. Одиницею вимірювання атомних радіусів є *нанометр* (нм): $1 \text{ нм} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$.

У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в атомів елементів не змінюється, однак зростає заряд ядра атома, отже, посилюється притягання ядром атома електронів зовнішнього енергетичного рівня. Унаслідок цього від початку до кінця періоду радіуси атомів незначно зменшуються. Тому в елементів одного малого періоду металічні властивості плавно змінюються на неметалічні. Такі самі зміни відбуваються в парних рядах великих періодів.

Звернімо увагу на зміни, які відбуваються з *радіусами йонів*, оскільки вони відрізняються від радіусів атомів елементів. Якщо атоми віддають електрони зовнішнього енергетичного рівня, то радіус йона зменшується. Це властиво металічним елементам. Атоми неметалічних елементів приєднують електрони, що є причиною збільшення розмірів йонів. Отже, *радіуси катіонів завжди менші від радіусів аніонів та електронейтральних атомів*.



Наведіть приклади катіонів та аніонів, утворених елементами 3 періоду. Укажіть величину їхніх зарядів.

З'ясуємо, як змінюються радіуси атомів у групах періодичної системи. Через те, що в атомів елементів кожного наступного періоду формується новий енергетичний рівень, у них *періодично збільшуються радіуси атомів*. Як наслідок, спостерігається різка зміна властивостей елементів та їхніх сполук. Щодо радіусів йонів однакового заряду, то вони збільшуються із зростанням зарядів ядер.

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ. З цим поняттям ви ознайомилися в курсі хімії 8 класу. *Електронегативність елемента* — це властивість атома, що характеризує здатність притягувати до себе спільні електрони під час утворення хімічних зв'язків. Ця здатність змінюється в періодах і групах залежно від розміщення елемента в періодичній системі.

Одиницею електронегативності вважають електронегативність Літію. Її порівнюють з іншими елементами, тому для інших елементів вона є відносною величиною, тобто *відносною електронегативністю*. Розглянемо, як змінюється електронегативність елементів у періодах і групах періодичної системи (табл. 4).

Таблиця 4

Зміна відносної електронегативності елементів у періодах і групах

Період	Група								Зміна електро-негативності	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,1								He —	Зі збільшенням заряду ядра атома в періодах — зростає, у головних підгрупах — спадає.
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —		
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —		





Отже, зі збільшенням заряду ядра атома електронегативність *у періодах систематично зростає, а в підгрупах — спадає*. Найбільшу електронегативність проявляє Флуор.

За допомогою поняття «відносна електронегативність» пояснюють механізми утворення хімічного зв'язку.

Валентність і ступінь окиснення. Фізичний зміст валентності атомів елементів полягає в їхній здатності утворювати хімічні зв'язки. **Валентність** — це кількість ковалентних хімічних зв'язків, якими атом сполучений з іншими атомами. З погляду будови атома в утворенні ковалентних зв'язків беруть участь *неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня*.

Проте вам відомо, що існує безліч речовин немолекулярної будови, тому поняття «валентність» втрачає свою визначеність. Для них використовують поняття «ступінь окиснення».

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складатиметься тільки з йонів. Він може набувати: *позитивного значення*, якщо атом під час утворення сполуки віддає електрони; *негативного* — у разі приєднання атомом електронів або *нульового*, якщо утворюється сполука з ковалентним неполярним зв'язком.



Пригадайте, як позначають ступінь окиснення та як його проставляють.

Під час переходу атома елемента в збуджений стан усі неспарені електрони зовнішнього енергетичного рівня беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Тому **максимальна валентність атомів більшості елементів та їхні ступені окиснення відповідають номеру групи, у якій розміщується елемент у періодичній системі**. Наприклад, в атома Хлору в третьому збудженому стані два *p*-електрони й один *s*-електрон третього рівня переходять на *d*-підрівень. Це відбувається в атомах елементів побічних підгруп, у яких на зовнішньому енергетичному рівні валентними є *s*-електрони та *d*-електрони передостаннього енергетичного рівня.

Мінімальний ступінь окиснення (негативний) визначають за кількістю приєднаних атомом електронів, щоб його зовнішній енергетичний рівень став завершеним. Здебільшого його обчислюють так: **8 мінус номер групи, у якій розміщений елемент**.

Визначаючи ступінь окиснення в бінарних і складніших сполуках, необхідно пам'ятати правило: **усередині однієї молекули сполуки сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних**.



Пригадайте й обчисліть валентність і ступені окиснення елементів у сполуках за наведеними формулами: $ZnCl_2$, Cl_2O_7 , NH_3 , N_2 , Cl_2 .

Знаючи ступені окиснення елементів, складають формули бінарних сполук.

Ступінь окиснення атомів у сполуках, що складаються з трьох елементів.

Розглянемо, наприклад, як визначають ступінь окиснення в натрій сульфаті. Формула сполуки Na_2SO_4 . Передусім звертаємо увагу на те, який з елементів найбільш електронегативний з тих, що входять до складу сполуки. Це Оксиген,





ступінь окиснення якого дорівнює -2 . Чотири атоми Оксигену матимуть сумарний заряд -8 .

Металічний елемент Натрій проявляє ступінь окиснення $+1$, оскільки в його атомі на зовнішньому енергетичному рівні міститься один електрон. Два атоми Натрію віддають два електрони, тому їхній сумарний заряд $+2$. Будь-яка сполука є електронейтральною, тобто сума позитивних і негативних зарядів має бути однаковою. Отже, ступінь окиснення Сульфуру дорівнює різниці зарядів Оксигену й Натрію та становить $+6$. Сполука електронейтральна.

ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ В РОЗВИТКУ НАУКИ. З відкриттям періодичного закону, який дав уявлення про взаємозв'язки між усіма хімічними елементами, хімічна наука почала швидко розвиватися. У періодичній таблиці залишилися незаповнені Д. І. Менделєєвим клітинки, що створило умови для передбачення нових хімічних елементів — Скандію, Галію, Германію та інших і стало великим стимулом до відкриття цих елементів ще за життя вченого.

Упродовж багатьох років з часу відкриття періодичного закону вчені різних країн світу працювали над відкриттям нових хімічних елементів. Було відкрито лантаноїди й актиноїди. На основі періодичної системи вчені передбачили, що в 7 періоді має бути 32 елементи, а у 8 періоді — 50. У 2011 р. до періодичної системи внесено два елементи: 114 — Унунквадій та 116 — Унунгексій. У 2016 р. періодична система поповнилася ще чотирма елементами, відкритими вченими США, Японії та Росії. Ці елементи: 113 — Унунтрій, 115 — Унунпентій, 117 — Унунсептій та 118 — Унуноктій — верифіковано Міжнародним союзом теоретичної і прикладної хімії (IUPAC) і додано в таблицю Менделєєва, де вони завершили сьомий період таблиці. Їхні назви тимчасові, згодом вони будуть замінені на постійні.

Отже, теорія будови атома пояснила, чому в періодичній системі періодично змінюються властивості елементів, їхніх простих і складних речовин. На її основі вчені відкриватимуть дедалі більше нових хімічних елементів. Знання та застосування явища періодичної зміни властивостей елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів дає змогу керувати виробничими процесами, що відбуваються з речовинами, синтезувати нові хімічні елементи та речовини.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Електронна конфігурація** атомів пояснює періодичні зміни таких характеристик атома, як радіус, електронегативність, валентність і ступінь окиснення, що визначають хімічні властивості елементів та їхніх сполук.
- У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в атомів елементів не змінюється, але збільшується заряд ядра атома. Унаслідок цього від початку до кінця періоду **радіуси атомів незначно зменшуються**. Тому в елементів одного малого періоду й у парних рядах великих періодів **металічні властивості елементів плавно змінюються на неметалічні**.
- В атомів елементів кожного наступного періоду **формується новий енергетичний рівень**, що спричиняє різке збільшення радіуса атома й, відповідно, зміну властивостей елементів та їхніх сполук.
- **Електронегативність елемента** характеризується здатністю атома притягувати електрони під час утворення хімічних зв'язків. Зі зростанням заряду ядра атома електронегативність **у періодах зростає, а в підгрупах спадає**. Найбільшу електронегативність проявляє Флуор.





- **Валентність і ступінь окиснення** — поняття неоднозначні. **Валентність** визначається здатністю атомів елементів утворювати хімічні зв'язки, а **ступінь окиснення** — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з іонів. Максимальна валентність атомів більшості елементів та їхні ступені окиснення відповідають **номеру групи, у якій міститься елемент у періодичній системі**. Мінімальний ступінь окиснення (негативний) обчислюють за формулою **8 мінус номер групи, у якій міститься елемент**.
- Визначаючи ступінь окиснення в бінарних і складніших сполуках, необхідно пам'ятати правило: **усередині однієї молекули сполуки сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних**.
- Відкриття періодичного закону спричинило справжню революцію в хімічній науці. На основі наукових прогнозів було відкрито нові хімічні елементи. Так, у 2016 р. в періодичну систему внесено чотири елементи й вони повністю завершили 7 період.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть на основі електронних конфігурацій атомів, як змінюється радіус атома: а) у періодах; б) у групах.
2. Поясніть, як змінюються властивості елементів та їхніх простих речовин з накопиченням електронів у періодах і збільшенням радіусів атомів у головних підгрупах.
3. Поясніть на основі електронної будови атомів, як змінюється електронегативність елементів: а) у періодах; б) у групах.
4. Поясніть, чим відрізняються валентність і ступінь окиснення.
5. Визначте валентність і ступені окиснення в сполуках, формули яких такі: HCl, FeS, Mg₃N₂, H₂, H₂S, Cl₂. Поясніть отриманий результат.
6. Визначте, користуючись періодичною системою, максимальну валентність і ступені окиснення елементів: а) Фосфору; б) Хрому; в) Мангану.
7. Визначте за розміщенням у періодичній системі максимальні й мінімальні ступені окиснення неметалічних елементів: а) Силіцію; б) Нітрогену; в) Хлору.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Голова групи дослідників, які відкрили 113 елемент, японський учений *Косуке Моріта* повідомив про продовження роботи над відкриттям 119 елемента.
- Понад 10 років велася суперечка за авторство 113 елемента, який було отримано у вересні 2004 р. унаслідок зіштовхування на прискорювачі двох елементів — Zn-30 і Ві-83. Учені із США та Росії оголосили, що створили 113 елемент у процесі синтезу 115 елемента в м. Дубні в лютому 2004 р. і запропонували назвати його *Бекерелієм*. Однак IUPAC вважав недостатніми докази того, що був створений саме 113 елемент. Упродовж 10 років міжнародні організації вивчали подані обома сторонами матеріали досліджень синтезу 113 елемента (*Режим доступу: <http://cikavahimiya.blogspot.com/2015/12/113.html>*).



НАВЧАЛЬНІ ПРОЕКТИ

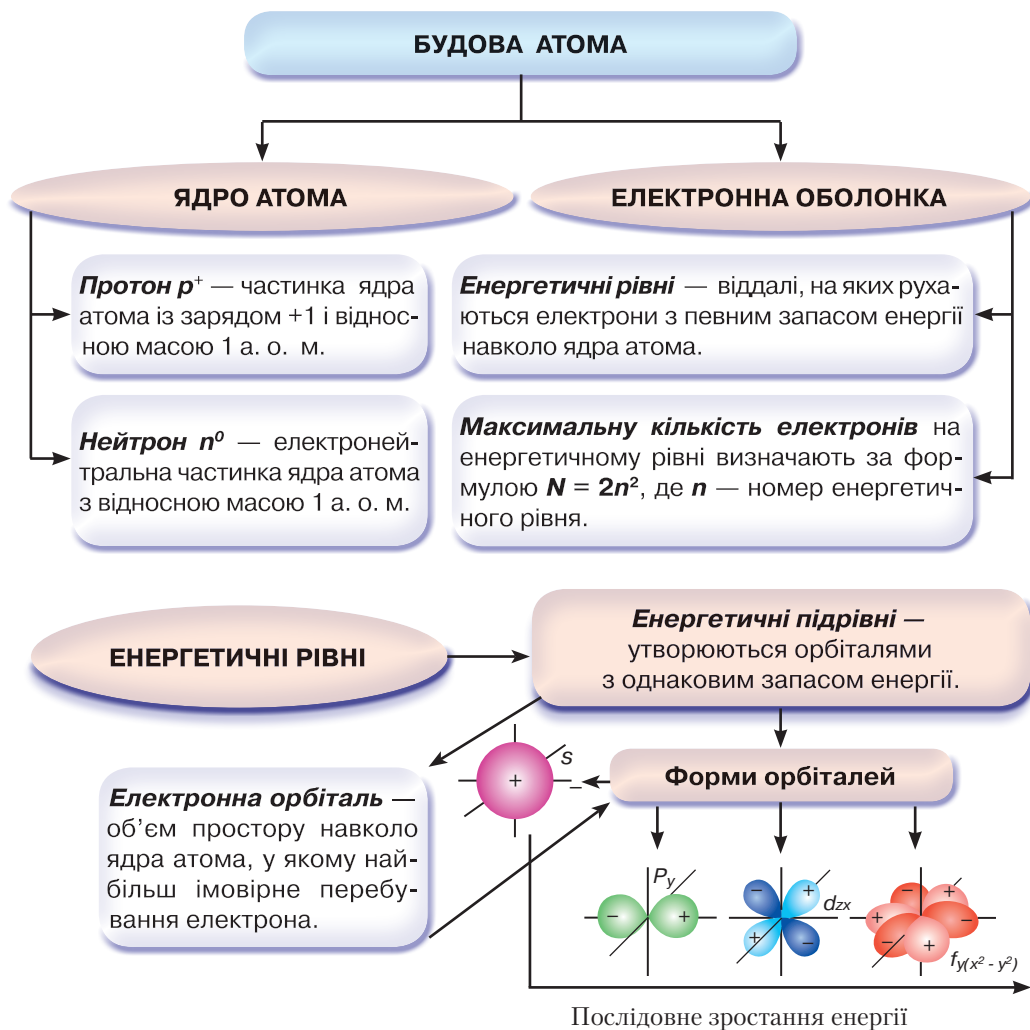
1. Створення 3D-моделей атомів елементів.
2. Застосування радіонуклідів у медицині.
3. Використання радіоактивних ізотопів як індикаторів у тваринництві, археології.





ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ТЕМУ 1 «ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ»

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН У СВІТЛІ СУЧАСНИХ УЯВЛЕНЬ ПРО БУДОВУ АТОМІВ



СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів їхніх атомних ядер.

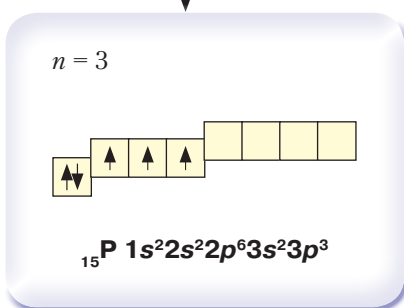




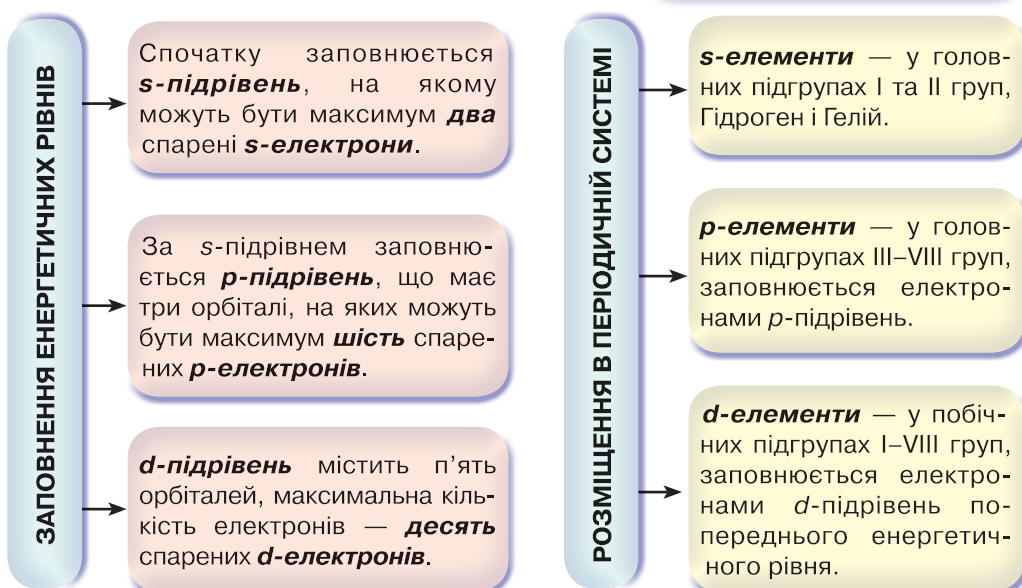
ЕЛЕКТРОННІ ТА ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ АТОМІВ *s*-, *p*-, *d*-ЕЛЕМЕНТІВ



ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ



- Квадрат — вільна орбіталь.
- ↑
 Квадрат зі стрілкою — **неспарений електрон**.
- ↑↓
 Квадрат із двома стрілками — **спарені електрони з антипаралельними спінами**.







Тема 2

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИН



§ 4. ВИДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ: ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- виявляти йонний зв'язок у речовинах за їхніми формулами;
- наводити приклади речовин з йонним зв'язком;
- пояснювати механізм утворення йонного зв'язку;
- прогнозувати фізичні властивості речовин з йонним зв'язком.

Хімічний зв'язок. Ознайомившись докладніше з електронною будовою атомів і розміщенням електронів на енергетичних рівнях, зокрема на зовнішньому — найвіддаленішому від ядра, ви переконалися, що періодична зміна властивостей елементів та їхніх сполук пов'язана насамперед з будовою зовнішнього рівня. Валентні стани атомів змінюються й залежать від того, у якому стані — основному чи збудженому — атом вступає в хімічну взаємодію з іншими атомами.

Оскільки інертні хімічні елементи мають завершений зовнішній енергетичний рівень, то в природі вони є одноатомними газами. Усі інші елементи періодичної системи здатні утворювати прості та складні речовини. Це пояснюється тим, що атоми цих елементів, зовнішні енергетичні рівні яких є незавершеними, прагнуть створити стійку конфігурацію під час взаємодії між собою або з атомами інших елементів. Тоді між атомами виникає хімічний зв'язок. Згідно з принципом «мінімальної енергії», хімічний зв'язок між атомами утворюється, якщо повна енергія системи в разі їхнього зближення зменшується.

У неорганічних й органічних речовинах наявні різні види хімічного зв'язку: між атомами неметалічних елементів утворюється ковалентний (неполярний та полярний) зв'язок, між атомами металічних і неметалічних елементів — йонний, у металів — металічний, у молекулах і між молекулами сполук з ковалентним полярним зв'язком — водневий.

Йонний зв'язок. Вивчаючи будову електронних оболонок атомів, ви дізналися, що найстабільнішу конфігурацію мають атоми інертних елементів. Така будова відповідає мінімальній енергії, тому всі інші елементи намагаються набути такої самої конфігурації.

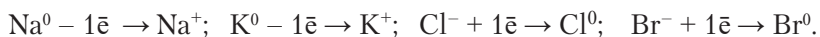
Під час хімічних реакцій *металічним елементам* властиво віддавати електрони зовнішнього енергетичного рівня, щоб утворити стійку конфігурацію. Наприклад, атоми лужних елементів, маючи на зовнішньому енергетичному рівні один електрон, віддають його й перетворюються на позитивно заряджені





йони, у яких зовнішній енергетичний рівень завершений, як у попереднього інертного елемента.

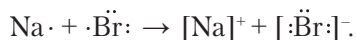
Атоми *неметалічних елементів* мають велику кількість електронів. Тому їм енергетично вигідніше приєднати певну кількість електронів до завершення зовнішнього енергетичного рівня. Після того вони перетворюються на негативно заряджені йони. Схематично це зображують так:



Йони — це заряджені частинки, на які перетворюються атоми, коли віддають або приєднують електрони.

Вам уже відомо, що позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**. Заряди йонів залежать від кількості відданих або приєднаних електронів. Якщо атом Кальцію віддає два електрони, то заряд йона $2+$ (*два плюс*). У разі приєднання атомом Сульфуру двох електронів утворюється йон, заряд якого дорівнює $2-$ (*два мінус*).

Процес переходу електронів від атомів металічних до атомів неметалічних елементів можна зобразити так:



Під час взаємодії Натрію з Бромом атом Натрію, електронна конфігурація якого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, віддає електрон і перетворюється на йон Натрію, що має стабільну конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6$, як в атома Неону. Приймаючи електрон, атом Брому з електронною конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ перетворюється на йон Брому з конфігурацією $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$, що відповідає зовнішньому енергетичному рівню атома Криптону, який є завершеним.



Йонний зв'язок — це хімічний зв'язок між йонами, що утворюється на основі електростатичних сил притягання. Сполуки з йонним зв'язком називають **йонними сполуками**.

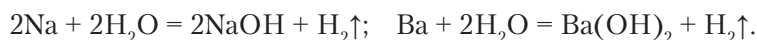
Йонний зв'язок утворюється між атомами елементів, електронегативності яких значно відрізняються, тобто між атомами металічних і неметалічних елементів. Сили взаємодії між йонами залежать від значень зарядів і радіусів йонів. Що більші заряди й менші радіуси йонів, то міцніші кулонівські сили притягання між йонами, а отже, міцніший хімічний зв'язок.

До йонних сполук належать основні й амфотерні оксиди, основи й амфотерні гідроксиди, солі, бінарні сполуки, до складу яких входять металічні й неметалічні елементи. Наприклад, *оксиди* натрій оксид Na_2O , калій оксид K_2O , цинк оксид ZnO , алюміній оксид Al_2O_3 ; *основи* натрій гідроксид NaOH , кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$; *амфотерні гідроксиди* цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$, алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$; *солі* натрій хлорид NaCl , літій фторид LiF , калій сульфат K_2SO_4 ; *бінарні сполуки* Ca_3P_2 , Mg_3N_2 , CaC_2 .





З'ясуємо, чи однакові властивості проявляють атоми й утворені ними йони. Вивчаючи курс неорганічної хімії, ви ознайомилися з реакціями лужних і лужноземельних металів з водою. Під час їхнього перебігу утворюються основи та виділяється водень:



Однак, розчиняючи натрій хлорид у воді, ми не спостерігатимемо виділення водню, хоча кристали солі дисоціюють і в розчині наявні йони Натрію:



Зважаючи на це, доходимо висновку, що властивості атомів та йонів є різними.

Йонні кристалічні ґратки. Усі йонні сполуки — тверді кристалічні речовини, структурні частинки яких — це позитивно та негативно заряджені йони. У структурі кристалу йонної сполуки йони розміщуються в певному порядку, зокрема в кристалічних ґратках періодично чергуються катіони й аніони. Наприклад, у кристалах натрій хлориду, модель кристалічних ґраток якого зображено на *рис. 10*, навколо кожного позитивно зарядженого йона Натрію розміщуються шість негативно заряджених йонів Хлору й навпаки. Йони в кристалі утримуються електростатичними силами притягання, що виникають між різнойменно зарядженими частинками. Ці сили досить міцні, що впливає на властивості йонних сполук. Вони нелеткі, тверді, тугоплавкі, мають високі температури кипіння, багато з них добре розчинні у воді.

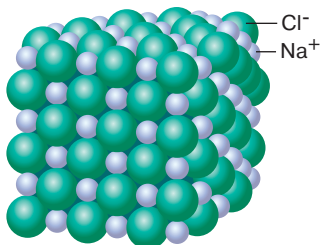


Рис. 10. Масштабна модель кристалічних ґраток натрій хлориду

Водні розчини або розплави (для нерозчинних у воді) йонних сполук є електропровідними. Це означає, що під час розчинення або розплавлення вони розпадаються на йони. У розплавах електропровідність зростає.

Йонні сполуки не розчиняються або слабо розчиняються в неполярних розчинниках. Йонні кристали є хорошими діелектриками.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У неорганічних та органічних речовинах виникають різні види хімічного зв'язку: **ковалентний** (неполярний та полярний), **йонний**, **металічний**, **водневий**.
- **Йонний зв'язок** — хімічний зв'язок між йонами, що утворюється на основі електростатичних сил притягання.
- Сполуки з йонним зв'язком називають **йонними**.
- **Йонний зв'язок** утворюється між атомами елементів, електронегативності яких значно відрізняються, тобто між атомами металічних і неметалічних елементів.
- **Йони** — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, коли віддають або приєднують електрони.
- Позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**. Заряди йонів залежать від кількості відданих або приєднаних електронів.
- До **йонних сполук** належать основні й амфотерні оксиди, основи й амфотерні гідроксиди, солі, бінарні сполуки.





- Йонні сполуки утворюють йонні кристалічні ґратки.
- **Йонні сполуки** — тверді кристалічні речовини, нелеткі, тугоплавкі, розчинні у воді та нерозчинні або погано розчинні в неполярних розчинниках. Розчини й розплави проводять електричний струм. Йонні кристали — хороші діелектрики.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, який зв'язок називають **йонним**.
2. Назвіть сполуки з йонним хімічним зв'язком.
3. Укажіть ряд формул, де містяться тільки йонні сполуки.
A KCl, HCl, CO₂, MgS **B** Na₂O, ZnBr₂, H₂S, SO₃
B NaOH, Al₂(SO₄)₃, FeS, KCl **Г** SO₂, NaNO₃, NO₂, Mg₃N₂
4. Виберіть з-поміж наведених формул речовин йонні сполуки й складіть формули йонів, що входять до їхнього складу: Ba(OH)₂, H₂SO₄, ZnCl₂, KNO₃, H₂S, SO₂, ZnO, CH₄, Al₂S₃, Na₂SO₄, C₂H₆, FeCl₃, NaOH, H₂O, MgSO₄.
5. Складіть усі можливі формули речовин, які містять такі йони: Fe²⁺, SO₄²⁻, Al³⁺, NO₃⁻, S²⁻, Ca²⁺, Li⁺, Cl⁻, H⁺, Ag⁺.



§ 5. ВИДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ: КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати речовини з ковалентним зв'язком;
- установлювати ковалентний зв'язок у речовинах за їхніми формулами;
- наводити приклади речовин з ковалентним зв'язком;
- пояснювати механізм утворення ковалентного зв'язку в молекулах простих і складних речовин, відмінності в утворенні ковалентних зв'язків у молекулі амоніаку та йоні амонію;
- прогнозувати фізичні властивості речовин з ковалентним (полярним і неполярним) зв'язком.



Пригадайте, який зв'язок називають **ковалентним**.

Ковалентний зв'язок. З цим видом хімічного зв'язку ви ознайомилися в курсі хімії 8 класу. Він властивий неорганічним та органічним речовинам. Вони утворюються внаслідок виникнення між атомами елементів однієї або декількох спільних електронних пар. Цей вид зв'язку властивий сполукам, молекули яких містять атоми неметалічних елементів.



Ковалентний зв'язок — це зв'язок на основі спільних електронних пар.

Розглянемо докладніше механізм утворення ковалентного зв'язку. Атоми, узаємодіючи між собою, можуть утворювати спільні електронні пари за допомогою неспарених електронів, *перебуваючи в незбудженому стані*. Найчастіше це атоми, які мають однакову або близьку за значенням електронегативність. Ковалентний зв'язок може бути **одинарним** (якщо між атомами виникла одна спільна електронна пара), **подвійним** (якщо дві) і **потрійним** (коли виникають три спільні електронні пари).





Пригадайте, як утворюється молекула водню.

Ковалентний неполярний зв'язок. Механізм виникнення зв'язку між атомами Гідрогену з утворенням молекули водню H_2 полягає в тому, що ядра атомів Гідрогену притягують електронні хмари s -електронів. Унаслідок зближення атомів їхні електронні хмари перекриваються, що супроводжується виділенням енергії та утворенням зони підвищеної електронної густини. Тоді електрони обох атомів Гідрогену перебувають у спільному користуванні двох ядер. Це енергетично вигідніше, ніж коли електрон перебуває в користуванні свого ядра. Отже, виникає електронна пара з двох s -електронів атомів Гідрогену (рис. 11), яка рівновіддалена від обох ядер атомів.

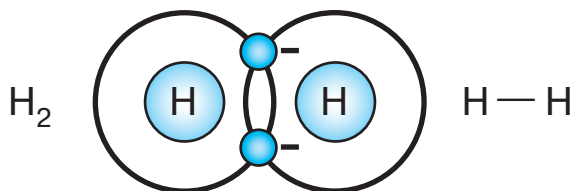


Рис. 11. Схема утворення спільної електронної пари перекриванням s -електронів двох атомів Гідрогену

Зв'язок у молекулах елементів з ковалентним зв'язком відображають електронними або графічними (структурними) електронними формулами. Електронна формула молекули водню $H:H$. У структурній формулі крапки замінюють рискою $H-H$.

У молекулі кисню між атомами Оксигену наявний подвійний зв'язок $O=O$, у молекулі азоту — потрійний $N\equiv N$.

У кожному з цих випадків атоми набувають стійкої конфігурації з двох або восьми електронів.



Поясніть механізм утворення ковалентного неполярного зв'язку, скориставшись рис. 12.

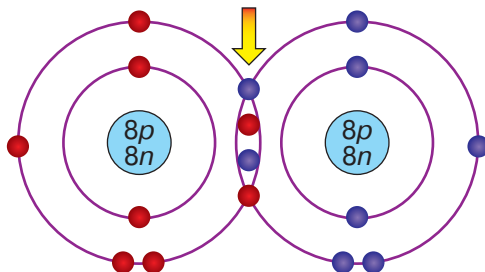


Рис. 12. Схема утворення двох спільних електронних пар у молекулі кисню



Хімічний зв'язок, що утворюється між атомами елементів з однаковою електронегативністю, називають **ковалентним неполярним зв'язком**.



Ковалентний полярний зв'язок. Здебільшого хімічний зв'язок виникає в молекулах складних речовин між атомами неметалічних елементів, що відрізняються електронегативністю. Прикладом може бути утворення молекул гідроген хлориду (рис. 13), води, амоніаку.

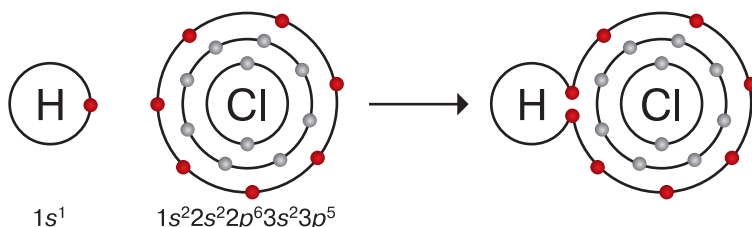


Рис. 13. Схема утворення ковалентного полярного зв'язку в молекулі гідроген хлориду

Розглянемо докладніше механізм утворення ковалентного полярного зв'язку в молекулі гідроген хлориду. Як бачимо з рис. 13, на зовнішньому енергетичному рівні в атома Гідрогену є $1s$ неспарений електрон, а в атома Хлору — два s - та п'ять p -електронів, зокрема один з них неспарений. До утворення стійкої конфігурації не вистачає одного електрона. Унаслідок взаємодії s -електрона атома Гідрогену та неспареного p -електрона атома Хлору утворюється спільна електронна пара. Ядро атома Хлору має заряд значно більший (+17), ніж ядро атома Гідрогену (+1), тому сили притягання з боку Хлору значно більші. Відбувається зміщення електронної пари до більш електронегативного елемента Хлору. Оскільки віддалі між ядрами атомів та утвореною спільною електронною парою неоднакові, це спричиняє поляризацію молекули. На тому кінці молекули, де розміщується елемент з більшою електронегативністю (Хлор), зосереджується негативний заряд, а там, де з меншою, — позитивний. Такі молекули називають *полярними молекулами*, або *диполями*.



Диполь — це система з двох зарядів, що є однаковими за значенням, але протилежними за знаком.



Пригадайте й поясніть утворення ковалентного зв'язку в молекулі води.

З'ясуємо, як утворюється ковалентний зв'язок у молекулі амоніаку. Вам уже відомо з § 2 (с. 13), що в атома Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні з п'яти наявних електронів три — неспарені. Електронна конфігурація ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$.

Атоми Нітрогену утворюють три спільні електронні пари з трьома атомами Гідрогену. Виникає стійка конфігурація зовнішнього енергетичного рівня: у Нітрогену — з восьми електронів, як у Неону, і в Гідрогену — з двох електронів, як у Гелію. Електронні пари зміщені до більш електронегативного атома Нітрогену. Молекула полярна, набуває форми піраміди. На зовнішньому



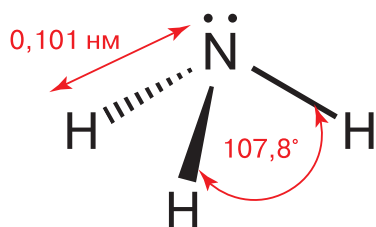


Рис. 14. Схема будови молекули амоніаку

енергетичному рівні залишаються два спарені s -електрони, які не беруть участі в утворенні зв'язку. Схему будови молекули амоніаку показано на рис. 14.

Вивчаючи органічні речовини, ви ознайомилися з електронною будовою атома Карбону. Вам відомо, що він, перебуваючи в основному стані, на зовнішньому (другому) енергетичному рівні має два спарені s -електрони й два неспарені p -електрони, що демонструє графічна

електронна формула (рис. 15, а). У такому стані атом Карбону утворює два ковалентні зв'язки. Однак у сполуках атом Карбону найчастіше є чотиривалентним та утворює чотири ковалентні зв'язки. Це відбувається завдяки тому, що під час хімічних реакцій атом Карбону переходить з основного стану в збуджений. Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня набуває іншого вигляду (рис. 15, б), де всі електрони неспарені, тобто електрон із s -підрівня переходить на вільну p -орбіталь. Унаслідок переходу на зовнішньому енергетичному рівні з'являються чотири неспарені електрони, що утворюють чотири ковалентні зв'язки з іншими атомами. При цьому звільняється стільки енергії, що вона перебиває енергію, затрачену на перехід атома Карбону з основного стану в збуджений.



Рис. 15. Графічні електронні формули атома Карбону в основному (а) і збудженому (б) станах

З § 2 (с. 13) вам відомо, що в атомів неметалічних елементів 3 періоду й наступних зовнішній енергетичний рівень містить d -підрівень. Під час збудження атома на цей підрівень переходять s - і p -електрони. Як наслідок, створюються додаткові можливості утворення ковалентних зв'язків.



Хімічний зв'язок, що утворюється між атомами елементів, електро-негативність яких незначно відрізняється, називають **ковалентним полярним зв'язком**.

Молекулярні кристалічні ґратки. Такий тип ґраток характерний для речовин молекулярної будови. У речовин з *ковалентним неполярним зв'язком* у вузлах кристалічних ґраток розміщуються *неполярні молекули*. Між ними діють міжмолекулярні сили взаємодії, що впливає на фізичні властивості цих сполук. Вони легкі, легкоплавкі, мають низькі температури кипіння, невисоку твердість. За нормальних умов вони можуть бути газами (H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2), рідинами (Br_2) або твердими речовинами (I_2 , P_4 , S_8).





У вузлах кристалічних ґраток речовин з *ковалентним полярним зв'язком* розміщуються *полярні молекули*, які в певному порядку орієнтовані в просторі, оскільки, крім електростатичних сил взаємодії, діють і міжмолекулярні. Фізичні властивості таких речовин подібні до властивостей речовин з неполярними кристалічними ґратками. Це неорганічні речовини: вода, амоніак, гідроген хлорид, гідроген сульфід, а також більшість органічних.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Розглядаючи утворення ковалентних зв'язків у молекулі амоніаку, ви, мабуть, звернули увагу на те, що атом Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні має два спарені *s*-електрони, які утворюють *неподілену електронну пару*. Вона може брати участь в утворенні ковалентних зв'язків з іншим атомом за умови, що на його зовнішньому енергетичному рівні є вільна орбіталь. Наприклад, у йона Гідрогену не заповнена *1s*-орбіталь. Тому під час взаємодії молекули амоніаку з йоном Гідрогену неподілена електронна пара від Нітрогену переходить на його вільну *s*-орбіталь і стає спільною для обох атомів. Як наслідок, утворюється йон амонію (рис. 16). Хоча в йоні амонію ковалентні зв'язки утворюються різними способами, вони є рівноцінними.

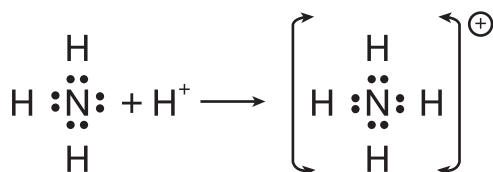


Рис. 16. Схема утворення йона амонію

Атом Нітрогену, який віддав неподілену електронну пару для утворення ковалентного зв'язку, є **донором**. Йон Гідрогену, який, маючи вільну орбіталь, приєднав неподілену електронну пару, називають **акцептором**. Тому механізм утворення ковалентного зв'язку й дістав назву *донорно-акцепторний*.



Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку — це механізм утворення зв'язку між атомами за рахунок неподіленої електронної пари одного атома та вільної орбіталі іншого.

На основі донорно-акцепторного механізму утворення зв'язку відбувається утворення сполук у реакції взаємодії амоніаку з гідроген хлоридом. Щоб переконатися в цьому, проведемо демонстраційний дослід.

Дослід. Наллємо в першу склянку водний розчин амоніаку, а в другу — хлоридну кислоту. Якщо піднесемо їх отворами одну до одної, то зі зближенням склянок з них інтенсивно виділятиметься «білий дим». У хімії ця реакція дістала назву «дим без вогню». Так званий «дим» — це дрібні кристали амоній хлориду (рис. 17).

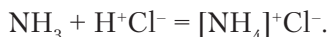


Рис. 17. Утворення амоній хлориду з амоніаку й гідроген хлориду





Рівняння реакції:



За донорно-акцепторним механізмом відбувається також утворення продуктів під час реакції взаємодії амоніаку з водою.



Складіть самостійно рівняння реакції взаємодії амоніаку з водою. Назвіть речовину, що утворилася.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Ковалентний зв'язок** — зв'язок на основі спільних електронних пар.
- **Ковалентний зв'язок** утворюється в сполуках, які містять атоми неметалічних елементів.
- **Ковалентний неполярний зв'язок** — хімічний зв'язок, що виникає між атомами елементів з однаковою електронегативністю. Утворюється за допомогою неспарених електронів між атомами, які мають однакову або близьку за значенням електронегативність.
- **Ковалентний полярний зв'язок** — хімічний зв'язок, що утворюється між атомами елементів, електронегативність яких незначно відрізняється. Виникає в молекулах складних речовин між атомами неметалічних елементів.
- Під час утворення ковалентного полярного зв'язку відбувається зміщення електронної пари до більш електронегативного елемента.
- **Диполь** — система з двох зарядів, однакових за значенням, але протилежних за знаком.
- **Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку** — це механізм утворення зв'язку між атомами за рахунок неподіленої електронної пари одного атома та вільної орбіталі іншого. Утворюється за умови, коли на зовнішньому енергетичному рівні одного атома є неподілена електронна пара, а в іншого атома — вільна орбіталь.
- У вузлах кристалічних ґраток речовин з неполярним зв'язком розміщені **неполярні молекули**, сили взаємодії між якими малі. У вузлах кристалічних ґраток речовин з полярним ковалентним зв'язком розміщуються **полярні молекули**, які в певному порядку орієнтовані в просторі, оскільки між ними, крім електростатичних сил взаємодії, виникають і міжмолекулярні.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, який зв'язок називають *ковалентним*.
2. Назвіть відомі вам способи утворення ковалентного зв'язку.
3. Охарактеризуйте на конкретних прикладах механізми утворення ковалентних зв'язків: а) неполярного; б) полярного.
4. Поясніть, які електрони зовнішнього енергетичного рівня беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах сполук, поданих формулами: а) O_2 ; б) H_2S ; в) CH_4 .
5. Укажіть сполуку з неполярним ковалентним зв'язком.
А NaCl **Б** CS_2 **В** NH_3 **Г** Br_2
6. Укажіть сполуку з полярним ковалентним зв'язком.
А NaBr **Б** H_2O **В** KCl **Г** Cl_2





7. Визначте, яку максимальну кількість зв'язків можуть утворювати атоми Нітрогену та Фосфору. Напишіть формули сполук.
8. Складіть рівняння реакцій взаємодії гідроген хлориду та води з амоніаком. Поясніть механізм утворення ковалентних зв'язків під час взаємодії цих сполук.
9. Обґрунтуйте залежність властивостей речовин від типу хімічного зв'язку та кристалічної будови.
10. Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку в сполуках за їхніми формулами: NH_3 , CaCl_2 , H_2S , N_2 та які фізичні властивості вони проявляють.



§ 6. ВИДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ: ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- називати речовини з водневим зв'язком; виявляти речовини, які здатні утворювати водневий зв'язок;
- пояснювати механізм утворення водневого зв'язку між молекулами води, спиртів, води та спиртів;
- прогнозувати фізичні властивості речовин на основі їхньої будови та будову речовин на основі їхніх фізичних властивостей.

Водневий зв'язок. Вам уже відомо, що речовини з полярним ковалентним зв'язком мають здатність до міжмолекулярної взаємодії. Це зумовлено поляризацією молекул та утворенням *диполів*.

У молекулах, де атом Гідрогену сполучений із сильно електронегативним атомом неметалічного елемента, виникає зв'язок і всередині молекул, і між окремими молекулами.



Водневий зв'язок — це електростатична взаємодія в молекулах або між ними за участю атомів Гідрогену.

Цей вид зв'язку утворюється в речовинах, молекули яких містять атом Гідрогену й атоми елементів, що проявляють значно більшу електронегативність. Іноді водневий зв'язок розглядають як різновид зв'язку, що виникає не тільки внаслідок дії електростатичних сил притягання, а й за донорно-акцепторним механізмом (наприклад, HF). У цьому разі електронегативний елемент зі значно більшою силою притягує атом Гідрогену й той втрачає свій електрон з *s*-орбіталі, залишається тільки ядро (*протон*). Вільну орбіталь заповнює неподілена електронна пара атома більш електронегативного елемента, який є *донором*, а ядро атома Гідрогену — *акцептором*.

Міжмолекулярний водневий зв'язок. Участь у такому зв'язку беруть дипольні молекули. Він наявний у речовин, які перебувають у рідкому або твердому агрегатному стані, зокрема в молекулах води, спиртів, карбонових кислот, між молекулами води й інших речовин тощо.





Механізм утворення цього виду зв'язку полягає в притягуванні атомами Гідрогену, на якому концентрується частковий позитивний заряд, атомів з більшою електронегативністю іншої молекули, на якому сконцентрований частковий негативний заряд.

Як наслідок, виникають асоційовані молекули: *димери* у випадку карбонових кислот або *асоціати* з багатьох молекул.

Між молекулами води асоціати утворюються внаслідок притягання атомами Гідрогену однієї молекули атомів Оксигену іншої молекули (рис. 18).

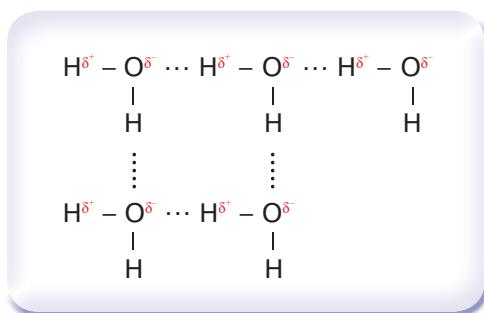


Рис. 18. Схема утворення асоціатів між молекулами води

Між молекулами спиртів водневий зв'язок виникає між атомом Гідрогену гідроксильної групи однієї молекули й атомом Оксигену гідроксильної групи іншої молекули (рис. 19). Завдяки здатності утворювати водневі зв'язки серед спиртів немає газів.



Пригадайте й поясніть, як відбувається зміщення електронної густини в гідроксильній групі спиртів.

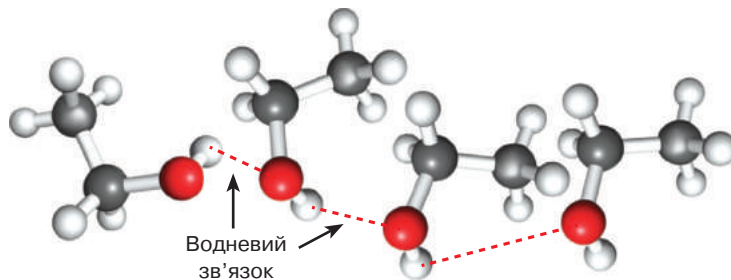


Рис. 19. Схема утворення водневого зв'язку між молекулами етанолу

Міжмолекулярна взаємодія на основі водневого зв'язку виникає не тільки між однаковими, а й між різними молекулами.

Між молекулами води та спиртів, зокрема в процесі розведення спиртів водою, утворюються асоціати між атомом Гідрогену молекули спирту, що має частковий позитивний заряд, та атомом Оксигену молекули води, на якому сконцентрований частковий негативний заряд. Завдяки водневому зв'язку спирти добре розводяться водою. Утворення асоціатів між етанолом і водою зображено на рис. 20.

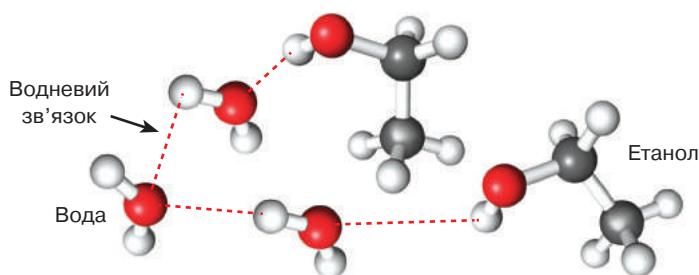


Рис. 20. Схема утворення водневого зв'язку між молекулами етанолу й води

ВНУТРІШНЬОМОЛЕКУЛЯРНИЙ ВОДНЕВИЙ ЗВ'ЯЗОК. Цей вид водневого зв'язку виникає не тільки в молекулах неорганічних, а й у молекулах органічних речовин. Багато органічних речовин містять у своєму складі характеристичні групи, у яких наявна поляризація зв'язку. Це гідроксильна група $-\text{OH}$ у спиртів, карбоксильна $-\text{COOH}$ у карбонових кислот, аміногрупа $-\text{NH}_2$ у молекулах амінів та амінокислот. Наприклад, вторинна структура молекули білка утримується у формі спіралі завдяки утворенню водневих зв'язків.

Наявність водневого зв'язку впливає на властивості речовин. У них значно вищі температури кипіння. Так, вода, порівнюючи з речовинами підгрупи Оксигену (H_2S , H_2Se , H_2Te), має високу температуру кипіння $- 100^\circ\text{C}$. Це пояснюється тим, що під час кип'ятіння води потрібно використати додаткову енергію на руйнування водневих зв'язків. Щодо міцності, то водневий зв'язок значно слабший від ковалентного й міцність його зменшується з підвищенням температури.

Водневий зв'язок, як вам уже відомо, відіграє важливу роль у процесі розчинення речовин, утворенні та утриманні вторинної структури білка, кристалогідратів, а також у процесах кристалізації, електролітичної дисоціації йонних і ковалентних полярних сполук. Особливо важлива роль водневих зв'язків у живій природі, адже вони наявні в молекулах не тільки білків, а й нуклеїнових кислот, гормонів, вітамінів та інших біологічно важливих речовин.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Водневий зв'язок** — електростатична взаємодія в молекулах або між молекулами за участю атомів Гідрогену. Виникає в речовинах, молекули яких містять атом Гідрогену й атоми елементів, що проявляють значно більшу електронегативність.
- Розрізняють **міжмолекулярний** та **внутрішньомолекулярний** водневий зв'язок.
- **Міжмолекулярний водневий зв'язок** спостерігається між молекулами води, спиртів (етанолу), між спиртами та водою. Механізм міжмолекулярної взаємодії у воді полягає в **притягуванні атомами Гідрогену однієї молекули атомів Оксигену іншої молекули**. Утворюються асоційовані молекули (**асоціати**).
- У **спиртах** асоціація виникає **між атомом Гідрогену гідроксильної групи однієї молекули й атомом Оксигену гідроксильної групи іншої молекули**.





- Під час розчинення спиртів у воді утворюються **асоціати між атомом Гідрогену молекули спирту, що має частковий позитивний заряд, та атомом Оксигену молекули води, на якому сконцентрований частковий негативний заряд.**
- **Внутрішньомолекулярний водневий зв'язок** виникає в молекулах неорганічних та органічних речовин. В органічних речовинах на утворення цього зв'язку впливають характеристичні групи, у яких наявна поляризація зв'язку.
- **Водневий зв'язок** впливає на фізичні властивості речовин. Речовини з водневим зв'язком мають значно вищі температури кипіння.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, який зв'язок називають *водневим*.
2. Поясніть механізм утворення асоціатів між молекулами: а) води; б) етанолу; в) етанолу та води.
3. Охарактеризуйте внутрішньомолекулярний водневий зв'язок.
4. Спрогнозуйте фізичні властивості речовин, що подані формулами NH_3 , Cl_2 , ZnCl_2 , на основі їхньої будови.
5. Укажіть сполуку, здатну до утворення водневого зв'язку.
А KBr **Б** H_2O **В** FeCl_2 **Г** Br_2
6. Оцініть роль водневого зв'язку в живій природі.



§ 7. ВИДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ: МЕТАЛІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* речовини з металічним зв'язком;
- *пояснювати* механізм утворення металічного зв'язку в металах; будову речовин на основі їхніх фізичних властивостей;
- *порівнювати* механізм утворення металічного зв'язку з механізмами утворення ковалентного та йонного зв'язків;
- *прогнозувати* фізичні властивості металів на основі їхньої будови.

Металічний зв'язок. Металічні елементи утворюють прості речовини-метали. Ці речовини перебувають здебільшого у твердому стані (крім ртуті). Для будови їхніх атомів характерна невелика кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні (1–3, рідше 4). Так, в атомів елементів головної підгрупи I групи — по одному електрону, головної підгрупи II групи — по два. Через віддаленість зовнішнього енергетичного рівня від ядра атома ці електрони легко відриваються від нього й переміщуються по всьому об'єму кристала. Атоми, утрачаючи електрони, перетворюються на позитивно заряджені йони (катіони). Тому у вузлах кристалічних ґраток металів локалізуються позитивно заряджені йони, які щільно упаковуються один біля одного. Зв'язок між йонами здійснюється завдяки вільному переміщенню електронів, що є спільними для всіх йонів. Сукупність вільних електронів дістала назву **електронний газ** (рис. 21).



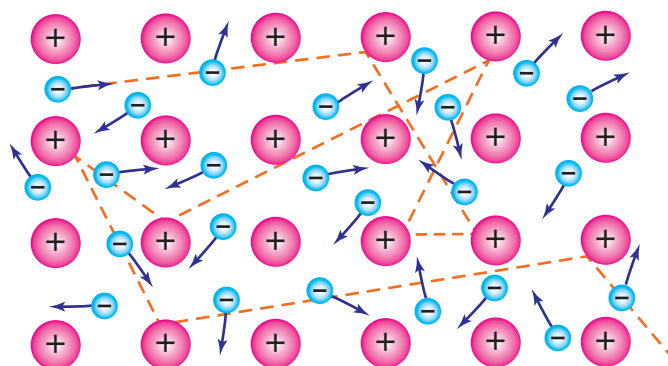


Рис. 21. Катіони металічних елементів і вільні електрони (електронний газ)

З'ясуємо, чому електрони в металах здатні вільно переміщатися. Це залежить від будови атомів металічних елементів. У кристалах металів електронів значно менше, ніж вільних орбіталей. Наприклад, в атома Натрію на зовнішньому енергетичному рівні є чотири орбіталі, але тільки один електрон. Це дає змогу електронам вільно переміщатися від одного атома до іншого.



Металічний зв'язок — це особливий вид зв'язку, що утворюється внаслідок взаємодії вільних електронів з йонами металічних елементів.

Особливість металічного зв'язку полягає в тому, що, як і в йонних сполуках, у вузлах кристалічних ґраток розміщені йони. Але, на відміну від йонних сполук, де йони різнойменно заряджені, у металів вони заряджені тільки позитивно.

Металічний зв'язок проявляє подібність і до ковалентного. Проте за ковалентного зв'язку участь в утворенні спільних електронних пар бере чітко визначена кількість електронів, якими спільно користуються атоми, що утворили ці пари. У металічних ґратках усі електрони рухливі, вони не утримуються біля окремих атомів (йонів), що й впливає на властивості металів.

Фізичні властивості металічних речовин. Унаслідок постійного руху електронів метали проявляють високу електропровідність. Однак, залежно від типу й розмірів кристалічних ґраток і певної кількості електронного газу, ці властивості неоднакові. Найбільшу електропровідність мають срібло, алюміній та мідь. З цієї ж причини метали теплопровідні.

Електронний газ, який рухається між щільно упакованими йонами, відбиває світлові промені, що спричиняє властивий усім металам металічний блиск.

Металам притаманні міцність і пластичність. Ці властивості зумовлені електронною будовою металів. Під час механічної дії окремі шари йонів металічних ґраток зміщуються, а слідом за ними переміщається електронний газ. Тому метали зберігають міцність, пластичність і ковкість. Схематичне зображення та моделі різних типів кристалічних ґраток металів показано на *рис. 22* (с. 40).

Будову кристалічних ґраток металів можна переглянути в інтернет-мережі в 3D-проектванні.



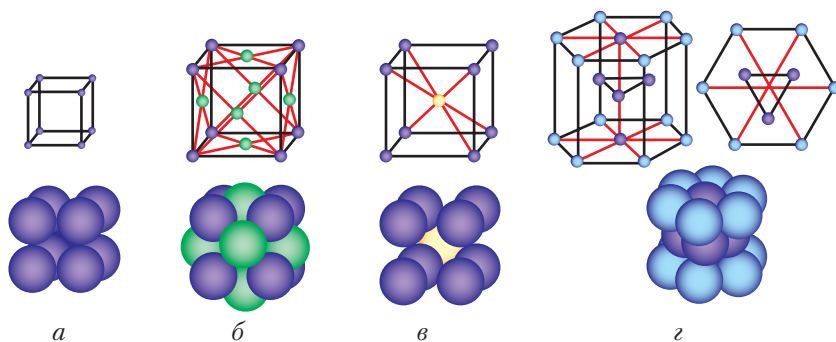


Рис. 22. Моделі кристалічних ґраток металів: *a* – кубічні; *б* – кубічні гранецентровані; *в* – кубічні об'ємноцентровані; *г* – гексагональні

Фізичні властивості й тип кристалічних ґраток речовини взаємопов'язані. Знаючи будову речовин, можна прогнозувати їхні властивості й навпаки.

Знання будови речовини й уміння спрогнозувати її властивості мають практичне значення для людини. Так, довідавшись про небезпеку для здоров'я парів ртуті, учимося безпечно поводитися з приладами, які її містять. Метали використовують у машино- й літакобудуванні, будівництві, для виробництва сплавів тощо. Дбайливе ставлення до природних ресурсів забезпечить стабільний розвиток металургійного виробництва, розвиток нових технологічних процесів, що здешевлюють продукт, і підприємництва.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Металічний зв'язок** — особливий вид зв'язку, що утворюється від взаємодії вільних електронів з йонами металічних елементів.
- **Металічний зв'язок** виникає в простих речовинах, утворених металічними елементами.
- **Механізм утворення металічного зв'язку** полягає у втраті атомами електронів. Унаслідок цього у вузлах кристалічних ґраток розміщуються тільки позитивно заряджені йони, які щільно упаковуються один біля одного. Зв'язок між ними здійснюється завдяки безперервному руху електронів (електронного газу).
- **Металічний зв'язок відрізняється від йонного** тим, що у вузлах кристалічних ґраток металів є тільки позитивно заряджені йони, а в йонних сполуках чергуються позитивно й негативно заряджені йони.
- **Металічний зв'язок відрізняється від ковалентного** тим, що всі електрони не утримуються біля окремих атомів (йонів), а вільно переміщуються, здійснюючи зв'язок між усіма атомами (йонами).
- Наявність металічного зв'язку впливає на властивості металів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, який зв'язок називають *металічним*.
2. Наведіть приклади речовин, у яких наявний металічний зв'язок.
3. Поясніть подібність і відмінність зв'язків: а) ковалентного й металічного; б) йонного та металічного.
4. Обґрунтуйте залежність властивостей металів від їхньої будови.





5. Класифікуйте наведені речовини за видами хімічного зв'язку: а) ковалентний неполярний; б) ковалентний полярний; в) йонний; г) металічний; г) ковалентний полярний і водневий.

Na_2S , H_2S , Cl_2 , HCl , Mg , CaCl_2 , H_2 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, Na , H_2O , NH_3 , Br_2 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, Cu , FeBr_2 , I_2 , H_2Se , CuBr_2 , CH_3OH , N_2 , SO_2 .



§ 8. КРИСТАЛІЧНИЙ ТА АМОРФНИЙ СТАНИ ТВЕРДИХ РЕЧОВИН



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- називати аморфні та кристалічні речовини;
- наводити приклади аморфних і кристалічних речовин;
- пояснювати відмінності між аморфними й кристалічними речовинами;
- розрізняти зразки аморфних і кристалічних речовин.



Пригадайте з курсу фізики, що вам відомо про кристалічні й аморфні тіла.

Агрегатні стани речовин. Вам уже відомо, що за звичайних умов речовини перебувають у трьох агрегатних станах: рідкому, твердому й газоподібному.

Кожному агрегатному стану властиві рух одних частинок щодо інших і певна впорядкованість цих частинок завдяки силам притягання між ними. За відповідних умов речовини можуть переходити з одного стану в інший, що супроводжується зміною їхньої структури.

Дослідженнями встановлено, що найпоширенішим є твердий стан речовин.

Кристалічний стан речовин. Речовини, перебуваючи у твердому стані, утворюють кристали. У твердих речовинах енергія взаємодії між частинками дуже велика. Завдяки цьому утворюється структура певної форми й об'єму, частинки якої (атоми, йони або молекули) не можуть вільно переміщатися. Інакше кажучи, утворюються кристали з певним типом кристалічних ґраток, де віддалі між частинками дуже малі й приблизно дорівнюють розміру частинки. У кристалах структурні частинки орієнтовані щодо однієї в чітко визначеному порядку. Повторюваність структурних елементів утворює кристалічну структуру речовин.

Залежно від природи частинок, що розміщені у вузлах кристалічних ґраток, і сил взаємодії між ними розрізняють різні їхні типи: молекулярні, атомні, йонні та металічні ґратки.



Пригадайте, які типи кристалічних ґраток вам уже відомі. Дайте коротку характеристику кожної з них.

Ознайомимося докладніше з будовою кристалічних ґраток твердих речовин.

Молекулярні кристалічні ґратки утворюють речовини з ковалентним зв'язком. Це прості речовини, утворені неметалічними елементами (крім Карбону та Силіцію), і складні речовини неорганічної та органічної природи. Вам уже відомо, що у вузлах молекулярних кристалічних ґраток розміщуються молекули з неполярним або полярним ковалентним зв'язком. У кристалічних ґратках молекули утримуються за допомогою міжмолекулярних вандерваальсових сил взаємодії. Вони ж впливають на властивості речовин.





На *рис. 23* зображено перехід води з рідкого стану у твердий з утворенням молекулярних кристалічних ґраток льоду. Як бачимо, під час утворення кристалів льоду молекули чітко орієнтовані своїми полюсами. При цьому вони втрачають здатність вільно переміщатися.

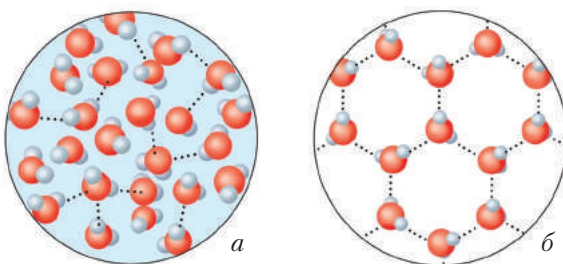


Рис. 23. Схема структури: *а* – води; *б* – льоду

Атомні кристалічні ґратки характеризуються тим, що в їхніх вузлах містяться окремі атоми, сполучені між собою за допомогою ковалентних зв'язків. Такі кристалічні ґратки мають відомі вам алмаз і графіт, силіцій, силіцій(IV) оксид тощо. Моделі кристалічних ґраток алмазу й графіту показано на *рис. 24*.

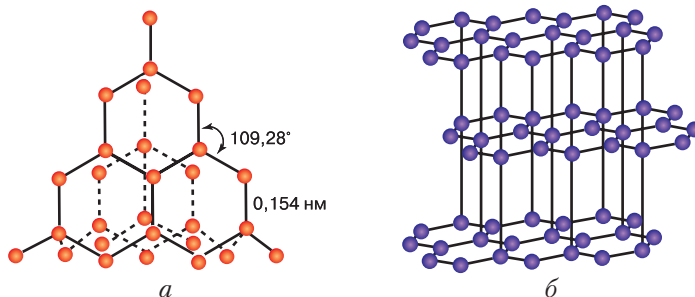


Рис. 24. Моделі кристалічних ґраток: *а* – алмазу; *б* – графіту

Розглянувши *рис. 24*, бачимо, що кристалічні ґратки кожної з речовин утворені атомами Карбону, однак розміщення атомів у кристалі є різним. Це означає, що й властивості цих речовин різні.

Йонні кристалічні ґратки властиві йонним сполукам. У вузлах таких ґраток містяться позитивно й негативно заряджені йони. Між різнойменно зарядженими йонами діють сили електростатичної взаємодії. Класичним прикладом йонних кристалічних ґраток є ґратки натрій хлориду (*рис. 25*). Йони розміщуються на вершинах куба та в центрі кожної грані. Навколо кожного йона Натрію є шість йонів Хлору й навпаки.

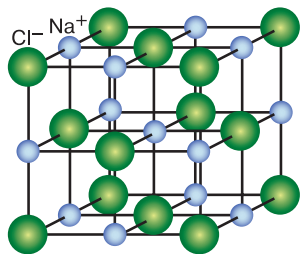


Рис. 25. Кулестрижнева модель кристалічних ґраток натрій хлориду

До сполук, які мають йонні кристалічні ґратки, належать деякі оксиди та солі. У складі солей можуть бути не тільки прості (як у NaCl , KBr , NaI), а й складні (NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) йони. У цих сполуках між атомами неметалічних елементів наявний ковалентний зв'язок, а між йонами – йонний. Йонні кристалічні ґратки міцніші за молекулярні, але слабші від атомних.





Металічні кристалічні ґратки утворюють метали. З різними типами кристалічних ґраток металів ви вже ознайомилися в § 7 (с. 40).

Аморфний стан речовин. Тверді речовини, залежно від розміщення структурних частинок у просторі, можуть перебувати не тільки в кристалічному, а й в аморфному стані. Цим речовинам невластива періодична структура, тому й немає характерної для кристалів повторюваності одного й того ж елемента структури, тобто вони не утворюють кристалічних ґраток. Однак в аморфних сполук наявна деяка узгодженість у просторовому розміщенні сусідніх частинок, хоча чіткої напрямленості їх, як у кристалах, немає. Вона може зникати зі збільшенням віддалі під дією зовнішніх сил, наприклад у разі підвищення температури.

Аморфні сполуки утворюються внаслідок швидкого охолодження розплавів, коли структурні частинки не встигають зайняти «правильні» місця, або під час конденсації газу. Згодом аморфні речовини кристалізуються, але цей процес за кімнатних температур досить тривалий.

В *аморфних речовин* немає чітко визначеної температури плавлення. За нагрівання вони розм'якшуються й перетворюються на в'язку рідину.

Аморфними речовинами є скло, віск, пластична сірка, пластмаси, природні та синтетичні смоли, деякі гідроксиди. Зразки аморфних речовин зображено на *рис. 26*.



Рис. 26. Зразки аморфних речовин: *а* — бурштин; *б* — парафін; *в* — пластмаса

Отже, узагальнюючи відомості про агрегатні стани речовин, доходимо висновку, що кристалічні речовини характеризуються чіткою впорядкованістю структурних частинок і правильними формами кристалів. Аморфні ж — невпорядкованістю розміщення частинок і відсутністю форми.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Тверді речовини** перебувають у двох станах: кристалічному й аморфному.
- У **кристалічних речовинах** енергія взаємодії між частинками дуже велика, що спричиняє структуру кристалу певної форми й об'єму, у якій частинки не можуть вільно переміщатися.
- **Кристалічні речовини** утворюють молекулярні, атомні, йонні та металічні кристалічні ґратки.
- У вузлах **молекулярних кристалічних ґраток** розміщені полярні або неполярні молекули. У кристалічних ґратках молекули утримуються за допомогою міжмолекулярних вандерваальсових сил взаємодії.
- **Атомні кристалічні ґратки** характеризуються тим, що в їхніх вузлах розміщені атоми, сполучені між собою ковалентними зв'язками.





Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовин

- Йонним сполукам властиві **йонні кристалічні ґратки**, у вузлах яких містяться позитивно й негативно заряджені йони, що утримуються силами електростатичної взаємодії.
- У вузлах **металічних кристалічних ґраток** є тільки **позитивно заряджені йони**, що утворюються внаслідок втрати атомами електронів.
- Тверді речовини, залежно від розміщення структурних частинок у просторі, можуть перебувати в **аморфному стані**. Їм не властива періодична структура, тому вони **не утворюють кристалічних ґраток**.
- Аморфними речовинами є скло, віск, пластична сірка, різні пластмаси, природні й синтетичні смоли, деякі гідроксиди.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, у яких станах можуть перебувати тверді речовини.
2. Наведіть приклади кристалічних та аморфних речовин.
3. Поясніть, які сили взаємодії між частинками наявні в кристалічних речовинах.
4. Охарактеризуйте механізми утворення кристалічних ґраток: а) молекулярних; б) йонних; в) атомних; г) металічних.
5. Визначте, між якими речовинами відбувається хімічна взаємодія: а) калій та бром; б) магній та сірка; в) цинк і хлор; г) азот і водень; ґ) водень і хлор. Складіть рівняння реакцій та поясніть, який тип кристалічних ґраток мають продукти їхньої взаємодії.



§ 9. ЗАЛЕЖНІСТЬ ФІЗИЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ РЕЧОВИН ВІД ЇХНЬОЇ БУДОВИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови;
- *висловлювати судження* щодо залежності між використанням речовин та їхньою будовою й властивостями.

Властивості речовин залежно від їхньої будови. В історії розвитку хімічної науки був період, коли вчені намагалися з'ясувати, з чого складаються речовини, яка їхня будова та як відбуваються хімічні перетворення. За допомогою численних досліджень було встановлено, що властивості речовин залежать від їхнього складу та будови. Вивчаючи основні класи неорганічних речовин, ви дізналися про те, що спільні властивості кислот пояснюються наявністю в їхньому складі атомів Гідрогену, а основ — наявністю гідроксильних груп. Теорією будови органічних сполук доведено безпосередній зв'язок між будовою та властивостями речовин.



Пригадайте основні положення теорії будови органічних речовин.

Розглянемо докладніше властивості твердих речовин. Як уже зазначалося, характерними ознаками твердого стану є невеликі віддалі між частинками й вид хімічного зв'язку між ними. Крім того, важливим є розміщення частинок у просторі, від чого залежить стан, у якому перебуває тверда речовина: кристалічний





або аморфний. Кристалічні речовини з різним типом кристалічних ґраток мають неоднакові властивості.

Речовини з йонними кристалічними ґратками, утворені внаслідок взаємодії між різнойменно зарядженими йонами, тверді, нелеткі та крихкі. Крихкість пов'язана з будовою, оскільки в разі сильного удару йони в кристалічних ґратках зміщуються. Позитивно заряджені йони потрапляють під йони з таким самим зарядом. Це ж відбувається з негативно зарядженими йонами. Унаслідок відштовхування однойменно заряджених частинок кристал дробиться. Ці речовини добре розчинні у воді, плавляться за високих температур. Водні розчини й розплави проводять електричний струм. Температури кипіння теж високі.

Речовини з молекулярними кристалічними ґратками (прості речовини-неметали, органічні речовини з ковалентним хімічним зв'язком), у яких молекули в кристалі утримуються за допомогою дії вандерваальсових сил, проявляють здатність до *сублімації* (перехід з твердого стану в газоподібний, минаючи рідкий). Такою речовиною є, наприклад, йод. Вони леткі, мають невисоку твердість, низькі температури плавлення та кипіння.

У речовин з молекулярними кристалічними ґратками (гідроген хлорид, гідроген сульфід, вода, карбон(IV) оксид, деякі органічні сполуки тощо) між молекулами може виникати ще й водневий зв'язок. Завдяки цьому дещо змінюється їхня кристалічна структура, а отже, і властивості. Порівнюючи з речовинами з ковалентними неполярними зв'язками, вони менш леткі, мають дещо більшу твердість, вищі температури плавлення та кипіння. Речовини з молекулярними кристалічними ґратками не проводять електричного струму.

У **речовин з атомними кристалічними ґратками** атоми утримуються за допомогою ковалентного зв'язку досить великої сили. Тому речовинам, що утворюють атомні кристали, властиві високі твердість (алмаз, пісок, карборунд) і температури плавлення та кипіння. Вони нелеткі, нерозчинні у воді й органічних розчинниках, не проводять електричного струму.

Металам притаманні **металічні кристалічні ґратки**. Специфіка будови впливає на їхні фізичні властивості. Це тверді (крім ртуті) речовини з характерним металічним блиском, сірого кольору або забарвлені, електро- й теплопровідні, міцні, ковкі та пластичні.

В **аморфних тіл** немає певної температури плавлення, оскільки за нагрівання вони не плавляться, а поступово розм'якшуються. Наприклад, вивчаючи фізичні й хімічні явища, ви ознайомилися з дослідом, який демонструє зміну форми скляної трубки. Під час нагрівання скло не плавиться, а розм'якшується й тоді можна змінити форму виробу. За подальшого нагрівання утворюється рідка склоподібна маса, яка, охолоджуючись, стає в'язкішою, з меншою плинністю. Візуально скло виглядає як тверда речовина, однак це рідина, яка має велику в'язкість і плинність. Інакше аморфні тіла розглядають як «застиглі рідини», що не течуть за звичайних умов.

Аморфні тіла здатні кристалізуватися. Цей процес для різних аморфних тіл відбувається з різною швидкістю. Щоб скло кристалізувалося, потрібно багато часу. Кристалізоване скло стає непрозорим і мутним, крихким, утрачає міцність.

До аморфних твердих тіл належать **аморфні метали** (металеві стекла). Порівнюючи з властивостями звичайних металів, для них характерні високі стійкість до корозії, в'язкість і міцність.





Застосування речовин з різними типами кристалічних ґраток. З будовою та властивостями речовин пов'язане їхнє застосування. Кристалічні речовини, що утворюють йонні кристалічні ґратки, застосовують як сировину для добування металів, виробництва будівельних матеріалів, медичних препаратів, керамічних виробів, абразивних матеріалів, ювелірних виробів, у лабораторіях тощо.

Властивості та застосування молекулярних сполук теж взаємопов'язані. Наприклад, *карбон(IV) оксид* у твердому стані відомий як сухий лід. Його використовують для охолодження харчових продуктів у кафе та ресторанах, під час транспортування заморожених продуктів (риби й м'яса), кондитерських виробів. Для очищення поверхонь використовують пелети із сухого льоду, а в театральних постановках — для створення ефекту туману.

Застосування речовин з атомними кристалічними ґратками ґрунтується на їхній твердості. Наприклад, *алмаз* використовують для різання скла та пластику. З нього виготовляють ювелірні прикраси. Алотропна модифікація алмазу — *графіт*, якому притаманні високий рівень м'якості та шаруватість будови, широко застосовують для виготовлення олівців; здатність графіту проводити електричний струм і тепло — для виготовлення електродів. *Силіцій(IV) оксид* — як будівельний матеріал, для виробництва стекл і цементу; *кварц* та його різновиди — теж у ювелірній справі.

Широкого застосування набули речовини з металічними кристалічними ґратками. Високі електропровідні властивості металів узяті за основу виготовлення електропроводів; теплопровідність — предметів домашнього вжитку, побутових виробів; ковкість і легкість — у машино-, літако-, корабельній приладобудуванні, виготовленні інструментів, у будівництві тощо. Загалом перелік застосування металів з урахуванням їхніх властивостей значно більший.

Використання властивостей аморфних речовин дістало поширення в сучасній техніці. Велику популярність мають металеві сплави. У медицині застосовують аморфні сплави, з яких роблять гвинти та пластини для з'єднання зламаних кісток. Вони міцніші за титанові пластини, але з часом розпадаються й замінюються на кісткову тканину. Аморфні сплави використовують для виготовлення інструментів, пружин і деталей різних механізмів.

Застосовують також і аморфний вуглець, відомий як сажа й деревне вугілля. *Сажу* використовують для добування гуми, друкарської фарби тощо. *Деревне вугілля* — як відновник під час виплавлення чавуну та сталі, для виготовлення чорного порошку, у протигазках, у медицині як адсорбент. Унікальні властивості аморфних речовин відкривають нові перспективи в їхньому застосуванні.

Наведені вище приклади науково доводять взаємозв'язок між будовою речовин, їхніми властивостями та застосуванням.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Кристалічні й аморфні речовини мають різну будову, що безпосередньо впливає на їхні властивості.
- **Речовини з йонними кристалічними ґратками** добре розчинні у воді, мають високі температури плавлення та кипіння. Водні розчини й розплави електропровідні.





- **Речовини з молекулярними кристалічними ґратками** проявляють здатність до **сублімації**, тобто можуть переходити з твердого стану в газоподібний, минаючи рідкий. Вони леткі, мають невелику твердість, низькі температури плавлення та кипіння, не проводять електричного струму.
- У **речовин з молекулярними кристалічними ґратками** між молекулами може виникати водневий зв'язок. Завдяки цьому вони менш леткі, ніж речовини з ковалентними неполярними зв'язками, мають трохи більшу твердість, вищі температури плавлення та кипіння.
- **Речовини з атомними кристалічними ґратками** дуже тверді, мають високі температури плавлення та кипіння, нелеткі, нерозчинні у воді й органічних розчинниках, не проводять електричного струму.
- Металам властиві **металічні кристалічні ґратки**. Специфіка будови зумовлює їхню твердість (крім ртуті), характерний металічний блиск, електро- й теплопровідність, міцність, ковкість і пластичність.
- В **аморфних тіл** відсутня температура плавлення, оскільки за нагрівання вони не плавляться, а поступово розм'якшуються; здатні кристалізуватися. Аморфні метали (металеві стекла), порівнюючи з властивостями металів, характеризуються високою стійкістю до корозії, в'язкістю та міцністю.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Наведіть приклади кристалічних та аморфних речовин.
2. Поясніть відмінності між кристалічними й аморфними речовинами.
3. Поясніть, як залежать властивості й застосування речовин з кристалічними ґратками: а) йонними; б) молекулярними; в) атомними; г) металічними.
4. Наведіть приклади застосування кристалічних та аморфних речовин.
5. Висловіть судження щодо залежності між використанням речовин та їхньою будовою і властивостями.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- У 1959 р. англійський фізик *Дж. Д. Бернал* провів цікаві досліди: він узяв багато маленьких пластилінових кульок однакового розміру, обкачав їх у крейдяній пудрі та спресував у великий ком. Як наслідок, кульки деформувались у многогранники. Виявилось, що при цьому утворювалися переважно п'ятикутні грані, а многогранники мали в середньому 13,3 грані. Отже, якийсь порядок в аморфних речовинах, безумовно, є.
- У 1960 р. в Каліфорнійському технологічному інституті групою вчених під керівництвом професора *П. Дювеза* (англ. *Pol Duwez*) було отримано металеве скло $Au_{75}Si_{25}$. Так розпочалося вивчення металів, що перебувають в аморфному стані. Цей та інші аморфні метали були отримані шляхом екстремально швидкого охолодження.



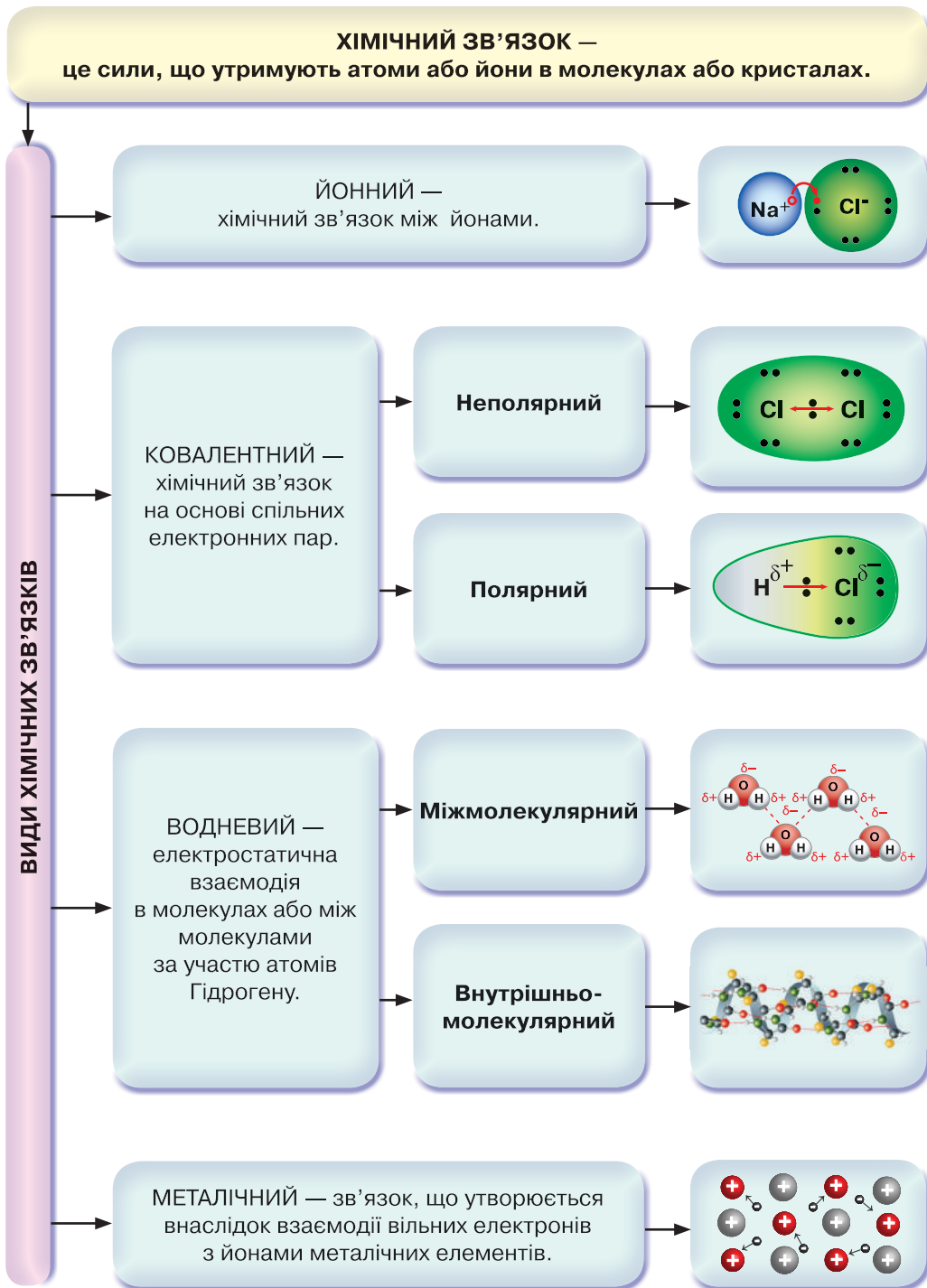
НАВЧАЛЬНІ ПРОЕКТИ

1. Застосування рідких кристалів.
2. Використання речовин з різними видами хімічних зв'язків у техніці.
3. Значення водневого зв'язку для організації структур біополімерів.





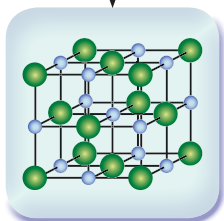
ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ТЕМУ 2
«ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИН»





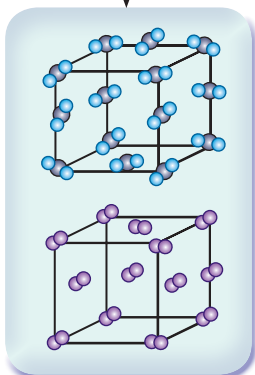
ТИПИ КРИСТАЛІЧНИХ ҐРАТОК І ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РЕЧОВИН

ЙОННІ



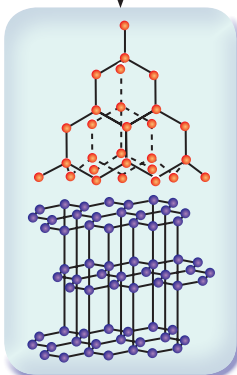
Добре розчинні у воді, мають високі температури плавлення та кипіння. Водні розчини й розплави електропровідні.

МОЛЕКУЛЯРНІ



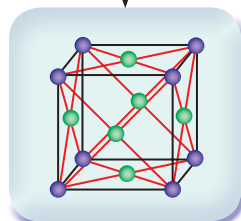
Речовини здатні до **сублімації**, вони леткі, мають невелику твердість, низькі температури плавлення та кипіння, не проводять електричного струму.

АТОМНІ



Дуже тверді, мають високі температури плавлення та кипіння, нелеткі, нерозчинні у воді й органічних розчинниках, не проводять електричного струму.

МЕТАЛІЧНІ



Тверді (крім ртуті), мають характерний металічний блиск, електро- й теплопровідні, міцні, ковкі, пластичні.

Речовини з ковалентними полярними зв'язками менш леткі, ніж речовини з неполярними зв'язками, мають трохи більшу твердість, вищі температури плавлення та кипіння.

Кристали

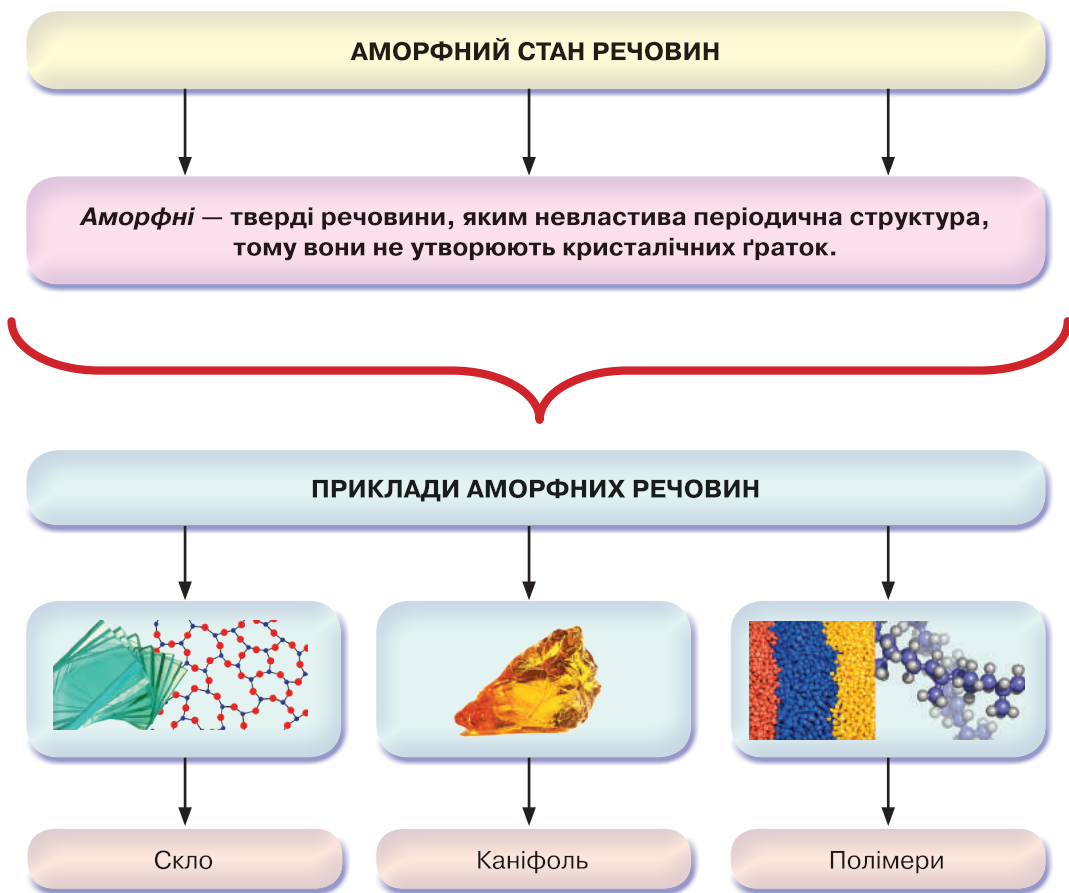


Кварц



Халькантит







§ 10. НЕОБОРОТНІ Й ОБОРОТНІ ХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ



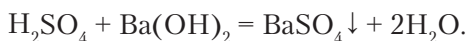
Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати необоротні й оборотні хімічні реакції;
- наводити приклади необоротних й оборотних хімічних реакцій;
- розрізняти необоротні й оборотні хімічні реакції;
- пояснювати поняття «пряма реакція», «оборотна реакція»;
- обґрунтовувати значення оборотних процесів у доквітлі та промислових виробництвах.

Вам уже відомо, що хімічні реакції мають велике практичне значення для людей. Реакції, які ви вивчали в 7–10 класах, класифікувалися за ознаками: зміна кількості та складу реагентів і продуктів реакцій (сполучення, розкладу, заміщення, обміну); тепловий ефект хімічних реакцій (екзотермічні й ендотермічні); участь каталізаторів (каталітичні й некаталітичні); зміна ступенів окиснення елементів, що входять до складу речовин (окисно-відновні та неокисно-відновні); напрямком перебігу (необоротні й оборотні). Розглянемо докладніше реакції, що характеризуються напрямком перебігу.

Необоротні й оборотні реакції. Вивчаючи хімічні перетворення, ви ознайомилися з умовами перебігу реакцій йонного обміну. Це, зокрема, випадання осаду, виділення газу, утворення малодисоційованої речовини. За цих умов реагенти перетворюються на інші сполуки. Такі реакції відбуваються в одному напрямку, оскільки з отриманих продуктів реакції добути реагенти не можна. Щоб переконатися в цьому, проведемо досліді.

Дослід 1. Взаємодія розчину сульфатної кислоти з розчином барій гідроксиду. Наллємо розчин сульфатної кислоти об'ємом 1,5–2 мл у пробірку й доллємо такий самий об'єм розчину барій гідроксиду. Рівняння реакції:



З рівняння реакції бачимо, що випав осад й утворилася малодисоційована речовина — вода. Добути з продуктів реакції сульфатну кислоту й барій гідроксид практично неможливо.

Отже, ця реакція відбувається в одному напрямку, тож є необоротною.

Дослід 2. Взаємодія розчину етанової кислоти з кальцій карбонатом. Насиплємо подрібнений кальцій карбонат у пробірку й доллємо розчин етанової





кислоти. Спостерігатимемо бурхливе виділення газу, допоки один з реагентів повністю не витратиться. Ця реакція теж необоротна, оскільки одним з продуктів реакції був газ. Рівняння реакції:



Складіть самостійно рівняння реакцій, під час яких випадає осад і виділяється газ.



Необоротні реакції — це хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції.

Наведемо класичний приклад оборотної реакції, з якою ви ознайомились у курсі хімії 9 класу.

Дослід 3. Реакція розкладу амоній хлориду. Насиплемо кристалічний амоній хлорид масою 2,5–3 г у велику пробірку. Закриємо її отвір корком із скловати. Обережно прогріємо пробірку вздовж, а потім там, де міститься сіль. Під час нагрівання амоній хлорид розкладається, тож через деякий час у верхній частині пробірки накопичиться густий дим. Згодом на стінках пробірки зверху з'являться кристалики солі з утворених продуктів розкладу. Це новоутворений амоній хлорид.

Отже, у пробірці одночасно відбулися дві реакції: *пряма* — реакція розкладу амоній хлориду на амоніак і гідроген хлорид і *зворотна* — реакція сполучення з утворенням амоній хлориду (рис. 27).

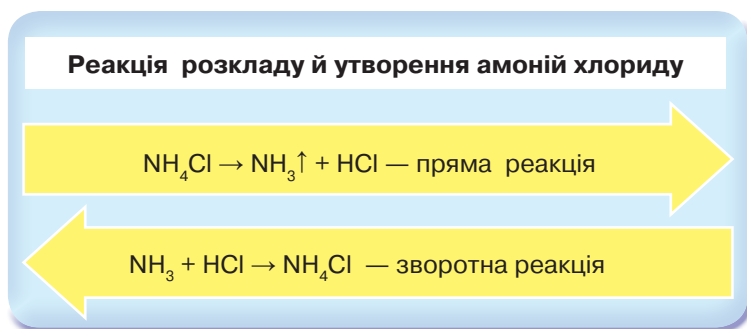


Рис. 27. Схема прямої та зворотної реакції розкладу й утворення амоній хлориду

Оборотні реакції записують одним хімічним рівнянням, у якому між реагентами й продуктами реакції ставлять дві протилежно напрямлені стрілки. Наприклад, реакцію розкладу та утворення амоній хлориду запишемо так:



Оборотні реакції — це хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках (прямому та зворотному).





ЗНАЧЕННЯ ОБОРОТНИХ ПРОЦЕСІВ У ДОВКІЛЛІ ТА ПРОМИСЛОВИХ ВИРОБНИЦТВАХ.

Оборотні реакції відбуваються й у природі. Це перетворення кисню на озон й озону на кисень; утворення під час грози нітроген(II) оксиду й розпад його до вихідних речовин; окиснення нітроген(II) оксиду до нітроген(IV) оксиду, який знову розкладається до нітроген(II) оксиду й кисню (рис. 28).

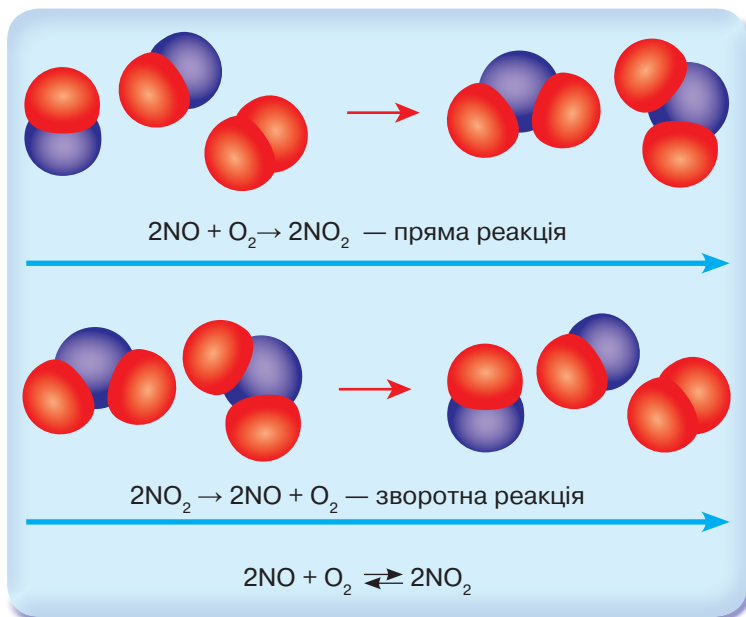


Рис 28. Схема прямої та зворотної реакцій утворення й розкладу нітроген(IV) оксиду

До оборотних належать реакції взаємодії водню з йодом, водню з азотом, води із сульфур(IV) оксидом, сульфур(IV) оксиду з киснем тощо.

Оборотні реакції не вигідні в промислових процесах, оскільки вихід потрібних речовин практично дуже малий, ефективність виробництва є низькою.

Для виробничого процесу важливо знати умови перебігу реакцій та чинники, що впливають на збільшення виходу продукту. Як цього досягають, розглянемо в наступному параграфі.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Хімічні реакції за напрямком перебігу поділяють на *необоротні* й *оборотні*.
- Хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції, називають **необоротними**.
- Хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках (прямому й зворотному), називають **оборотними**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення понять «необоротна реакція», «оборотна реакція».
2. Назвіть чинники, за яких реакції є необоротними.
3. Наведіть приклади необоротних та оборотних реакцій.





4. Укажіть два ряди, у яких наведено схеми тільки необоротних реакцій.
A $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ **B** $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$; $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
Б $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ **Г** $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$
5. Укажіть два ряди, у яких наведено схеми тільки оборотних реакцій.
A $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ **B** $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$; $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
Б $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ **Г** $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$; $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
6. Допишіть праві частини рівнянь реакцій, доберіть коефіцієнти:
а) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \dots$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; в) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$;
г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \dots$; р) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; д) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$.
7. У разі запаморочення людині підносять до носа шматочок вати, змочений нашатирином спиртом. Поясніть, яку речовину в медицині називають *нашатирином спиртом* та яка реакція відбувається під час його застосування.
8. Під дією на кальцій карбонат високої температури виділився газ об'ємом 4,48 л (н. у.). Обчисліть масу кальцій карбонату, що вступив у реакцію розкладу.
9. Натрій карбонат з масовою часткою домішок 20 % піддали дії етанової кислоти до повної їхньої взаємодії. Обчисліть масу утвореної солі, назвіть її.



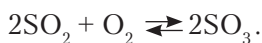
§ 11. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати*, що таке *хімічна рівновага*; вплив різних чинників на зміщення хімічної рівноваги;
- *характеризувати* суть хімічної рівноваги;
- *добирати* умови зміщення хімічної рівноваги оборотних процесів на основі принципу Ле Шательє;
- *висловлювати судження* про значення принципу Ле Шательє в керуванні хімічними процесами.

ХІМІЧНА РІВНОВАГА. Вам уже відомо, що під час оборотних реакцій речовини не витрачаються повністю. Утворені продукти знову взаємодіють між собою за тих самих умов. Наприклад, взаємодія сульфур(IV) оксиду з киснем за температури 450 °С та наявності каталізатора одночасно відбувається у двох напрямках, тобто здійснюються пряма й зворотна реакції:



Під час перебігу прямої реакції концентрація реагентів зменшується, оскільки вони витрачаються на утворення продуктів. Однак настає момент, коли концентрація продуктів реакції різко зростає, а швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, тобто зрівноважуються. Такий стан системи називають *хімічною рівновагою*.

Зазначимо, що в стані рівноваги хімічні реакції не припиняються. Це означає, що за одиницю часу кількість молекул, що утворюються під час прямої реакції, дорівнює кількості молекул, що утворюються під час зворотної (рис. 29).



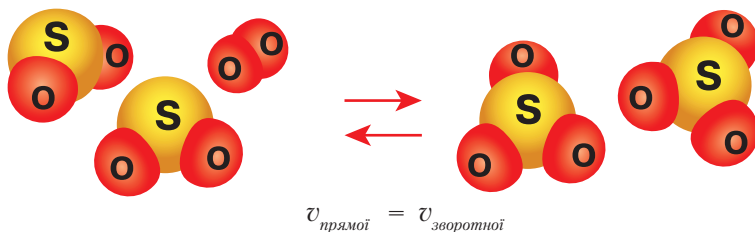


Рис. 29. Схема прямої та зворотної реакцій



Хімічна рівновага — це стан системи, коли швидкість прямої реакції зрівноважується зі швидкістю зворотної реакції.

Умови зміщення хімічної рівноваги оборотних процесів. Стан хімічної рівноваги є збитковим у хімічному виробництві. Тому вчені розпочали пошук способів зміщення рівноваги в бік продуктів реакції. До чинників, що впливають на зміщення рівноваги, належать зміни температури, тиску та концентрації. Ознайомимося докладніше, як ці чинники діють на зміщення хімічної рівноваги.

Вплив зміни температури. Певну історію має промислове виробництво амоніаку з азоту та водню. Ця реакція екзотермічна, тому під час реакції виділяється теплота. Рівняння реакції:



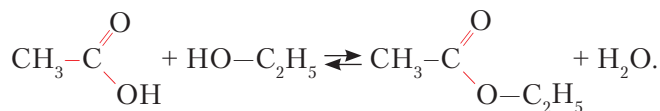
Очевидно, що процес розкладу амоніаку (зворотна реакція) є ендотермічним. Тому з підвищенням температури рівновага реакції зміститься в бік розкладу амоніаку, оскільки процес супроводжується поглинанням теплоти. Це протидіє підвищенню температури. Тож для зміщення рівноваги в бік виходу амоніаку суміш реагентів необхідно охолоджувати.

Отже, *підвищення температури зміщує хімічну рівновагу в бік ендотермічної реакції, зниження температури — у бік екзотермічної.*

Вплив зміни тиску. На стан хімічної рівноваги газоподібних речовин впливає тиск. Розглядаючи в цьому аспекті реакцію добування амоніаку, бачимо, що з чотирьох об'ємів газів, що вступали в реакцію, утворюється два об'єми амоніаку. Підвищення тиску зміщує рівновагу в бік прямої реакції і, відповідно, відбувається зниження тиску в системі.

Отже, *підвищення тиску зміщує хімічну рівновагу в бік, що зумовлює зменшення об'єму, а зниження тиску — у бік збільшення об'єму речовин, що реагують.*

Вплив зміни концентрації. Зміна концентрації однієї з речовин, що перебувають у стані хімічної рівноваги, зумовлює зміщення рівноваги в бік зменшення концентрації. Наприклад, розглянемо реакцію естерифікації, що є оборотною:



Якщо збільшити концентрацію етанової кислоти або етанолу, то рівновага зміститься в бік утворення естеру. Другий спосіб зміщення рівноваги в бік утворення продукту — забрати із системи один з продуктів реакції (наприклад, воду).





Отже, додавання в систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, одного з реагентів зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції. Такий самий ефект отримують, якщо вивести із системи один з продуктів реакції. Якщо ж збільшувати концентрацію одного з продуктів, то реакція зміщується в бік реагентів.

Вплив зовнішніх чинників на стан хімічної рівноваги визначають за правилом, яке було сформульоване в 1884 р. А. Л. Ле Шательє та дістало назву **принцип Ле Шательє**.



Якщо на систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, подіяти ззовні (змінити температуру, тиск або концентрацію), то рівновага зміститься в бік, протилежний створеній умові.

Анрі Луї Ле Шательє (1850–1936) — французький фізик і хімік. Навчався в коледжі Роллан у Парижі, Політехнічній школі та Вищій гірничій школі. Одночасно слухав лекції в Колеж де Франс. Після закінчення Вищої гірничої школи працював гірничим інженером в Алжирі. З 1877 по 1919 р. був професором Вищої гірничої школи в Парижі, у 1898–1907 рр. — професором кафедри загальної хімії в Колеж де Франс, у 1907–1925 рр. — професором Паризького університету. У 1907 р. був обраний членом Паризької академії наук.



Більшість робіт Ле Шательє присвячена прикладним проблемам. У 1884 р. сформулював принцип (названий його ім'ям), який використовується для моделювання різних виробничих процесів. У 1901 р. запропонував умови для промислового синтезу амоніаку. За активної участі вченого фізична хімія й хімічна технологія перетворилися на самостійні галузі науки. За свою наукову діяльність був удостоєний багатьох почесних нагород.

Використання каталізаторів не впливає на зміщення хімічної рівноваги, тому що вони однаково пришвидшують пряму й зворотну реакції.

Значення принципу Ле Шательє. Принцип Ле Шательє має вагомe значення в хімічному виробництві. Він дає змогу передбачити напрямок перебігу хімічної реакції за різних умов і, отже, керувати виробничими процесами.

Принцип Ле Шательє важливий для процесів, що відбуваються в біосфері. Вам уже відомо, що біологічно активні речовини постійно циркулюють у біосфері, тобто здійснюється її *саморегуляція*. Вона підтримується завдяки природним біологічним процесам живих організмів. Принцип Ле Шательє пояснює стійкість довкілля так: усі геофізичні й космічні зміни компенсуються змінами у функціонуванні живих організмів. Ці організми разом з довкіллям формують біосферу нашої планети. Зміни природних біологічних процесів, пов'язаних з живими організмами, призводять до порушення умов навколишнього середовища. Отже, кожна людина повинна пам'ятати, що втручання



в природні процеси довкілля може спричинити відповідні екологічні незворотні наслідки на шкоду самій людині.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімічна рівновага** — стан системи, коли швидкість прямої реакції зрівноважується зі швидкістю зворотної реакції.
- На стан хімічної рівноваги впливають зміни **температури, тиску, концентрації**.
- Підвищення температури **зміщує хімічну рівновагу в бік ендотермічної реакції**, зниження температури — у бік **екзотермічної**.
- Для газів підвищення тиску **зміщує рівновагу в бік, що спричиняє зменшення об'єму**, а зниження — у бік **збільшення об'єму речовин, що реагують**.
- Додавання в систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, одного з реагентів **зміщує рівновагу в бік утворення продуктів реакції**. Ефект буде такий самий, якщо **вивести із системи один з продуктів реакції**. Якщо ж збільшувати концентрацію одного з продуктів, то **реакція зміститься в бік реагентів**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що таке *стан хімічної рівноваги*.
2. Поясніть вплив на зміщення хімічної рівноваги: а) температури; б) тиску; в) концентрації речовин.
3. Охарактеризуйте суть принципу Ле Шательє.
4. Висловіть судження про значення принципу Ле Шательє для керування: а) виробничими процесами; б) біосферними процесами.
5. Поясніть, як вплине підвищення тиску на зміщення рівноваги в системі

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3, \Delta H = -92 \text{ кДж/моль.}$$
6. Поясніть, як у разі підвищення температури зміститься рівновага реакцій: а) розкладу кальцій карбонату $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2, \Delta H = 178 \text{ кДж/моль}$; б) розкладу нітроген(II) оксиду $2\text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + \text{O}_2, \Delta H = -181 \text{ кДж/моль}$.
7. Поясніть, як зміститься рівновага реакцій $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$, якщо: а) увести в систему додаткову кількість водню; б) вивести із системи утворений продукт.



§ 12. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою, сильною основою та слабкою кислотою, слабкою основою та слабкою кислотою;
- *пояснювати* вплив різних чинників на гідроліз солей;
- *характеризувати* суть гідролізу солей;
- *прогнозувати* можливість реакції гідролізу солей; рН середовища водних розчинів солей;
- *дотримуватися* правил безпеки під час виконання хімічних дослідів;
- *експериментально визначати* рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів;
- *обґрунтовувати* вплив гідролізу солей на рН ґрунтів.





Гідроліз солей. Вивчаючи класи неорганічних речовин, ви ознайомилися із солями як йонними сполуками. Солі утворюються внаслідок реакцій йонного обміну між кислотою та основою. Ще одним продуктом цих реакцій є вода. Якщо реакції відбуваються за участю слабких електролітів, то вони є оборотними.

У курсі органічної хімії ви дізналися, що *реакції гідролізу* — це реакції взаємодії речовин з водою. Тому суть гідролізу солей полягає в обміні між сіллю та водою з утворенням малодисоційованої, малорозчинної або нерозчинної речовини. Про те, що солі вступають у реакції обміну з водою, свідчить зміна забарвлення індикаторів.



Гідроліз солей — це реакції обміну йонів солі з водою, унаслідок чого утворюється слабкий електроліт.

Сіль є продуктом взаємодії основи з кислотою. Залежно від їхньої сили, розрізняють чотири типи солей, утворених: 1) слабкою основою та сильною кислотою; 2) сильною основою та слабкою кислотою; 3) слабкою основою та слабкою кислотою; 4) сильною основою та сильною кислотою (рис. 30).

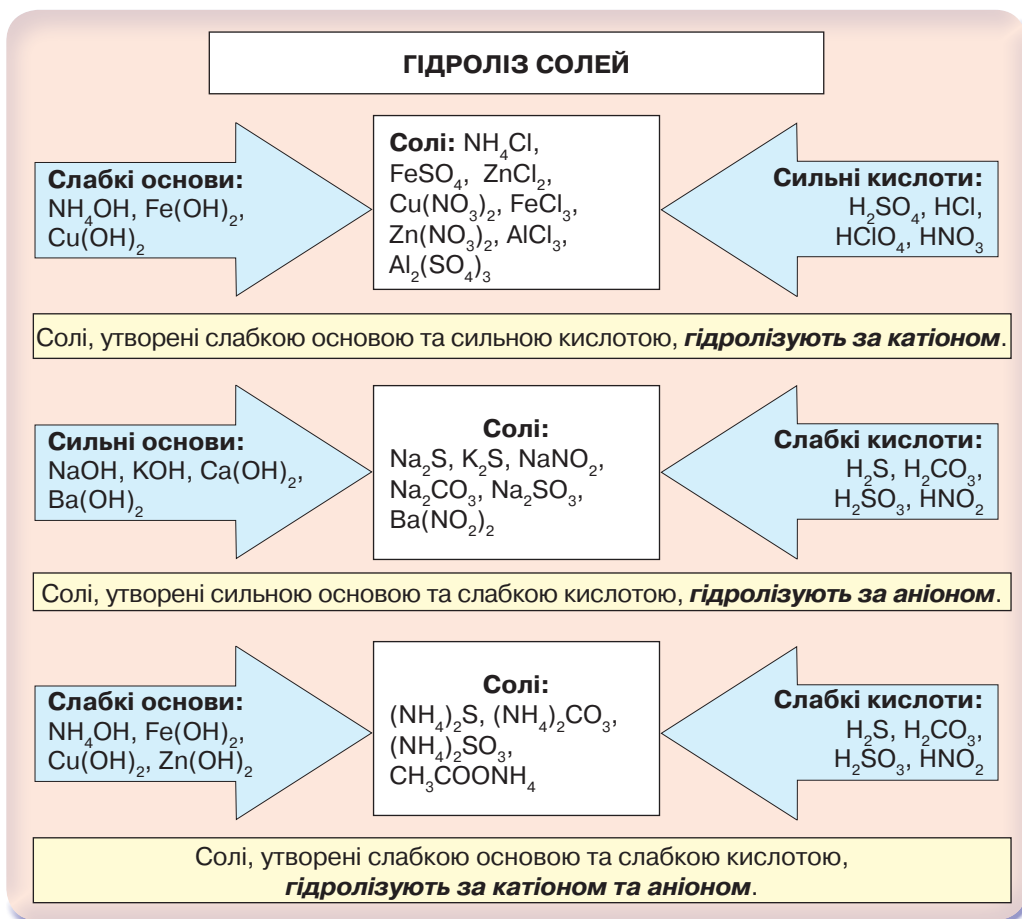


Рис. 30. Типи гідролізу солей



Ознайомимося з типами гідролізу солей докладніше.

1. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою та сильною кислотою. До таких солей належать амоній хлорид, купрум(II) хлорид, купрум(II) сульфат, алюміній сульфат, алюміній нітрат, ферум(III) хлорид тощо.

Розглянемо реакцію гідролізу амоній хлориду й запишемо молекулярне рівняння реакції:



Йонне рівняння цієї реакції:



або скорочене

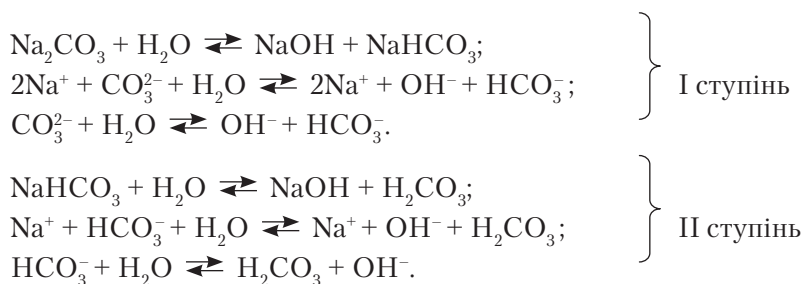


Як бачимо, у реакцію з водою вступають катіони слабкої основи. У розчині накопичуються катіони Гідрогену. Якщо такий розчин випробувати індикаторами, то лакмус і метиловий оранжевий змінюють забарвлення на рожеве. Це підтверджує кислотну реакцію розчину ($\text{pH} < 7$). У такому разі гідроліз відбувається за катіоном.

Отже, *гідроліз солі, утвореної слабкою основою та сильною кислотою, полягає у взаємодії катіону солі з молекулами води з вивільненням іонів Гідрогену. Реакція розчину кислотна.*

2. Гідроліз солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою. Такими солями є натрій сульфід, калій сульфід, натрій сульфід, барій нітрит, натрій етаноат тощо.

Візьмемо, наприклад, натрій карбонат — сіль, утворену натрій гідроксидом, що є сильною основою, і слабкою карбонатною кислотою. Натрій карбонат — сіль двоосновної кислоти, тому гідроліз відбувається ступінчасто. Запишемо молекулярні та йонні рівняння реакцій:



У розчині накопичуються гідроксид-аніони. У такому розчині фенолфталеїн змінює забарвлення на малинове, лакмус набуває синього кольору, а метиловий оранжевий стає жовтим, тобто середовище розчину — лужне ($\text{pH} > 7$). Гідроліз відбувається за аніоном.

Отже, *гідроліз солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою, полягає у взаємодії аніону солі з молекулами води з вивільненням гідроксид-іонів. Реакція розчину лужна.*

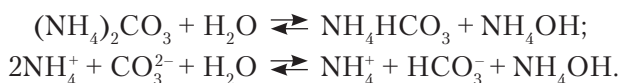
Підсумовуючи розглянуті типи гідролізу солей, доходимо висновку, що *реакція середовища під час гідролізу визначається сильнішим електролітом після реакції.*





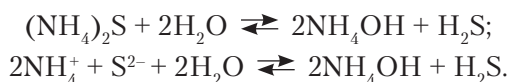
3. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою та слабкою кислотою. Такі солі гідролізують і за катіоном, і за аніоном залежно від того, ступінь дисоціації якого з продуктів гідролізу є більшим. Якщо переважають йони Гідрогену — реакція розчину слабкокислотна. Якщо ж у розчині переважає вміст гідроксид-іонів, то його реакція слаболужна. За однакової кількості йонів Гідрогену й гідроксид-іонів — нейтральна.

Запишемо, наприклад, молекулярне та йонне рівняння гідролізу амоній карбонату:



Унаслідок реакції утворилися малодисоційовані гідрогенкарбонат-аніони й молекули амоній гідроксиду. Але ступінь дисоціації амоній гідроксиду більший, ніж ступінь дисоціації утвореного аніона. Тому реакція розчину — слаболужна.

Розглянемо ще один приклад гідролізу солі, утвореної слабкою основою та слабкою кислотою, — амоній сульфіду $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Рівняння реакції:



У цьому випадку і катіони, й аніони сполучаються в малодисоційовані молекули. Ступінь дисоціації продуктів реакції дуже слабкий та приблизно однаковий. Розчин такої солі — нейтральний ($\text{pH} = 7$).

4. Солі, утворені сильною основою та сильною кислотою, не гідролізують.



Лабораторний дослід 1. Визначення pH середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів

! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Випробуйте розчини натрій карбонату, амоній сульфату й амоній карбонату за допомогою лакмусу, метилового оранжевого й фенолфталеїну.

Дослід 1. Налийте розчин натрій карбонату в три пробірки або крапніть по три-чотири краплі в лунки планшетки. Додайте до цього розчину по черзі декілька крапель кожного з індикаторів. Опишіть свої спостереження, зробіть висновок про перебіг реакцій.

Дослід 2. Налийте розчин амоній сульфату в три пробірки або крапніть по три-чотири краплі в лунки планшетки. Додайте до цього розчину по черзі декілька крапель кожного з індикаторів. Опишіть свої спостереження, зробіть висновок про перебіг реакцій.

Дослід 3. Налийте розчин амоній карбонату в три пробірки або крапніть по три-чотири краплі в лунки планшетки. Додайте до цього розчину по черзі декілька крапель кожного з індикаторів. Опишіть свої спостереження, зробіть висновок про перебіг реакцій.





Запишіть результати досліджень у таблицю (за зразком) у зошиті. Зробіть загальний висновок.

Реагенти	Результати досліджень. Рівняння реакцій	Висновок
<i>Дослід 1.</i> Розчин натрій карбонату <i>а)</i> лакмус <i>б)</i> метилоранж <i>в)</i> фенолфталеїн		
<i>Дослід 2.</i> Розчин амоній сульфату <i>а)</i> лакмус <i>б)</i> метилоранж <i>в)</i> фенолфталеїн		
<i>Дослід 3.</i> Розчин амоній карбонату <i>а)</i> лакмус <i>б)</i> метилоранж <i>в)</i> фенолфталеїн		

Загальний висновок. _____
_____.

Значення гідролізу. Явище гідролізу набуло широкого застосування в органічному світі. Вам відомо, що лужний гідроліз узято за основу добування твердого й рідкого мила. За допомогою гідролізу переробляють крохмаль і целюлозу на глюкозу, яка є хорошим енергетичним засобом для хворих людей. В організмі людини гідролізу піддаються не тільки солі, а й амінокислоти, білки, жири та вуглеводи. Завдяки гідролізу можлива переробка промислових і продуктових відходів (зокрема, лушпиння бавовни та соняшника, деревної тирси, кукурудзяних стебел і качанів) на етанол, метанол, глюкозу, скипидар та інші продукти.

Гідроліз застосовують у лабораторіях для якісного визначення багатьох катіонів, під час очищення води та для усунення її жорсткості, а також у медицині. Гідроліз впливає на рН ґрунтів, а з ним пов'язані ріст і розвиток рослин, біохімічні процеси, що відбуваються з рослинами та ґрунтами, урешті-решт, урожайність і якість сільськогосподарської продукції. Реакцію ґрунтів визначають співвідношенням йонів Гідрогену й гідроксид-аніонів у ґрунтових розчинах. Якщо $\text{pH} = 7$, то реакція ґрунтового розчину нейтральна, $\text{pH} < 7$ — кислотна, $\text{pH} > 7$ — лужна.

Однією з гострих екологічних проблем є збільшення площ кислотних ґрунтів унаслідок випадання кислотних дощів. Це спричиняє негативні агрогеохімічні наслідки: загибель ґрунтових мікроорганізмів, низький ефект від внесення міне-





ральних добрив, а отже, впливає на якість продукції та рентабельність виробництва. Для більшості сільськогосподарських культур оптимальне значення рН = 6,5. Ефективний спосіб зниження кислотності ґрунтів — *вапнування*. Вносячи вапно, усувають несприятливі властивості ґрунтів, викликані надмірною кислотністю, і створюють нормальні умови для росту сільськогосподарських культур.

У природі внаслідок гідролізу алюмосилікатів відбувається руйнування гірських порід.

Лужна реакція ґрунтових розчинів може спричинитися хлоридами, сульфатами та карбонатами лужних і лужноземельних елементів, зокрема натрій, калій, кальцій та магній карбонатами. Щоб знизити лужність ґрунтів, проводять внесення гіпсу (*гіпсування*) або солей кальцій нітрату, ферум (II, III) сульфатів тощо.

Отже, гідроліз — це хімічні реакції, що відбуваються в природі, а також набули широкого застосування в промисловості та лабораторіях.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Гідроліз солей** — реакції обміну йонів солі з водою, унаслідок чого утворюється слабкий електроліт.
- Гідроліз солі, утвореної слабкою основою та сильною кислотою, полягає у **взаємодії катіону солі з молекулами води з вивільненням йонів Гідрогену**. Реакція розчину кислотна (рН < 7).
- Гідроліз солі, утвореної сильною основою та слабкою кислотою, полягає у **взаємодії аніону солі з молекулами води з вивільненням гідроксид-іонів**. Реакція розчину лужна (рН > 7).
- Гідроліз солі, утвореної слабкою основою та слабкою кислотою, відбувається за катіоном та аніоном залежно від того, які йони переважають у розчині: йони Гідрогену чи гідроксид-іони. Якщо їхня кількість однакова — реакція нейтральна (рН = 7).
- Солі, утворені сильною основою та сильною кислотою, не гідролізують.
- **Гідроліз** застосовують у промисловому виробництві багатьох речовин, зокрема етанолу, метанолу, глюкози, скипидару. У сільському господарстві — для визначення реакції ґрунтових розчинів, у медицині, лабораторіях.
- Знаючи рН ґрунтових розчинів, можна поліпшити якість ґрунтів і підвищити урожайність сільськогосподарської продукції.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть суть процесу гідролізу солей.
2. Охарактеризуйте гідроліз солі, утвореної: а) слабкою основою та сильною кислотою; б) сильною основою та слабкою кислотою; в) слабкою основою та слабкою кислотою.
3. Укажіть сіль, утворену сильною основою та сильною кислотою.
А K_2CO_3 Б Na_2S В $NaNO_3$ Г Na_2SO_3
4. Укажіть сіль, утворену сильною основою та слабкою кислотою.
А $LiCl$ Б K_2SO_3 В KNO_3 Г $BaCl_2$
5. Позначте сіль, розчин якої матиме лужну реакцію.
А KCl Б Na_2S В $NaNO_3$ Г Na_2SO_4





6. Позначте сіль, розчин якої матиме кислотну реакцію.
А NH_4NO_3 **Б** $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ **В** $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ **Г** $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
7. Складіть рівняння реакцій гідролізу солей: а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; б) K_2SO_3 ; в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
8. Поясніть, як змінять своє забарвлення індикатори в розчинах: а) AlCl_3 ; б) CH_3COONa ; в) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.



§ 13. ПОНЯТТЯ ПРО ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ ЯК ДЖЕРЕЛО ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- називати катод, анод, електроліт;
- наводити приклади різних видів гальванічних елементів;
- пояснювати принцип дії гальванічного елемента;
- оцінювати негативний вплив на екологію відпрацьованих гальванічних елементів;
- дотримуватися правил їхньої утилізації.

З ІСТОРІЇ ВІДКРИТТЯ. Італійський фізіолог, професор медицини Болонського університету *Л. Гальвані* вперше виявив електричний струм, що виникав у разі контакту різних металів. Він провів та описав дослід скорочення м'язів задніх кінцівок жаби, закріплених на мідних гачках, під час дотику до них сталевим скальпелем.

Зацікавившись дослідом *Л. Гальвані*, його співвітчизник, фізик і хімік *А. Вольт* провів серію дослідів, у яких замінив кінцівку жаби на електрометр. У 1800 р. *А. Вольт* заявив про відкриття явища виникнення електричного струму та сконструював пристрій, що виробляв електричний струм. Пристрій складався з двох металевих пластин — мідної та цинкової, між якими поміщалися тканина, заздалегідь просякнута розчином сульфатної кислоти. До пластин були припаяні дроти, які занурювали у воду. На поверхні дротів виділявся газ, що вказувало на проходження крізь воду електричного струму. Це найпростіше хімічне джерело струму він назвав *гальванічним елементом*, на честь *Л. Гальвані*.

Алессандро Вольт (1745–1827) — італійський природодослідник, фізик, хімік і фізіолог. Навчаючись у Королівській семінарії в м. Комо, вирішив своє життя присвятити вивченню хімії та фізики.

Початок наукової діяльності пов'язаний з викладанням фізики в закладі, у якому він навчався. Упродовж одного року вивчав атмосферну електрику та проводив дослідження з електрохімії, електромагнетизму та електрофізіології.

У 1800 р. винайшов першу електричну батарею — нове джерело постійного струму (*вольтів стовп*). Цей винахід відіграв визначальну роль у дослідженнях електромагнітних і магнітних явищ. На честь *А. Волта* названа одиниця різниці потенціалів електричного поля — **ВОЛЬТ**.





Удосконаленням першого гальванічного елемента займалися англійський хімік *Дж. Ф. Даніель* і незалежно від нього німецький та російський фізик-винахідник *Б. С. Якобі*.



Пригадайте з курсу хімії 9 класу, які речовини називають *електролітами*.

Принцип дії гальванічного елемента. Гальванічний елемент Даніеля–Якобі (рис. 31) складається з двох посудин, що містять розчини солей: цинк нітрат і купрум(II) нітрат. У першу посудину занурено цинкову пластину, а в другу — мідну. Інакше пластини називають *електродами*. Посудини сполучені трубою, заповненою розчином електроліту (натрій нітрату), для забезпечення контакту між розчинами. Щоб розчин у трубці не виливався, її кінці закривають скловатою або гелем, просоченим електролітом. Якщо пластини з'єднати дротом з електричною лампою, то вона засвітиться.

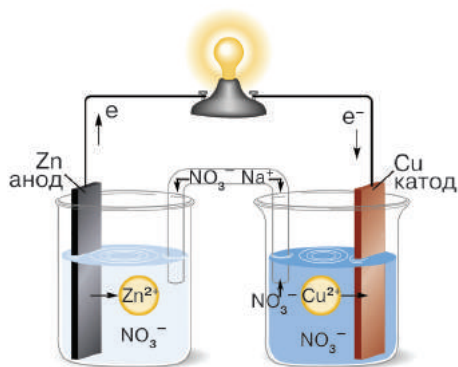
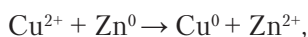


Рис. 31. Схема гальванічного елемента Даніеля–Якобі

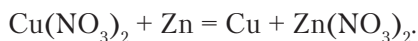
Упродовж деякого часу в посудинах з електродами спостерігаються зміни: цинкова пластинка зменшується, тобто розчиняється, а мідна — збільшується, тому що на ній осідає мідь з розчину купрум(II) нітрату. Водночас його забарвлення послаблюється, що вказує на зниження концентрації йонів Купруму в розчині. Відбувається хімічний процес, суть якого полягає в перенесенні електронів з однієї частини елемента до іншої. Отже, у гальванічному елементі відбувається типовий електрохімічний процес, що пояснюється *окисно-відновними реакціями*.

Атоми цинку, утрачаючи електрони, окиснюються й перетворюються на катіони Цинку: $Zn^0 - 2\bar{e} = Zn^{2+}$. На цинковому електроді концентруються електрони, тому він набуває негативного заряду. Цинковий електрод називають *анодом*. На поверхні мідної пластини електрони захоплюються катіонами Купруму з розчину, відновлюючи їх до атомів міді, які й осідають на пластині. Відбувається процес відновлення: $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu^0$. Мідний електрод унаслідок відновлення набуває позитивного заряду; такий електрод дістав назву *катод*.

Окисно-відновний процес, що відбувається в гальванічному елементі, відображає таке сумарне рівняння:



або рівняння реакції заміщення:



Хімічні джерела струму — це пристрої, що виробляють електричний струм унаслідок перебігу в них хімічних реакцій. Гальванічний елемент є *хімічним джерелом струму*.





Гальванічні елементи з розчинами не зовсім зручні в користуванні, тому з часом широкого застосування набули сухі гальванічні елементи. В їхніх герметичних оболонках містяться не розчини, а пастоподібні суміші речовин. До елементів цього типу належить манган-цинковий елемент, який винайшов французький хімік Ж. Лекланже. Цинковий корпус елемента (рис. 32) є *анодом*, і на батарейці позначено негативний полюс джерела струму (знак $-$). У середині корпусу міститься волога паста, до складу якої входять порошки манган(IV) оксиду, амоній хлориду та графіту. У цю пасту занурено графітовий стрижень, що є *катодом*. Елемент герметично заливається смолою. Протилежний полюс заряджений позитивно (позначено знаком $+$).

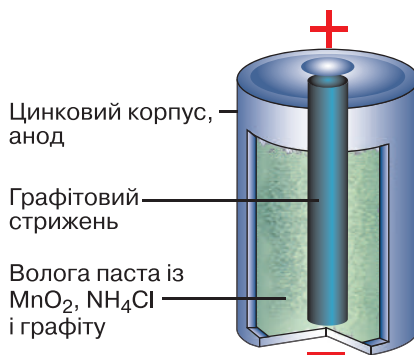


Рис. 32. Будова сухого гальванічного елемента

Сухі батарейки — поширене та зручне джерело енергії. Вони набули застосування в усіх портативних пристроях, до яких не підключено електричного струму. Нині використовують різні види батарейок: ртутно-кадмієві, ртутно-цинкові, срібно-цинкові тощо.

З побуту вам відомо, що батарейки вичерпують свій запас енергії, з часом спрацьовуються та є невідновними. З їхніх назв зрозуміло, що відпрацьовані батарейки містять цінні хімічні елементи: кольорові й важкі метали, деякі мінерали. Тому викидати використану батарейку, зберігати її на робочому місці або вдома дуже небезпечно.

Різновидом гальванічного елемента є *аккумулятор* — відновлюване джерело струму. В аккумуляторі речовини, що витрачаються під час споживання струму, акумулюються на електродах. Тому його можна повернути в первісний стан, якщо ззовні крізь нього пропустити електричний струм.

Негативний вплив на екологію відпрацьованих гальванічних елементів. Гальванічні елементи, про які йшлося, належать до пристроїв одноразового користування, бо мають певний запас реагентів. Після витрачання цих речовин елемент є непридатним для використання.

З'ясуємо, який вплив на зовнішнє середовище здійснюють відпрацьовані гальванічні елементи. Насамперед небезпеку становлять ртуть та інші компоненти гальванічних елементів (кадмій, свинець, олово, нікель, цинк, магній). На сміттєзвалищах під впливом атмосферних факторів елементи живлення швидко руйнуються, а речовини, які в них містяться, випаровуються або вимиваються. Наприклад, вміст однієї батарейки забруднює майже 20 м^2 ґрунту, а у водоймах — приблизно 400 л води. У разі потрапляння ртуті у водойми утворюються сполуки, які токсичніші за ртуть. По ланцюгах живлення ці сполуки потрапляють в організми людини та тварин. Особливої шкоди завдають сполуки Меркурію вагітним жінкам і плоду. У дітей, які харчуються про-





дуктами з домішками солей Меркурію, вражається центральна нервова система, що проявляється захворюваннями мозку.

Усі гальванічні елементи, що містять ртуть та інші важкі метали, піддають вторинній переробці. Утилізація відходів гальванічного виробництва має свою специфіку, оскільки ці пристрої різняться за своїм складом, що потребує неоднакових способів їхнього виробництва й утилізації. Тому перед підприємствами, що займаються переробкою гальванічних відходів, постало основне завдання — забезпечити надійний захист процесів видалення відповідних речовин з відпрацьованих гальванічних елементів і застосовувати їх як вторинну сировину. Виробникам важливо забезпечити щонайбільше пунктів збирання батарейок, кінескопів, акумуляторів, мобільних телефонів, ртутних ламп для найефективнішого використання вторинного продукту. А люди, знаючи, які екологічні та небезпечні для здоров'я наслідки можуть їх очікувати, мають відповідально ставитися до збирання відпрацьованих виробів і здавати їх у відповідних пунктах.

Гальванічний елемент можна виготовити в домашніх умовах, використавши овочі та фрукти. Якщо встромити в яблуко два металеві електроди (можуть бути залізний та мідний цвяхи), то електролітом слугуватиме яблучний сік. Під час з'єднання електродів провідником відбувається окисно-відновний процес. Залізо при цьому віддає електрони і є анодом, а мідь — приєднує їх і є катодом. Виникає електричний струм. Декілька таких елементів за відсутності електроенергії забезпечать підзарядку телефона, що можна реально використати в туристичних походах чи експедиціях.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Виникнення електричного струму під час контакту різних металів уперше відкрив **Л. Гальвані**. На його честь пристрій, що виробляв електричний струм, сконструйований **А. Вольта**, було названо **гальванічним елементом**.
- Гальванічний елемент удосконалив **Б. С. Якобі**. Він використав дві посудини з розчинами солей, сполучених трубкою, і металеві пластини як електроди, що з'єднувалися дротом з умонтованою електричною лампою. Щоб забезпечити контакт між розчинами, учений заповнив трубку розчином електроліту.
- Принцип дії гальванічного елемента полягає в перенесенні електронів з однієї частини елемента до іншої, що супроводжується виникненням електричного струму. Це **типовий електрохімічний процес**, який пояснюється **окисно-відновними реакціями**. Реакції, що відбуваються в гальванічному елементі, відображає таке сумарне рівняння: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$, або **рівняння реакції заміщення**: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
- Пристрої, що виробляють електричний струм унаслідок перебігу в них хімічних реакцій, називають **хімічними джерелами струму**. Гальванічний елемент є **хімічним джерелом струму**.
- Сухі гальванічні елементи: манган-цинкові, ртутно-кадмієві, ртутно-цинкові, срібно-цинкові — невідновні, але в них залишаються ртуть і важкі метали, які можна використати як вторинну сировину.
- Гальванічні пристрої, викинуті в ґрунт чи водойми, створюють великі екологічні небезпеки: отруйні речовини по ланцюгах живлення потрапляють в організми людини та тварин, спричиняючи важкі захворювання центральної нервової системи.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть історію відкриття гальванічного елемента.
2. Поясніть принцип дії гальванічного елемента.
3. Охарактеризуйте склад сухого гальванічного пристрою.
4. Складіть рівняння окисно-відновного процесу, що відбувається в гальванічному елементі з манган-цинковими електродами.
5. Оцініть негативний вплив на екологію України відпрацьованих гальванічних елементів.
6. Поясніть, яких правил треба дотримуватися, щоб не допустити негативних впливів хімічних джерел струму на екологію та здоров'я людини.



§ 14. РОЗРАХУНКОВІ ЗАДАЧІ НА ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ ВІДНОСНОГО ВИХОДУ ПРОДУКТУ РЕАКЦІЇ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* алгоритм розв'язування задач на обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції;
- *обчислювати* за хімічними рівняннями відносний вихід продукту реакції, обґрунтовуючи обраний спосіб розв'язання;
- *висловлювати судження* щодо значення вмінь розв'язувати задачі.

Розв'язування розрахункових задач розвиває вміння аналізувати й синтезувати, порівнювати й обчислювати. Задачі є засобом розвитку інтелекту, критичного та творчого мислення, розв'язання проблем тощо. Вивчаючи хімію, ви ознайомилися з різними типами задач, які не тільки дають змогу проводити обчислення, а й відіграють значну роль у виробничих процесах, сприяють більш рентабельному використанню сировини та продукції. Однак за допомогою розрахунків не завжди отримують такий самий результат, що й на виробництві, оскільки під час добування того чи іншого продукту можливі втрати. Тому **практичний вихід** продукту завжди менший від теоретично можливого, тобто того, що ми отримуємо, розв'язуючи задачі за хімічними рівняннями.

Теоретичний вихід відповідає масі або об'єму речовини, що знаходимо за рівнянням реакції, а практичний — це маса або об'єм, що отримують під час виробництва. Щоб знайти відносний вихід продукту, який позначають грецькою літерою η (*ета*), доцільно застосувати формули:

$$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теор.})} \cdot 100\%$$

$$\eta = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теор.})} \cdot 100\%$$

Отже, учимося розв'язувати задачі на обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції.





Задача 1. Амоніак об'ємом 6,72 л (н. у.) повністю ввібрався розчином сульфатної кислоти до утворення середньої солі. Утворився амоній сульфат масою 17,82 г. Обчисліть відносний вихід продукту.

Відомо:

$$V(\text{NH}_3) = 6,72 \text{ л}$$

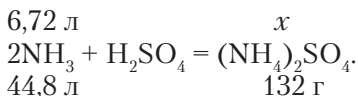
$$\text{H}_2\text{SO}_4$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 17,82 \text{ г}$$

$\eta = ?$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо молярну масу й масу 1 моль амоній сульфату:

$$M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 132 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 132 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 132 \text{ г}.$$

3. Обчислюємо об'єм 2 моль амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}.$$

4. Підписуємо отримані значення під формулами речовин, а відомі за умовою — над формулами та складаємо пропорцію.

5. Обчислюємо теоретичний вихід:

$$x = \frac{6,72 \text{ л} \cdot 132 \text{ г}}{44,8 \text{ л}} = 19,8 \text{ г}.$$

6. Обчислюємо відносний вихід:

$$19,8 \text{ г} - 100 \%, \quad \text{тоді } \eta = \frac{17,82 \text{ г} \cdot 100 \%}{19,8 \text{ г}} = 90 \% \text{ або } 0,9.$$

$$17,82 \text{ г} - \eta;$$

Відповідь: відносний вихід амоній сульфату — 90 % або 0,9.

Задача 2. Ортофосфатну кислоту повністю нейтралізували натрій гідроксидом та отримали середню сіль масою 32,8 г, з відносним відходом продукту 80 %. Обчисліть маси вихідних речовин.

Відомо:

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ і } \text{NaOH}$$

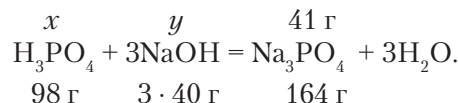
$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 32,8 \text{ г}$$

$$\eta = 80 \%$$

$m(\text{H}_3\text{PO}_4) - ?$
 $m(\text{NaOH}) - ?$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо молярні маси й маси 1 моль ортофосфатної кислоти, натрій гідроксиду та натрій ортофосфату:

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 98 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 98 \text{ г}.$$

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

$$m(1 \text{ моль}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 40 \text{ г}.$$

$$M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 164 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 164 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 164 \text{ г}.$$





3. Обчислюємо масу теоретичного виходу натрій ортофосфату:

$$32,8 \text{ г} - 80 \%, \quad \text{тоді } z = \frac{32,8 \text{ г} \cdot 100 \%}{80 \%} = 41 \text{ г.}$$

$$z - 100 \%;$$

4. Підписуємо отримані значення під формулами речовин, а відомі за умовою — над формулами та проводимо обчислення.

5. Обчислюємо маси ортофосфатної кислоти й натрій гідроксиду, що вступили в реакцію:

$$x = \frac{98 \text{ г} \cdot 41 \text{ г}}{164 \text{ г}} = 24,5 \text{ г}; \quad y = \frac{3 \cdot 40 \text{ г} \cdot 41 \text{ г}}{164 \text{ г}} = 30 \text{ г.}$$

Відповідь: за відносного виходу продукту 80 % прореагували ортофосфатна кислота масою 24,5 г і натрій гідроксид масою 30 г.

Задача 3. Етен масою 60 г прореагував з хлором з утворенням дихлороетану масою 198 г. Обчисліть відносний вихід продукту й об'єми газів (н. у.), що прореагували.

Відомо:

$$m(\text{C}_2\text{H}_4) = 60 \text{ г}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = 198 \text{ г}$$

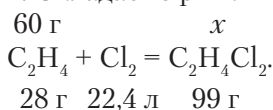
$$\eta - ?$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_4) - ?$$

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо молярні маси й маси 1 моль етену й дихлороетану й об'єм 1 моль хлору:

$$M(\text{C}_2\text{H}_4) = 28 \text{ г/моль}; m(1 \text{ моль}) = 28 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 28 \text{ г.}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2) = 99 \text{ г/моль}; m(1 \text{ моль}) = 99 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 99 \text{ г.}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль}; V(1 \text{ моль}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л.}$$

3. Підписуємо отримані значення під формулами речовин, а відомі за умовою — над формулами та проводимо обчислення.

4. Обчислюємо масу теоретичного виходу дихлороетану:

$$28 \text{ г} - 99 \text{ г}, \quad \text{тоді } x = \frac{60 \text{ г} \cdot 99 \text{ г}}{28 \text{ г}} = 212,14 \text{ г.}$$

$$60 \text{ г} - x;$$

5. Обчислюємо відносний вихід продукту:

$$212,14 \text{ г} - 100 \%, \quad \text{тоді } \eta = \frac{198 \text{ г} \cdot 100 \%}{212,14 \text{ г}} = 93,33 \%.$$

$$198 \text{ г} - \eta;$$

6. Обчислюємо об'єми газів — етену та хлору:

$$28 \text{ г} (\text{C}_2\text{H}_4) - 22,4 \text{ л}, \quad \text{тоді } V(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{60 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{28 \text{ г}} = 48 \text{ л.}$$

$$60 \text{ г} - V(\text{C}_2\text{H}_4);$$





7. Якщо за рівнянням реакції 1 моль етену реагує з 1 моль хлору, то об'єм хлору, що використався, становить 48 л.

Відповідь: відносний вихід продукту — 93,33 %, використалися однакові об'єми газів по 48 л кожного.



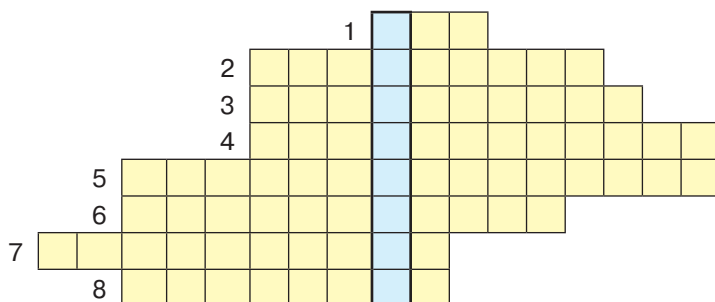
ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Розв'язування задач за хімічними рівняннями на обчислення відносного виходу продукту реакції полягає в тому, що спочатку потрібно обчислити масу чи об'єм речовин, які мають утворитися за рівнянням реакції, тобто обчислити **теоретичні масу чи об'єм продукту**.
- **Практичні маса та об'єм продукту** завжди менші від теоретичних. Тому відносний вихід продукту обчислюємо за відношенням практичних маси чи об'єму до теоретичних.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Унаслідок дегідрування етану об'ємом 10 л отримали етен об'ємом 8 л. Обчисліть відносний вихід продукту.
2. Магній оксид масою 80 г повністю прореагував з нітратною кислотою. Утворився магній нітрат масою 243,2 г. Обчисліть відносний вихід продукту.
3. Крізь розчин кальцій гідроксиду пропустили карбон(IV) оксид об'ємом 11,2 л (н. у.). Утворилася середня сіль масою 44 г. Обчисліть відносний вихід продукту. Назвіть сіль, що утворилася.
4. На розчин натрій карбонату масою 106 г з масовою часткою солі 0,1 подіяли кальцій гідроксидом до утворення середньої солі. Утворився кальцій карбонат масою 9 г і натрій гідроксид масою 3,6 г. Обчисліть відносний вихід цих речовин.
5. На розчин алюміній хлориду масою 133,5 г з масовою часткою солі 0,2 подіяли розчином калій гідроксиду. Унаслідок реакції випав білий драглистий осад масою 15,6 г та утворилася сіль масою 40,11 г. Обчисліть відносний вихід продуктів реакцій та назвіть речовину, що випала в осад.
6. Обчисліть і позначте відносний вихід сульфур(IV) оксиду, якщо внаслідок горіння сірки в атмосфері кисню об'ємом 6,72 л (н.у.) утворився газ об'ємом 5,6 л.
А 83,66 % **В** 82,34 %
Б 82,43 % **Г** 83,33 %
7. Обчисліть і позначте відносний вихід барій нітрату, що утворився внаслідок розчинення барій оксиду масою 15,3 г у воді та повної нейтралізації отриманої речовини нітратною кислотою з утворенням солі масою 22 г.
А 84,90 % **В** 80,20 %
Б 84,29 % **Г** 85,30 %
8. Розв'яжіть кросворд. Заповнивши рядки, у виділеному стовпці прочитаєте прізвище першовідкривача хімічного джерела струму.



За горизонталлю

1. Умова перебігу необоротної реакції.
2. Назва принципу, що дає змогу передбачити напрямок перебігу реакції.
3. Раціональне використання відходів.
4. Назва пристрою, що є хімічним джерелом струму.
5. Назва процесу, що відбувається в гальванічному елементі.
6. Чинник, що впливає на перебіг оборотних реакцій.
7. Назва реакції, що відбувається в одному напрямку.
8. Загальна назва реакцій речовин з водою.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Гальванічні елементи нині називають *батареями*. Найпоширенішими є три типи батарейок: сольові (сухі), лужні та літєві. Принцип їхньої роботи такий самий, як описав А. Вольта, тобто два метали взаємодіють через електроліт, тому в зовнішньому замкнутому ланцюзі виникає електричний струм.
- *Лужні й сольові* батарейки застосовують для живлення різних електронних пристроїв, радіоапаратури, іграшок.
Сольові батарейки — найдешевші, оскільки їхня ємність є низькою. Тому їх використовують в пристроях, де енергоспоживання незначне: у годинниках, пультах дистанційного управління, в електронних термометрах. Лужні батарейки мають істотно більшу ємність, краще працюють за низьких температур і під час великих навантажень струмом.
- *Літєві* батарейки відрізняються від інших елементів живлення високою тривалістю роботи й високою вартістю. У них найвища ємність на одиницю маси та тривалий час зберігання. Набули широкого застосування в сучасній портативній електронній техніці: для живлення годинників, на материнських платах комп'ютерів, у портативних медичних приладах типу глюкометрів, наручних годинниках, калькуляторах, фототехніці тощо (За матеріалами сайту <http://elektruk.info/main/school/1267-galvanicheskie-elementy-ustroystvo.html>).



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

1. Гальванічний елемент з картоплі, лимона.
2. Види та принципи роботи малих джерел електричного струму, їхня утилізація.





ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ТЕМУ 3 «ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ»

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ — перетворення, під час яких відбувається руйнування одних речовин й утворення інших.

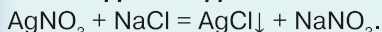
НЕОБОРОТНІ Й ОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ

НЕОБОРОТНІ — хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції.

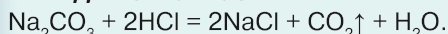
ОБОРОТНІ — хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках (прямому та зворотному).

Умови перебігу реакцій

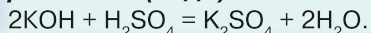
1. Випадає осад:



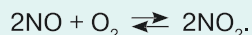
2. Виділяється газ:



3. Утворюється малодисоційована речовина (вода):



Пряма реакція відбувається в напрямку утворення продуктів, *зворотна* — у напрямку реагентів:



Хімічна рівновага — стан системи, коли швидкість прямої реакції зрівноважується зі швидкістю зворотної реакції:

$$v_{\text{прямой}} = v_{\text{зворотної}}.$$

ЧИННИКИ, ЩО ВПЛИВАЮТЬ НА ЗМІЩЕННЯ ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ:
тиск, температура, концентрація реагентів.

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ

Якщо на систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, подіяти ззовні (змінити температуру, тиск або концентрацію речовин), то рівновага зміститься в бік, протилежний створеній умові.

Принцип Ле Шательє має важливе значення в хімії та на виробництві. Він дає змогу передбачувати напрямок перебігу хімічної реакції за різних умов і, відповідно, керувати виробничими процесами та процесами, що відбуваються в біосфері.





ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ — реакції обміну йонів солі з водою, унаслідок чого утворюється слабкий електроліт.

1. Гідроліз солі, утвореної **слабкою основою та сильною кислотою**, полягає у взаємодії катіону солі з молекулами води з вивільненням йонів Гідрогену. **pH < 7**. Реакція відбувається за катіоном.

2. Гідроліз солі, утвореної **сильною основою та слабкою кислотою**, полягає у взаємодії аніону солі з молекулами води з вивільненням гідроксид-іонів. **pH > 7**. Реакція відбувається за аніоном.

3. Гідроліз солі, утвореної **слабкою основою та слабкою кислотою**, відбувається за катіоном та аніоном залежно від того, які йони переважають у розчині: йони Гідрогену чи гідроксид-іони. Якщо їхня кількість однакова — реакція нейтральна. **pH = 7**.

ПРИКЛАДИ

Молекулярне рівняння
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$;

йонне рівняння
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

Реакція розчину кислотна.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{NaHCO}_3$;

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$;

$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$.

Гідроліз відбувається у дві стадії. Реакція розчину лужна.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$;

$2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^- + \text{NH}_4\text{OH}$.

Реакція розчину слаболужна, бо ступінь дисоціації амоній гідроксиду більший за ступінь дисоціації утвореного аніона.

ЗАСТОСУВАННЯ ГІДРОЛІЗУ

Добування твердого й рідкого мила

У медицині

Переробка крохмалю та целюлози на глюкозу

Визначення кислотності ґрунтів

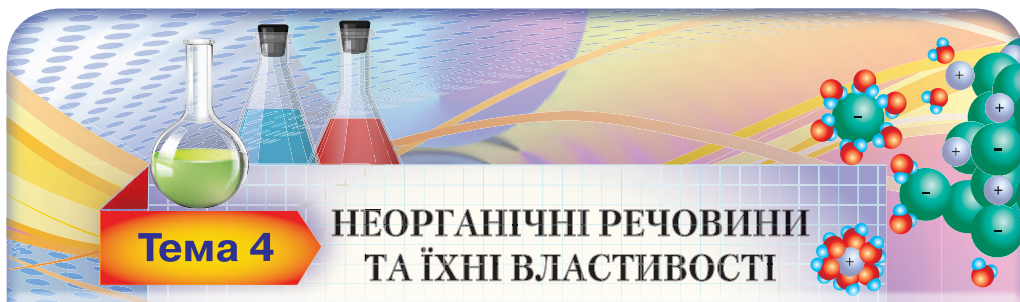
Для очищення води

Обмінні процеси в організмі людини

Переробка промислових і продуктивних відходів

У лабораторіях для якісного визначення багатьох катіонів





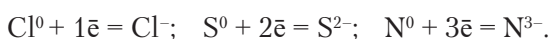
§ 15. НЕМЕТАЛИ. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛІВ, ЇХНІ ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* найпоширеніші в природі неметалічні елементи;
- *складати* рівняння, що підтверджують окисні властивості неметалів (кисень, сірка, вуглець, хлор) у реакціях з воднем і металами; відновні властивості водню й вуглецю в реакціях з оксидами металічних елементів;
- *характеризувати* неметали, їхні фізичні властивості;
- *порівнювати* фізичні й хімічні властивості неметалів.

Неметалічні елементи й прості речовини-неметали. У періодичній системі неметалічні елементи розміщені в правій верхній частині від діагоналі, яку умовно можна провести від Бору до Астату. Їх значно менше, ніж металічних. Атоми неметалічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні досить велику кількість електронів (4–8). Тому, вступаючи в хімічну взаємодію з іншими елементами, вони переважно приєднують електрони, утворюючи негативно заряджені йони — *аніони*. Наприклад:



Поясніть самостійно, чому Гідроген утворює і катіон H^+ , і аніон H^- .

Вам відомо, що *в періоді* зі збільшенням зарядів атомних ядер зменшується радіус атома й збільшується кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а отже, здатність приєднувати електрони зростає. *У групі* — радіус атома зменшується знизу вгору, тому здатність приєднувати електрони теж посилюється. Оскільки Флуор у періодичній системі розташований у правій частині й найвище, то він проявляє найбільш виражені неметалічні властивості.

Крім йонних сполук, неметалічні елементи утворюють прості та складні речовини з ковалентним зв'язком. Наприклад, у простих речовинах складу H_2 , Cl_2 , I_2 , N_2 між атомами утворюються спільні електронні пари, рівновіддалені від обох ядер атомів, тобто зв'язок ковалентний неполярний. Деякі неметали утворюють *алотропні модифікації*: їхні молекули мають більш як два атоми та складнішу будову. Це білий фосфор P_4 , озон O_3 , ромбічна сірка S_8 . Інертні гази — одноатомні. У складних речовинах, утворених неметалічними елементами складу H_2O , HCl , CO_2 , SO_3 , між атомами наявний ковалентний полярний зв'язок.





Поясніть механізми утворення ковалентного неполярного й полярного зв'язків.

Неметалічні елементи утворюють прості речовини-неметали. Їм властива молекулярна будова — у вузлах молекулярних кристалічних ґраток розміщуються неполярні молекули. Крім того, у багатьох неметалів наявні атомні кристалічні ґратки. Це алмаз і графіт (див. § 8, с. 42), бор В, червоний фосфор Р (рис. 33).

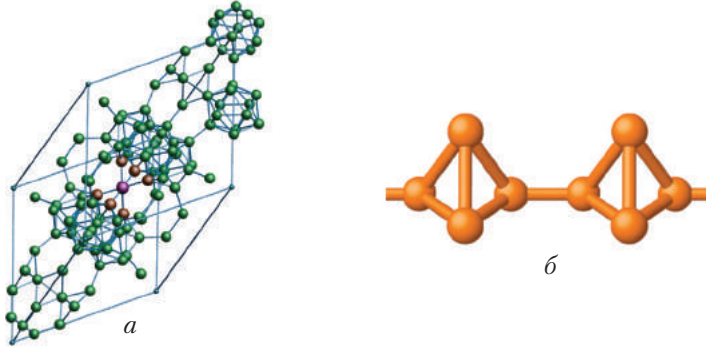


Рис. 33. Моделі атомних кристалічних ґраток неметалів:
а — бору; б — червоного фосфору

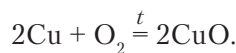
Фізичні властивості неметалів. Неметали за нормальних умов перебувають у різних агрегатних станах: газоподібному (кисень, водень, хлор, азот, фтор), рідкому (бром) і твердому (вуглець, сірка, фосфор).

Демонстраційний дослід. Розглянемо зразки деяких неметалів, зокрема бром, сірки, вуглецю (вугілля), червоного фосфору та йоду. За результатами спостережень легко описати фізичні властивості неметалів.

Це речовини, які не мають металічного блиску, їм невластива електро- й теплопровідність. Якщо вдарити по шматку сірки, вона легко розпадається на дрібні частини, що підтверджує її крихкість. Неметалам з молекулярними кристалічними ґратками властиві низькі температури плавлення та кипіння, висока леткість. Неметали мають різний колір: йод — фіолетовий, бром — бурий, хлор — жовто-зелений, сірка — жовтий, графіт — чорно-сірий. Водень, кисень, азот — безбарвні гази. Усі ці фізичні властивості взято за основу класифікації простих речовин на метали й неметали.

Окисні властивості неметалів. Властивість неметалічних елементів приєднувати електрони характеризує їхню здатність бути окисниками під час хімічних перетворень. Щоб упевнитися в цьому, проведемо дослід.

Дослід 1. Нагріємо мідний дріт, який має червоний колір, у полум'ї пальника. Він покривається чорним нальотом купрум(II) оксиду. Отже, мідь вступила в реакцію з киснем з утворенням купрум(II) оксиду. Рівняння реакції:



У цій реакції атоми Купруму віддають електрони та є *відновниками*. Атоми Оксигену приєднують електрони та є *окисниками*.





Тема 4. Неорганічні речовини та їхні властивості

Відновні властивості проявляють хлор, азот, сірка, вуглець у реакціях з металами:



Поясніть перехід електронів у рівняннях реакцій. Визначте окисники й відновники.

Окисні властивості неметалів проявляються й під час їхньої взаємодії між собою. Наприклад, у реакції азоту з воднем, сірки з киснем:



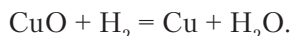
У цих реакціях окисником є проста речовина, утворена більш електронегативним елементом.



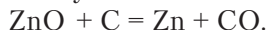
Визначте, які речовини є окисниками в реакціях між неметалами.

Відновні властивості неметалів. У реакціях з оксидами металічних елементів деякі неметали проявляють відновні властивості.

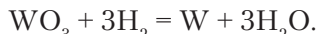
Дослід 2. Пропустимо водень крізь чорний порошок купрум(II) оксиду, отриманий у досліді 1. Через деякий час мідь з оксиду відновлюється: утворюється речовина червоного кольору. Рівняння реакції:



Реакції взаємодії оксидів металічних елементів з воднем і вуглецем набули практичного застосування в металургії. Під час реакції цинк оксиду з вуглецем цинк відновлюється до вільного стану:



У металургійній промисловості за допомогою водню відновлюють вольфрам. Рівняння реакції:



Зверніть увагу! Неметалічні елементи проявляють здатність утворювати по декілька оксидів. Наприклад, Карбон — CO та CO_2 , Сульфур — SO_2 та SO_3 , Фосфор — P_2O_3 та P_2O_5 .

Отже, неметалічні елементи утворюють прості речовини-неметали, які під час хімічних реакцій можуть бути як окисниками, так і відновниками.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У періодичній системі неметалічні елементи розміщені в **правій верхній частині від діагоналі**, яку умовно можна провести від Бору до Астату.
- Атоми неметалічних елементів мають досить велику кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, тому вони переважно приєднують електрони, утворюючи негативно заряджені йони — **аніони**.
- Неметалічні елементи утворюють **прості та складні речовини з ковалентним зв'язком і складні — з йонним зв'язком**.
- **Окисні властивості** неметалів проявляються під час їхньої взаємодії з металами й між собою. У реакціях неметалів між собою **проста речовина, утворена більш електронегативним елементом, є окисником**.
- **У реакціях неметалів з оксидами металічних елементів** деякі неметали (водень, вуглець) проявляють **відновні властивості**.





- Відновні властивості водню й вуглецю використовують у металургії, **відновлюючи метали з їхніх оксидів**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть розміщення металічних елементів у періодичній системі.
2. Охарактеризуйте фізичні властивості неметалів.
3. Обґрунтуйте, чому неметали проявляють окисні властивості.
4. Поясніть, у яких реакціях неметали проявляють відновні властивості.
5. Укажіть символ хімічного елемента, який має електронну конфігурацію атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.
А Р Б As В N Г Se
6. Допишіть праві частини рівнянь реакцій: $S + O_2 \rightarrow \dots$; $S + H_2 \rightarrow \dots$. Поясніть, які властивості — окисні чи відновні — проявляє сірка.
7. Складіть рівняння реакцій за схемою: $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.
8. Під час реакції магнію з азотом утворився магній нітрид масою 25 г. Обчисліть маси реагентів.
9. Унаслідок взаємодії азоту з воднем об'ємом 9 м³ отримали амоніак об'ємом 5 м³. Обчисліть відносний вихід амоніаку.



§ 16. АЛОТРОПІЯ. АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* суть явища алотропії; відмінності властивостей алотропних модифікацій Оксигену, Сульфуру, Карбону й Фосфору за допомогою їхнього кількісного складу або будови;
- *досліджувати* адсорбційну здатність активованого вугілля й аналогічних лікарських препаратів;
- *обґрунтовувати* значення алотропних перетворень;
- *доводити* практичну значущість явища адсорбції;
- *висловлювати судження* щодо біологічної ролі озону та його застосування.

Алотропія. У § 15 згадувалося про те, що неметалічні елементи можуть утворювати декілька простих речовин, відмінних за складом молекул і будовою.



Алотропія (від грецьк. *allos* — інший, *tropos* — властивість) — явище утворення хімічним елементом двох або більше простих речовин, різних за властивостями та будовою. Прості речовини одного елемента називають **алотропними модифікаціями**.

Алотропні модифікації властиві Оксигену, Сульфуру, Карбону та Фосфору. Ознайомимося докладніше з простими речовинами кожного з цих елементів.

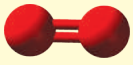





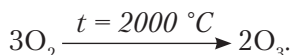
Алотропні модифікації Оксигену. Оксиген утворює дві прості речовини: кисень та озон. Порівняємо їхній склад і властивості (табл. 5).

Таблиця 5

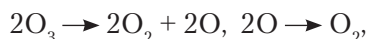
Порівняльна характеристика кисню й озону

Чим зумовлена алотропія	Моделі молекул	Властивості	Поширення в природі
Алотропія Оксигену зумовлена різною кількістю атомів Оксигену в молекулах простих речовин.	<p>Кисень</p> 	Газ, без кольору й запаху, майже нерозчинний у воді. За температури $-219\text{ }^{\circ}\text{C}$ перетворюється на тверду речовину. Температура кипіння становить $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$.	Об'ємна частка кисню в повітрі – 21 %. У незначній кількості розчинний у воді та ґрунтах.
	<p>Озон</p> 	Газ блакитного кольору. Має характерний запах свіжості. Добре розчинний у воді. Зріджений озон має темно-синій, а твердий – майже чорний колір. Температура кипіння становить $-112\text{ }^{\circ}\text{C}$.	Утворюється в атмосфері під час грози. У хвойних лісах – унаслідок окиснення смолистих речовин цих дерев. На висоті 20–30 км утворює озоновий шар атмосфери.

Кисень під дією високої температури, електричного розряду або ультрафіолетового випромінювання перетворюється на озон, що відображає рівняння:



Реакція оборотна, тобто утворений озон розкладається до кисню й атомарного Оксигену. Оксиген сполучається в молекули кисню. Цей процес відображає рівняння:



або сумарно:



Кисень й озон відрізняються хімічною активністю. Вам уже відомо, що кисень є добрим окисником під час реакцій з металами й деякими неметалами. Однак реакційна здатність озону значно вища завдяки тому, що під час його розпаду утворюється атомарний Оксиген. Це зумовлює самозаймання деяких речовин в озоні, знебарвлення барвників, крихкість каучуків.

Наявність кисню в повітрі забезпечує всі життєві процеси в живих організмах. Завдяки кисню відбувається процес дихання. Однак надмірна його кількість в організмі призводить до пришвидшення обмінних процесів, що спричиняє зношування організму. Кисень застосовують для різання та зварювання металів у суміші з етином (ацетиленом) і як окисник палива в ракетних двигунах. У медицині киснем наповнюють кисневі подушки для хворих, у яких утруднене дихання.

Озон – отруйна речовина, але в малій кількості є добрим антисептиком, тому його застосовують для озонування води й повітря. У суміші з киснем використовують як окисник ракетного палива; для відбілювання тканин.





Озоновий шар захищає Землю від сонячної радіації.

У промисловості кисень добувають зі зрідженого повітря, перегонкою або електролізом води. У лабораторних умовах — розкладом оксигеновмісних речовин, зокрема калій перманганату KMnO_4 , гідроген пероксиду H_2O_2 , калій хлорату KClO_3 , натрієвої NaNO_3 чи калієвої KNO_3 селітр.



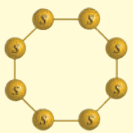

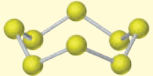

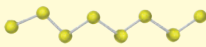
Складіть самостійно рівняння реакцій електролізу води й розкладу оксигеновмісних органічних речовин, які ви вивчали в попередніх класах.

Алотропні модифікації Сульфуру. Сульфур — елемент 3 періоду головної підгрупи VI групи. На зовнішньому (третьому) енергетичному рівні його атома міститься 6 електронів. Електронна конфігурація атома — $3s^23p^4$.

Сульфур утворює декілька алотропних модифікацій, зокрема кристалічну та пластичну сірку. Кристалічна сірка має дві форми: ромбічну та моноклінну. Ознайомимося з ними докладніше (табл. 6).

Таблиця 6

Порівняльна характеристика алотропних модифікацій Сульфуру

Чим зумовлена алотропія	Моделі молекул	Властивості
Алотропія Сульфуру зумовлена різною структурою кристалічних ґраток і кількістю атомів у молекулах. Модифікації сірки: Ромбічна	Ромбічна сірка  S_8	Кристалічна речовина лимонно-жовтого кольору. Трохи важча за воду, густина — $2,07 \text{ г/см}^3$. Тому шматки сірки, на відміну від порошку, занурюються у воду. Плавиться за температури $112,8 \text{ }^\circ\text{C}$, перетворюючись на рухливу рідину.
 Моноклінна	Моноклінна сірка  S_8	Утворюється в інтервалі температур $95,4\text{--}119,3 \text{ }^\circ\text{C}$. Кристали мають голчасту форму. Густина — $1,96 \text{ г/см}^3$, тобто теж важча за воду.
 Пластична	Пластична сірка  S_n	За подальшого нагрівання кристалічна сірка кипить. Якщо таку сірку вилити в холодну воду, вона перетворюється на пластичну. Це довгі ланцюги, які легко розтягуються (рис. 34, с. 80). Густина — $2,046 \text{ г/см}^3$. Пластична сірка з часом перетворюється на ромбічну.



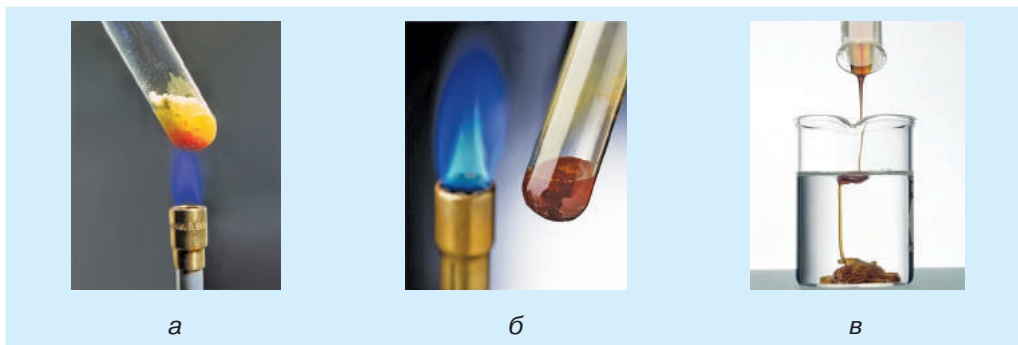


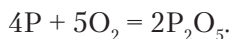
Рис. 34. Процес перетворення кристалічної сірки на пластичну

Сірка набула широкого застосування в різних галузях виробництва. Зокрема в промисловості органічного синтезу — для вулканізації каучуку, у виробництві сірників, отрутохімікатів, які використовують у боротьбі з хворобами та шкідниками рослин (бавовнику, виноградної лози). Її застосовують як антисептик у фармацевтичній промисловості для виробництва мазей (наприклад, сірчаної мазі для лікування захворювань шкіри). У хімічній промисловості — для виробництва сульфатної кислоти та її солей.

Алотропні модифікації Фосфору. Фосфор — елемент 3 періоду, головної підгрупи V групи. Тому зовнішній (третій) енергетичний рівень його атома має електронну конфігурацію $3s^23p^3$.


За звичайних умов фосфор є твердою речовиною, пара якої містить молекули P_4 . У природі у вільному стані не трапляється.

Фосфор утворює три алотропні модифікації: білий, червоний та чорний (табл. 7). Як і всі неметали, реагує з киснем. Білий фосфор — активніше, і вже за температури $50\text{ }^\circ\text{C}$ загоряється в повітрі. Менш активний червоний фосфор горить у надлишку кисню, якщо його підпалити. Рівняння реакції:



Таблиця 7

Порівняльна характеристика алотропних модифікацій Фосфору

Чим зумовлена алотропія	Моделі молекул	Властивості
Алотропія Фосфору зумовлена різною структурою кристалічних ґраток.	<p>Білий фосфор</p>  <p>P_4</p> <p>Кристалічні ґратки — <i>молекулярні</i>.</p>	Воскоподібна речовина, з характерним часниковим запахом. Нерозчинний у воді, але добре розчиняється в бензині, сірковуглеці й амоніаку. У темряві світиться. Леткий та легкоплавкий. Температура плавлення становить $44\text{ }^\circ\text{C}$. Температура займання — $40\text{ }^\circ\text{C}$. Густина — $1,8\text{ г/см}^3$. Дуже отруйний.



Продовження табл. 7

Модифікації Фосфору: Білий  Червоний  Чорний 	Червоний фосфор  P_n Кристалічні ґратки — <i>атомні</i> .	Порошок червоного кольору, без запаху, нерозчинний у воді й органічних розчинниках. Нелеткий. Густина — 2,3 г/см ³ . Температура займання — майже 260 °С. У разі інтенсивного нагрівання перетворюється на білий фосфор.
	Чорний фосфор  P_n Кристалічні ґратки — <i>атомні</i> .	За температури 200 °С та тиску 1,2 ГПа білий фосфор перетворюється на чорний. Ця модифікація за будовою кристалічної ґратки подібна до графіту. Є найбільш стабільною та активною формою. Кристали чорного кольору з металічним блиском, ромбічної форми. Розміщуються шарами. Характеризується м'якістю, жирний на дотик. Не має запаху, нерозчинний у воді й органічних розчинниках. Температура займання — 490 °С. Плавиться за температури 1000 °С. Неотруйний, малоактивний, напівпровідник.

Алотропні модифікації Карбону. Карбон — елемент 2 періоду головної підгрупи IV групи. Тому зовнішній (другий) енергетичний рівень його атома має електронну конфігурацію $2s^2 2p^2$. Завдяки особливій будові атомів Карбону він існує у вигляді декількох алотропних модифікацій — як природних, так і штучно добутих.

У курсі хімії 8 класу ви вивчили кристалічну будову та фізичні властивості однієї з алотропних модифікацій Карбону — алмазу. Алмаз і графіт — це природні модифікації Карбону, кристалічні структури яких різко відрізняються. Крім них, відомі карбін і фулурен. Пригадаємо деякі властивості алмазу та графіту.

Алмаз (від грецьк. *adamas* — твердий) — природна модифікація з атомними кристалічними ґратками, найтвердіший серед інших речовин. Це безбарвні прозорі кристали, які не змочуються водою. Дуже тугоплавкий, з температурою плавлення 4000 °С. Не проводить електричного струму, але добре проводить тепло. Якщо діяти на алмаз рентгенівським чи ультрафіолетовим промінням, то він світиться блакитним або жовтим світлом. Характерною властивістю алмазу є здатність добре заломлювати світло, розкладаючи його на цілий спектр кольорів. Завдяки цьому алмази застосовують у ювелірній справі. Алмази не розчиняються ні в кислотах, ні в інших сильних розчинниках.





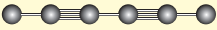

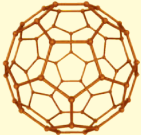
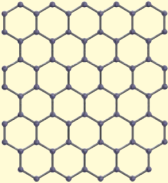
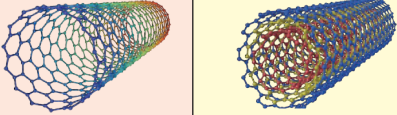
Графіт (від грецьк. *grafo* – пишу) – речовина сірого або чорного кольору, з металічним блиском, непрозора, жирна на дотик. Належить до тугоплавких сполук, з температурою плавлення 3800 °С. Порівнюючи з алмазом, графіт м'який, добре проводить електричний струм і тепло.

Алмаз і графіт можуть взаємоперетворюватися. За нагрівання алмазу до температури понад 1000 °С без доступу повітря він перетворюється на графіт. За вищих температур (1200–1600 °С) і наявності каталізатора графіт перетворюється на алмаз. Цю властивість узято за основу виготовлення штучних алмазів.

З іншими алотропними модифікаціями Карбону ознайомимося за *табл. 8*.

Таблиця 8

Алотропні модифікації Карбону

Чим зумовлена алотропія	Моделі молекул	Склад молекул і властивості
Алотропія Карбону зумовлена різною кількістю його атомів у молекулах простих речовин.	<p>Карбін</p>  <p>Полікумулен</p> 	Лінійні полімери Карбону. Карбін – дрібнокристалічний порошок чорного кольору. За властивостями подібний до графіту. У молекулі карбіну між атомами Карбону наявні одинарні й потрійні зв'язки. Добуто каталітичним окисненням етену. У полікумулену – тільки подвійні зв'язки. Це біла тверда речовина, напівпровідник, який застосовують у фотоелементах.
Алотропія Карбону зумовлена молекулярною кристалічною будовою.	<p>Фулерени</p> 	Тверді кристалічні речовини, сферичної форми. Молекули містять 20, 24, 28, ... , 60, 70, 200 атомів Карбону. Найстійкішою модифікацією є C ₆₀ . Це сильний антиоксидант. Виявляє надпровідні властивості.
Алотропія Карбону зумовлена атомною кристалічною будовою.	<p>Графен</p> 	Модифікація, утворена шаром Карбону завтовшки лише один атом. Найтонший та найміцніший матеріал, надлегкий, з високою тепло- й електропровідністю. У 200 разів міцніший за сталь. Може витримувати навантаження 5 т і більше без руйнування. Не створює загрози довкіллю, оскільки розкладається бактеріями.
Вуглецеві нанотрубки – одношарові	<p>Вуглецеві нанотрубки – багатошарові</p> 	Циліндричні структури діаметром від одного до кількох десятків нанометрів, завдовжки декілька мікрон. Це згорнуті в трубку графітові площини, мають каркасну структуру. Бувають одно- й багатошарові.



Розалінд Елсі Фрэнклін (1920–1958) — британська вчена-біофізик і кристалограф. Створила підґрунтя для висунення гіпотези про структуру подвійної спіралі молекули ДНК, що в 1953 р. задекларували американські вчені *Дж. Ватсон* і *Ф. Крік*.



Керуючись бажанням зробити свій внесок у перемогу в Другій світовій війні, із серпня 1942 р. працювала в Британській дослідницькій асоціації з використання вугілля й вивчала його пористу структуру. Її робота сприяла зародженню ідеї про високоміцне вуглецеве, або графітове, волокно — штучне волокно, що складається з вуглецю й має графітову структуру, тобто атоми Карбону розташовані в тонкі довгі графітові волокна. Ця ідея була основою її докторської дисертації «Фізична хімія твердих органічних колоїдів на прикладі вугілля і пов'язаних з ним матеріалів».

Отже, неметалічні елементи Оксиген, Сульфур, Фосфор і Карбон утворюють по декілька простих речовин — алотропних модифікацій, які набули застосування в техніці, медицині, ювелірній справі, металургії, виробництві гуми, очищенні води. У перспективі — широке використання фулеренів, графену, вуглецевих нанотрубок у медицині та лазерній техніці.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Неметалічні елементи здатні утворювати по декілька простих речовин. Прості речовини одного й того самого елемента називають **алотропними модифікаціями**. Суть явища **алотропії** полягає в утворенні кількох простих речовин тим самим хімічним елементом.
- Алотропні модифікації утворюють елементи **Оксиген, Сульфур, Карбон і Фосфор**. Алотропія Оксигену зумовлена різною кількістю атомів у молекулах простих речовин, а Сульфур, Фосфору й Карбону — різною структурою кристалічних ґраток.
- **Алотропними модифікаціями Оксигену** є *кисень* й *озон*, які здатні взаємоперетворюватися за певних умов. Це два гази: кисень — без запаху й кольору; озон — з характерним запахом свіжості, блакитного кольору. Кисень — добрий окисник, однак окисні властивості озону значно більші. Кисень забезпечує життєві процеси, озон — отруйний.
- **Алотропними модифікаціями Сульфур** є *кристалічна та пластична сірка*. Кристалічна сірка має дві форми: *ромбічну й моноклінну*. Ромбічна сірка — речовина лимонно-жовтого кольору, яка за температури 95,4–119,3 °C перетворюється на *моноклінну*. Ромбічна сірка утворює кристали ромбічної форми, моноклінна — голчасті кристали. За подальшого нагрівання кристалічна сірка кипить і, якщо її вилити в холодну воду, вона перетворюється на *пластичну*. Це довгі ланцюги, які легко розтягуються.
- **Алотропні модифікації Фосфору**: *білий, червоний та чорний фосфор*. У білого фосфору кристалічна ґратка молекулярна, у червоного та чорного — атомна. Молекули білого фосфору чотириатомні P_4 , червоного й чорного — мають велику кількість атомів (відображають формулою P_n).





Тема 4. Неорганічні речовини та їхні властивості

- Усі три модифікації за певних умов взаємоперетворюються одна на одну. Білий фосфор має характерний часниковий запах, отруйний, світиться в темряві, а дві інші модифікації — без запаху, не отруйні, не світяться.
- **Алотропні модифікації Карбону:** алмаз, графіт, карбін, фулерени. Алмазу властива висока твердість і водночас крихкість. На відміну від нього графіт м'який. Алмаз і графіт — тугоплавкі, взаємоперетворюються за певних умов.
- **Карбін і полікумулен** — лінійні полімери Карбону, що відрізняються видами хімічних зв'язків між атомами Карбону. У карбіну — одинарні й потрійні, у полікумулену — тільки подвійні. Це тверді речовини, напівпровідники.
- **Фулерени** — алотропні модифікації Карбону, тверді кристалічні речовини. Молекули містять 20, 24, 28, ... , 60, 70, 200 атомів Карбону. Найстійкішою модифікацією є C_{60} , сферичної форми. Це сильний антиоксидант. Проявляє надпровідні властивості.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть суть явища алотропії на прикладах.
2. Охарактеризуйте алотропні модифікації: а) Оксигену; б) Сульфур; в) Фосфору; г) Карбону.
3. Складіть рівняння реакцій: а) сірки з магнієм, алюмінієм, воднем, киснем; б) кисню з міддю, воднем; в) фосфору з киснем, сіркою, кальцієм; г) вуглецю з воднем, киснем, ферум(II) оксидом, хром(III) оксидом. Розгляньте реакції як окисно-відновні.
4. Позначте прості речовини, що є алотропними модифікаціями одного елемента.
А сірка, сульфур(IV) оксид **В** алмаз, фулерен
Б бор, бор оксид **Г** карбон, карбон(IV) оксид
5. Укажіть модифікацію Карбону, твердішу за сталь.
А фулерен **Б** алмаз **В** графен **Г** графіт
6. Укажіть просту речовину, що світиться в темряві.
А пластична сірка **Б** червоний фосфор **В** алмаз **Г** білий фосфор
7. Позначте окисник і відновник у реакції, що відбувається за схемою:
$$\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}_2 \uparrow$$

А відновник C^{+2} **В** окисник Zn^{+2}
Б окисник Zn^0 **Г** відновник C^0
8. Під час згоряння вуглецю в атмосфері кисню утворився карбон(IV) оксид об'ємом 112 л (н. у.). Обчисліть масу вуглецю й об'єм кисню, що прореагували.
9. У лабораторії провели експеримент на відновні властивості водню. Крізь порошок купрум(II) оксиду масою 1,6 г пропустили водень у надлишку. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що витратився, і масу та кількість речовини міді, що утворилася.
10. Цинк оксид масою 32,4 г повністю відновили вуглецем. Обчисліть масу цинку та об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.), що утворилися. Якій кількості речовини відповідає такий об'єм?





ЦІКАВО ЗНАТИ

- Міцність та інші унікальні властивості графену матимуть широке застосування в майбутньому. Це створення гнучких та ударостійких екранів телефонів, куленепроникних желетів, легкого й міцного матеріалу для авто-, літако- й ракетобудування. Зокрема, компанія Samsung запатентувала графеновий акумулятор, який забезпечує високу швидкість зарядки та збільшує електричну ємність батарей. Графенові акумулятори використовуватимуть в електромобілях. Немале значення матиме застосування графену в медицині. Уводючи його в клітини організму, лікарі зможуть спостерігати за організмом ізсередини за допомогою нанобітів. Оскільки виробництво графену дороге, триває пошук способів здешевлення цього унікального матеріалу.
- На думку вчених, відкриття нанотрубок є початком ще однієї технічної революції. Триває активна робота з побудови нанороботів-реплікаторів, які могли б перемагати інфекційні, хронічні й генетичні хвороби організму. Наноробот-реплікатор за індивідуальною програмою керування на молекулярному рівні зможе відшукати збудника хвороби та знешкодити його.



§ 17. АДСОРБЦІЯ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* суть явища адсорбції;
- *знати* вуглецеві матеріали;
- *досліджувати* адсорбційну здатність активованого вугілля й аналогічних лікарських препаратів;
- *доводити* практичну значущість явища адсорбції.

Явище адсорбції. З простих речовин вуглецю розрізняють деревне вугілля, кокс і сажу. Деревне вугілля утворюється під час нагрівання деревини без доступу повітря. Йому притаманна велика пористість, завдяки чому проявляються його особливі властивості — здатність поглинати своєю поверхнею деякі речовини. Щоб переконатися в цьому, проведемо декілька дослідів.

Дослід 1. Розчинимо у воді об'ємом 20 мл діамантовий зелений об'ємом 2 мл. Помістимо в утворений розчин шматок деревного вугілля. Через деякий час спостерігатимемо знебарвлення розчину.

Дослід 2. Помістимо шматок деревного вугілля в бромну воду. Вона, як і в першому досліді, теж знебарвиться.

Отже, ми спостерігаємо явище адсорбції.



Адсорбція (від латин. *ad* — на й *sorbeo* — поглинаю) — явище поглинання газоподібних або розчинених речовин поверхнею твердої речовини.

Речовину, яка здатна адсорбувати на своїй поверхні інші речовини, називають **адсорбентом**. *Деревне вугілля* активується, тобто збільшується площа його пористої поверхні, якщо його попередньо нагріти струменем водяної пари й очистити від смолистих речовин. У цьому разі активоване вугілля адсорбує більшу





кількість речовин. Адсорбційна здатність залежить не тільки від пористості, а й від ступеня подрібненості. Активоване деревне вугілля має найбільшу площу поверхні, яка становить 900–1000 м²/г. Адсорбція газів і рідин залежить від температури: з підвищенням температури вона зменшується.



Лабораторний дослід 2. Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля й аналогічних лікарських препаратів

! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Дослідіть адсорбційну здатність активованого вугілля та аналогічних лікарських препаратів.

Обладнання та реактиви: пробірки, активоване вугілля, порошки «Смекта» й «Ентеросгель», розчини лакмусу, метилового оранжевого та настоянки йоду.

Дослід 1. Налийте по черзі в три пробірки розчини лакмусу, метилового оранжевого й настоянки йоду. Опустіть у кожен пробірку по дві таблетки активованого вугілля. Опишіть свої спостереження, зробіть висновок.

Дослід 2. Налийте по черзі в три пробірки розчини лакмусу, метилового оранжевого й настоянки йоду. Насипте в кожен пробірку порошок «Смекти». Опишіть свої спостереження, зробіть висновок.

Дослід 3. Налийте по черзі в три пробірки розчини лакмусу, метилового оранжевого й настоянки йоду. Насипте в кожен пробірку порошок «Ентеросгелю». Опишіть свої спостереження, зробіть висновок.

Запишіть результати досліджень у таблицю в зошиті. Зробіть загальний висновок.

Реагент	Спостереження змін			Висновок
	Розчин лакмусу	Розчин метилового оранжевого	Розчин настоянки йоду	
<i>Дослід 1.</i> Активоване вугілля				
<i>Дослід 2.</i> Порошок «Смекти»				
<i>Дослід 3.</i> Порошок «Ентеросгелю»				

Загальний висновок. _____

Активоване вугілля як адсорбент використовують у цукровому виробництві для очищення цукрового сиропу від домішок, у виробництві спирту — для відокремлення від сивушної олії. Широкого застосування воно набуло в медицині для виведення токсичних речовин з шлунка, кишечника, інші сорбенти — з крові, плазми крові й лімфи. Однак треба знати, що за тривалого використання активованого вугілля організм втрачає такі поживні речовини, як білки, жири та вуглеводи.





У Першу світову війну, коли хлор використали як хімічну зброю, академік *М. Д. Зелінський* запропонував застосувати активоване вугілля в протигазах. Нині деревне вугілля використовують у побутових очисниках води.

Вивчаючи органічну хімію, ви переконалися, що Карбон — це елемент, який утворює величезну кількість речовин і багато з них відіграють важливу роль у житті людини. Так, у процесі життєдіяльності живих організмів вуглець перетворюється на карбон(IV) оксид, а той у процесі фотосинтезу утворює органічні сполуки. Вуглець є найважливішим джерелом енергії, оскільки входить до складу кам'яного вугілля, природного газу, нафти й інших корисних копалин.

Вуглецеві матеріали — це, крім деревного вугілля, кокс і сажа. Їхня кристалічна структура така сама, як у графіту, але кристали в кристалічній ґратці не впорядковані, тому їх не класифікують як алотропні модифікації Карбону.

Кокс добувають з кам'яного й бурого вугілля шляхом їхньої термічної обробки без доступу повітря. Його використовують у металургії для відновлення металів з їхніх оксидів (*див. § 15, с. 76*) і як паливо.

Під час неповного згоряння органічних речовин утворюється чорний порошок, жирний на дотик — *сажа*. Якщо над горючим газом потримати деякий час скляний предмет, він покривається сажею. Сажа накопичується в коминах будинків унаслідок неповного згоряння палива, під час горіння шин тощо. З курсу органічної хімії вам відомо, що за наявності сажі вулканізують каучук і добувають гуму. Її використовують як наповнювач для надання ебоніту чорного кольору, а також для виготовлення друкарської фарби, копіювального паперу.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Адсорбція** — явище поглинання газоподібних або розчинених речовин поверхнею твердої речовини. Речовину, яка здатна адсорбувати на своїй поверхні інші речовини, називають **адсорбентом**.
- **Деревне й активоване вугілля** є добрими адсорбентами.
- **Активоване вугілля** використовують у медицині, цукровому виробництві й виробництві спирту, у протигазах і побутових очисниках води.
- Крім активованого вугілля, широко застосовують **вуглецеві матеріали** — кокс і сажу. Кокс — у металургії як паливо й відновник металів, сажу — для виробництва гуми, ебоніту, друкарської фарби, копіювального паперу.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть суть явища адсорбції.
2. Поясніть, як дослідити адсорбційну здатність деревного вугілля.
3. Порівняйте, чим різняться між собою деревне й активоване вугілля.
4. Укажіть галузь застосування адсорбційної здатності вуглецю.
А металургія **Б** будівництво **В** виробництво гуми **Г** медицина
5. Установіть відповідність між назвою речовини та її застосуванням.
А активоване вугілля **1** для виготовлення друкарської фарби
Б графіт **2** у виробництві спирту
В сажа **3** для виробництва електродів
4 у виробництві мазі





6. Фосфор масою 21,7 г повністю згорів в атмосфері кисню. Обчисліть масу й кількість речовини утвореного продукту.
7. Сірка масою 6,4 г повністю згоріла в надлишку кисню. Утворену речовину розчинили у воді. Обчисліть масу й кількість речовини кислоти.
8. Плюмбум(II) оксид масою 111,5 г відновили вуглецем. Обчисліть маси вуглецю, що використався, і свинцю, що утворився, та об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.).



§ 18. ОКИСНІ Й ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати неметали;
- характеризувати неметали, їхні фізичні й хімічні властивості;
- складати рівняння, що підтверджують окисні властивості неметалів під час взаємодії з воднем і металами; відновні властивості водню й вуглецю в реакціях з оксидами металічних елементів;
- висловлювати судження щодо окисних і відновних властивостей неметалів під час окисно-відновних процесів та їхнього значення.

Неметали. Усі хімічні елементи умовно поділяють на металічні й неметалічні, а їхні прості речовини — на метали й неметали. Неметалів значно менше, ніж металів. Ви вже ознайомилися з деякими неметалами, вивчаючи алотропні модифікації неметалічних елементів. Прості речовини-неметали, утворені елементами першого періоду, — це водень і гелій та в підгрупах — вуглець, силіцій, азот і фосфор, кисень і сірка, галогени й інертні гази. За звичайних умов неметали перебувають у трьох агрегатних станах (табл. 9).

Таблиця 9

Агрегатний стан неметалів

Агрегатний стан	Неметали
Твердий	Сірка, вуглець, фосфор, силіцій, йод
Рідкий	Бром
Газоподібний	Водень, кисень, озон, азот, хлор, фтор, інертні гази

Фізичні властивості. Неметали — це речовини, що не проводять тепло й електричний струм, крім силіцію (напівпровідний) і графіту, який проводить електричний струм. Температури плавлення та кипіння залежать від їхнього агрегатного стану. Найнижчі температури кипіння мають гази. Тверді речовини крихкі, різного забарвлення: сірка — жовтого кольору; фосфор, залежно від алотропної модифікації, — білого, червоного або чорного; йод — фіолетового, має металічний блиск; вуглець — сіро-чорного.

Для сірки характерне явище *флотації*, тобто незмочування водою. Якщо порошок сірки насипати у воду, то він плаватиме на її поверхні. Сірка легкоплавка, температура кипіння становить 444,6 °С.





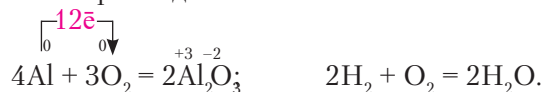
Газам теж властивий певний колір: кисень, водень й азот – безбарвні речовини, без запаху; хлор – жовто-зеленого кольору, з різким запахом. Це дуже отруйний газ, вдихання якого викликає параліч верхніх дихальних шляхів. Бром – летка рідина, швидко перетворюється на пару бурого кольору з різким запахом. За потрапляння на шкіру спричиняє опіки. Йоду властива *сублімація*, тобто з підвищенням температури переходить з твердого стану в газоподібний (рис. 35).



Рис. 35.
Сублімація йоду

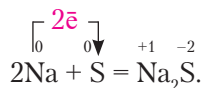
Хімічні властивості неметалів. Розглянемо прості речовини-неметали з погляду окисно-відновних процесів. Зважаючи на те, що атоми неметалічних елементів приєднують електрони, ці речовини під час хімічних реакцій є окисниками. Найбільш виражені окисні властивості проявляють фтор, кисень, хлор.

Окисні властивості кисню. Кисень у реакціях з металами й воднем проявляє окисні властивості. Наприклад:

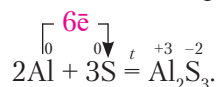


Напишіть самостійно перехід електронів у реакції водню з киснем, назвіть окисник і відновник.

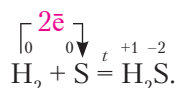
Окисні властивості сірки. З металами й воднем сірка теж проявляє окисні властивості. З активними металами вона взаємодіє за звичайної температури. Рівняння реакції:



Реакція з алюмінієм відбувається лише за нагрівання:



З воднем сірка взаємодіє за підвищеної температури:

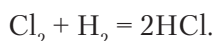


Окисні властивості вуглецю. Усі алотропні модифікації Карбону – це вуглець, тож для них характерні однакові хімічні властивості. Як малоактивний неметал, вуглець вступає в хімічну взаємодію тільки за високих температур. У реакціях з воднем і металами проявляє окисні властивості. Рівняння реакцій:



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії вуглецю з кальцієм і магнієм. Визначте окисник і відновник.

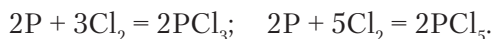
Окисні властивості хлору. Як неметал, хлор проявляє окисні властивості, реагуючи з воднем і менш хімічно активними неметалами. Реакція взаємодії хлору з воднем відбувається за нагрівання або освітлення:



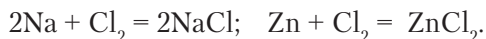


Тема 4. Неорганічні речовини та їхні властивості

У хлорі загоряється фосфор. Під час горіння утворюються фосфор(III) і фосфор(V) хлориди відповідно:



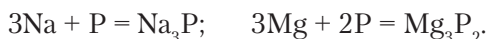
Хлор активно реагує з металами, унаслідок чого утворюються солі — хлориди. Наприклад:



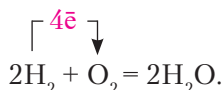
У реакціях з металами залізом і хромом хлор окиснює їх до ступеня окиснення +3. Рівняння реакцій:



Окисні властивості з металами проявляє *фосфор*. Наприклад:



Відновні властивості водню. Водень є добрим відновником. Під час реакції з киснем горить блакитним полум'ям. У суміші з киснем 1 : 2 і з повітрям 1 : 5 — вибухонебезпечний. Рівняння реакції:



Крім кисню, реагує з фтором, хлором, сіркою та азотом.

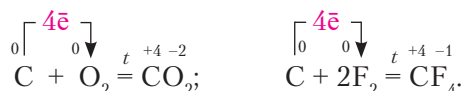


Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії водню з фтором, хлором і сіркою. Назвіть окисник і відновник.

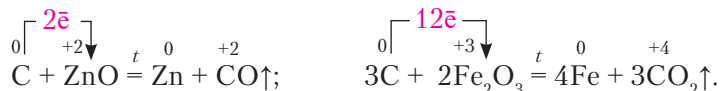
Надзвичайно важливою в металургії є здатність металів відновлюватися з їхніх оксидів. Наприклад:



Відновні властивості вуглецю. У реакціях з хімічно активними неметалами вуглець є відновником. Наприклад:



Як і водень, вуглець використовують у металургії для відновлення металів з їхніх оксидів. За участю вуглецю метал відновлюється до вільного стану. Наприклад:



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії вуглецю з купрум(II) оксидом і карбон(IV) оксидом.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Прості речовини неметалічних елементів називають **неметалами**.
- До неметалів належать **водень і гелій та в підгрупах — вуглець, силіцій, азот і фосфор, кисень і сірка, галогени й інертні гази**.



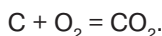


- За звичайних умов неметали перебувають у трьох агрегатних станах: **твердому, рідкому й газоподібному**.
- **Неметали** не мають металічного блиску, не проводять електричного струму й тепла, мають низькі температури плавлення та кипіння, різне забарвлення. Деякі (білий фосфор, хлор, бром) — отруйні.
- **Неметали** під час хімічних перетворень проявляють окисні й відновні властивості. **Окисні властивості** неметали проявляють у реакціях **з іншими неметалами й металами**. **Відновні властивості** проявляють **водень і вуглець у реакціях з оксидами металічних елементів**.



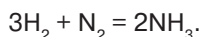
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть найпоширеніші в природі неметалічні елементи та прості речовини, які вони утворюють.
2. Охарактеризуйте фізичні властивості неметалів.
3. Напишіть рівняння реакцій між речовинами, визначте окисник і відновник:
 - а) $\text{ZnO} + \text{C} = \dots$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = \dots$; в) $\text{MoO}_3 + \text{H}_2 = \dots$; г) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} = \dots$;
 - г) $\text{ZnO} + \text{CO} = \dots$; д) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} = \dots$; е) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{C} = \dots$; є) $\text{CuO} + \text{H}_2 = \dots$.
4. Укажіть кількість електронів, що зміщуються до атома Оксигену в реакції:



A 2 B 6 B 8 Г 4

5. Позначте елемент, що окиснюється, й елемент, що відновлюється, у реакції:



A Нітроген окиснюється **B** Гідроген окиснюється
B Нітроген відновлюється **Г** Гідроген відновлюється

6. Обчисліть масу й об'єм (н. у.) реагентів, якщо під час реакції утворився фосфор(V) хлорид масою 41,7 г.
7. Унаслідок реакції ферум(III) оксиду з воднем отримали залізо масою 44,8 г. Обчисліть, яка маса ферум(III) оксиду й об'єм водню (н. у.) прореагували. Обчисліть кількість речовини, якій відповідає маса утвореного заліза.
8. На відновлення мангану з манган(IV) оксиду витратили водень об'ємом 15,68 л (н. у.). Обчисліть масу манган(IV) оксиду, що прореагував, і маси продуктів реакції.
9. На відновлення хрому з хром(III) оксиду витратили вуглець кількістю речовини 0,9 моль. Обчисліть масу відновленого хрому й об'єм (н. у.) утвореного газу, масу та кількість речовини хром(III) оксиду, яку відновили.



§ 19. ЗАСТОСУВАННЯ НЕМЕТАЛІВ. БІОЛОГІЧНЕ ЗНАЧЕННЯ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* застосування неметалів;
- *складати* рівняння, що підтверджують антропогенні та природні причини появи в атмосфері оксидів неметалічних елементів;





- висловлювати судження щодо застосування неметалів та екологічних наслідків викидів в атмосферу оксидів Карбону, Нітрогену, Сульфуру;
- оцінювати біологічне значення неметалічних елементів (Оксигену, Нітрогену, Карбону, Фосфору, галогенів).

Застосування неметалів. Неметали набули широкого застосування в різних галузях промислового виробництва та лабораторних дослідженнях. Розглянемо докладніше найважливіші з них.

Водень — речовина, застосування якої ґрунтується на її фізичних і хімічних властивостях. Оскільки водень найлегший з газів, його використовували для наповнення кульок, аеростатів і дирижаблів. Тепер з цією метою застосовують гелій або суміш водню з гелієм. У великих кількостях водень використовують для синтезу амоніаку, який є основою багатьох солей, мінеральних добрив, органічних речовин. У курсі органічної хімії ви вивчали реакцію гідрування рідких жирів, з використанням якої добувають тверді жири. Під час реакції горіння водню в кисні створюється висока температура, і цю властивість застосовують для різання та зварювання металів.

Вам уже відомо, що водень є добрим відновником металів з їхніх оксидів і цю реакцію широко застосовують у металургії для добування тугоплавких металів і металів високої чистоти.

Нині науковці розробляють багато технологічних проектів щодо використання екологічно чистого палива для автомобільних двигунів. Водень має таку перспективу. Однак виробництво водню розкладанням води є економічно затратним способом. Рідкий водень використовують як ракетне паливо.

Кисень — речовина, що бере участь у процесах дихання та горіння. На космічних кораблях і підводних човнах цю властивість кисню застосовують для підтримання життєдіяльності людей. Ним наповнюють кисневі подушки й дають дихати хворим, щоб покращити обмінні процеси. Для досліджень використовують радіоактивний ізотоп Оксигену ^{15}O .

У кисні згорають гази, які під час горіння (метан, етин) виділяють багато тепла. Його використовують у побуті й промисловості. Горіння етину (ацетилену) у кисні застосовують для зварювання та різання металів; у чорній металургії — під час виплавки чавуну й сталі, виробництва сульфатної кислоти.

Озон, завдяки його властивостям, використовують для озонування води на водоочисних станціях і в басейнах, для очищення стічних вод і димових газів. Він є сильним окисником, тому дуже швидко знешкоджує гнильні бактерії, мікроорганізми та віруси. Крім того, озон є добрим відбілювачем тканин, паперу, шкіри. Озон у газоподібному стані застосовують для очищення повітря в приміщеннях лікувальних закладів (операційні й реанімаційні палати), утилізації медичних відходів тощо. З такою ж метою обробляють приміщення виробництв, що займаються зберіганням овочів і фруктів, пакуванням харчових продуктів.

У медичних закладах дедалі частіше застосовують *озонотерапію* — метод лікування за допомогою медичного озону. Він активізує обмінні процеси на клітинному рівні, поліпшує мікроциркуляцію крові. Його успішно використовують у хірургії для лікування гнійних ран, трофічних виразок тощо.





Рис. 36. Застосування сірки

Сірку у Стародавньому Єгипті застосовували для виготовлення косметичних засобів, а також мазі для лікування хвороб шкіри. Нині в медицині використовують сірчані мазі для лікування псоріазу й себореї, очищену сірку — як засіб від глистів, а сполуки сірки — при алергії та шизофренії.

Найбільшу кількість сірки використовують у хімічній промисловості для виробництва сульфатної кислоти. На основі сірки виготовляють препарати для боротьби зі шкідниками сільськогосподарських угідь і міллю, її застосовують як добавку до кормів. Із сірки виробляють гуму, чорний порошок та інші вибухові речовини, фарби й барвники, сірники та штучне волокно (рис. 36).

З алотропних модифікацій **Фосфору** переважно застосовують **червоний фосфор**, який разом з клеєм і товченим склом наносять на бічні поверхні сірникових коробок; у металургії — як компонент деяких сплавів і розкислювач. Радіоактивний ізотоп Фосфору ^{32}P застосовують у медицині під час лікування захворювань серцево-судинної системи для визначення швидкості кровотоку й об'єму циркуляції крові, а розчинний препарат ^{32}P — для приготування аплікаторів, що лікують пухлини, деякі захворювання шкіри (зокрема, екзему), рогівку ока тощо.

Білий фосфор не отримав широкого застосування. Зазвичай його використовують для обмеження видимого простору, тобто для димових завіс у місцях зберігання боєприпасів, горючих і радіоактивних речовин, складів зброї, оскільки він швидко загоряється з виділенням великої кількості білого диму.

Із застосуванням **вуглецю** ви частково ознайомилися, вивчаючи явище адсорбції. Розглянемо використання деяких його модифікацій.

Алмази як найтвердіші речовини використовують у промислових масштабах у приладобудуванні, електро- й радіотехніці. З них виготовляють інструменти для бурових установок (алмазні різці й свердла), пристрої для різання скла та оброблення твердих матеріалів (шліфувальні круги). Завдяки світінню алмазів і здатності утворювати імпульси електричного струму при опроміненні, їх застосовують як детектори ядерного випромінювання, у медичних лічильниках, під час космічних досліджень та вивчення глибинних шарів Землі.

Алмази посіли чільне місце в ювелірній справі, з них виготовляють коштовні прикраси. Спеціально оброблений алмаз називають **діамантом**.

Графіт є цінною сировиною багатьох галузей промислового виробництва. Його використовують для виготовлення різних ливарних форм, акумуляторів, плавильних тиглів, електровугільних і металографічних виробів (наприклад, електродів). З графіту виготовляють штучні алмази, графен, мастильно-охолодні рідини, які набули застосування в техніці. Зокрема, графен нині використовують у випробуваннях Великого адронного колайдера, в установках для виробництва ядерної та сонячної енергії.





Карбін, як і графен, має товщину лише один атом. Він удвічі міцніший за графен і нанотрубки, тож може стати тим матеріалом, який витіснить їх. Напівпровідник, з надзвичайно великою площею поверхні. Цю властивість можна використати в пристроях для збереження електроенергії, для акумуляторних батарей тощо. З нього можна виготовляти надміцні волокна.

Про застосування інших неметалів ви дізнаєтеся, вивчаючи сполуки неметалічних елементів.

БІОЛОГІЧНЕ ЗНАЧЕННЯ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Неметалічні елементи відіграють важливу роль у процесах, що відбуваються в живих організмах. Ознайомимося з цим докладніше.

З курсу біології вам відомо, що майже всі живі організми дихають киснем, який міститься в складі повітря. Під час процесу дихання відбувається окиснення органічних речовин, що потрапляють в організм з їжею, до вуглекислого газу й води. Велика кількість енергії, що вивільняється при цьому, витрачається на всі життєві процеси.

Елемент **Нітроген** як біогенний елемент входить до складу амінокислот і білків, нуклеотидів і нуклеїнових кислот у зв'язаному стані. Є рослини, корені яких містять мікроорганізми й бактерії, що мають здатність засвоювати молекулярний азот з атмосфери. По ланцюгах живлення з рослин він потрапляє в організми тварин і людини. Небезпечним для здоров'я є нестача азоту як на глибинах, так і висотах у разі швидкого підняття літаків у верхні шари атмосфери.

Елемент **Карбон** — один з найважливіших біогенних елементів на планеті. Він утворює велику кількість органічних сполук, що наявні в складі живих організмів і сприяють їхньому розвитку та життєдіяльності. Білки, жири, вуглеводи входять до складу рослинних і тваринних організмів та організму людини, забезпечуючи їхній розвиток. Живі організми засвоюють Карбон з атмосфери або через ланцюги живлення.

Елемент **Фосфор** — незамінний елемент кісткової тканини, який разом з Кальцієм забезпечує міцність кісток. Фосфор міститься в складі АТФ (аденозинтрифосфату), що є джерелом енергії, яка передається іншим клітинам. Особливо необхідний фосфор клітинам мозку. Саме тому академік *О. Ферсман* назвав фосфор «елементом життя й думки». Крім того, цей елемент міститься в багатьох амінокислотах, ДНК і РНК, що є важливими складниками клітин організмів, і бере участь у процесах обміну речовин.

Елементи групи галогенів — це Флуор, Хлор та Йод. **Флуор** бере участь у процесах мінерального обміну речовин у м'язовій, кістковій та нервовій тканинах організму. Він локалізує та покращує стан зубної емалі, волосся й нігтів, запобігає карієсу зубів. За наявності достатньої кількості Флуору в організмі підтримується імунітет, прискорюється зростання кісток під час переломів, не розвивається остеопороз. Важливою функцією Флуору є участь у процесах кровотворення.

Хлор — біогенний елемент. Клітини живих організмів містять сполуки Хлору, насамперед натрій хлориду. Характерною особливістю є постійна присутність в організмі, компонент усіх тканин; міститься в біологічно активних речовинах. У складі натрій хлориду бере участь у формуванні плазми крові,





підтримує її осмотичний тиск, обмін речовин. У складі хлоридної кислоти, що виробляється в шлунку, підтримує її кислотність і сприяє процесу травлення.

Йод — елемент, який визнано життєво необхідним мікроелементом. В організмі людини міститься 20–50 мг, з них майже 40–60 % у щитоподібній залозі, решта з кров'ю потрапляє до всіх органів. Бере участь в утворенні тиреоїдних гормонів щитоподібної залози, які безпосередньо впливають на обмін речовин, ріст і розвиток організму, підтримують енергетичний обмін і температуру тіла. Йод стимулює роботу нервової системи, розумові процеси, перешкоджає накопиченню радіоактивного ізотопу ^{131}I .



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У різних галузях виробництва найширше застосовують неметали **водень, кисень, озон, сірку та вуглець**. Їхнє застосування ґрунтується на фізичних і хімічних властивостях цих речовин.
- **Водень** нині використовують для синтезу амоніаку, гідрування рідких жирів, різання та зварювання металів, а також відновлення металів; рідкий водень — як ракетне паливо. Перспективним є використання водню як екологічно чистого палива для двигунів внутрішнього згорання.
- **Кисень** — у медицині, на космічних кораблях, підводних човнах, у побуті та промисловості, для зварювання й різання металів, під час виплавки чавуну та сталі, у виробництві сульфатної кислоти.
- **Озон** — для озонування води, відбілювання тканин, паперу та шкіри, для очищення повітря в лікувальних закладах і на складах овочів і фруктів, утилізації медичних відходів.
- **Сірка** — у хімічній промисловості, виготовленні косметичних засобів і мазі, для боротьби зі шкідниками сільськогосподарських угідь, у виробництві гуми, чорного порошу й інших вибухових речовин, фарб і барвників, сірників, штучного волокна. Очищену сірку застосовують як засіб від глистів, а її сполуки — при алергії та шизофренії.
- **Червоний фосфор** — у сірниковій промисловості, металургії, у медицині радіоактивний ізотоп ^{32}P використовують як мічені атоми та для виготовлення аплікаторів.
- **Білий фосфор** — для обмеження видимого простору, тобто для утворення димових завіс.
- **Модифікації Карбону**, зокрема **алмаз**, використовують у приладобудуванні, електро- й радіотехніці; в інструментах для бурових установок, пристроях для різання скла й оброблення твердих матеріалів; як детектори ядерного випромінювання, у медичних лічильниках; під час космічних досліджень і вивчення глибинних шарів Землі; у ювелірній справі. **Графіт** є сировиною для виробництва ливарних форм, акумуляторів, тиглів, електровугільних і металографічних виробів, штучних алмазів, графену, мастильно-охолодних рідин. **Графен** — у випробуваннях Великого адронного колайдера, в установках для виробництва ядерної та сонячної енергії. **Карбін** — як напівпровідник, матеріал для виготовлення надміцних волокон.
- **Елементи Оксиген, Нітроген, Фосфор, Карбон, галогени** є біогенними елементами, які відіграють важливу роль у життєдіяльності організмів, підтримують усі життєві процеси, регулюють обмін речовин і функціонування всіх систем організму.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Укажіть неметал, що є основною складовою повітря.
А кисень **Б** азот **В** гелій **Г** водень
2. Позначте просту речовину, що проявляє здатність утримувати частинки іншої речовини.
А бром **Б** фосфор **В** вугілля **Г** сірка
3. Позначте дві речовини, які використовують для виробництва амоніаку.
А азот **Б** вуглець **В** сірка **Г** водень
4. Установіть відповідність між назвою неметалу та його застосуванням.
А сірка **1** виготовлення інструментів для різання скла
Б азот **2** виробництво гуми
В алмаз **3** дезінфекційний засіб
Г хлор **4** холодоагент
5. Установіть відповідність між назвами біогенних неметалічних елементів та їхніми біологічними функціями.
А Нітроген **1** елемент кісткової тканини
Б Фосфор **2** елемент гормонів щитоподібної залози
В Йод **3** запобігає карієсу зубів
Г Флуор **4** складник білків і нуклеїнових кислот
6. Унаслідок повного згоряння фосфору в атмосфері кисню утворився фосфор(V) оксид кількістю речовини 0,6 моль. Обчисліть кількість речовини, масу й об'єм (н. у.) реагентів.



§ 20. ОКСИДИ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ, ЇХНІЙ ВМІСТ В АТМОСФЕРІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* оксиди неметалічних елементів;
- *складати* рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості й одержання кислотних оксидів;
- *характеризувати* фізичні й хімічні властивості оксидів неметалічних елементів; застосування оксидів неметалічних елементів;
- *пояснювати* антропогенні та природні причини появи в атмосфері оксидів неметалічних елементів;
- *висловлювати судження* щодо екологічних наслідків викидів в атмосферу оксидів Карбону, Нітрогену й Сульфуру; кислотних дощів, парникового ефекту.

Оксиди неметалічних елементів. Неметалічні елементи утворюють з Оксигеном бінарні сполуки — **оксиди неметалічних елементів**, або **кислотні оксиди**. Найважливіші з них — оксиди Карбону, Силіцію, Нітрогену, Фосфору, Сульфуру та Хлору. За нормальних умов вони перебувають у різних агрегатних станах: твердому, рідкому або газоподібному (*табл. 10*).





Таблиця 10

Агрегатний стан оксидів неметалічних елементів

Агрегатний стан	Назви оксидів за систематичною номенклатурою	Формули
Газоподібний	Карбон(II) і карбон(IV) оксиди	CO, CO ₂
	Сульфур(IV) оксид, нітроген(IV) оксид	SO ₂ , NO ₂
Твердий	Силіцій(IV) оксид, фосфор(V) оксид, нітроген(V) оксид	SiO ₂ , P ₂ O ₅ , N ₂ O ₅
Рідкий	Гідроген оксид, сульфур(VI) оксид	H ₂ O, SO ₃

Фізичні властивості. Оксиди неметалічних елементів – це молекулярні сполуки з молекулярними кристалічними ґратками (крім SiO₂, що має атомні кристалічні ґратки). Від структури й залежать їхні властивості. Оксиди молекулярної будови – гази, без запаху (CO, NO, CO₂) або з різким запахом (SO₂, NO₂). Карбон(IV) і сульфур(IV) оксиди за певних температур переходять в інший агрегатний стан: перший утворює тверду речовину (сухий лід), другий – безбарвну рідину, яку зберігають у сталевих цистернах. Випаровуючись, обидва оксиди спричиняють охолодження.

Нітроген з Оксигеном утворює п'ять оксидів. Докладнішу інформацію про їхні назви, молекулярні формули та фізичні властивості ви дізнаєтеся, розглянувши *рис. 37*.

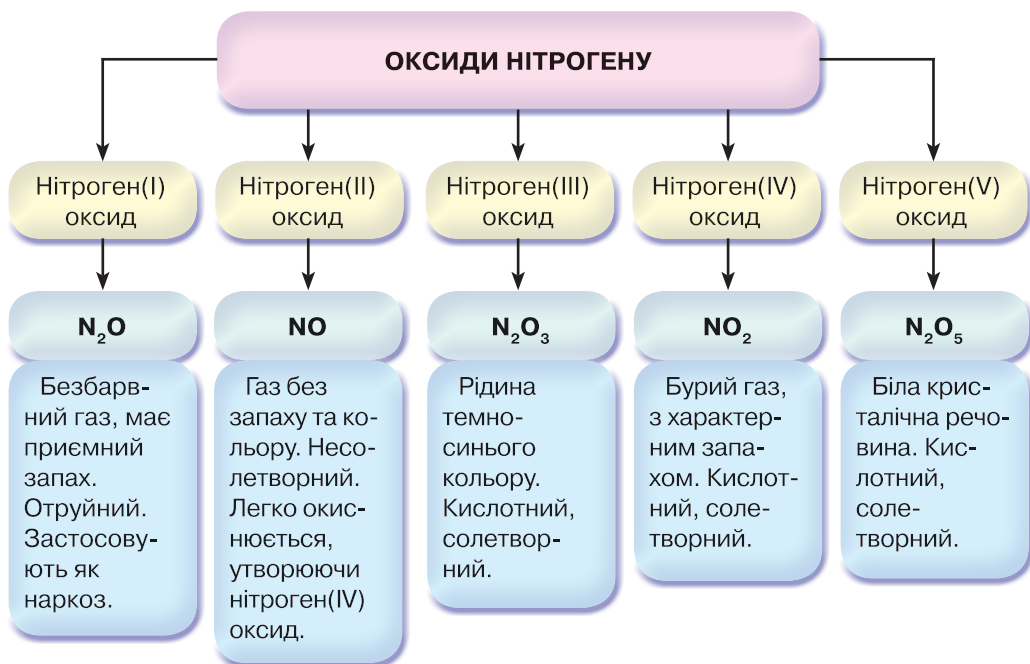


Рис. 37. Схема класифікації оксидів Нітрогену





Силіцій(IV) оксид — тверда кристалічна речовина. Його температура плавлення дуже висока — 1728 °С порівняно з карбон(IV) оксидом, температура плавлення якого становить 56,6 °С. Така відмінність зумовлена різною будовою кристалічних ґраток цих оксидів.

Фосфор(V) оксид — пухкий порошок, білого кольору, з густиною 2,3 г/см³, гігроскопічний (поглинає вологу), легкоплавкий, з різким запахом. Типовий кислотний оксид.

Хімічні властивості. Для кислотних оксидів характерні реакції взаємодії з водою, основними оксидами й лугами.

Взаємодія з водою. Щоб з'ясувати, як відбувається реакція взаємодії фосфор(V) оксиду з водою, проведемо декілька дослідів.

Дослід 1 (у витяжній шафі). У колбу, наповнену киснем, опустимо попередньо запалений червоний фосфор. Під час горіння утворюється фосфор(V) оксид, який наповнює колбу густим білим снігоподібним димом.

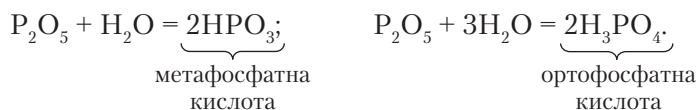
Долємо до колби з фосфор(V) оксидом воду, колбу декілька разів струсемо. Утворюється прозорий розчин.

Дослід 2. До розчину, що утворився в колбі, долємо розчин лакмусу.



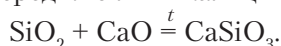
Спрогнозуйте, що спостерігатимемо під час випробування розчину лакмусом.

Взаємодія з водою відбувається неоднаково й залежить від кількості води. Запишемо рівняння реакцій:



Однак не всі кислотні оксиди взаємодіють з водою. Нерозчинним у воді є силіцій(IV) оксид.

Взаємодія з основними оксидами. Якщо силіцій(IV) оксид нагріти з кальцій оксидом, то утворюється середня сіль — кальцій силікат. Рівняння реакції:



Взаємодія з лугами. Щоб з'ясувати, чи взаємодіють кислотні оксиди з лугами, проведемо дослід.

Дослід 3. Наллємо в хімічний стакан розчин натрій гідроксиду, підфарбований фенолфталеїном. Пропустимо крізь цей розчин карбон(IV) оксид.



Спрогнозуйте, які зміни відбуватимуться в хімічному стакані.



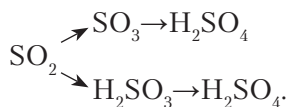
АНТРОПОГЕННІ ТА ПРИРОДНІ ПРИЧИНИ ПОЯВИ В АТМОСФЕРІ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Джерелами викидів в атмосферу оксидів неметалічних елементів є численні підприємства, які не мають потрібних очисних споруд, теплоелектростанції, транспортні засоби, населені пункти, неякісне технічне обладнання.



Унаслідок виробничих процесів різних галузей промисловості та сільського господарства відбуваються колосальні зміни в атмосфері планети. Промислові виробництва всієї Землі, автомобільний транспорт викидають в атмосферу величезні обсяги карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу), сульфур(IV) оксиду, гідроген сульфід, нітроген(II) і нітроген(IV) оксидів. Це призводить до зменшення товщини озонного шару, який захищає поверхню Землі від ультрафіолетового випромінювання, випадання кислотних дощів, виникнення парникового ефекту. Учені зазначають, що протягом останніх 30 років концентрація озону в атмосфері зменшилася в десятки разів. Це може бути причиною утворення чорних дір в атмосфері. Велика кількість вуглекислого газу в атмосфері зумовлює глобальне потепління на планеті.

З'ясуємо, які забруднювачі атмосфери спричиняють **кислотні дощі**. Насамперед це сульфур(IV) оксид, що утворюється під час процесів горіння, зокрема нафти й мазуту, кам'яного вугілля; у металургії — під час випалювання та переробки сульфатних руд, виробництва сульфатної кислоти й кольорових металів; робота транспорту призводить до утворення сульфур(IV) і карбон(IV) оксидів.

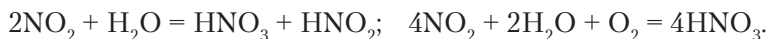
В атмосфері сульфур(IV) оксид окиснюється до сульфур(VI) оксиду, а той під час випадання дощів перетворюється на сульфатну кислоту. Сульфур(VI) оксид гігроскопічний, тобто має здатність поглинати вологу з повітря, утворюючи дрібні краплі сульфатної кислоти. Цей процес відображає такий ланцюг перетворень:



В атмосфері, подібно до оксидів Сульфуру, відбуваються перетворення оксидів Нітрогену на нітратну кислоту. Запишемо цей процес схемою:

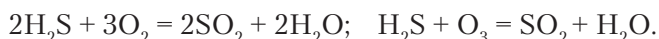


Взаємодія нітроген(IV) оксиду з водою може відбуватися з утворенням нітритної та нітратної кислот, а в надлишку кисню — тільки нітратної кислоти. Рівняння реакцій:



Природними причинами утворення в атмосфері оксидів неметалічних елементів є виверження вулканів, гниття органічних речовин.

Під час гниття органічних решток виділяється гідроген сульфід, що має здатність окиснюватися до сульфур(IV) оксиду атмосферним киснем та озоном. Рівняння реакцій:



Під час виверження вулканів в атмосферу потрапляє велика кількість карбон(IV) і сульфур(IV) оксидів.



Складіть самостійно рівняння реакцій утворення сульфатної та нітратної кислот, що відбуваються в атмосфері під час випадання дощів.

Після випадання кислотних дощів відбуваються зміни в природі: листя на деревах і кущах жовтіє, іноді покривається ржаво-бурым нальотом, з'являється неприємний прілий запах тощо. Це свідчить про те, що кислотні дощі знищують





екосистеми, сповільнюють ріст культурних рослин, знижують їхню стійкість до грибкових захворювань, послаблюють протидію мікроорганізмам.

Кислотні дощі негативно діють на ґрунти, підвищуючи їхню кислотність, а отже, знижують урожайність.

Оксиди Сульфуру й Нітрогену є отруйними, тож негативно впливають на здоров'я людини. Наявність їх у повітрі спричиняє подразнення дихальних шляхів, виникнення бронхіту й інших хвороб, зниження імунітету, що призводить до зменшення тривалості життя людей.

Отже, щоб запобігти антропогенному впливу на забруднення атмосфери планети, потрібно усвідомити ті наслідки, які спричиняють небезпеку здоров'ю людей та всього живого, і дотримуватися відповідних правил, а саме: 1) зменшувати відсоток пального, яке призводить до викидів в атмосферу отруйних газів, переходячи на екологічно чисті види палива; 2) застосовувати очисні споруди на підприємствах, які викидають ці гази; 3) не спалювати суху траву, відходи деревини, пластик; 4) збільшувати площі зелених насаджень, які перетворюють карбон(IV) оксид на органічну речовину, очищаючи атмосферу та поповнюючи її киснем.

Застосування оксидів неметалічних елементів. Оксиди неметалічних елементів набули широкого застосування (табл. 11).

Таблиця 11

Застосування оксидів неметалічних елементів

Оксид	Формула	Застосування
Карбон(IV) оксид	CO_2	У хімічній промисловості для добування солей карбонатної кислоти; для газування води, приготування газованих напоїв; як холодоагент для збереження м'ясних продуктів, риби, морозива, овочів та інших продуктів; під час виробництва вин і пива; у вогнегасниках; для прискорення досягання овочів у теплицях. Регулює тепловий баланс планети; бере участь у процесі фотосинтезу.
Карбон(II) оксид	CO	Як паливо в суміші з воднем; для синтезу метанолу.
Сульфур(IV) оксид	SO_2	Сировина для виробництва сульфатної кислоти та її солей; для знезараження зерно- й овочесховищ від шкідників і мікроорганізмів; відбілювання соломи, шовкових і вовняних тканин; дезінфекції ємкостей на винних і пивних заводах.
Сульфур(VI) оксид	SO_3	Виробництво сульфатної кислоти та її солей; як водовідбірний засіб.
Силіцій(IV) оксид	SiO_2	У будівельній справі для виробництва бетону, цегли, стекол, кераміки, шліфувальних матеріалів; у фармацевтиці як сорбент (аерогель, селікагель); для виробництва пористих матеріалів; в оптичній та парфумерній промисловостях; як теплоізолятор; кварц — у ювелірній справі, для виробництва кварцового термостійкого скла.





Продовження табл. 11

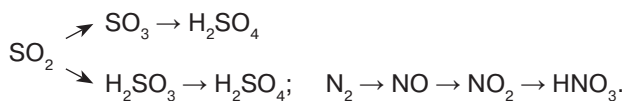
Оксид	Формула	Застосування
Нітроген(IV) оксид	NO_2	Як окисник у ракетному паливі; у виробництві нітратної кислоти, нітратів, мінеральних добрив.
Фосфор(V) оксид	P_2O_5	Добування ортофосфатної кислоти; в органічному синтезі, для осушення газів.

Фізіологічна дія. Багато оксидів неметалічних елементів проявляють токсичну дію на організм людини. Дуже отруйною речовиною є карбон(II) оксид, або чадний газ. Його молекули сполучаються з гемоглобіном крові значно міцніше за молекули кисню, унаслідок чого припиняється перенесення кисню до клітин організму. Вуглекислий газ хоча й не токсичний, але за надмірної кількості в людини виникає задуха або зупинка дихання. Оксиди Сульфуру й Нітрогену уражають слизові оболонки дихальних шляхів, спричиняють опіки шкіри. Пари оксидів Нітрогену призводять до збільшення розмірів печінки й селезінки, розладу психіки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Оксиди неметалічних елементів перебувають у трьох агрегатних станах. Це переважно речовини молекулярної будови. Атомні кристалічні ґратки властиві силіцій(IV) оксиду.
- Оксиди неметалічних елементів — це **кислотні оксиди**. Вони вступають у хімічну взаємодію з **водою, основними оксидами й лугами**.
- Поява в атмосфері оксидів неметалічних елементів зумовлена викидами численних підприємств, теплоелектростанцій, роботою транспортних засобів, функціонуванням населених пунктів, недоброякісним технічним обладнанням.
- Основними забруднювачами атмосфери є карбон(IV) оксид, сульфур(IV) і сульфур(VI) оксиди, нітроген(II) і нітроген(IV) оксиди.
- Процес **утворення кислотних дощів** за участю сульфур(IV), нітроген(II) і нітроген(IV) оксидів відбувається за такими ланцюгами перетворень:



- Кислотні дощі** негативно впливають на рослинність, знижують родючість ґрунтів, а оксиди Сульфуру та Нітрогену спричиняють у людей захворювання органів дихання.
- Оксиди неметалічних елементів набули широкого застосування в господарстві України.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Назвіть неметали, які набули широкого застосування в господарстві України.
- Охарактеризуйте сфери застосування: а) водню; б) кисню та озону; в) сірки; г) фосфору; г) вуглецю.
- Назвіть причини антропогенного та природного забруднення атмосфери оксидами неметалічних елементів.





4. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються за схемами:
 - а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$;
 - б) $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$.
5. Складіть рівняння реакцій між: а) азотом і киснем; б) фосфором і киснем; в) вуглецем і сіркою; г) воднем і сіркою. Складіть електронний баланс, укажіть окисник і відновник.
6. Під час грози атмосферний азот об'ємом 134,4 л (н. у.) перетворився на оксид, який сполучився з дощовою водою з утворенням кислоти. Обчисліть масу кислоти, що випала з дощем на землю.
7. Сульфур(IV) оксид масою 19,2 г окиснили та піддали дії води. Обчисліть масу й кількість речовини утвореного продукту. Назвіть утворену речовину.



§ 21. СПОЛУКИ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ З ГІДРОГЕНОМ

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном;
- наводити приклади сполук неметалічних елементів з Гідрогеном (гідроген хлорид, гідроген сульфід, амоніак);
- складати рівняння реакцій, які характеризують особливості водних розчинів гідроген хлориду (з основами), гідроген сульфід (з лугами) й амоніаку (з кислотами);
- характеризувати застосування гідроген хлориду, гідроген сульфід й амоніаку;
- порівнювати особливості водних розчинів гідроген хлориду, гідроген сульфід й амоніаку.

Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном. Вам уже відомо, що неметалічні елементи з Гідрогеном утворюють леткі сполуки. Це елементи IV–VII груп періодичної системи (табл. 12).

Таблиця 12

Леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном

Період	Група				Радіуси атомів елементів у групах зростають зверху вниз. Кислотні властивості водних розчинів посилюються.
	IV	V	VI	VII	
2	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	
3	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	
4		AsH ₃	H ₂ Se	HBr	
5			H ₂ Te	HI	
Висновок	<div style="display: flex; align-items: center;"> Ступені окиснення елементів у цих сполуках зростають від -4 до -1. У водних розчинах властивості змінюються від оснóвних до кислотних. → </div>				
Загальні формули	EH ₄	EH ₃	H ₂ E	HE	

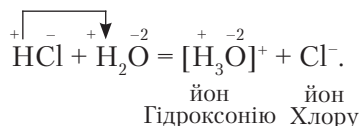




Проаналізувавши *табл. 12*, зробимо висновок: *залежно від кількості неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні, атоми неметалічних елементів утворюють ковалентні полярні зв'язки з різною кількістю атомів Гідрогену*. Елементи IV групи періодичної системи утворюють чотири зв'язки, V — три, VI — два, VII групи — один зв'язок.

Леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном переважно проявляють здатність розчинятися у воді. Ознайомимося докладніше з механізмами розчинення гідроген хлориду HCl, гідроген сульфід H₂S та амоніаку NH₃ у воді.

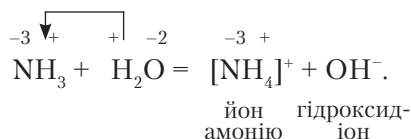
Запишемо рівняння реакції взаємодії **гідроген хлориду** з водою:



Якщо розчин гідроген хлориду у воді випробувати лакмусом, то забарвлення індикатора зміниться на червоне. Це вказує на те, що утворилася кислота.

З рівняння бачимо, що атом Оксигену має більший заряд, ніж атом Хлору. Тому атом Оксигену з більшою силою притягує атоми Гідрогену. Під час розчинення йон Гідрогену відщеплюється від Хлору й завдяки наявності вільної електронної пари приєднується до Оксигену. Утворюється **йон Гідроксонію H₃O⁺**. Оксиген на утворення зв'язку віддав електронну пару, тому є *донором*, а йон Гідрогену — *акцептором*. Отже, механізм утворення ковалентного зв'язку в цьому випадку є **донорно-акцепторним** (див. § 5).

Тепер з'ясуємо, як відбувається розчинення **амоніаку** у воді. Під час цієї реакції атом Нітрогену міцніше втримує атоми Гідрогену, ніж атом Оксигену. Нітроген, який має вільну електронну пару, притягує йон Гідрогену від Оксигену. Утворюється позитивно заряджений йон амонію:

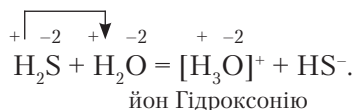


За рівнянням можна припустити, що наявність у розчині гідроксид-іонів зумовлює лужне середовище. Наявність луку виявляють індикатором. Розчин фенолфталеїну набуває малинового забарвлення.



Поясніть механізм утворення зв'язку під час розчинення амоніаку у воді.

Гідроген сульфід у водному розчині поводить себе як дуже слабка кислота. Оксиген і Сульфур — елементи головної підгрупи VI групи. Водночас Оксиген проявляє більшу електронегативність, ніж Сульфур, оскільки в головних підгрупах електронегативність елементів зростає знизу вгору. Тому йон Гідрогену від гідроген сульфід приєднується до Оксигену за рахунок вільної електронної пари. Рівняння реакції:





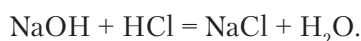
Отже, зважаючи на розглянуті приклади розчинення летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном, зробимо такі висновки:

- у періодах зліва направо послаблюються основні властивості водних розчинів неметалічних елементів з Гідрогеном і посилюються кислотні;
- у групах зверху вниз зростають радіуси атомів, тому зв'язок між атомом неметалічного елемента й Гідрогеном послаблюється; кислотні властивості водних розчинів посилюються.

Властивості водних розчинів сполук неметалічних елементів з Гідрогеном.

Вивчаючи розчинення у воді сполук неметалічних елементів з Гідрогеном, ви переконалися, що їхні розчини можуть проявляти властивості кислот або основ. Перевіримо це, проводячи досліди.

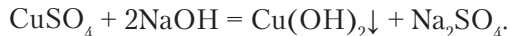
Дослід 1. Наллємо в пробірку розчин натрій гідроксиду, підфарбований фенолфталеїном, і доллємо до нього хлоридну кислоту. Спостерігатимемо знебарвлення розчину: хлоридна кислота нейтралізувала луг. Рівняння реакції:



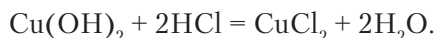
Складіть самостійно йонне рівняння реакції. Поясніть, які йони взяли участь у реакції.

Хлоридна кислота реагує з нерозчинними основами, утворюючи сіль і воду. Щоб переконалися в цьому, проведемо дослід.

Дослід 2. Добудемо купрум(II) гідроксид реакцією обміну:

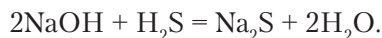


Унаслідок реакції випадає в осад нерозчинна основа синього кольору. Доллємо до пробірки з осадом хлоридну кислоту:

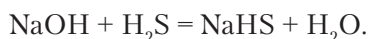


Осад розчиняється, а розчин набуває блакитного кольору. Такого забарвлення йому надає купрум(II) хлорид.

Як слабка кислота, водний розчин гідроген сульфід у реакції реагує тільки з лугами. Цю реакцію відображає рівняння:

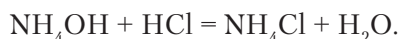


Якщо ж гідроген сульфід узято в надлишку, утворюється натрій гідрогенсульфід — кисла сіль складу NaHS:



Взаємодію амоніаку з хлоридною кислотою спостерігатимемо на досліді «дим без вогню».

Дослід 3. Візьмемо два концентровані розчини: амоніаку й гідроген хлориду. Опустимо в кожний розчин скляну паличку, а потім наблизимо палички одну до одної. З'являється густий білий «дим». Цей «дим» є скупченням дрібних кристалів утвореної солі — амоній хлориду:



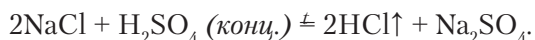


Взаємодія амоній гідроксиду з кислотами вказує на те, що водний розчин амоніаку є основою.

Отже, зважаючи на проведені досліди, зробимо висновок: *водні розчини летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном проявляють властивості кислот або основ.*

Застосування сполук неметалічних елементів з Гідрогеном. Леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном, розчиняючись у воді, утворюють основи або кислоти.

Гідроген хлорид — газ, який отримують під час нагрівання натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою. Рівняння реакції:



Водний розчин гідроген хлориду — хлоридна (соляна) кислота. Якщо масова частка гідроген хлориду у водному розчині становить 34–36 %, то його називають *концентрованою хлоридною кислотою*.

Отже, гідроген хлорид насамперед використовують для добування хлоридної кислоти та її солей — хлоридів. Крім того, гідроген хлорид набув широкого застосування в органічному синтезі.

Гідроген сульфід — газ, без кольору, важчий за повітря, з характерним неприємним запахом тухлих яєць, отруйний. Точніше, зіпсовані яйця виділяють гідроген сульфід, що дає такий запах. Водний розчин гідроген сульфіду змінює колір лакмусу на червоний, тому його називають *сульфідною кислотою*. Найчастіше застосовують солі — сульфідні, які входять до складу сульфідних руд.

Амоніак як сполука Нітрогену з Гідрогеном — газ з різким запахом, який широко використовують у різних галузях промислового виробництва (рис. 38).

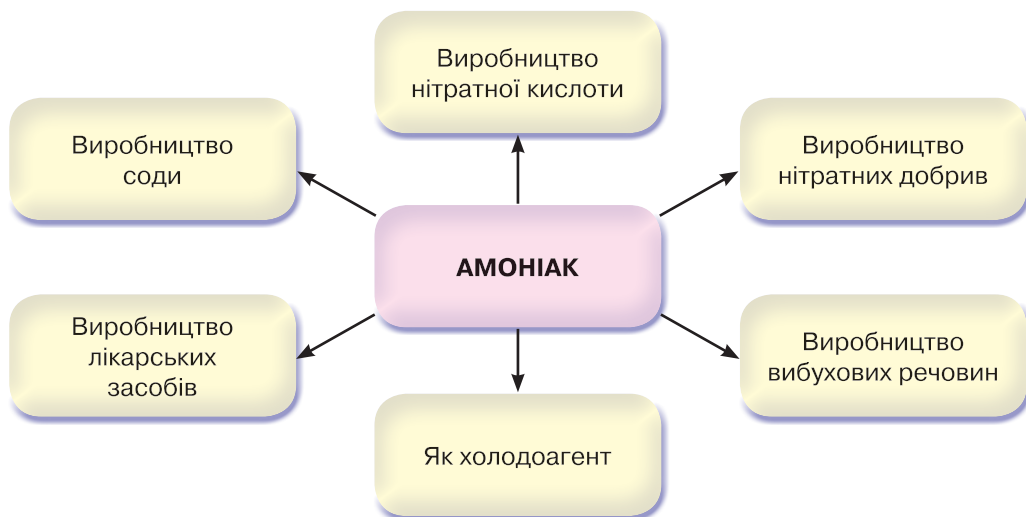


Рис. 38. Схема застосування амоніаку



Пригадайте з курсу органічної хімії застосування метану та складіть самостійно схему.





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Елементи IV – VII груп** періодичної системи утворюють леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном.
- Загальні формули летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном: EH_4 , EH_3 , H_2E , HE . Ступені окиснення елементів у цих сполуках зростають від -4 до -1 .
- Леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном загалом **проявляють здатність розчинятися у воді**. У періодах зліва направо **властивості водних розчинів змінюються від основних до кислотних**. У групах, зі зростанням радіусів атомів зверху вниз, **кислотні властивості водних розчинів посилюються**.
- Властивості водних розчинів летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном змінюються так: **гідроген хлорид** у водному розчині — **сильна неорганічна кислота, гідроген сульфід — слабка кислота й амоніак — нестійка слабка основа**.
- Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном набули застосування в різних галузях промислового виробництва України.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть неметалічні елементи, що утворюють леткі сполуки з Гідрогеном.
2. Поясніть механізм розчинення у воді: а) гідроген хлориду; б) гідроген сульфід; в) амоніаку.
3. Складіть рівняння реакцій водних розчинів: а) гідроген хлориду з калій, кальцій та ферум(II) гідроксидами; б) гідроген сульфід з барій гідроксидом; в) амоніаку із сульфатною кислотою. Назвіть утворені продукти реакцій.
4. Загальна формула сполуки EH_3 . До її складу входить Гідроген, масова частка якого становить 17,65 %. Виведіть формулу сполуки.
5. Унаслідок взаємодії натрій гідроксиду з гідроген сульфідом утворилася середня сіль масою 31,2 г. Обчисліть маси реагентів.
6. Крізь сульфатну кислоту пропустили амоніак об'ємом 84 л (н. у.) з масовою часткою домішок 20 %. Обчисліть масу утвореної середньої солі, назвіть її.
7. Гідроген хлорид масою 24,333 г з масовою часткою домішок 0,1 прореагував з алюміній гідроксидом до утворення середньої солі. Обчисліть маси продуктів реакції та назвіть їх.



§ 22. КИСЛОТИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* представників кислот за систематичною номенклатурою;
- *складати* рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості та добування кислот;
- *характеризувати* хімічні властивості кислот;
- *прогнозувати* перебіг хімічних реакцій, що характеризують хімічні властивості кислот;
- *робити висновки* про кислоти, їхню роль у промисловості.





Кислоти. Вам уже відомо, що під час реакцій взаємодії сполук неметалічних елементів з водою утворюються кислоти. Водночас, хоча силіцій(IV) оксид нерозчинний у воді, проте силікатна кислота існує. До складу її молекул, як і в інших кислот, входять атоми Гідрогену та кислотні залишки. Повторимо склад і назви кислот (табл. 13).

Таблиця 13

Склад і назви кислот і кислотних залишків, класифікація кислот

Кислота		Кислотний залишок		Класифікація кислот
Назва	Хімічна формула	Формула	Назва	
Хлоридна	HCl	Cl	хлорид	<div style="text-align: center;"> <p>За кількістю атомів Гідрогену</p> <p>↓</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 10px; padding: 5px;">Одноосновні</div> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 10px; padding: 5px;">Двоосновні</div> </div> <p>↓</p> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 10px; padding: 5px;">Триосновні</div> </div>
Фторидна	HF	F	фторид	
Бромідна	HBr	Br	бромід	
Йодидна	HI	I	йодид	
Нітратна	HNO ₃	NO ₃	нітрат	
Сульфідна	H ₂ S	S	сульфід	
Сульфідна	H ₂ SO ₃	SO ₃	сульфіт	<div style="text-align: center;"> <p>За вмістом Оксигену</p> <p>↓</p> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 10px; padding: 5px;">Безоксигенові</div> <p>↓</p> <div style="border: 1px solid black; border-radius: 10px; padding: 5px;">Оксигеновмісні</div> </div>
Сульфатна	H ₂ SO ₄	SO ₄	сульфат	
Силікатна	H ₂ SiO ₃	SiO ₃	силікат	
Карбонатна	H ₂ CO ₃	CO ₃	карбонат	
Ортофосфатна	H ₃ PO ₄	PO ₄	ортофосфат	
$\text{H}_n(\text{КЗ})_m$ <p>Загальна формула кислот: $\text{H}_n(\text{КЗ})_m$, де n – кількість атомів Гідрогену й валентність кислотного залишку; КЗ – кислотний залишок.</p>				



Кислоти – це складні речовини, молекули яких містять один або декілька атомів Гідрогену й кислотні залишки.

Загальні хімічні властивості кислот. Властивості речовин залежать від їхнього складу та будови. Усі кислоти (крім силікатної) – молекулярні речовини. Спільним у їхньому складі є наявність атомів Гідрогену. Це й зумовлює загальні хімічні властивості кислот.

Дія на індикатори. Якщо до хлоридної, розчинів нітратної та сульфатної кислот долити по черзі розчини індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого та фенолфталеїну, спостерігатимемо деякі зміни (табл. 14, с. 108).





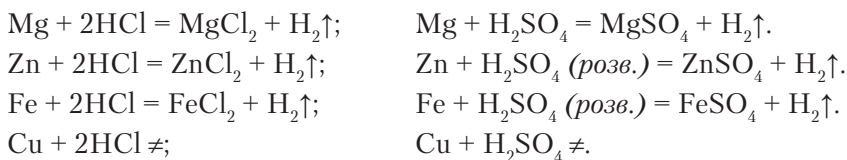
Зміна забарвлення індикаторів у кислотах

Кислота	Індикатор		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеїн
Хлоридна	червоний	рожевий	не змінює
Нітратна	червоний	рожевий	не змінює
Сульфатна	червоний	рожевий	не змінює

Отже, у кислотах лакмус і метилоранж змінюють забарвлення на червоне та рожеве відповідно. Фенолфталеїн на кислотне середовище не реагує. Зміна забарвлення індикаторів у кислотах є властивістю, завдяки якій кислоту можна виявити серед інших речовин.

Взаємодія кислот з металами. Дослідимо, як кислоти реагують з металами. До порцій металів магнію, цинку, заліза та міді доливатимемо хлоридну та розчин сульфатної кислоти. У пробірках, де містяться магній, цинк і залізо, під час доливання хлоридної та розчину сульфатної кислот виділяються бульбашки газу. У пробірках з міддю зміни не спостерігаються.

Запишемо рівняння реакцій, що відбуваються між металами та кислотами:



Як бачимо, не всі метали взаємодіють з кислотами.

Якщо ж уважно спостерігати інтенсивність виділення газу та порівняти, то в пробірці з магнієм його виділяється найбільше, трохи слабше — у пробірці з цинком, ще слабше — із залізом.

Експериментальні дані навели вчених на думку, що метали проявляють різну хімічну активність. На основі досліджень учений *М. Бекетов* розмістив метали **в ряд активності**, або **витискувальний ряд металів**.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Хімічна активність металів послаблюється →

У цьому ряді метали, що розміщені до водню, витискують його з розчинів кислот (*виняток — нітратна кислота*). Метали від міді до золота з розчинами кислот не реагують. Починаючи з літію, кожний наступний метал проявляє меншу хімічну активність, ніж попередній.

Під час реакцій металів, що в ряді активності стоять до водню, крім водню, що відновлюється до вільного стану, утворюються солі відповідних металів.





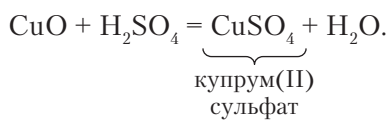
Микола Бекетов (1827–1911) — видатний український та російський фізико-хімік. Закінчивши гімназію, вступив до Санкт-Петербурзького університету, а через два роки перевівся до Казанського університету. У 1849 р. отримав ступінь кандидата природничих наук. З 1855 по 1857 р. працював на кафедрі хімії Харківського університету, з 1858 р. — професором.



Створив теорію витіснення одних металів іншими, установив ряд активності металів, описав метод відновлення металів алюмінієм. Започаткував фізико-хімічну наукову школу, а в 1864 р. — фізико-хімічний відділ на базі Харківського університету. Працюючи в Харківському університеті, опублікував понад 80 наукових праць.

Взаємодія з основними оксидами. Кислоти вступають у реакції обміну з основними оксидами. Продуктами цих реакцій є сіль і вода. Щоб переконатися в цьому, проведемо дослід.

Дослід 1. Доллємо до чорного порошку купрум(II) оксиду розчин сульфатної кислоти та трохи нагріємо. Утворюється прозорий розчин яскраво-синього забарвлення — купрум(II) сульфат. Таке забарвлення мають солі Купруму. Рівняння реакції:



Складіть самостійно рівняння реакції взаємодії ферум(III) оксиду з хлоридною кислотою.

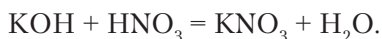
Взаємодія з основами. Кислоти мають здатність реагувати з основами, розчинними й нерозчинними у воді. Звернемося знову до дослідів.

Дослід 2. Наллємо в пробірку розчин калій гідроксиду об'ємом 1,5–2 мл і додамо до нього декілька крапель фенолфталеїну. До цієї ж пробірки доллємо розчин нітратної кислоти.



Спрогнозуйте, як зміниться забарвлення індикатора та що відбудеться в пробірці після доливання розчину нітратної кислоти.

Отже, відбувається реакція **нейтралізації**. Калій гідроксид нейтралізується нітратною кислотою, унаслідок чого фенолфталеїн, який у лугах набуває малинового забарвлення, знебарвиться:



Дослід 3. Добудемо ферум(III) гідроксид реакцією обміну. Для цього до розчину ферум(III) хлориду доллємо розчин натрій гідроксиду. Утворюється бурий осад ферум(III) гідроксиду (рис. 39, а, с. 110). Під час доливання до осаду хлоридної кислоти (рис. 39, б) осад розчиняється. Продуктом реакції є прозорий розчин ферум(III) хлориду (рис. 39, в).

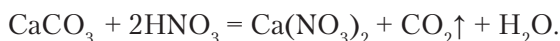




Рис. 39. Розчинення ферум(III) гідроксиду під час взаємодії з хлоридною кислотою: а – ферум(III) гідроксид; б – хлоридна кислота; в – прозорий розчин ферум(III) хлориду

Взаємодія із солями. Кислоти реагують із солями за умови, коли випадає осад або виділяється газ.

Дослід 4. Подрібнимо шматок крейди (кальцій карбонат), насиплемо її на дно пробірки й долемо розчин нітратної кислоти. Відбувається реакція з виділенням газу:

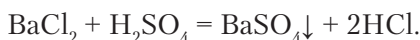


Із солями реагують органічні кислоти, наприклад етанова кислота. Рівняння реакції:



Під час реакції натрій карбонату з етановою кислотою утворюється нова сіль і нестійка кислота, що розпадається на карбон(IV) оксид і воду.

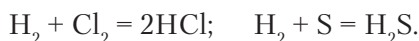
Дослід 5. Наллємо в пробірку розчин барій хлориду об'ємом 1,5–2 мл і долемо такий самий об'єм сульфатної кислоти. Випадає білий осад, нерозчинний у кислотах. Рівняння реакції:



Підсумовуючи зазначене, зробимо висновок: **кислоти** – це речовини, що вступають у хімічну взаємодію з металами, які в ряді активності стоять до водню, а також з основними оксидами, розчинними й нерозчинними у воді основами та солями.

Добування кислот. Кислоти класифікують за вмістом Оксигену на безоксигенові й оксигеновмісні. Розглянемо способи їхнього добування.

Добування безоксигенових кислот. Вам уже відомо, що неметалічні елементи реагують за певних умов з воднем. Унаслідок взаємодії утворюються леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном. Наприклад:



У § 21 ви вивчили механізм розчинення цих сполук у воді. Їхні водні розчини є кислотами. Зауважимо, що у воді розчиняються гідроген селенід H_2Se і гідроген телурид H_2Te , водні розчини яких проявляють більш виражені кислотні властивості порівняно з гідроген хлоридом. Сполуки HBr та HI безпосередньо за допо-





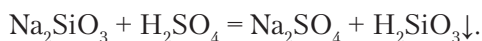
могою взаємодії простих речовин з воднем добути не можна, однак їхні розчини проявляють властивості кислот.

Добування оксигеновмісних кислот. Деякі оксигеновмісні кислоти добувають за допомогою взаємодії кислотних оксидів з водою. У цьому полягає суть утворення в природних умовах кислотних дощів.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії фосфор(V) оксиду з водою з утворенням метафосфатної та ортофосфатної кислот. Укажіть умови перебігу реакцій.

Крім того, деякі кислоти добувають під час взаємодії солей із сильними кислотами. Наприклад, якщо до натрій силікату долити сульфатну кислоту, випадає осад — *силікатна кислота*. Рівняння реакції:



Значення кислот. Найширшого застосування в промисловому виробництві України набули хлоридна, сульфатна, нітратна й ортофосфатна кислоти, а також деякі органічні кислоти.

Серед неорганічних кислот лідерами є хлоридна й сульфатна кислоти, які належать до найважливішої продукції хімічної промисловості. Це виробництво лаків і фарб, вибухових речовин, синтетичних пластмас і волокон, мінеральних добрив, барвників, лікувальних препаратів. Також сульфатну кислоту використовують для очищення нафтопродуктів. Нітратну кислоту застосовують у великій кількості для виробництва нітроцелюлози, вибухових речовин, ліків, нітратних добрив. Ортофосфатну — як каталізатор багатьох процесів, консервант у напоях, для виготовлення полірувальних матеріалів тощо.

Багато кислот входять до складу овочів і фруктів, разом з іншими речовинами вони сприяють перетравлюванню їжі в організмі. Це насамперед органічні кислоти: молочна, яблучна, лимонна, щавлева, аскорбінова та ін. Організм людини виробляє хлоридну кислоту, яка міститься в шлунковому соці й сприяє процесу травлення. Серед неорганічних кислот важливе значення має борна. Вона входить до складу антибактеріальних та антипаразитичних засобів. У медицині її використовують для виготовлення мазі. Метанова кислота є компонентом препаратів, призначених для розширення судин, лікування грибкових захворювань, артритів, набряків.

З етанової кислоти добувають аспірин, триацетилцелюлозу, барвники. Ця речовина є незамінним консервантом у побуті, харчовою добавкою, розчиняє накип у чайниках, виводить деякі плями, зм'якшує воду.

Зверніть увагу! Треба пам'ятати, що кислоти можуть завдавати шкоди. Тому, користуючись ними, потрібно дотримуватися правил безпеки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислоти** — складні речовини, молекули яких містять атоми Гідрогену й кислотні залишки.
- **Кислоти** класифікують за кількістю атомів Гідрогену — на **одноосновні**, **двоосновні** й **триосновні**; за вмістом Оксигену — на **оксигеновмісні** й **безоксигенові**.





Тема 4. Неорганічні речовини та їхні властивості

- Розчиням кислот властиві хімічні реакції з **металами, основними оксидами, основами (розчинними та нерозчинними у воді), солями**. Вони змінюють забарвлення індикаторів.
- З розчинами кислот реагують метали, що в ряді активності металів стоять до водню.
- Безокисигенові кислоти** добувають розчиненням у воді летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном.
- Окисигеновмісні кислоти** добувають взаємодією кислотних оксидів з водою та дією на солі сильними кислотами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Сформулюйте визначення поняття «кислоти» та класифікуйте їх за вмістом Гідрогену й Оксигену.
- Назвіть за сучасною номенклатурою відомі вам кислоти.
- Укажіть, якого забарвлення набуває лакмус у розчинах кислот.
А не змінюється **Б** червоного **В** оранжевого **Г** синього
- Позначте два метали, що реагують з хлоридною кислотою.
А Hg **Б** Mg **В** Pt **Г** Al
- Установіть відповідність між реагентами та продуктами реакцій.
А $Zn + H_2SO_4 \rightarrow$ **1** $CaSO_4 + H_2O$
Б $H_2SO_4 + CaO \rightarrow$ **2** $NaHSO_4 + H_2O$
В $Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$ **3** $Na_2SO_4 + 2H_2O$
Г $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$ **4** $ZnSO_4 + H_2 \uparrow$
5 $Na_2SO_4 + H_2S \uparrow$
- Установіть відповідність між реагентами та продуктами реакцій, укажіть суму коефіцієнтів у кожному рівнянні.
А $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$ **1** $Cr(NO_3)_3 + H_2O$ **I** 12
Б $Al + H_2SO_4 \rightarrow$ **2** $FeCl_3 + H_2O$ **II** 9
В $Cr_2O_3 + HNO_3 \rightarrow$ **3** $Al_2(SO_4)_3 + H_2$ **III** 8
- Установіть послідовність перетворень за схемами реакцій.
А $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
Б $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$
В $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
Г $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + NaCl$
- Обчисліть і позначте об'єм гідроген сульфід у (н. у.), що виділиться внаслідок взаємодії натрій сульфід у масою 15,6 г з розчином нітратної кислоти.
А 4,48 л **Б** 3,36 л **В** 1,12 л **Г** 2,24 л
- Обчисліть і позначте маси реагентів, якщо під час реакції алюміній гідроксиду з хлоридною кислотою утворився алюміній хлорид кількістю речовини 0,4 моль.
А 30,2 г $Al(OH)_3$ та 40,8 г HCl **В** 32,2 г $Al(OH)_3$ та 44,8 г HCl
Б 31,2 г $Al(OH)_3$ та 43,8 г HCl **Г** 32,8 г $Al(OH)_3$ та 41,8 г HCl





§ 23. ОСОБЛИВОСТІ ВЗАЄМОДІЇ НІТРАТНОЇ ТА КОНЦЕНТРОВАНОЇ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТ З МЕТАЛАМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* продукти взаємодії нітратної та концентрованої сульфатної кислот з металами;
- *складати* рівняння реакцій нітратної та концентрованої сульфатної кислот з магнієм, цинком і міддю;
- *характеризувати* специфічні хімічні властивості нітратної та концентрованої сульфатної кислот;
- *порівнювати* перебіг хімічних реакцій розчинів і концентрованих кислот з металами;
- *робити висновки* про відмінність хімічних властивостей розчинів і концентрованих кислот.

Особливості взаємодії нітратної кислоти з металами. Під час взаємодії з нітратною кислотою метали не витискають водень. З цією кислотою реагують активні метали й ті, що у витискувальному ряді металів стоять після водню. Залежно від концентрації кислоти, крім солей та води утворюються сполуки Нітрогену. Порівняємо, як відбувається взаємодія міді з концентрованою та розведеною нітратною кислотою (табл. 15).

Таблиця 15

Взаємодія нітратної кислоти з міддю

Концентрована HNO_3				Розведена HNO_3			
0	+5	+2	+4	0	+5	+2	+2
$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$				$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$			
Реакція є окисно-відновною. Під час перебігу реакції мідь втрачає електрони й окиснюється, набуваючи ступінь окиснення +2. Нітроген приєднує електрон і відновлюється до ступеня окиснення +4. Електронний баланс рівняння:				Розведена нітратна кислота з міддю утворює нітроген(II) оксид. У цій реакції мідь віддає два електрони, як і під час взаємодії з концентрованою HNO_3 , а Нітроген приєднує три електрони, відновлюючись до ступеня окиснення +2. Електронний баланс рівняння:			
$\begin{array}{l} \text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2} \\ \text{N}^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4} \end{array} \quad \left \begin{array}{l} 1 \\ 2 \end{array} \right. \quad \left \begin{array}{l} \text{відновник} \\ \text{окисник} \end{array} \right.$				$\begin{array}{l} \text{Cu}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2} \\ \text{N}^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2} \end{array} \quad \left \begin{array}{l} 3 \\ 6 \end{array} \right. \quad \left \begin{array}{l} \text{відновник} \\ \text{окисник} \end{array} \right.$			

Концентрована нітратна кислота реагує з усіма металами так само, як з міддю. Нітроген відновлюється до ступеня окиснення +4, тобто утворюється нітроген(IV) оксид. Однак розведена й дуже розведена нітратна кислота по-різному реагує з активними й малоактивними металами. Нітроген відновлюється до різних ступенів окиснення: від -3 до +4 (рис. 40, с. 114).



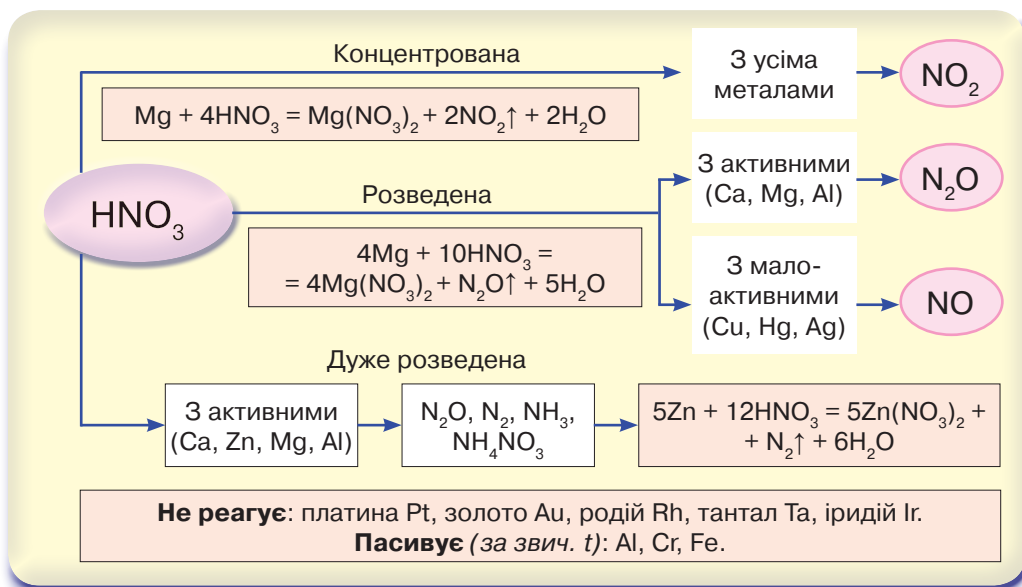


Рис. 40. Схема взаємодії нітратної кислоти різної концентрації з металами

Проаналізувавши рис. 40, дійдемо висновку, що більшість металів реагують з нітратною кислотою. За жодних умов не вступають у хімічну взаємодію платина, золото, родій, тантал та іридій. За звичайних температур (16–25 °С) алюміній, хром і залізо пасивуються під час контакту з нітратною кислотою. Суть процесу *пасивування* полягає в утворенні на поверхні металів тонких, дуже щільних захисних плівок оксидів алюмінію, хром(III) і ферум(III) оксидів, які з холодною нітратною кислотою не реагують.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії срібла з концентрованою та розбавленою нітратною кислотою.

ОСОБЛИВОСТІ ВЗАЄМОДІЇ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ З МЕТАЛАМИ. Вам уже відомо, що розведена сульфатна кислота проявляє загальні властивості кислот. Під час таких реакцій Гідроген відновлюється й виділяється як проста речовина водень. Взаємодія концентрованої сульфатної кислоти характеризується тим, що під час цих реакцій відновлюється Сульфур. Концентрована сульфатна кислота реагує з металами, що в ряді активності розташовані до водню, і з тими, що після водню, зокрема міддю, ртуттю та сріблом. З металами, що стоять до водню, залежно від умов, Сульфур відновлюється до ступенів окиснення +4, 0 або –2. Під час взаємодії з міддю, ртуттю та сріблом – тільки до +4 (рис. 41).

Отже, нітратна й сульфатна кислоти під час взаємодії з металами проявляють специфічні властивості, вони є сильними окисниками. Під час взаємодії нітратної кислоти з металами *Гідроген* відновлюється до різних ступенів окиснення *залежно від концентрації кислоти*. *Сульфур* у концентрованій сульфатній кислоті відновлюється до різних ступенів окиснення *залежно від активності металів*.



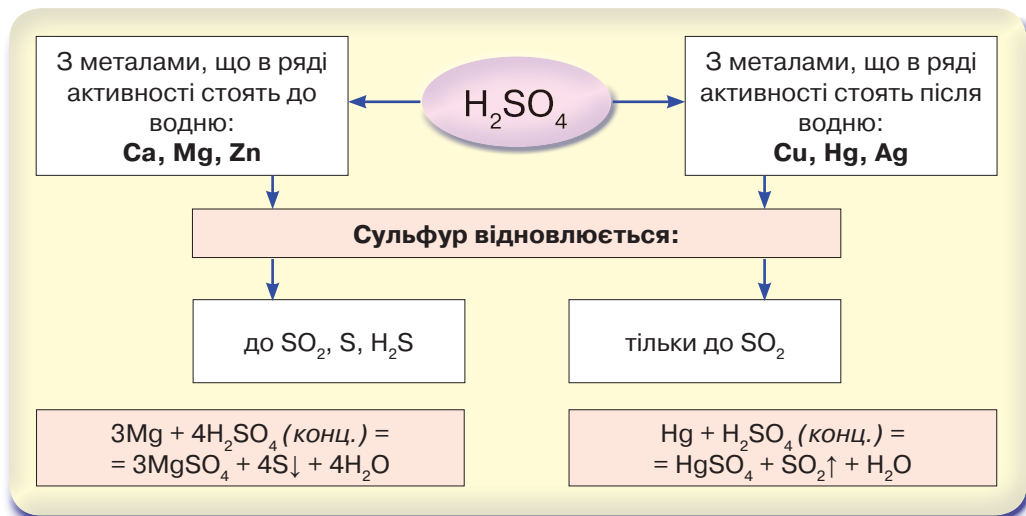


Рис. 41. Схема взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Нітратна й концентрована сульфатна кислоти в реакціях з металами проявляють специфічні властивості: **Нітроген і Сульфур**, що входять до їхнього складу, є **сильними окисниками**.
- **Концентрована нітратна кислота** реагує з усіма металами, крім платини Pt, золота Au, родію Rh, танталу Ta й іридію Ir, відновлюючись до нітроген(IV) оксиду, у якому ступінь окиснення Нітрогену становить +4.
- **Розведена нітратна кислота**, залежно від активності металу, відновлюється: **з активними металами** — до нітроген(I) оксиду N_2O зі ступенем окиснення +1, а **з малоактивними** — до нітроген(II) оксиду NO зі ступенем окиснення +2.
- **Дуже розведена нітратна кислота** реагує з активними металами, відновлюючись до **нітроген(I) оксиду** N_2O , **молекулярного азоту** N_2 , **амоніаку** NH_3 або **амоній нітрату** NH_4NO_3 .
- **Концентрована сульфатна кислота як окисник**: з активними металами відновлюється до **сульфур(IV) оксиду** SO_2 , **сірки** S, **гідроген сульфїду** H_2S ; з малоактивними — тільки до **сульфур(IV) оксиду**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як нітратна кислота взаємодіє з металами: а) концентрована з усіма металами; б) розведена з активними й малоактивними металами; в) дуже розведена з активними металами.
2. Позначте, до якого ступеня окиснення відновиться Сульфур, і вкажіть формулу сполуки, якщо срібло прореагує з концентрованою сульфатною кислотою.
А +4, SO_2 **Б** 0, S **В** -2, H_2S **Г** тільки +4, SO_2
3. Укажіть можливі речовини, до яких відновиться Нітроген під час реакції взаємодії магнію з дуже розведеною нітратною кислотою.
А N_2 , NH_3 **Б** NH_3 , NO **В** N_2 , NO **Г** NH_4NO_3 , NO_2
4. Складіть рівняння реакцій за схемою:
 $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.





- Складіть рівняння реакцій між: а) Ag і HNO_3 (конц.); б) Ag і HNO_3 (розв.); в) Zn і HNO_3 (дуже розв.) з відновленням Нітрогену до ступеня окиснення 0; г) Ca і H_2SO_4 (конц.) з відновленням Сульфуру до ступеня окиснення -2 ; г) Ag і H_2SO_4 (конц.). Складіть електронний баланс кожного рівняння реакції, укажіть окисник і відновник.
- Мідь масою 1,92 г повністю прореагувала з концентрованою сульфатною кислотою. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділився. Назвіть газ.
- Алюміній масою 4,32 г повністю прореагував з розведеною нітратною кислотою. Обчисліть масу алюміній нітрату й об'єм газу (н. у.), що утворилися. Назвіть газ.



§ 24. ОБЧИСЛЕННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ, МАСИ АБО ОБ'ЄМУ ПРОДУКТУ ЗА РІВНЯННЯМ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ, ЯКЩО ОДИН З РЕАГЕНТІВ УЗЯТО В НАДЛИШКУ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- знати алгоритм розв'язування задач цього типу;
- розуміти значення розв'язування задач цього типу у виробничих процесах; потребу в інтеграції хімічних і математичних знань й умінь;
- аналізувати умови задач й обґрунтовувати обраний спосіб розв'язання;
- обчислювати кількість речовини, масу або об'єм продукту за рівнянням реакції, якщо один з реагентів узятो в надлишку.

Сучасне суспільство вимагає від людей сформованих навичок аналітично користуватись інформацією, критично ставитися до проблем і творчо їх розв'язувати. Для розвитку критичного та творчого мислення вкрай важливо оволодіти способами розв'язання різних типів хімічних задач. Розв'язування задач у хімії розглядають як метод, що інтегрує знання та способи дій з математикою, фізикою, основами хімічного виробництва. Такий підхід дає змогу встановити внутрішньопредметні зв'язки, краще засвоїти хімічні поняття, закони й теорії, узагальнити та систематизувати набуті знання.

Розв'язування хімічних задач сприяє формуванню вміння застосовувати на практиці знання про кількість речовини, молярну масу та молярний об'єм, масу й об'єм, складати пропорцію та систему рівнянь, вести на їхній основі розрахунки, правильно використовувати фізичні величини та їхні розмірності.

Уміння розв'язувати задачі створює умови для впровадження безвідходних технологій, уникнення виробничих втрат, а отже, і здешевлення продукції. Це впливає на фінансовий та підприємницький стан багатьох виробництв.

Розв'язуючи задачі цього типу, насамперед потрібно обчислити за рівнянням реакції, який з реагентів узято в надлишку. Розрахунок продуктів здійснюють за речовиною, якої не вистачає.

Обчислення маси продукту, якщо один з реагентів узято в надлишку.

Задача 1. На сульфатну кислоту масою 29,4 г подіяли натрій гідроксидом масою 30 г до утворення середньої солі. Обчисліть масу утвореної солі.





Відомо:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 29,4 \text{ г}$$

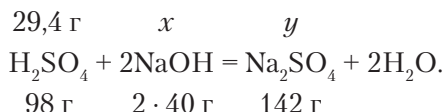
$$m(\text{NaOH}) = 30 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

Розв'язання

Перший спосіб

1. Складаємо рівняння реакції та обчислюємо молярні маси й маси 1 моль реагентів:



$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 98 \text{ г}.$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль } \text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 40 \text{ г}.$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142 \text{ г/моль};$$

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

2. У рівнянні реакції підписуємо під формулами речовин їхні маси, урахувавши коефіцієнти, а над формулами — дані умови задачі й обчислюємо, яку з речовин взято в надлишку.

3. Обчислюємо масу натрій гідроксиду, що вступить у реакцію з 29,4 г сульфатної кислоти:

$$x = \frac{29,4 \text{ г} \cdot 2 \cdot 40 \text{ г}}{98 \text{ г}} = 24 \text{ г (NaOH)}.$$

З обчислень бачимо, що для повної взаємодії 29,4 г сульфатної кислоти треба взяти натрій гідроксид масою 24 г, а за умовою задачі його маса становить 30 г. Отже, натрій гідроксид — у надлишку, а розрахунок здійснюємо за масою сульфатної кислоти.

4. Складаємо пропорцію та обчислюємо масу натрій сульфату:

$$y = \frac{29,4 \text{ г} \cdot 142 \text{ г}}{98 \text{ г}} = 42,6 \text{ г (Na}_2\text{SO}_4).$$

Відповідь: маса утвореного натрій сульфату становить 42,6 г.

Другий спосіб

1. З рівняння реакції бачимо, що за взаємодії сульфатної кислоти кількістю речовини 1 моль витрачається натрій гідроксид кількістю речовини 2 моль та утворюється натрій сульфат кількістю речовини 1 моль.





2. Обчислимо, якій кількості речовини відповідає сульфатна кислота масою 29,4 г:

$$v = \frac{m}{M}; \quad v = \frac{29,4 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

Отже, у реакцію вступить натрій гідроксид кількістю речовини 0,6 моль. Обчислюємо масу такої кількості речовини натрій гідроксиду:

$$m = M \cdot v; \quad m = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,6 \text{ моль} = 24 \text{ г.}$$

Отже, натрій гідроксид – у надлишку.

3. Обчислимо масу натрій сульфату:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 42,6 \text{ г.}$$

Відповідь: маса утвореного натрій сульфату становить 42,6 г.

Обчислення об'єму продукту, якщо один з реагентів узятو в надлишку.

Задача 2. До порошку магнію масою 15 г долили хлоридну кислоту, що містить HCl кількістю речовини 1 моль. Обчисліть об'єм (н. у.) водню, що виділився під час реакції.

Відомо:

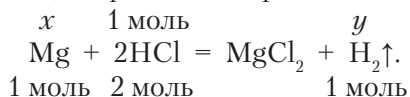
$$m(\text{Mg}) = 15 \text{ г}$$

$$v(\text{HCl}) = 1 \text{ моль}$$

$V(\text{H}_2) = ?$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції та обчислюємо кількість речовини магнію, потрібного для реакції:



$$v(\text{Mg}) = 1 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль} : 2 \text{ моль} = 0,5 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо, якій кількості речовини відповідає магній масою 15 г:

$$v = \frac{m}{M}; \quad \text{Тоді } v = \frac{15 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,625 \text{ моль.}$$

$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль.}$$

3. Отже, магній масою 15 г відповідає кількості речовини 0,625 моль, а в реакції буде використано тільки 0,5 моль. Магній узято в надлишку, тож розрахунок здійснюємо за кількістю речовини HCl.

4. За рівнянням реакції, якщо реагує 2 моль HCl, то виділяється 1 моль водню. Під час взаємодії 1 моль HCl виділиться 0,5 моль газу. Обчислюємо його об'єм за формулою:

$$V = V_m \cdot v.$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль. Тоді } V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 11,2 \text{ л.}$$

Відповідь: виділиться водень об'ємом 11,2 л.





Обчислення кількості речовини продукту, якщо один з реагентів узятो в надлишку.

Задача 3. На барій хлорид масою 20,8 г подіяли калій сульфатом масою 20,88 г. Обчисліть масу утвореного осаду та кількість речовини калій хлориду.

Відомо:

$$m(\text{BaCl}_2) = 20,8 \text{ г}$$

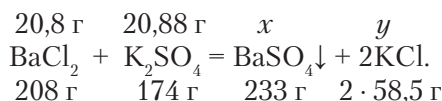
$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 20,88 \text{ г}$$

$$m(\text{BaSO}_4) - ?$$

$$v(\text{KCl}) - ?$$

Розв'язання

1. Складаємо рівняння реакції та обчислюємо молярні маси речовин барій хлориду й калій сульфату, потрібних для реакції, та утворених продуктів:



$$M(\text{BaCl}_2) = 137 + 2 \cdot 35,5 = 208 \text{ г/моль};$$

$$v(\text{BaCl}_2) = \frac{20,8 \text{ г}}{208 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

$$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 174 \text{ г/моль};$$

$$v(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{20,88 \text{ г}}{174 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль}.$$

2. З обчислень бачимо, що калій сульфат узято в надлишку. Розрахунок здійснюємо за масою барій хлориду:

$$x = \frac{20,8 \text{ г} \cdot 233 \text{ г}}{208 \text{ г}} = 23,3 \text{ г} (\text{BaSO}_4).$$

3. Обчислюємо кількість речовини калій хлориду. Якщо в реакцію вступає барій хлорид кількістю речовини 1 моль, то утворюється калій хлорид кількістю речовини 2 моль. Отже, складаємо пропорцію:

$$1 \text{ моль} - 2 \text{ моль};$$

$$0,1 \text{ моль} - y. \quad \text{Тоді } y = 0,2 \text{ моль}.$$

Відповідь: утвориться барій сульфат масою 23,3 г і калій хлорид кількістю речовини 0,2 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Розв'язування задач у хімії розглядають як **метод**, що інтегрує знання та способи дій з математикою, фізикою, основами хімічного виробництва.
- Уміння розв'язувати розрахункові задачі дають змогу використовувати на практиці знання про кількість речовини, молярну масу та молярний об'єм, масу й об'єм, складати пропорцію та систему рівнянь, здійснювати на їхній основі обчислення, правильно використовувати фізичні величини та їхні розмірності.
- Розрахункові задачі забезпечують умови для впровадження безвідходних технологій, уникнення виробничих втрат, а отже, здешевлення продукції, що впливає на фінансовий та підприємницький стан багатьох виробництв.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Купрум(II) оксид масою 32 г прореагував з розчином нітратної кислоти, що містив кислоту масою 31,5 г. Обчисліть масу утвореного купрум(II) нітрату.
2. На залізо масою 12 г подіяли хлоридною кислотою, що містить HCl масою 21,9 г. Обчисліть об'єм виділеного газу (н. у.). Назвіть газ.
3. Натрій карбонат масою 74,2 г прореагував з нітратною кислотою масою 94,5 г. Обчисліть масу натрій нітрату й об'єм газу (н. у.), що утворилися.
4. Срібло масою 2,16 г прореагувало з концентрованою сульфатною кислотою масою 22 г. Обчисліть масу та кількість речовини аргентум(I) сульфату й об'єм виділеного газу (н. у.). Назвіть газ.
5. Калій сульфід масою 44 г прореагував із сульфатною кислотою масою 40 г. Обчисліть масу та кількість речовини утвореної солі й газу. Назвіть продукти реакції.
6. Магній масою 15 г прореагував з розведеною нітратною кислотою, що містила кислоту масою 63 г. У цій реакції Нітроген відновився до ступеня окиснення +1. Обчисліть масу та кількість речовини утвореної солі й газу. Назвіть газ.
7. Цинк масою 19,5 г вступив у взаємодію з концентрованою сульфатною кислотою масою 44 г, упродовж якої Сульфур відновився до ступеня окиснення -2. Обчисліть маси та кількості речовин цинк сульфату та води й об'єм утвореного газу (н. у.). Назвіть газ.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Концентрована сульфатна кислота має здатність поглинати вологу, тож її застосовують як осушувач. Це можна спостерігати, виконавши дослід. У хімічний стакан насиплемо порошок сахарози (цукрову пудру), додамо невелику кількість води, розмішаємо скляною паличкою й обережно доллемо концентровану сульфатну кислоту. Через деякий час утвориться чорна маса, що підніматиметься до верху стакана. Чорна маса — це вуглець, який виштовхується газами — сульфур(IV) і карбон(IV) оксидами.
- Концентрована сульфатна кислота — небезпечна для здоров'я речовина. У разі потрапляння на шкіру спричиняє опіки, які важко лікувати. Якщо ж таке трапилося, потрібно насамперед промити вражене місце великою кількістю проточної води, а потім — розчином натрій гідрогенкарбонату.
- У концентрованій нітратній кислоті самозаймаються скипидар і тирса. Наслідком потрапляння її на шкіру є поява жовтих плям, оскільки з білками нітратна кислота утворює речовини яскраво-жовтого кольору.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

1. Штучні алмази в техніці.
2. Неорганічні речовини у фармації (або домашній аптечці) і харчовій промисловості.
3. Кислотні дощі.





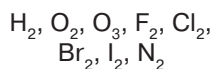
ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ВІДОМОСТІ ПРО НЕМЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

Характеристика неметалічних елементів за розміщенням у періодичній системі						
Період	Група					На зовнішньому енергетичному рівні атомів мають від 4 до 7 електронів. Під час хімічної взаємодії приєднують електрони, утворюючи негативно заряджені йони.
	III	IV	V	VI	VII	
2	B	C	N	O	F	
3		Si	P	S	Cl	
4			As	Se	Br	$\text{Cl}^0 + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
5				Te	I	$\text{S}^0 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$
6					At	$\text{N}^0 + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{3-}$

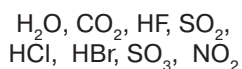
Якщо провести діагональ від Бору до Астату, то в правій верхній частині від діагоналі розміщені неметалічні елементи.

РЕЧОВИНИ, УТВОРЕНІ НЕМЕТАЛІЧНИМИ ЕЛЕМЕНТАМИ

Прості з ковалентним неполярним зв'язком



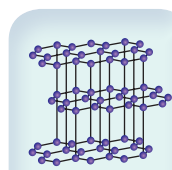
Складні з ковалентним полярним зв'язком



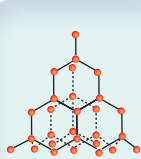
КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ НЕМЕТАЛІВ

АТОМНІ

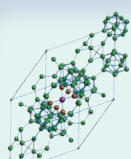
МОЛЕКУЛЯРНІ



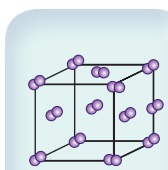
Графіт



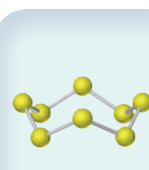
Алмаз



Бор



Йод



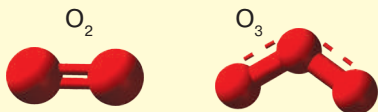
Сірка



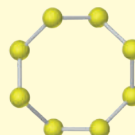


АЛОТРОПНІ МОДИФІКАЦІЇ

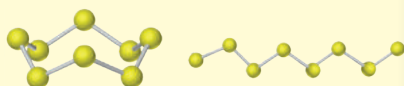
АЛОТРОПІЯ ОКСИГЕНУ
зумовлена різною кількістю
атомів у молекулі.



АЛОТРОПІЯ СУЛЬФУРУ
зумовлена різною структурою
кристалічних ґраток.



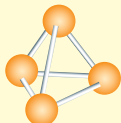
Ромбічна



Моноклінна

Пластична

АЛОТРОПІЯ ФОСФОРУ
зумовлена різною структурою
кристалічних ґраток.



Білий фосфор. Кристалічні
ґратки — молекулярні.

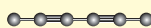


Червоний фосфор. Кристалічні
ґратки — атомні.

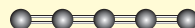


Чорний фосфор. Кристалічні
ґратки — атомні.

АЛОТРОПІЯ КАРБОНУ

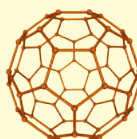


Карбін

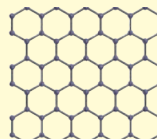


Полікумулен

Алотропія зумовлена різною
кількістю атомів у молекулах.



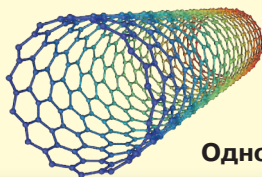
Фулерен



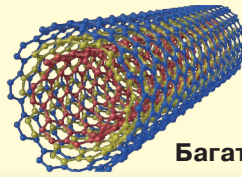
Графен

Алотропія зумовлена атом-
ною кристалічною будовою.

ВУГЛЕЦЕВІ НАНОТРУБКИ



Одношарові



Багатошарові





ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ

Окисні властивості		
Кисень	Вуглець	Хлор
1. Взаємодія з металами : $\overset{12e^-}{\downarrow} 4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3.$ 2. Взаємодія з воднем : $\overset{4e^-}{\downarrow} 2H_2 + O_2 = 2H_2O.$	1. Взаємодія з металами : $\overset{12e^-}{\downarrow} 4Al + 3C = Al_4C_3.$ 2. Взаємодія з воднем : $\overset{4e^-}{\downarrow} 2H_2 + C = CH_4.$	1. Взаємодія з металами : $\overset{2e^-}{\downarrow} 2Na + Cl_2 = 2NaCl;$ $\overset{6e^-}{\downarrow} 2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3.$ 2. Взаємодія з воднем : $\overset{2e^-}{\downarrow} H_2 + Cl_2 = 2HCl.$ 3. Взаємодія з фосфором : $\overset{6e^-}{\downarrow} 3Cl_2 + 2P = 2PCl_3;$ $\overset{10e^-}{\downarrow} 5Cl_2 + 2P = 2PCl_5.$
Сірка	Фосфор	
1. Взаємодія з металами : $\overset{2e^-}{\downarrow} 2Na + S = Na_2S;$ $\overset{6e^-}{\downarrow} 2Al + 3S = Al_2S_3.$ 2. Взаємодія з воднем : $\overset{2e^-}{\downarrow} H_2 + S = H_2S.$	1. Взаємодія з металами : $\overset{3e^-}{\downarrow} 3Na + P = Na_3P;$ $\overset{6e^-}{\downarrow} 3Mg + 2P = Mg_3P_2.$	
Під час реакцій неметалів з металами та з воднем неметали приєднують електрони, а отже, проявляють окисні властивості.		
Відновні властивості		
Водень	Вуглець	
1. Взаємодія з киснем : $\overset{4e^-}{\downarrow} 2H_2 + O_2 = 2H_2O.$ 2. Взаємодія з оксидами металічних елементів : $\overset{+2}{Fe}O + \overset{0}{H_2} = \overset{0}{Fe} + \overset{+1}{H_2}O;$ $\overset{+4}{Mn}O_2 + \overset{0}{2H_2} = \overset{0}{Mn} + \overset{+1}{2H_2}O.$	1. Взаємодія з киснем, фтором : $\overset{4e^-}{\downarrow} C + O_2 = CO_2; \quad \overset{4e^-}{\downarrow} C + 2F_2 = CF_4.$ 2. Взаємодія з оксидами металічних елементів : $\overset{+2}{Zn}O + \overset{0}{C} = \overset{0}{Zn} + \overset{+2}{CO};$ $\overset{+2}{2Fe_2}O_3 + \overset{0}{3C} = \overset{0}{4Fe} + \overset{+4}{3CO_2} \uparrow.$	

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

1. Взаємодія з водною : $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ (1); $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ (2). Утворюється метафосфатна (1) та ортофосфатна (2) кислоти.
2. Взаємодія з основними оксидами : $SiO_2 + CaO \overset{t}{=} CaSiO_3; \quad SO_3 + K_2O = K_2SO_4.$
3. Взаємодія з лугами : $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O;$ $SO_2 + 2KOH = K_2SO_3 + H_2O.$

КИСЛОТНІ ДОЩІ

виникають унаслідок природного й антропогенного впливу на довкілля, призводять до появи в атмосфері розчинних у воді оксидів

$$SO_2, NO_2;$$

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3;$$

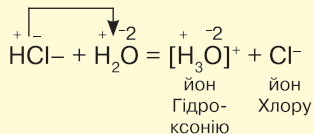
$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3.$$



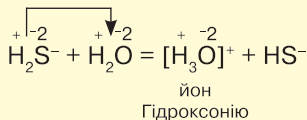


ОСОБЛИВОСТІ РОЗЧИНЕННЯ У ВОДІ СПОЛУК НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ З ГІДРОГЕНОМ

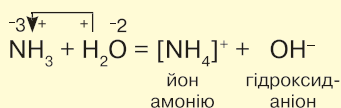
Гідроген хлорид



Гідроген сульфід



Амоніак



Пояснення

Під час розчинення HCl: атом Оксигену — донор, протон — акцептор. **Реакція розчину кислотна.**

Під час розчинення H₂S: атом Оксигену — донор, протон — акцептор. **Реакція розчину слабкислотна**, оскільки, крім йона Гідроксонію, утворюється малодисоційований йон HS⁻.

Під час розчинення NH₃: атом Нітрогену — донор, протон від молекули води — акцептор. Утворюються йон амонію та гідроксид-аніони. **Реакція розчину лужна.**

ЗАГАЛЬНІ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

- Змінюють забарвлення індикаторів.
- Взаємодія з **металами**, що в ряді активності розміщені до водню:
 $2\text{HCl} + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розв.}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$.
- Взаємодія з **основними оксидами**: $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- Взаємодія з **основами**
 - лугами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
 - нерозчинними: $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Взаємодія із **солями**: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$.

Особливості взаємодії металів з нітратною та концентрованою сульфатною кислотами — с. 113–115.





§ 25. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛІВ. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ НА ОСНОВІ ЇХНЬОЇ БУДОВИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* найпоширеніші в природі металічні елементи;
- *пояснювати* розміщення металічних елементів у періодичній системі; особливості будови металічних елементів;
- *характеризувати* метали, їхні фізичні властивості; кристалічні ґратки металів;
- *порівнювати* фізичні властивості металічних і неметалічних елементів.

Розміщення металічних елементів у періодичній системі. Вам уже відомо, що металічних елементів значно більше, ніж неметалічних. Вони починають кожний період (крім першого) періодичної системи, утворюють парні ряди великих періодів і головні підгрупи I–III груп. Продемонструємо їхнє розміщення на моделі періодичної системи хімічних елементів (табл. 16).

Таблиця 16

Розміщення металічних елементів у періодичній системі

Період	Ряд	Група									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1										
2	2	Li	Be								
3	3	Na	Mg	Al							
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge						
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb					
6	8	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po				
7	10	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds
	11	Rg	Cn								

s-елементи. Заповнюється електронами s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.
 p-елементи. Поступово заповнюється електронами p-підрівень.

До металічних елементів належать усі *d*- та *f*- елементи.

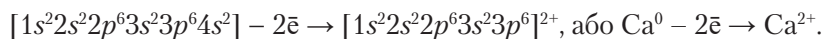
ОСОБЛИВОСТІ БУДОВИ АТОМІВ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Порівнюючи будову зовнішнього енергетичного рівня атомів металічних і неметалічних елементів, неважко зрозуміти, що атоми металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні мають невелику кількість електронів (1–3), крім Стануму, Плюмбуму, Бісмуту й Полонію.





Зважаючи на це, атоми металічних елементів під час хімічних реакцій віддають електрони, перетворюючись на позитивно заряджені йони — **катіони**.

Наприклад, відобразимо будову атома Кальцію за допомогою електронної формули: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Як бачимо, атом Кальцію на зовнішньому (четвертому) енергетичному рівні має два s -електрони. Віддаючи їх, атом перетворюється на йон Кальцію. Цей процес можна записати так:



Металічні елементи, на противагу неметалічним, не утворюють летких сполук з Гідрогеном. Однак лужні й лужноземельні елементи мають здатність утворювати **гідриди** (кристалічні речовини складу NaN , CaH_2).

Прості речовини. Прості речовини металічних елементів називають **металлами**. Їм властивий особливий вид хімічного зв'язку — металічний та металічні кристалічні ґратки (див. § 7).

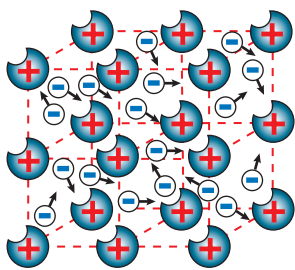


Рис. 42. Схема утворення металічного зв'язку

Металічний зв'язок виникає під час взаємодії вільних електронів з позитивно зарядженими йонами металічних елементів, що розміщуються у вузлах кристалічних ґраток. Ці йони утворюються внаслідок втрати атомами електронів. Втрачені електрони вільно переміщуються в масі металічного тіла й належать не одному, а всім атомам. Їх називають **електронним газом**, або **усуспільненими електронами**. Електрони, наближаючись до йона, іноді до нього приєднуються, перетворюючись на атоми (рис. 42).

Метали утворюють **металічні кристалічні ґратки**. Розрізняють кубічні гранецентровані (рис. 43, а), об'ємноцентровані (рис. 43, б) і гексагональні (рис. 43, в) кристалічні ґратки металів. Кубічні гранецентровані кристалічні ґратки властиві залізу, натрію та іншим лужним металам, барію; кубічні об'ємноцентровані — міді, алюмінію, сріблу й золоту, а гексагональні — магнію, цинку, берилію та хрому.

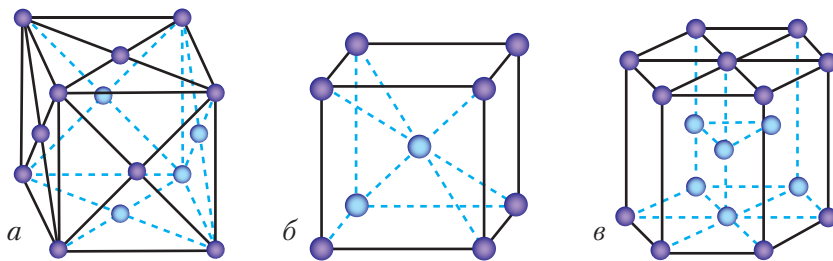


Рис. 43. Моделі кристалічних ґраток металів: а — кубічні гранецентровані; б — кубічні об'ємноцентровані; в — гексагональні

Фізичні властивості металів. Усім металам притаманні подібні фізичні властивості. Вони електро- й теплопровідні, пластичні, мають металічний блиск. Ці фізичні властивості залежать від їхньої кристалічної будови, зокрема наявності вільних електронів, що безперервно рухаються. Однак, залежно від розмірів





атомів та йонів і кількості електронів, електро- й теплопровідності металів є різними. Найбільш електропровідні — срібло, мідь та алюміній. Ці ж метали найкраще проводять тепло.

Металічний блиск з'являється внаслідок здатності металів відбивати світло. Пластичність зумовлена наявністю у вузлах кристалічних ґраток однойменно заряджених йонів. Під дією на метал сили йони зміщуються, а рух електронів унеможливає їхній відрив від маси металічного тіла.

Густина й температури плавлення металів є дуже різними й варіюють у широкому діапазоні цих показників. Метали, густина яких не перевищує 5 г/см^3 , називають **легкими**. Це алюміній та лужні метали. **Важкими** є ті, густина яких більша за 5 г/см^3 . До них належать залізо, ртуть, свинець, олово й інші.

Легкоплавкими вважають метали, температури плавлення яких не перевищують 350°C . Це натрій, калій та цезій. До **тугоплавких** належать метали з температурами плавлення понад 350°C . Лідером серед них є вольфрам.

Усі метали за звичайних умов — тверді речовини (крім ртуті).

Поширення металічних елементів у природі. Метали, які в ряді активності розміщені до водню, є хімічно активними речовинами. Вони легко реагують з киснем повітря, тому у вільному стані в природі не трапляються. В основному їх містять у своєму складі оксиди й солі. У вільному стані незначні поклади утворюють мідь, срібло, золото.

Про поширення інших металічних елементів у природі ви дізнаєтеся, ознайомившись з діаграмою (рис. 44).

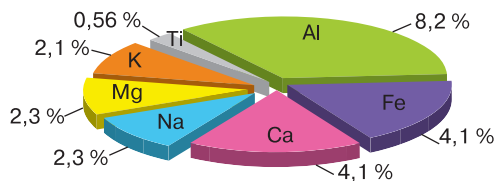


Рис. 44. Діаграма поширення металічних елементів у природі



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Металічних елементів** значно більше, ніж неметалічних. Вони починають кожний період (крім першого) періодичної системи, утворюють парні ряди великих періодів і головні підгрупи I–III груп.
- В атомах металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні є **невелика кількість електронів** (1–3), за винятком Стануму, Плюмбуму, Бісмуту й Полонію.
- Атоми металічних елементів під час хімічних реакцій віддають електрони, перетворюючись на позитивно заряджені йони — **катіони**.
- Прості речовини металічних елементів називають **металами**. Їм властивий особливий вид хімічного зв'язку — **металічний** та **атомна кристалічна будова**.
- Метали утворюють металічні кристалічні ґратки: **кубічні гранецентровані, кубічні об'ємноцентровані й гексагональні**.
- **Фізичні властивості металів залежать від їхньої кристалічної будови**. Вони **електро- й теплопровідні, пластичні, мають металічний блиск**.
- Метали, густина яких менша від 5 г/см^3 , називають **легкими**, а ті, густина яких більша за 5 г/см^3 , — **важкими**.
- За температурами плавлення метали поділяють на **легко- й тугоплавкі**.
- У вільному стані в природі не трапляються, їх містять у своєму складі **оксиди й солі**. У вільному стані є поклади міді, срібла, золота.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть розміщення металічних елементів у періодичній системі.
2. Поясніть, чому металічні елементи віддають електрони під час хімічних реакцій.
3. Охарактеризуйте принцип утворення металічного зв'язку.
4. Охарактеризуйте фізичні властивості металів на основі їхньої кристалічної будови.
5. Складіть рівняння реакцій за схемою: $K \rightarrow KOH \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$.
6. Складіть рівняння реакцій за схемами: а) барій \rightarrow барій оксид \rightarrow барій гідроксид \rightarrow барій сульфат; б) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2$.
7. Купрум(II) оксид масою 1,6 г прореагував з хлоридною кислотою, що містить кислоту масою 1,5 г. Обчисліть масу утвореного купрум(II) хлориду.
8. Цинк масою 7 г вступив у реакцію із сульфатною кислотою масою 9,8 г. Обчисліть масу цинк сульфату й об'єм водню (н. у.), що утворилися.
9. Барій оксид масою 4,59 г прореагував з нітратною кислотою масою 4,6 г. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної солі. Назвіть продукти реакції.



§ 26. АЛЮМІНІЙ: ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* алюміній як просту речовину, його фізичні та хімічні властивості як представника металів;
- *складати* рівняння реакцій, що підтверджують відновні властивості алюмінію (реакції з неметалами, водою, кислотами й солями в розчинах);
- *досліджувати* хімічні властивості алюмінію та його відновні властивості;
- *спостерігати* демонстраційні досліди, що характеризують хімічні властивості алюмінію;
- *робити висновки* про фізичні та хімічні властивості алюмінію; про значення алюмінію в житті людини.



Охарактеризуйте хімічний елемент Алюміній за розміщенням у періодичній системі хімічних елементів і будовою атома.

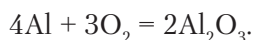
Фізичні властивості. Як проста речовина, алюміній — метал сріблясто-білого кольору з характерним металічним блиском, електро- й теплопровідний, легкий (густина $2,7 \text{ г/см}^3$). Це легкоплавкий метал з температурою плавлення $660 \text{ }^\circ\text{C}$, тобто його можна розплавити в полум'ї пальника. Алюміній добре піддається механічній обробці — куванню, штампуванню, прокату. Завдяки цим властивостям метал набув широкого застосування.

Хімічні властивості. Алюміній — хімічно активний метал, тому у вільному стані в природі не трапляється. У сполуках проявляє ступінь окиснення $+3$, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні його атома містяться три електрони, з яких два *s*-електрони — спарені й один *p*-електрон — неспарений. Розглянемо докладніше хімічні властивості алюмінію.



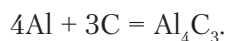


Взаємодія з неметалами. Як усі активні метали, алюміній вступає в хімічну взаємодію з киснем, сіркою, галогенами й вуглецем. Взаємодія з киснем відбувається за звичайних умов на повітрі. Тому всі алюмінієві вироби вкриті оксидною плівкою. Рівняння реакції:



Подрібнений до порошкоподібного стану, алюміній швидко згоряє з виділенням великої кількості тепла.

За нагрівання алюміній реагує з вуглецем, утворюючи алюміній карбід:

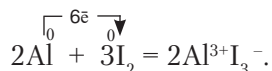


Дуже цікавою є реакція взаємодії алюмінію з йодом. Її можна спостерігати в лабораторії.

Проведемо демонстраційний дослід, дотримуючись правил безпеки.

Зверніть увагу! Цей дослід необхідно проводити під тягою.

Дослід 1. Змішаємо алюмінієвий порошок з йодом і додамо декілька крапель води (воду використаємо як каталізатор). Спостерігаємо бурхливу реакцію з утворенням алюміній йодиду фіолетового забарвлення (рис. 45). Рівняння реакції:



У реакціях з неметалами алюміній віддає електрони зовнішнього енергетичного рівня й окиснюється, метали приєднують електрони й відновлюються. Отже, алюміній є відновником.



Рис. 45. Взаємодія алюмінію з йодом



Рис. 46. Взаємодія алюмінію з водою



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії алюмінію з хлором і бромом. Визначте окисник і відновник.

Взаємодія з водою. Взаємодія алюмінію з водою відбувається так само, як у всіх хімічно активних металів. Щоб реакція відбулася, потрібно з його поверхні зняти оксидну плівку. Це можна зробити, наприклад, за допомогою наждачного паперу.

Алюміній витісняє водень з води, й утворюється алюміній гідроксид (рис. 46), що відображає рівняння реакції:



Взаємодія з кислотами. Алюміній реагує з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами з утворенням відповідних солей та виділенням водню. Щоб переконатися в цьому, проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 2. Помістимо на дно двох пробірок шматочки алюмінію. До першої пробірки доллемо хлоридну, а до другої — розведену сульфатну кислоти. У пробірці з хлоридною кислотою водень виділяється інтенсивніше (рис. 47, с. 130).



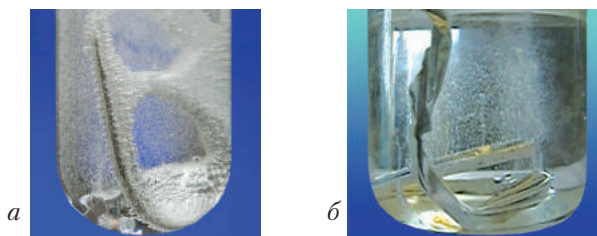


Рис. 47. Взаємодія алюмінію з кислотами:
а – хлоридною; б – розведеною сульфатною

Рівняння реакцій відповідно:

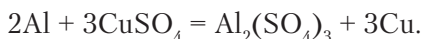


З концентрованими нітратною та сульфатною кислотами на холоді алюміній не реагує. Однак за нагрівання реакції відбуваються за схемами:

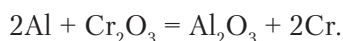


Розгляньте реакції взаємодії алюмінію з концентрованими кислотами як окисно-відновні процеси. Визначте окисник і відновник, доберіть коефіцієнти.

Взаємодія із солями в розчині. Алюміній реагує з розчинами солей, коли металічний елемент, що входить до складу солі, є менш активним порівняно з ним. Наприклад:



Взаємодія з оксидами металічних елементів. Алюміній реагує з оксидами металічних елементів тільки за високих температур у діапазоні 1200–3000 °С. З алюмінієм реагують оксиди Феруму, Хрому, Мангану, Вольфраму та Кальцію. У цих реакціях алюміній проявляє відновні властивості:



Цю властивість алюмінію взято за основу промислового відновлення металів. Метод відновлення металів з їхніх оксидів з використанням алюмінію називають **алюмотермією**.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії алюмінію з вольфрам(VI) оксидом і ферум(II) оксидом. Визначте окисник і відновник, доберіть коефіцієнти.

Отже, алюміній проявляє загальні властивості металів, є добрим відновником у реакціях з неметалами, водою, кислотами, солями в розчинах і за взаємодії з оксидами металічних елементів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Алюміній** — метал сріблясто-білого кольору з характерним металічним блиском, електро- й теплопровідний, легкий, легкоплавкий, добре піддається механічній обробці.





- Як типовий активний метал, алюміній взаємодіє з **неметалами, водою, кислотами, розчинами солей та оксидами неметалічних елементів**.
- Алюміній реагує з розчинами солей, коли **метал, що входить до складу солі, є менш активним порівняно з ним**.
- З концентрованими нітратною та сульфатною кислотами алюміній реагує **тільки за нагрівання**.
- Метод відновлення металів з їхніх оксидів з використанням алюмінію називають **алюмотермією**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

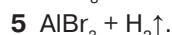
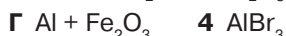
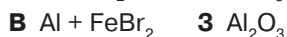
1. Охарактеризуйте: а) елемент Алюміній за розміщенням у періодичній системі хімічних елементів і будовою атома; б) фізичні та хімічні властивості алюмінію як представника металів.

2. Складіть рівняння реакцій взаємодії алюмінію з: а) бромом; б) сіркою; в) водою; г) сульфатною кислотою, розведеною та концентрованою.

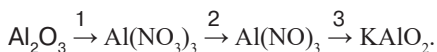
3. Позначте суму коефіцієнтів у реакції, поданій схемою: $\text{Al} + \text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$.

А 9 Б 8 В 7 Г 6

4. Установіть відповідність між правими й лівими частинами рівнянь реакцій, поданих схемами.

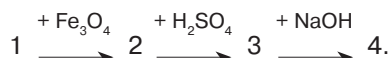


5. Позначте речовини 1, 2, 3 у ланцюгу перетворень:



А HNO_3 **Б** KOH **В** NaOH **Г** NH_3

6. Позначте речовини 1, 2, 3, 4 у ланцюгу перетворень:



А Al **В** $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Б $\text{Al}(\text{OH})_3$ **Г** Al_2O_3

7. Алюміній масою 5,4 г повністю прореагував з хлоридною кислотою. Обчисліть масу алюміній хлориду й об'єм водню (н. у.), що утворилися внаслідок реакції.

8. На алюміній масою 10,88 г подіяли бромом масою 100 г. Обчисліть масу продукту реакції та назвіть сіль.

9. Алюміній кількістю речовини 0,4 моль прореагував з купрум(II) сульфатом кількістю речовини 0,45 моль. Обчисліть маси відновленої міді й утвореної солі.

10. Алюміній кількістю речовини 0,2 моль прореагував із сульфатною кислотою кількістю речовини 0,4 моль. Обчисліть масу й кількість речовини алюміній сульфату та об'єм (н. у.) і кількість речовини виділеного газу.





§ 27. ЗАЛІЗО: ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *характеризувати* залізо як просту речовину, його фізичні та хімічні властивості як представника металів;
- *складати* рівняння реакцій, що підтверджують відновні властивості заліза (реакції з неметалами, водою, кислотами й солями в розчинах);
- *досліджувати* хімічні властивості заліза та його відновні властивості;
- *спостерігати* демонстраційні досліди, що характеризують хімічні властивості заліза; якісні реакції на катіони Ферум(2+) і Ферум(3+);
- *проводити* якісні реакції та визначати в розчинах йони Феруму(2+) і Феруму(3+), осаджуючи їх лугами;
- *передбачати* результати лабораторних досліджень;
- *робити висновки* про фізичні та хімічні властивості заліза; якісні реакції на катіони Ферум(2+) і Ферум(3+); значення заліза в житті людини.



Охарактеризуйте хімічний елемент Ферум за розміщенням у періодичній системі та будовою атома.

Фізичні властивості. Елемент Ферум утворює просту речовину — залізо. Це сріблясто-білий метал, що має сіруватий відтінок. Належить до важких металів (густина 7,87 г/см³). Залізо — тугоплавкий метал з температурою плавлення 1539 °С, водночас дуже пластичний та ковкий; електро- й теплопровідний, легко намагнічується. Магнітні властивості проявляють і сплави заліза.



Пригадайте з курсу природознавства, як розділити порошки заліза й сірки.

Хімічні властивості. Залізо є досить активним металом і за певних умов реагує з неметалами, водою, кислотами й солями в розчині. З'ясуємо, як відбувається кожна з цих реакцій.

Взаємодія з неметалами. Насамперед звернемо увагу на взаємодію заліза з киснем. Цю реакцію можна спостерігати, провівши демонстраційний дослід.

Дослід 1. Прив'яжемо до сталевого леза запалений сірник та опустимо його в



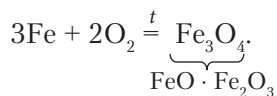
а



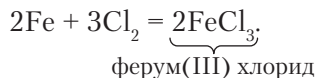
б

Рис. 48. Горіння заліза:
а — у кисні; б — у хлорі

колбу, наповнену киснем. Метал яскраво згорає, розбризкуючи в усі боки іскри. Це утворений унаслідок згоряння ферум(II, III) оксид, тривіальна назва якого — **залізна окалина** (рис. 48, а). Рівняння реакції:



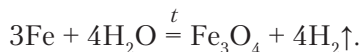
Залізо згорає в хлорі з утворенням ферум(III) хлориду (рис. 48, б). Рівняння реакції:



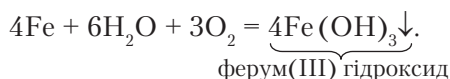


Складіть самостійно рівняння взаємодії заліза із сіркою.

Взаємодія з водою. Залізо реагує з водою за високих температур і за звичайних умов. Залежно від умов результат реакції неоднаковий. Якщо крізь розжарений порошок заліза пропустити водяну пару, то утвориться ферум(II, III) оксид і виділиться водень:

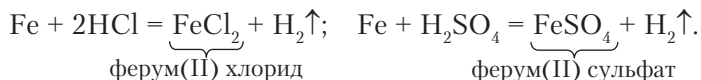


За звичайних умов реакція відбувається за участю кисню:



Взаємодія з кислотами. Щоб з'ясувати, як залізо взаємодіє з кислотами, проведемо демонстраційні досліди.

Дослід 2. Насиплемо на дно двох пробірок порошок заліза. Доллемо до першої пробірки 1,5–2 мл хлоридної кислоти, до другої — таку саму кількість розведеної сульфатної кислоти. В обох пробірках на залізі з'являються бульбашки газу. Реакції пришвидшаться, якщо пробірки з реагентами нагріємо. Запишемо відповідні рівняння реакцій:



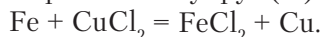
Отже, залізо реагує з хлоридною та розведеною сульфатною кислотами з утворенням солей відповідних кислот і виділенням водню.

Зверніть увагу! Йони Гідрогену є слабшими окисниками, ніж хлор, оскільки Гідроген окиснює залізо до ступеня окиснення +2, а хлор — до ступеня окиснення +3.

Дослід 3. Насиплемо на дно двох пробірок порошок заліза. Доллемо до першої пробірки 1,5–2 мл концентрованої сульфатної кислоти, до другої — таку саму кількість концентрованої нітратної. Жодних змін не спостерігаємо.

Отже, за звичайних температур залізо пасивується цими концентрованими кислотами. Це пояснюється тим, що на його поверхні утворюється захисна плівка ферум(III) оксиду, яка не вступає в реакцію з кислотою й захищає залізо від взаємодії з нею.

Взаємодія із солями в розчині. Як і алюміній, залізо реагує з розчинами солей, коли метал, що входить до складу солі, є менш активним порівняно з ним. Наприклад, за взаємодії заліза з розчином купрум(II) хлориду:



Розгляньте реакції взаємодії заліза з розчинами кислот і солей як окисно-відновні процеси. Поясніть, окисником чи відновником є в них залізо.

Якісне визначення катіонів Ферум(2+) і Ферум(3+) у розчині. Ознайомимося з якісними реакціями на прикладі демонстраційних і лабораторних дослідів.

Дослід 4. Наллємо у дві пробірки розчини ферум(II) і ферум(III) сульфатів об'ємом 1,5–2 мл і доллемо до кожної з них такий самий об'єм розчину натрій

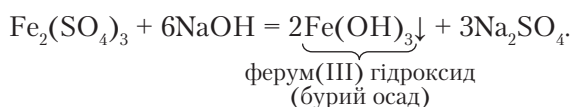
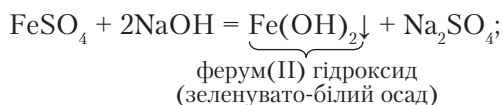




гідроксиду. Спостерігаючи результати реакцій, бачимо, що в пробірці з ферум(II) сульфатом випав зеленувато-білий осад, який швидко набув бурого забарвлення. У другій пробірці, де містився ферум(III) сульфат, випав бурий осад.

За кольором осадів визначаємо наявність у розчинах катіонів Ферум(2+) і Ферум(3+).

Отже, реактивом на катіони Ферум(2+) і Ферум(3+) є гідроксид-аніони. Рівняння реакцій:



Тепер проведемо лабораторні досліди 3–4.



Лабораторні досліди 3–4. *Виявлення в розчині катіонів Феруму(2+) і Феруму(3+)*

! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Завдання. Дослідіть, як виявити катіони Ферум(2+) і Ферум(3+) у розчині.

Обладнання та реактиви: дві пробірки, екран, розчини ферум(II) хлориду та ферум(III) нітрату, натрій гідроксиду.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин ферум(II) хлориду об'ємом 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте утворення осаду. Зверніть увагу на колір осаду та зміну його забарвлення через деякий проміжок часу. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин ферум(III) нітрату об'ємом 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте утворення осаду. Зверніть увагу на колір осаду. Складіть рівняння реакції, зробіть висновок.

Оформте результати досліджень у зошиті як таблицю. Сформулюйте загальний висновок.

Біологічне значення Феруму. Мікроелемент Ферум відіграє вагомую роль в організмі людини та відповідає за важливі життєві функції. Передусім — це елемент, що входить до складу гемоглобіну крові, надаючи їй червоного забарвлення. Він міститься і в еритроцитах, що беруть участь у транспортуванні кисню від легенів до тканин органів і виведенні вуглекислого газу. Ферум підтримує працездатність м'язів і сприяє витривалості, захищає організм від хвороботворних мікроорганізмів і вірусів. Цей елемент активно виводить токсини й шлаки.

Важливу роль відіграє Ферум в обміні речовин та енергії, зокрема входить до складу білків і ферментів, бере участь у синтезі ДНК, обміні холестерину, гормонів щитоподібної залози, впливає на роботу нервової системи.





Основна частка цього мікроелемента міститься в крові (приблизно 60 %), у печінці, селезінці, м'язах і кістковому мозку — 20 %. Решта використовується для синтезу ферментів. Загальна маса цього мікроелемента в організмі — 4–5 г.

Добова потреба організму людини у Ферумі становить 10–20 мг, значно зростаючи при інтенсивних м'язових навантаженнях. Ця кількість мікроелемента має потрапити в організм з їжею, тому надзвичайно важливим для кожної людини є збалансоване харчування.



Довідайтеся самостійно з інтернет-джерел, які продукти харчування лікарі радять уживати для підтримання вмісту Феруму в організмі людини.



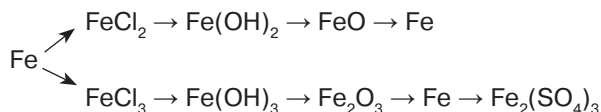
ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Залізо** — сріблясто-білий метал, що має сіруватий відтінок, важкий (густина $7,87 \text{ г/см}^3$), тугоплавкий, пластичний, ковкий, електро- й теплопровідний, легко намагнічується.
- **Залізо** є достатньо активним металом і за певних умов **реагує з неметалами, водою, кислотами, солями в розчині**.
- Взаємодіє з **неметалами** за нагрівання, **утворюючи бінарні сполуки**. Продуктами взаємодії розжареного порошку заліза з водяною парою є **залізна окалина й водень**, а за звичайних умов (за наявності кисню) — **ферум(III) гідроксид**.
- Залізо реагує з **хлоридною та розведеною сульфатною кислотами за нагрівання** з утворенням **солей Ферум(2+) і виділенням водню**.
- За звичайних умов залізо з **концентрованими сульфатною та нітратною кислотами не реагує, пасивується**.
- **Якісними реакціями** на катіони Ферум(2+) і Ферум(3+) є взаємодія сполук, що містять ці катіони, з розчинами лугів. За взаємодії сполук, що містять катіони Ферум(2+), з лугами в осад випадає **ферум(III) гідроксид зеленувато-білого кольору, який на повітрі набуває бурого забарвлення**. Під час реакції **сполук Ферум(3+) з лугами випадає бурий осад ферум(III) гідроксид**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Охарактеризуйте: а) елемент Ферум за розміщенням у періодичній системі та будовою атома; б) фізичні та хімічні властивості заліза.
2. Складіть рівняння реакцій за наведеною схемою. Укажіть умови перебігу реакцій, назвіть утворені речовини.

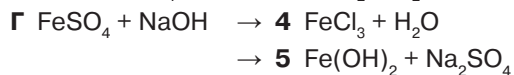
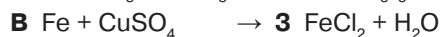
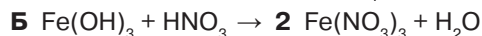


3. Позначте агрегатний стан заліза за звичайних умов.
А твердий **Б** рідкий **В** газоподібний **Г** плазма
4. Позначте дві фізичні властивості заліза.
А крихкість **В** електропровідність
Б пластичність **Г** нетеплопровідність

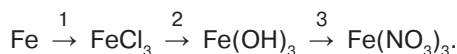




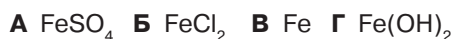
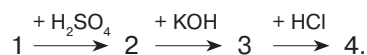
5. Установіть відповідність між лівими та правими частинами рівнянь реакцій, поданих за допомогою схем.



6. Позначте речовини 1, 2, 3 у ланцюгу перетворень:



7. Позначте речовини 1, 2, 3, 4 у ланцюгу перетворень:



8. Позначте назву речовини, що є реактивом на катіони Fe(2+) і Fe(3+).



9. Обчисліть і позначте масу заліза, що прореагувало з хлоридною кислотою, якщо утворилася сіль кількістю речовини 0,3 моль.



10. Обчисліть і позначте кількість речовини ртуті, що виділиться внаслідок взаємодії меркурій(II) нітрату із залізом масою 22,4 г.



11. Обчисліть і позначте масу осаду, що утвориться внаслідок взаємодії ферум(II) броміду масою 75,6 г з розчином барій гідроксиду.



§ 28. ЗАСТОСУВАННЯ МЕТАЛІВ ТА ЇХНІХ СПЛАВІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати найпоширеніші метали та їхні сплави;
- пояснювати застосування металів і сплавів у різних галузях господарства;
- аналізувати склад найпоширеніших у промисловості сплавів.

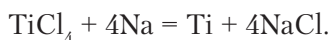
Найпоширеніші метали та їхні сплави. Метали — речовини, що набули широкого застосування в промисловості й техніці завдяки своїм унікальним властивостям, зумовленим їхньою будовою. Залежно від властивостей, деякі з них використовують менше, а без деяких неможливий розвиток економіки країни.

Лужні метали натрій та калій, які добувають електролізом розплавів солей, лугів або оксидів цих металічних елементів, незважаючи на їхню високу актив-





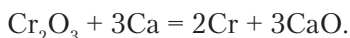
ність, отримали промислове застосування в різних галузях. Металічні натрій та калій застосовують як каталізатори під час синтезу органічних сполук, зокрема синтетичного каучуку. За допомогою натрію в металургійній промисловості відновлюють кольорові метали, наприклад титан. Рівняння реакції:



Крім того, натрій використовують у ядерних реакторах як теплоносії.

Літій застосовують у фотоелементах завдяки здатності перетворюватися на позитивно заряджені йони під час його освітлення.

Кальцій, як і натрій, застосовують у металургії для добування важковідновлюваних металів, наприклад хрому з його оксиду:



Цей метал використовують для виготовлення сплавів. На основі свинцю з добавкою кальцію добувають сплав, яким заливають підшипники залізничних вагонів.

Алюміній завдяки його властивостям: легкості, пластичності, електро- й теплопровідності та міцності, набув дуже широкого застосування (рис. 49).

Сплави — це системи, утворені з двох або більше компонентів (металів з металами або металів з неметалами). Основою для виготовлення сплавів є залізо й алюміній, хром і мідь, магній та титан. З неметалів — бор, кремній та вуглець. Є також сплави **розчини**, сплави **механічні суміші** й сплави, у яких речовини **реагують одна з одною з утворенням інтерметалідів**.



Рис. 49. Схема застосування алюмінію





Сплави розчини утворюють подібні за властивостями речовини. Різні за хімічними властивостями метали утворюють сплави механічні суміші. Сплави третього виду можуть не тільки змішуватися, а й утворювати між собою та з атомами неметалів різні сполуки.

Надтверді сплави виготовляють *методом порошкової металургії*. Суть методу полягає в пресуванні під високим тиском порошків металів, з подальшим їхнім спіканням. За фізичними властивостями сплави відрізняються від чистих металів міцністю, твердістю, нижчими температурами плавлення та кипіння, слабшою електро- й теплопровідністю.

Ознайомимося докладніше з найпоширенішими сплавами міді й алюмінію (кольорових металів) і заліза, що є основою чорної металургії.

Мідь та її сплави. Дізнайтеся про застосування міді та її сплавів, опрацювавши *рис. 50*.

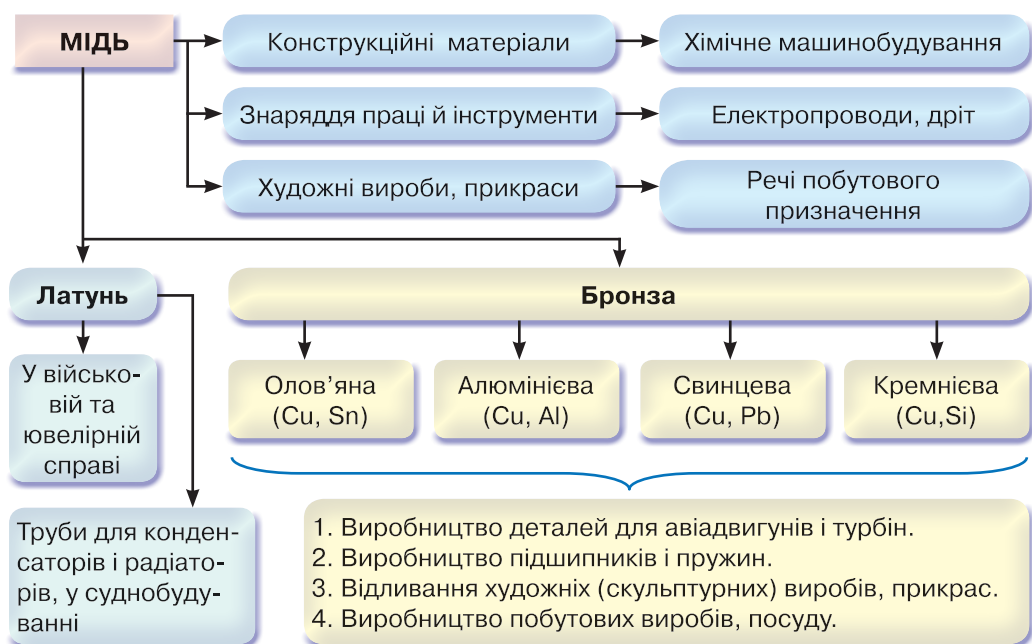


Рис. 50. Схема застосування міді та її сплавів

Сплави алюмінію. Чистий алюміній не має високої міцності та твердості, тому частіше використовують його сплави. Для поліпшення механічних властивостей алюмінію добувають його сплави з міддю, магнієм і марганцем.

Найпоширеніші сплави алюмінію – це дюралюміни, силуміни й терміт.

Дюралюміні (від фр. *dur* – твердий; *aluminium* – алюміній) – сплави, що містять у своєму складі мідь (1,4–13 %), магній (0,4–2,8 %), манган (0,2–1 %), цинк (5–7 %), залізо (0,8–1,8 %), титан (0,02–0,35 %) і силіцій (0,5–6 %). Дюралюміні завдяки особливим властивостям – міцності, легкості, стійкості до корозії та теплопровідності – набули широкого застосування в авіа-, корабле- й ракетобудуванні.





Силуміни — сплави, які, крім алюмінію, мають високий вміст силіцію (3–26 %). До їхнього складу також входять магній (0,2–1,5 %), мідь (1–4 %), цинк (2–4 %), хром (0,2–0,4 %), нікель (0,8–2 %), титан (0,05–1,5 %). Їх використовують у виробництві машин для сільськогосподарських потреб, деталей багатьох приладів, коліс в авіа- й автомобілебудуванні.

Терміт — сплав алюмінію з ферум(II, III) оксидом. Під час використання виділяє багато тепла, тож його застосовують для зварювання шин.

Залізо та його сплави. Чисте залізо має обмежене використання. Здебільшого застосовують сплави заліза — *чавун* і *сталь*.

Сировиною для виплавлення чавуну є залізні руди.



Пригадайте з курсу географії, що таке *руди* та де в Україні виявлені поклади залізних руд і розташовані металургійні заводи з переробки руди на важливі для металургії сплави.

Під час переробки залізних руд утворюються сплави заліза з вуглецем — чавун і сталь. **Чавун** — сплав, що містить у своєму складі 2–4 % Карбону та домішки мангану, сполук Фосфору, Силіцію та Сульфур. Великий вміст Карбону в чавуні робить його крихким і нековким, хоча він твердіший, ніж залізо.

Сталь — сплав, у якому значно менший вміст Карбону (0,1–2 %) і домішок мангану, сполук Силіцію, Фосфору та Сульфур. Менший вміст Карбону надає сталі більшої ковкості та пластичності. Тому її можна штампувати, прокатувати, кувати. Для поліпшення цих якостей сталь *загартовують*, тобто розжарену сталь швидко охолоджують. Гартована сталь значно твердіша. Водночас сталь з низьким вмістом Карбону загартуванню не піддають. Для надання сталі певних якостей її *легуєть*, тобто додають до неї інші метали. Легувальними металами найчастіше є хром, вольфрам, нікель, ванадій, манган, молібден, меншою мірою — титан, кобальт, берилій. А з неметалів — силіцій. Застосування заліза та його сплавів подано в схемі на *рис. 51*.

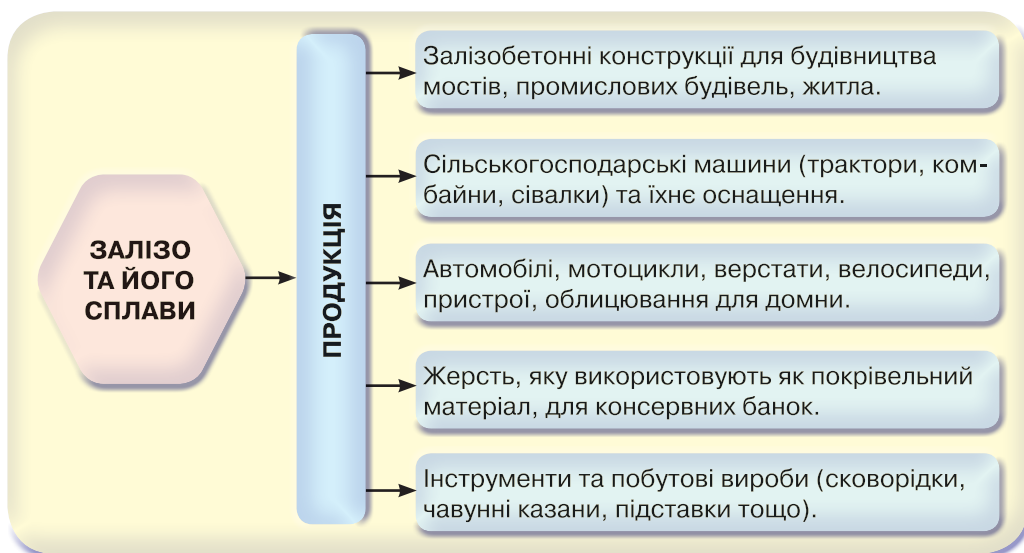


Рис. 51. Схема застосування заліза та його сплавів





Отже, кольорова та чорна металургія становлять основу економіки країни.

Відомо, що в природі є майже 70 металів, і дотепер відкривають нові метали. Однак жоден з них не може зрівнятися за масштабами виробництва та застосування з алюмінієм, міддю, залізом і сплавами, добутими на їхній основі. Водночас майже всі метали певною мірою використовують у сучасних технологіях металургійної промисловості України.

Вагомий внесок у розвиток чорної та кольорової металургії зробили українські вчені. Відомі імена вчених-хіміків, металургів. Це, зокрема, *М. Мозговой*, який розробляв теоретичні основи киснево-конверторного процесу; *І. Францевич*, який працював над створенням нових металокерамічних матеріалів, металів із заданими властивостями та сплавів; *І. Бардін*, який запропонував практичне поліпшення металургійного виробництва: застосування кисню в доменному процесі, киснево-конверторний метод виробництва сталі, що інтенсифікувало процес добування чавуну та сталі.

ЕКОЛОГІЯ ТА МЕТАЛУРГІЯ. Під час металургійного виробництва й переробки руд утворюються отруйні гази, які потрапляють в атмосферу. Це відомі вам сульфур(IV), нітроген(IV) і карбон(IV) оксиди, що спричиняють випадання кислотних дощів; карбон(II) оксид отруює повітря.

Крім газів, утворюється пил, який уловлюють за допомогою спеціальних пристроїв і фільтрів. У чорній металургії використовують велику кількість води для охолодження металів. Вода забруднюється, а водоочисні споруди не завжди забезпечують її повне очищення від шкідливих домішок. Унаслідок потрапляння відпрацьованої води в природні водойми шкідливі речовини забруднюють їх. Усі ці забруднення негативно впливають на довкілля, а отже, і на здоров'я людини, ріст і розвиток рослин і тварин.

Тому найважливішим завданням металургійної промисловості є впровадження безвідходних технологій. Це дасть змогу багаторазово використовувати відходи та здешевити виробництво багатьох продуктів промисловості. Прикладом безвідходної технології може бути використання сульфур(IV) оксиду для виробництва сульфатної кислоти.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Метали** — речовини, що набули широкого застосування в промисловості й техніці завдяки своїм унікальним властивостям.
- **Натрій** та **калій** застосовують як каталізatori під час виробництва синтетичного каучуку, натрій — як теплоносій у ядерних реакторах; **літій** — у фотоелементах.
- **Кальцій**, як і натрій, — для добування важковідновлюваних металів і виготовлення сплавів у металургії.
- **Сплави** — системи з двох або більше компонентів (металів з металами або металів з неметалами).
- **Алюміній** утворює сплави: дюралюміні, силуміни й терміт. **Дюралюміні** застосовують в авіа-, корабле- й ракетобудуванні; **силуміни** — у виробництві машин для сільськогосподарських потреб, деталей багатьох приладів і коліс, авіа- й автомобілебудуванні; **терміт** — для зварювання шин.





- **Мідь** — як конструкційний матеріал, для виготовлення апаратури, електропроводів, речей домашнього вжитку, інструментів, художніх виробів, а також для добування її сплавів — латуні та різних видів бронзи.
- **Латунь** використовують у військовій та ювелірній справі, суднобудуванні, для виробництва труб, конденсаторів і радіаторів. З **бронзи** виробляють деталі для авіадвигунів і турбін, підшипників і пружин, побутові вироби, посуд.
- **Залізо та його сплави** — незамінні матеріали для промислових і житлових будівель, виробництва залізобетону та конструкцій мостів. Їх застосовують у машинобудуванні, як покривельну жерсть, виготовляють інструменти та побутові вироби.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Укажіть електронну формулу атома Натрію.
A $1s^2 2s^2 2p^5$ **B** $1s^2 2s^2 2p^4$
B $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **Г** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
2. Позначте назву елемента, атом якого має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
A Калій **B** Натрій **B** Кальцій **Г** Магній
3. Укажіть послідовність реакцій для добування алюмінію оксиду за наявності алюмінію, хлоридної кислоти, натрій гідроксиду та потрібного обладнання.
A $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$ **B** $AlCl_3 + NaOH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + NaCl$
B $Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + H_2O$ **Г** $Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$
4. Обчисліть і позначте об'єм водню (н. у.), що виділиться внаслідок взаємодії алюмінію з хлоридною кислотою, що містить HCl масою 7,3 г.
A 2,16 л **B** 2,14 л **B** 2,24 л **Г** 2,42 л
5. Обчисліть і позначте маси алюмінію та ферум(III) оксиду, що вступили в реакцію алюмотермії, якщо відновилося залізо масою 22,4 г.
A 13,2 г Al та 30,4 г Fe_2O_3 **B** 10,8 г Al та 32,0 г Fe_2O_3
B 10,4 г Al та 32,8 г Fe_2O_3 **Г** 12,6 г Al та 34,8 г Fe_2O_3
6. Обчисліть і позначте маси продуктів реакції, що утворилися внаслідок взаємодії ферум(II) хлориду з аргентум(I) нітратом масою 17 г.
A 18,0 г $Fe(NO_3)_2$ та 14,35 г AgCl **B** 18,2 г $Fe(NO_3)_2$ та 12,35 г AgCl
B 18,5 г $Fe(NO_3)_2$ та 13,35 г AgCl **Г** 18,7 г $Fe(NO_3)_2$ та 11,35 г AgCl
7. Складіть коротку розповідь про застосування металів та їхніх сплавів.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Уперше алюміній отримав данський фізик *Г. Ерстед* у 1825 р. за допомогою термічного відновлення безводного хлориду алюмінію амальгамою калію. Цей спосіб удосконалив німецький хімік *Ф. Велер*, який застосував чистий калій через два роки після його добування. Учений уперше майже точно описав властивості цього металу. У 1854 р. французький хімік *А. С.-К. Девіль* у процесі добування алюмінію замінив калій на дешевший натрій. Досліди на заводі завершилися успішно, і в липні 1855 р. перші злитки металу масою 6–8 кг були презентовані на Всесвітній виставці в Парижі. У той час алюміній був настільки





дорогим, що на виставці він посів місце поряд зі скарбами з державної казни. В історії наявні відомості, що імператор Наполеон III використовував посуд з алюмінію на державних прийомах (За матеріалами сайта: <https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D1%96%D0%BD%D1%96%D0%B9>).



§ 29. ОСНОВИ. ВЛАСТИВОСТІ ТА ЗАСТОСУВАННЯ ГІДРОКСИДІВ НАТРІЮ ТА КАЛЬЦІЮ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати поширені основи лужних, лужноземельних та інших металічних елементів;
- складати рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості та добування основ;
- пояснювати застосування гідроксидів Натрію та Кальцію;
- характеризувати фізичні та хімічні властивості лугів і нерозчинних у воді основ;
- розпізнавати луги в розчинах.



Сформулюйте самостійно визначення поняття «основи» та пригадайте їхні назви.

Фізичні властивості основ. Вам відомо з курсу хімії 8 класу, що **основи** — це складні речовини йонної будови, до складу молекул яких входять катіони металічних елементів і гідроксид-аніони. Назви основ утворюють додаванням до назви катіона слова *гідроксид*. Наприклад: натрій гідроксид, барій гідроксид. Але якщо металічний елемент проявляє змінну валентність, то її вказують у назві: ферум(II) гідроксид, ферум(III) гідроксид.

Залежно від розчинності у воді розрізняють розчинні основи, які дістали назву *луги*, і *нерозчинні основи*.

За нормальних умов *луги* — тверді, кристалічні, розчинні у воді речовини білого кольору, гігроскопічні. Процес розчинення супроводжується виділенням тепла. Розчини лугів мильні на дотик, їдкі. Потрапляючи на шкіру, спричиняють опіки, роз'їдають целюлозу й денатурують білок, що зумовлює зміну макромолекули та молекулярної маси.



Пригадайте, яких заходів безпеки потрібно дотримуватися під час роботи з лугами.

Нерозчинні основи — тверді речовини, що мають різне забарвлення. Наприклад, ферум(II) гідроксид — зеленувато-білого кольору, купрум(II) гідроксид — синього, хром(II) гідроксид — жовтого кольору.

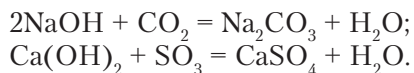
Хімічні властивості лугів. Дія на індикатори. Якщо розчини лугів випробувати індикаторами, то спостерігатимемо зміну їхнього забарвлення: лакмусу — на синій колір, метилового оранжевого — на жовтий, фенолфталеїну — на малиновий. Універсальний індикаторний папір у лужному середовищі набуває синього забарвлення.





Взаємодія з кислотними оксидами. Цю властивість лугів спостерігатимемо за допомогою демонстраційного досліду.

Дослід 1. Наллємо в пробірку 1–1,5 мл розчину натрій гідроксиду й додамо до нього розчин фенолфталеїну. Індикатор набуває малинового забарвлення. Опустимо в пробірку газовідвідну трубку та пропустимо крізь розчин карбон(IV) оксид. Рівняння реакцій:

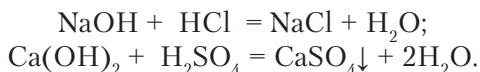


Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії: а) калій гідроксиду з фосфор(V) оксидом; б) барій гідроксиду із сульфур(VI) оксидом. Проаналізуйте, які продукти реакцій утворюються при цьому.

Нейтралізація лугів кислотами. Ця властивість характеризує як луги, так і кислоти. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 2. Наллємо у дві пробірки розчини натрій та кальцій гідроксидів об'ємом по 1,5–2 мл і додамо до кожної з них по декілька крапель фенолфталеїну. Розчини змінюють забарвлення на малинове. Додамо до кожної пробірки приблизно такий самий об'єм: у першу — хлоридної, у другу — розчину сульфатної кислот. Реакції відбуваються, оскільки розчини знебарвлюються.

Щоб дослідити утворені продукти реакцій, крапнемо на препарувальне скельце невелику кількість продуктів та обережно випаруємо розчини. На препарувальному скельці утворюються кристали солей. Рівняння реакцій:



Отже, під час взаємодії лугів з кислотами утворюються сіль і вода.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії: а) калій гідроксиду з хлоридною та сульфатною кислотами; б) кальцій гідроксиду з хлоридною кислотою.

Взаємодія із солями. Луги реагують із солями в розчинах. Проведемо ще один демонстраційний дослід.

Дослід 3. Наллємо в пробірку розчин купрум(II) сульфату об'ємом 1–1,5 мл. Доллємо такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду (рис. 52). Спостерігаємо випадання синього осаду. Утворення осаду є однією з умов перебігу реакцій. Отже, відбулася реакція:

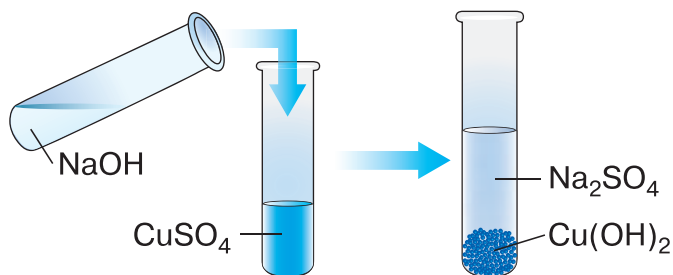
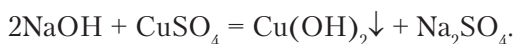


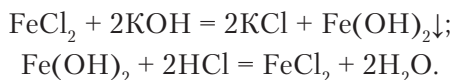
Рис. 52. Взаємодія натрій гідроксиду з купрум(II) сульфатом



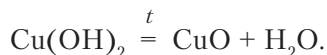


Хімічні властивості нерозчинних основ. Взаємодія з кислотами. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 4. Добудемо нерозчинну основу ферум(II) гідроксид. Для цього до розчину ферум(II) хлориду об'ємом 1–1,5 мл доллемо розчин калій гідроксиду. Випадає осад біло-зеленого кольору. Доллемо до утвореного осаду такий самий об'єм хлоридної кислоти. Осад розчиняється й знову утворюється розчин ферум(II) хлориду. Рівняння реакцій:



Розклад нерозчинних основ за нагрівання. Основи за нагрівання розкладаються з утворенням відповідних оксидів і води. Якщо нагріти осад купрум(II) гідроксиду, то він перетворюється на чорний порошок купрум(II) оксиду та воду. Рівняння реакції:



Застосування натрій гідроксиду. Натрій гідроксид відомий у техніці як *каустична сода*, або *їдкий натр*, і має широке застосування. Завдяки мильним властивостям його використовують для виробництва побутової та промислової хімії, зокрема мийних засобів. Ним дезінфікують і здійснюють санітарне прибирання приміщень, очищають засмічені труби, змивають бруд з різних поверхонь. Натрій гідроксид застосовують як каталізатор у нафтопереробній промисловості, що сприяє підвищенню цетанового числа нафтопродуктів.

У текстильній промисловості волокна обробляють лугом і промивають. Завдяки цій процедурі зникають дрібні ворсинки, а саме волокно стає міцнішим і приємнішим на дотик.

У харчовій промисловості натрій гідроксид використовують для регулювання кислотності в продуктах під час випікання солодощів і хлібобулочних виробів, виготовлення напоїв, для фарбування оливок у чорний колір. На це вказує число E-524 на обгортці продуктів.

Застосовуючи натрій гідроксид, проявляють знімки під час оброблення фотографій, нейтралізують токсини, очищають повітря тощо.

У хімічних лабораторіях натрій гідроксид використовують як реактив для вивчення хімічних властивостей та добування багатьох речовин.

Застосування кальцій гідроксиду. Кальцій гідроксид має назву *гашене вапно*. Це порошок білого кольору, малорозчинний у воді.

Найбільшого застосування гашене вапно набуло в будівельній справі. Воно входить до складу багатьох будівельних сумішей як в'язуча (скріплювальна) речовина. Його використовують завдяки властивості кальцій гідроксиду зв'язуватися з вуглекислим газом, що є в повітрі, з утворенням кальцій карбонату. Для виготовлення будівельного розчину до кальцій гідроксиду додають пісок і воду, для зв'язування цегли — цемент, а для штукатурки — гіпс.

Велику кількість кальцій гідроксиду застосовують під час виробництва цукру як *ватняне молоко* (суспензія, подібна до молока) для очищення від домі-





шок і кристалізації. У харчовій промисловості — як харчову добавку Е-526, що діє як загусник і регулятор кислотності.

Кальцій гідроксид використовують для побілення дерев і кущів, щоб запобігти їхнім хворобам. У сільському господарстві — для вапнування кислих ґрунтів. Під час виробництва стекол є одним з компонентів шихти. У фармацевтичній технології — як регулятор рН і для отримання кальцієвих мил жирних кислот.

Якщо профільтрувати вапняне молоко, то утворюється прозорий розчин — *вапняна вода*. У лабораторних умовах її використовують для виявлення карбон(IV) оксиду.

Це не весь перелік застосування зазначених речовин. Проте, незважаючи на таке широке використання, завжди треба пам'ятати, що під час роботи з лугами необхідно дотримуватися правил безпеки.



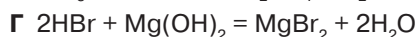
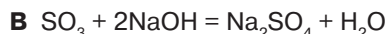
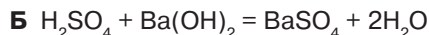
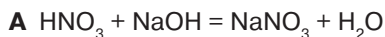
ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Основи** — складні речовини йонної будови, молекули яких містять катіони металічних елементів і гідроксид-аніони.
- Розрізняють розчинні у воді основи — **луги** та **нерозчинні**.
- **Луги** — тверді, кристалічні, розчинні у воді речовини білого кольору, гігроскопічні, розчини яких мильні на дотик, їдкі, роз'їдають целюлозу та денатують білок, спричиняють опіки на шкірі.
- **Нерозчинні основи** — тверді речовини, що мають різне забарвлення.
- **Луги** змінюють забарвлення індикаторів: лакмусу — на синій; метилового оранжевого — на жовтий; фенолфталеїну — на малиновий; універсального індикаторного паперу — на синій.
- **Луги** взаємодіють з **кислотними оксидами, кислотами** та **солями**.
- **Нерозчинні основи** взаємодіють з **кислотами**, розкладаються за нагрівання на оксид і воду.
- **Натрій гідроксид** набув широкого застосування у виробництві побутової та промислової хімії, як дезінфекційний засіб. У харчовій промисловості — це харчова добавка Е-524. У хімічних лабораторіях використовують для досліджень.
- **Кальцій гідроксид** застосовують як в'язучий матеріал у будівництві, для виплавки стекол, як харчову добавку Е-526, для білення стовбурів дерев, вапнування ґрунтів, у лабораторіях — для виявлення карбон(IV) оксиду.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Охарактеризуйте фізичні властивості лугів і нерозчинних основ.
2. Позначте, якого кольору набуває фенолфталеїн у розчинах лугів.
А фіолетового **Б** червоного **В** малинового **Г** синього
3. Укажіть реакцію нейтралізації, що відбулася за участю гідроксиду лужного елемента.





4. Позначте реакцію взаємодії гідроксиду лужного елемента із сіллю.
- A** $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
Б $\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$
В $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$
Г $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
5. Визначте речовини 1, 2, 3 у ланцюгу перетворень:
- $\text{Li} \xrightarrow{1} \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{2} \text{LiOH} \xrightarrow{3} \text{Li}_2\text{SO}_4$.
- A** H_2O **Б** H_2SO_4 **В** O_2 **Г** SO_2
6. Обчисліть і позначте масу солі, що утвориться внаслідок нейтралізації натрій гідроксидом масою 8 г ортофосфатної кислоти.
- A** 10,83 г **Б** 11,23 г **В** 10,93 г **Г** 11,13 г
7. Обчисліть і позначте масу розчину калій гідроксиду з масовою часткою речовини 0,2, потрібного для нейтралізації нітратної кислоти масою 12,6 г.
- A** 56 г **Б** 52 г **В** 54 г **Г** 58 г
8. Купрум(II) гідроксид масою 19,6 г прореагував із сульфатною кислотою масою 22 г. Обчисліть масу утвореної солі, назвіть сіль.
9. Ферум(II) гідроксид масою 26,75 г, що містить 20 % домішок, піддали реакції розкладу за нагрівання. Обчисліть масу й кількість речовини ферум(II) оксиду та масу води, що утворилися внаслідок реакції.



§ 30. БІОЛОГІЧНЕ ЗНАЧЕННЯ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* металічні елементи, що відіграють важливу біологічну роль в організмі людини;
- *характеризувати* значення елементів Кальцію, Калію, Натрію, Магнію та Феруму в організмі людини;
- *оцінювати* біологічне значення металічних елементів.

Лужні й лужноземельні елементи та їхні сполуки мають велике біологічне значення. Розглянемо докладніше основні з них.

Кальцій — макроелемент, що становить 2 % від маси тіла людини, з них 99 % — у кістках і зубах. Головний біоелемент. Як структурний компонент кісток, забезпечує їхню міцність і пластичність. За участю Кальцію відбувається захисна реакція, що запобігає кровотечі в разі пошкодження шкіри. Кальцій має унікальну властивість виводити з організму солі важких металів і перешкоджає накопиченню Плюмбуму. Проводить нервові імпульси та впливає на скорочення м'язів. Потрібний людям, схильним до таких хвороб, як підвищений артеріальний тиск, пародонтоз, артрити, судоми ніг, депресії та рак.

Харчовими джерелами Кальцію є молочні продукти, особливо сир, риба, квасоля, горіхи, петрушка, капуста.





Калій — основний елемент кожної живої клітини. Його солі, що містять йони Калію, нормалізують обмін речовин у тканинах, підтримують м'язовий тонус та артеріальний тиск.

Важливий для роботи серця, нирок, мозку, печінки. В організмі підтримує водноенергетичний баланс, контролює скорочення м'язів, перешкоджає накопиченню радіоактивного Цезію-137. Потрібний людям для підтримання м'язового тону, а також тим, які відчувають стомлюваність і дратівливість, втрату апетиту, розлад сну, хворіють на гіпертонію, гастрит або виразку шлунка.

Для поповнення організму цим мікроелементом варто додавати до раціону сушені абрикоси, родзинки, цитрусові, квасолю та сою, молочні й морепродукти, картоплю, шпинат.

Натрій — мікроелемент, що відіграє важливу роль у функціонуванні організму людини. Здійснює вплив і стимулює роботу нервової системи, впливає на роботу міокарда, нормалізує артеріальний тиск, розширюючи судини. Йони Натрію входять до складу крові та міжклітинної рідини, тканин тіла; в організм надходять з натрій хлоридом. Вони ж забезпечують проходження нервових імпульсів, регулюють разом з Калієм водний баланс, запобігаючи зневодненню організму.

Найбільше Натрію містять свіжі овочі (помідори, огірки, буряки, морква), бобові, риба й морепродукти. За дефіциту Натрію в організмі необхідно вживати квашену й морську капусту, молочні та м'ясні вироби.

Ферум — один з життєво необхідних мікроелементів. Без нього немислиме функціонування кровоносної системи, синтез еритроцитів і гемоглобіну. Це елемент, що є складником багатьох ферментів, сприяє знешкодженню токсичних речовин у печінці, захищає імунну систему, забезпечує вироблення енергії в м'язах. Як і Калій, перешкоджає накопиченню радіоактивних речовин в організмі, зокрема радіоактивного Плутонію.

Міститься у великій кількості в таких харчових продуктах, як м'ясо (яловичина), морська риба, нирки, печінка, гриби, бобові, какао, морква, яйця, насіння гарбуза, зелень, гранат, житній хліб, молода кропива.

Купрум — елемент, що, як і Ферум, вважається життєво необхідним мікроелементом для організму людини. Потрібний для утворення гемоглобіну крові, бере активну участь у синтезі еритроцитів і гормонів щитоподібної залози, попереджає розвиток артритів, викривлення хребта. Від наявності Купруму залежить пігментація волосся. Важливу роль відіграє в проведенні нервових імпульсів, запобігаючи розсіяному склерозу.

Важливий для дітей, які мають сколіоз, порушення постави, ДЦП; людям, які хворіють на артрити, артрози, розсіяний склероз, порушення функції щитоподібної залози, мають серцево-судинні захворювання.

Багатою на мідь їжею є устриці, печінка корів та овець, какао й чорний перець, а також горіхи, соняшникове насіння, зелені маслини та пшеничні висівки.

Магній — основний внутрішньоклітинний антистресовий макроелемент. Гідратовані йони Магнію є каталізаторами гідролізного розпаду АТФ й АДФ, що забезпечує виділення енергії в мітохондріях клітин. Бере участь у передаванні генетичної інформації, нервових імпульсів до м'язів, зниженні артеріального та





нормалізації серцевого тиску. Наявність достатньої кількості катіонів Магнію сприяє засвоєнню Кальцію.

Джерелами поповнення організму цим макроелементом є пшеничні висівки, насіння соняшника, родзинки, сушені абрикоси, зелені листові овочі, квасоля, неочищений рис, соя та інші бобові.

Особливо потрібний тим, хто часто нервує, страждає безсонням, має різні розлади у формуванні кісткової тканини та спазми кровоносних судин.

В організмі людини міститься близько 25 г — переважно в кістках у формі фосфатів і гідрогенкарбонатів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Металічні елементи** відіграють важливу біологічну роль в організмі людини.
- До біологічно активних металічних елементів, що мають важливе значення для нормального функціонування організму, належать мікро- й макроелементи, зокрема **Кальцій, Калій, Натрій, Ферум, Купрум та Магній**.
- **Кальцій** — макроелемент, головний біоелемент, що міститься в кістках і зубах. Забезпечує міцність і пластичність кісток, запобігає кровотечі під час пошкодження шкіри. Виводить з організму солі важких металів і перешкоджає накопиченню Плюмбуму, проводить нервові імпульси та впливає на скорочення м'язів.
- **Калій** — основний елемент кожної живої клітини. Нормалізує обмін речовин у тканинах, підтримує м'язовий тонус та артеріальний тиск, регулює водно-енергетичний баланс, контролює скорочення м'язів, запобігає накопиченню радіоактивного Цезію-137. Йони Калію впливають на роботу серцево-судинної системи. Потрапляє в організм переважно з рослинною їжею, оскільки йони Калію впливають також на живлення рослин і тварин.
- **Натрій** — мікроелемент, що стимулює роботу нервової системи, впливає на роботу міокарда, нормалізує артеріальний тиск. Входить до складу крові й міжклітинної рідини, забезпечує проходження нервових імпульсів, регулює водний баланс.
- **Ферум** — життєво необхідний мікроелемент. Сприяє функціонуванню кровоносної системи, синтезу еритроцитів і гемоглобіну. Є складником багатьох ферментів, знешкоджує токсичні речовини в печінці, захищає імунну систему, забезпечує вироблення енергії в м'язах, перешкоджає накопиченню радіоактивних речовин в організмі.
- **Купрум** — елемент, потрібний для утворення гемоглобіну крові. Бере участь у синтезі еритроцитів і гормонів щитоподібної залози, попереджає розвиток артритів і викривлення хребта, впливає на пігментацію волосся. Важливу роль відіграє в проведенні нервових імпульсів.
- **Магній** — основний внутрішньоклітинний антистресовий макроелемент. Йони Магнію є каталізаторами гідролізного розпаду АТФ та АДФ. Бере участь у передаванні генетичної інформації, нервових імпульсів до м'язів, зниженні артеріального й нормалізації серцевого тиску. Сприяє засвоєнню Кальцію.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть життєво необхідні елементи в організмі людини.
2. Охарактеризуйте макро- й мікроелементи та їхню роль в організмі людини.





3. Фізіологічний розчин, який у медицині використовують як тимчасовий заміник плазми крові, містить натрій хлорид з масовою часткою його в розчині 0,9 %. Обчисліть масу води й солі, потрібних для приготування 500 г такого розчину.
4. Висловіть судження щодо біологічної ролі металічних елементів в організмі людини.



§ 31. СЕРЕДНІ СОЛІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати середні солі;
- характеризувати фізичні та хімічні властивості середніх солей; поширення солей у природі;
- складати рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості середніх солей;
- досліджувати якісний склад солей.

Склад солей. *Солі* утворюють клас неорганічних речовин, склад яких розглядають як похідні кислот, у молекулах яких один або декілька атомів Гідрогену заміщуються на йони металічних елементів. Залежно від того, повністю або частково заміщуються атоми Гідрогену, розрізняють *середні* та *кислі* солі.

Середні солі — це продукти повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів. Наприклад, NaNO_3 , K_2SO_4 , Na_3PO_4 .

Назви солей. Звернемося до схеми на *рис. 53* і з'ясуємо, як утворюються назви середніх солей.



Рис. 53. Схема утворення назв середніх солей



Назвіть самостійно середні солі, подані формулами в тексті.

Фізичні властивості. Солі — кристалічні речовини з йонними кристалічними ґратками. За розчинністю у воді їх поділяють на розчинні (NaCl , KNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$), малорозчинні (CaSO_4 , PbCl_2) і нерозчинні (AgCl , BaSO_4), що можна визначити за таблицею розчинності (*див. додаток 1*). Солям властиві високі температури плавлення та кипіння, різне забарвлення. Наприклад, мідний купорос у розчині має синій колір, а безводна сіль купрум(II) сульфат — білий. Характерне оранжеве забарвлення притаманне біхроматам, жовте — солям Феруму(3+). Більшість з них не мають запаху.





Хімічні властивості. Солі — складні речовини, що вступають у хімічну взаємодію з простими та складними речовинами. З деякими властивостями цих сполук ви вже ознайомлені, зокрема із взаємодією з металами, лугами й кислотними оксидами. Розглянемо загальні властивості середніх солей (табл. 17).

Таблиця 17

Хімічні властивості середніх солей

Хімічні властивості середніх солей	
<p>1. Взаємодія з металами: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$. Ця реакція відбувається, якщо метал у складі солі є менш активним.</p>	<p>2. Взаємодія з кислотами: $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$; $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$. Ця реакція є якісною на катіони Барію.</p>
<p>3. Взаємодія з лугами: $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$. Реакція відбулася, бо утворився осад.</p>	<p>4. Взаємодія з кислотними оксидами: $CaCO_3 + SiO_2 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$. Реакція відбувається, якщо в складі солі є легкий оксид.</p>
<p>5. Розклад солей за нагрівання: $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$. Солі нітратної кислоти розкладаються залежно від розміщення металу в ряді активності металів. Наприклад: $2NaNO_3 \xrightarrow{t} 2NaNO_2 + O_2\uparrow$; $2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$; $2AgNO_3 \xrightarrow{t} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.</p>	<p>Схема розкладу нітратів:</p>
<p>6. Розклад солей амонію за нагрівання: $NH_4Cl = NH_3\uparrow + HCl\uparrow$; $3(NH_4)_2SO_4 = 4NH_3\uparrow + N_2\uparrow + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$; $(NH_4)_2CO_3 = 2NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$.</p> <p>7. Якщо долити до розчинів солей амонію луги, виділяється амоніак: $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_4OH$</p> <p>Реактивом на катіон амонію є гідроксид-аніон.</p>	<p>8. Взаємодія солей між собою: $BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$. Отже, як у реакції із сульфатною кислотою, так і з її солями випадає білий нерозчинний у кислотах осад барій сульфату. Реактивом на катіон Барію є сульфат-аніон.</p>



Лабораторний дослід 5. Виявлення в розчині катіонів Барію

Завдання. Дослідіть, як виявити катіони Барію в розчині.

Обладнання та реактиви: чотири пробірки, чорний екран, розчини барій хлориду й барій нітрату, сульфатної кислоти, натрій сульфату, нітратної кислоти.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.





Дослід 1. Налийте у дві пробірки по чергово розчини барій хлориду та барій нітрату об'ємом по 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину сульфатної кислоти. Спостерігайте утворення осаду. Зверніть увагу на колір осаду. Долийте до утвореного осаду розчин нітратної кислоти. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Дослід 2. Налийте у дві пробірки по чергово розчини барій хлориду та барій нітрату об'ємом по 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину натрій сульфату. Спостерігайте утворення осаду. Зверніть увагу на колір осаду. До утвореного осаду долийте розчин нітратної кислоти. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Оформте результати досліджень у зошиті як таблицю. Сформулюйте загальний висновок.



Лабораторний дослід 6. Виявлення в розчині катіонів амонію

Завдання. Дослідіть, як виявити катіони амонію в розчині.

Обладнання та реактиви: дві пробірки, розчини амоній хлориду, амоній сульфату, натрій гідроксиду, калій гідроксиду, фенолфталеїну, смужка лакмусового паперу, вода, вата.

! Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Дослід 1. Налийте в пробірку розчин амоній хлориду об'ємом 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Піднесіть до отвору пробірки вологий фенолфталеїновий папірець. Спостерігайте зміну забарвлення фенолфталеїну. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин амоній сульфату об'ємом 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину калій гідроксиду. Піднесіть до отвору пробірки смужку лакмусового паперу. Спостерігайте зміну його забарвлення. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Оформте результати досліджень у зошиті як таблицю. Сформулюйте загальний висновок.

Отже, **середні солі** — це клас неорганічних речовин, що є похідними кислот, у молекулах яких усі атоми Гідрогену заміщені на катіони металічних елементів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Середні солі** — це продукти заміщення всіх атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.
- **Назви середніх солей** походять від назви катіона металічного елемента з додаванням назви кислотного залишку.
- **Солі** — кристалічні речовини з високими температурами плавлення та кипіння, мають різне забарвлення, більшість без запаху. За розчинністю у воді їх поділяють на розчинні, малорозчинні й нерозчинні.
- **Середні солі** взаємодіють з металами, кислотами, лугами, кислотними оксидами й між собою. Розкладаються за нагрівання.





- **Соли барію** в розчинах визначають за допомогою сульфат-аніонів. Отже, **реактивом на катіон Барію Ba^{2+} є сульфат-аніон SO_4^{2-} .**
- **Соли амонію** в розчинах виявляють за допомогою гідроксид-аніонів. Отже, **реактивом на катіони амонію NH_4^+ є гідроксид-аніони OH^- .**



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть склад і назви солей.
2. Назвіть солі за їхніми формулами: $BaCl_2$, $Fe(NO_3)_3$, $Al_2(SO_4)_3$, KF , ZnS , Li_2SO_4 , Na_3PO_4 , $MgBr_2$.
3. Охарактеризуйте хімічні властивості середніх солей.
4. Допишіть праві частини рівнянь реакцій, доберіть коефіцієнти:
а) $HgCl_2 + Zn = \dots$; б) $BaBr_2 + H_2SO_4 = \dots$; в) $Cu(NO_3)_2 + NaOH = \dots$;
г) $(NH_4)_2SO_4 = \dots$.
5. Складіть рівняння реакцій за схемами:
а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl$;
б) $H_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3$.
6. Кальцій карбонат масою 12,5 г з масовою часткою домішок 0,2 піддали дії хлоридної кислоти. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що утворився.
7. Натрій сульфід масою 25,2 г прореагував з надлишком хлоридної кислоти. Обчисліть масу утвореної солі й об'єм газу (н. у.), що утворилися.
8. У трьох пробірках під шифрами є розчини натрій хлориду, барій хлориду й амоній хлориду. Поясніть, як довести, що в усіх трьох пробірках наявні хлориди, та якими реактивами необхідно скористатися, щоб визначити кожен з цих речовин. Складіть рівняння реакцій.



§ 32. КИСЛІ СОЛІ. ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ДЕЯКІ ЙОНИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати кислі солі;
- порівнювати склад і будову середніх і кислих солей;
- характеризувати хімічні властивості кислих солей; поширення солей у природі;
- складати рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кислих солей;
- досліджувати якісний склад солей.

Склад кислих солей. *Кислі солі* — це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів. Їх утворюють тільки багатоосновні кислоти. Наприклад, сульфатна й карбонатна кислоти утворюють гідрогенсульфати й гідрогенкарбонати — $KHSO_4$ й $NaHCO_3$, а ортофосфатна кислота може утворювати два види кислих солей:





дигідрогенортофосфати – NaH_2PO_4 , KH_2PO_4 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ та гідрогенортофосфати – Na_2HPO_4 , CaHPO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$.

Назви кислих солей. Ознайомимося зі схемою утворення назв кислих солей (рис. 54).

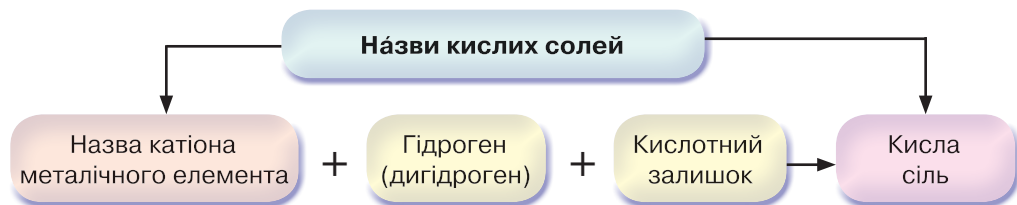
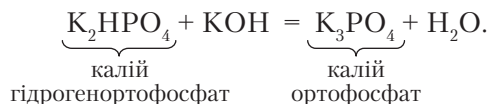
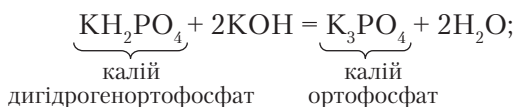


Рис. 54. Схема утворення назв кислих солей

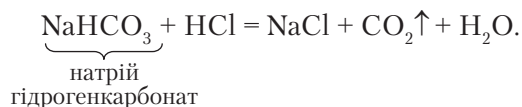
Назвемо деякі кислі солі за їхніми формулами: NaHCO_3 – натрій гідрогенкарбонат; NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенортофосфат; K_2HPO_4 – калій гідрогенортофосфат; KH_2PO_4 – калій дигідрогенортофосфат.

Усі дигідрогенортофосфати добре розчинні у воді, а гідрогенортофосфати – значно гірше.

Хімічні властивості. 1. Кислі солі, маючи у своєму складі атоми Гідрогену, реагують з лугами з утворенням середніх солей. Наприклад:

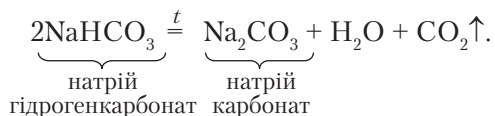


2. Взаємодія із сильними кислотами. Рівняння реакції:



Реакція відбувається, якщо із сильними кислотами реагують кислі солі слабких кислот.

3. Розклад за нагрівання:

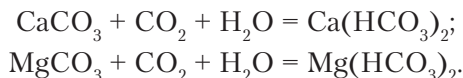


Унаслідок реакції утворюється середня сіль натрій карбонат, вода й виділяється газ.



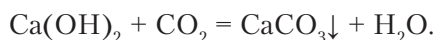


ВЗАЄМОПЕРЕТВОРЕННЯ СЕРЕДНІХ І КИСЛИХ СОЛЕЙ. Взаємоперетворення карбонатів. Відомо, що внаслідок різних природних процесів (дихання та гниття, горіння сухої трави), а також господарської діяльності людей в атмосферу потрапляє велика кількість карбон(IV) оксиду. Тому карбонати можуть перетворюватися на гідрогенкарбонати під час їхньої взаємодії з карбон(IV) оксидом за наявності води. Рівняння реакцій:



Перетворення кальцій карбонату на кальцій гідрогенкарбонат можна спостерігати й у лабораторних умовах. Проведемо дослід.

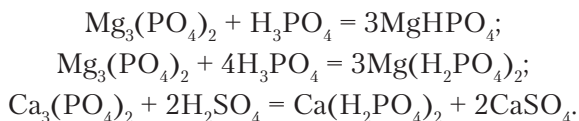
Дослід 1. Наллємо в пробірку вапняну воду об'ємом 2–3 мл. Опустимо в неї газовідвідну трубку й пропустимо карбон(IV) оксид, який виділяється під час реакції кальцій карбонату з хлоридною кислотою. Через деякий час у пробірці утворюється білий осад – кальцій карбонат. Відбулася реакція:



Дослід 2. Продовжимо пропускати карбон(IV) оксид крізь отриманий у досліді 1 осад. За декілька хвилин осад розчиняється. Утворився розчинний у воді кальцій гідрогенкарбонат. Рівняння реакції:

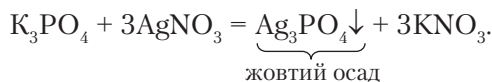


Взаємоперетворення ортофосфатів. Ортофосфати, як і карбонати, у реакціях з кислотами перетворюються на кислі солі. Так, залежно від співвідношення солі та кислоти, утворюються гідроген- або дигідрогенортофосфати:



Назвіть самостійно кислі солі, що утворилися під час реакцій.

Якісні реакції на деякі йони. Ортофосфат-аніон можна виявити за допомогою якісної реакції. Якщо до розчину солі ортофосфатної кислоти додати розчин аргентум(I) нітрату AgNO_3 , то спостерігатиметься випадання жовтого осаду Ag_3PO_4 . Рівняння реакції:



Отже, **реактивом на ортофосфат-аніон PO_4^{3-} є катіон Ag^+** . Щоб переконатися в цьому, проведемо лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 7. Виявлення в розчині ортофосфат-аніонів

Завдання. Дослідіть, як виявити ортофосфат-аніони в розчинах.

Обладнання та реактиви: дві пробірки, розчини натрій та калій ортофосфатів, аргентум(I) нітрату.



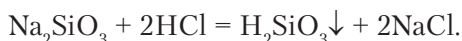


! Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Дослід. Налийте по черзі у дві пробірки розчини натрій та калій ортофосфатів об'ємом по 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм розчину аргентум(I) нітрату. Спостерігайте випадання осаду. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Оформте результати досліджень у зошиті як таблицю.

Серед силікатів розчинними є натрій та калій силікати. Силікат-аніон виявляють у розчинах за допомогою сильних кислот. Якщо до розчину натрій силікату додати хлоридну кислоту, то випаде осад білого кольору, який має здатність розчинитися в лугах. Рівняння реакції:



Реактивом на силікат-аніон є катіон Гідрогену.

Переконаємося в цьому, провівши лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 8. Виявлення в розчині силікат-аніонів

Завдання. Дослідіть, як виявити силікат-аніони в розчинах.

Обладнання та реактиви: дві пробірки, розчини натрій та калій силікатів, сульфатної кислоти, хлоридна кислота.

! Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Дослід 1. Налийте по черзі в першу пробірку розчин натрій силікату, у другу — калій силікату об'ємом по 1,5–2 мл і додайте такий самий об'єм: у першу пробірку — розчину сульфатної кислоти, у другу — хлоридної кислоти. Спостерігайте випадання осаду. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Дослід 2. До кожної пробірки з осадом долийте 1–2 мл розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте розчинення осадів. Складіть рівняння реакцій, зробіть висновок.

Оформте результати досліджень у зошиті як таблицю.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислі солі** — продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.
- **Назви кислих солей** утворюють від назви катіона металічного елемента з додаванням *гідроген (дигідроген)*, сполученого з назвою кислотного залишку.
- **Кислі солі** вступають у хімічну взаємодію з **лугами та сильними кислотами, розкладаються за нагрівання; середні та кислі солі взаємоперетворюються.**
- **Ортофосфати** можна виявити серед інших речовин у розчині за допомогою якісних реакцій. **Реактивом на ортофосфат-аніон PO_4^{3-} є катіон Ag^+ .**
- **Реактивом на силікат-аніон є катіон Гідрогену.**





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть солі за їхніми формулами: $Mg_3(PO_4)_2$, $NaHSO_4$, $FeCl_3$, K_2HPO_4 , NH_4NO_3 , $Ca(H_2PO_4)_2$, $(NH_4)_2SO_4$, $NaHCO_3$, $MgHPO_4$, K_2SiO_3 , Na_2CO_3 .
2. Допишіть праві частини рівнянь реакцій, доберіть коефіцієнти:
а) $NaH_2PO_4 + NaOH = \dots$; б) $K_2HPO_4 + KOH = \dots$; в) $Mg_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 = \dots$; г) $K_3PO_4 + AgNO_3 = \dots$.
3. Складіть рівняння реакцій за наведеною схемою:
 $Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4$
 $\downarrow \uparrow$
 $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3$.
4. Крізь розчин кальцій гідроксиду масою 22,2 г пропустили карбон(IV) оксид до повної взаємодії. Утворився кальцій карбонат масою 25 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
5. Натрій ортофосфат масою 40 г піддали дії аргентум(I) нітрату масою 102 г. Обчисліть масу аргентум(I) ортофосфату, що випав в осад.
6. На калій силікат масою 51,6 г подіяли сульфатною кислотою масою 42 г. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної силікатної кислоти.
7. На амоній хлорид масою 12 г подіяли натрій гідроксидом та отримали натрій хлорид масою 11,7 г. Обчисліть кількість речовини, якій відповідає така маса натрій хлориду, та об'єм амоніаку (н. у.), що утвориться під час реакції.



§ 33. СОЛІ, ЇХНЕ ПОШИРЕННЯ В ПРИРОДІ ТА ЗАСТОСУВАННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- пояснювати поширення солей у природі;
- характеризувати застосування солей неорганічних кислот.

Поширення солей у природі. Солі — це складні речовини, що найбільш поширені в природі. У великій кількості містяться в морських та океанічних, мінеральних і ґрунтових водах, ґрунтах, гірських породах і мінералах. Солі є в живих організмах, зокрема в клітинному соку рослин і тварин. В організмі людини — у складі макро- й мікроелементів стимулюють нервову та м'язову тканини, наявні в крові, слюзах і поті.

Найпоширенішими в природі є такі групи солей та їхні мінерали: хлориди, карбонати, силікати, сульфати, нітрати й ортофосфати. Усі вони набули широкого застосування в різних галузях промисловості та сільського господарства України.

Хлориди — солі хлоридної кислоти. У природі вони є в складі мінералів *сильвініту* (рис. 55, а) і *галіту* (рис. 55, в). Сильвініт містить зрощені кристали натрій та калій хлоридів $NaCl \cdot KCl$.

З хлоридів найчастіше застосовують *натрій хлорид* (рис. 55, б), передусім як харчовий продукт. Його використовують для підсолювання їжі, консервування овочів і фруктів.





Рис. 55. Мінерали: *a* — сильвініт; *б* — кристалічний натрій хлорид; *в* — галіт

Вам уже відомо про використання розчину натрій хлориду в медицині, а на багатьох високотемпературних виробництвах підсолюють питну воду, оскільки катіони Натрію регулюють водний баланс в організмі.

Як сировинні промислові продукти, натрій та калій хлориди використовують для добування лужних металів натрію та калію, їхніх гідроксидів і галогену хлору методом електролізу їхніх розплавів.

У лабораторних умовах за допомогою хлоридів виявляють катіони Аргентуму Ag^+ , наявність у розчинах катіонів Натрію Na^+ та Калію K^+ — за зміною забарвлення полум'я.



Пригадайте, на який колір змінюють забарвлення полум'я катіони Натрію та Калію.

Карбонати — середні солі карбонатної кислоти. Це мінерали *мармур*, *вапняк*, *крейда*. Унікальною за своєю красою та системою залів і галерей є Мармурова печера, розташована на плато гірського масиву Чатир-Даг у Криму (рис. 56, *a*). Усю печеру на окремі зали розділяють кристалічні утворення *сталактитів* (рис. 56, *б*), які нависають зверху вниз, ростучи зі стелі; *сталагмітів*, що ніби виростають з підлоги; і *сталагнатів*, які є поєднанням тих та інших, займаючи простір від підлоги до стелі.

У природі трапляються зрощені кристали кальцій та магній карбонатів, що входять до складу мінералу *доломіту*. Цинк і Ферум карбонати є складниками *гельмею* й *сидериту* відповідно.

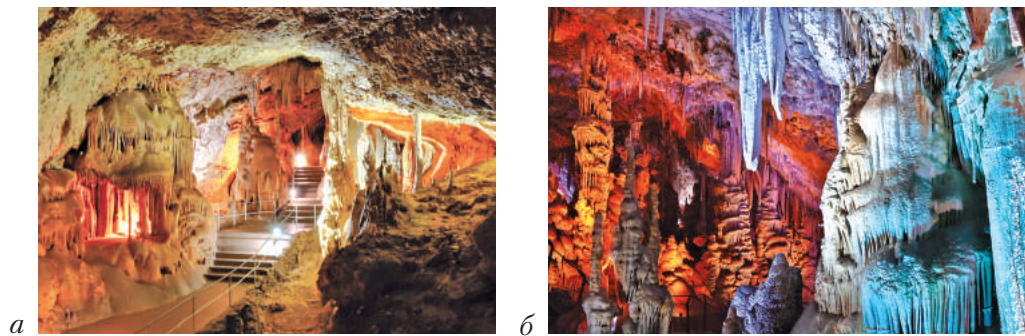


Рис. 56. Мармурова печера в Криму:
a — вхід у печеру; *б* — сталактити та сталагміти





Вапняк, що містить в основному кальцій карбонат, використовують як будівельний матеріал. Термічним розкладом з нього добувають кальцій оксид (*негашене вапно*), з якого виготовляють кальцій гідроксид (*гашене вапно*), що є основою будівельних сумішей. У сільському господарстві вапняком обробляють ґрунти, що мають високу кислотність.

З *мармуру* виготовляють «мінерал» — мармурову штукатурку, яку використовують для зовнішніх і внутрішніх робіт. У будівництві й архітектурі його застосовують як облицювальний та декоративний матеріал. З мармуру виготовляють скульптури, статуетки, різьблені барельєфи.

Крейдю використовують у паперовій та гумовій промисловості як наповнювач, у будівництві та під час ремонту приміщень. Вона входить до складу зубного порошку. Традиційним для українців є побілення хати крейдою.

Не менш важливим у виробництві є застосування натрій карбонату. Разом з кальцій оксидом він входить до складу шихти для виплавки віконного й інших видів стекол, для варіння мила й синтетичних мийних засобів. У побуті цією сіллю зм'якшують воду.

У лабораторіях за участю кальцій та натрій карбонатів добувають карбон(IV) оксид, проводять дослідження, що характеризують хімічні властивості солей.

Силікати — середні солі силікатної кислоти, у природі трапляються як слюда, сланці, є в глині. Поняття «слюда» охоплює групу мінералів, що мають шарувату будову. Найпоширеніші — *мусковіт*, *біотит*, *флогопіт* і *лепідоліт* (рис. 57).

Слюда є добрим ізолятором, що витримує високі температури й не змінює свої параметри. Ця властивість сприяла застосуванню слюди в електротехніці.

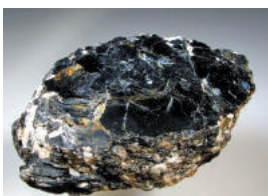
Деякі види слюди за нагрівання спікаються, утворюючи *вермикуліт*. Це готовий субстрат для вирощування рослин, який добре зберігає вологу й слугує мікроелементним добривом. Ґрунт, змішаний з вермикулітом, підвищує врожайність сільськогосподарських культур.

Слюдою облицьовують дерев'яні вироби, у меблевій гарнітурі вставляють «віконця». Добре розмелену слюду додають до рум'ян і пудри, що надає шкірі перламутрового блиску. Також слюда має лікувальні властивості.

Горючі сланці — корисні копалини, утворені осадовими породами, до складу яких входять органічні та неорганічні речовини. Мають шарувату будову. Згоряючи, виділяють велику кількість тепла, тому їх можна використовувати як висококалорійне паливо. Нині сланцеві поклади, на які багата Україна, не відіграють провідної ролі в економіці країни. Їх вважають альтернативним джерелом енергії, однак більшість сучасних дослідників дійшли висновку, що горючі сланці є паливом майбутнього.



а



б



в



г

Рис. 57. Види слюди: а — мусковіт; б — біотит; в — флогопіт; г — лепідоліт





Глина — гірська осадова порода, пластична, що містить у своєму складі різні глинисті матеріали. Її тип залежить від вмісту каолініту, гідрослюди й інших мінералів. Хімічні компоненти глини — це силіцій(IV) оксид (пісок — 30–70 %), алюміній оксид (10–40 %) і вода (5–10 %). Глини містять домішки ферум(II, III) оксиду, кальцій, калій, натрій, магній та титан(IV) оксидів. Залежно від вмісту домішок, вони мають різне забарвлення.



Рис. 58. Керамічні побутові вироби з глини

Глини використовують для ліплення різних побутових виробів — вазонів для квітів, різного посуду (рис. 58).



Довідайтеся більше про виготовлення художніх виробів з глини, подивившись відео «Творча майстерня» (режим доступу: <https://www.youtube.com/watch?v=736pbfXirPE>).

Випалені при високих температурах вироби з глини називають *керамічними*. Широко застосовують білу глину, з якої виготовляють порцеляновий та фаянсовий посуд, раковини умивальників, а також будівельні матеріали — вогнетривку цеглу й черепицю. Кольорові глини (жовті, сірі, червоні, зелені) у великій кількості застосовують для виготовлення облицювальної плитки, інших видів цегли й черепиці, гончарного посуду, статуєток тощо.

Глини завдяки їхній зв'язувальній властивості застосовують як складник формувальних сумішей для виготовлення ливарних форм.

Разом з каменем і деревом глини є будівельним матеріалом, що використовується для будівництва екологічно чистих будівель (мазанок). Крім того, їх застосовують під час виробництва фарб, цементу, мила, гуми, у паперовій промисловості.

З давніх-давен людству відомо, що глини мають лікувальні властивості, зокрема спричиняють антисептичну, очищувальну та протизапальну дію на організм людини.

Сульфати — солі, утворені сульфатною кислотою. У природних умовах це здебільшого кристалогідрати.



Пригадайте, які речовини називають *кристалогідратами*. Наведіть приклади відомих вам кристалогідратів.

Найпоширенішими з кристалогідратів є гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гірка сіль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, залізний купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Гіпс застосовують у будівельній справі, для оздоблення архітектурних споруд, у медицині для накладання гіпсових пов'язок у разі перелому кісток. *Мідний купорос* — як електроліт для відновлення міді, для покриття більш активних металів, щоб запобігти окисненню активного металу; для виготовлення мінеральних фарб. Розчин мідного купоросу використовують для протруювання насіння, щоб зберег-





ти його від гризунів, і виготовлення бордоської рідини; для обприскування дерев і кущів, щоб запобігти грибковим хворобам, ним просочують деревину. *Глауберову сіль* застосовують у медицині як проносний засіб, а *гірку сіль* — з такою ж метою під час отруєння сполуками важких металів. *Залізний купорос*, як і мідний, — для боротьби зі шкідниками рослин, для виробництва фарб. *Цинковий купорос* є добрим антисептиком, також його застосовують як мікродобриво.

Крім кристалогідратів, застосування отримали *натрій, калій та магній сульфати*: натрій сульфат — у виробництві стекол, калій сульфат — як калійне добриво, магній сульфат — у паперовій та текстильній промисловості.

Нітрати — солі нітратної кислоти, у природі трапляються рідко. Відомі натрій, калій, амоній та кальцій нітрати, які мають технічні назви — *селітри*.



Складіть самостійно формули цих сполук.

Натрієву селітру ще називають *чилійською*, а кальцієву — *норвезькою*. Здебільшого нітрати використовують як мінеральні добрива. Крім того, у виробництві чорного пороху та вибухових речовин, а також сірників. Очищений від домішок натрій нітрат застосовують як консервант для м'ясних продуктів.

Завдяки аргентум(I) нітрату виготовляють фото- й рентгенівські плівки, а в медицині діагностують захворювання внутрішніх органів. Його ж використовують для посріблення багатьох металевих виробів. У лабораторних умовах застосовують для виявлення хлоридної кислоти та хлоридів.

Ортофосфати — солі ортофосфатної кислоти. У природі трапляються в складі гірських порід фосфоритів та апатитів. *Фосфорити* містять кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ з різними домішками. Їх використовують як фосфорні добрива та для виробництва ортофосфатної кислоти. *Апатит*, хімічна формула якого — $\text{Ca}_5[\text{PO}_4]_3(\text{F}, \text{Cl}, \text{OH})$, що, як бачимо з формули, має у своєму складі Хлор, Флуор і гідроксид-аніон, може вміщувати й карбон(IV) оксид. Апатитами є мінерали *берил, альбіт, московіт* тощо.

Морська вода — джерело найрізноманітніших розчинних у воді солей. Це, зокрема, натрій, магній, калій та кальцій хлориди; натрій, калій та магній сульфати; натрій, калій, кальцій броміди та йодиди.

Отже, солі — поширені в природі сполуки, які набули широкого застосування в господарстві України.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Солі** — найпоширеніші в природі речовини. Вони є в морських, океанічних, мінеральних і ґрунтових водах, ґрунтах, гірських породах і мінералах. Входять до складу живих організмів та організму людини.
- **Найпоширеніші групи** солей та їхні мінерали: **хлориди, карбонати, силікати, сульфати, нітрати, ортофосфати**.
- **Хлориди** входять до складу мінералів сільвініту $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ та галіту.
- **Карбонати** в природі трапляються як мінерали **мармур, вапняк, крейда, доломіт** (зрощені кристали кальцій та магній карбонатів). Цинк і ферум карбонати є складниками **гельмею** й **сидериту** відповідно.
- **Силікати** в природі трапляються у формі **слюди, горючих сланців, глини**. Слюда — це група мінералів шаруватої будови, з яких найпоширеніші — **мусковіт, біотит, флогопіт, лепідоліт**.





- **Сульфати** в природних умовах трапляються як різні кристалогідрати: **гіпс** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **мідний купорос** $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, **глауберова сіль** $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, **гірка сіль** $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, **залізний купорос** $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- **Нітрати** — солі нітратної кислоти, у природі трапляються рідко. Відомі натрій, калій, амоній та кальцій нітрати, технічні назви яких — **селітри**.
- **Ортофосфати** в природі трапляються в складі **фосфоритів** та **апатитів**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Наведіть приклади груп солей, найбільш поширених у природі.
2. Поясніть поширення в природі та застосування: а) хлоридів; б) карбонатів; в) силікатів; г) сульфатів; г) нітратів; д) ортофосфатів.
3. Глина містить у своєму складі алюміній оксид з масовою часткою 25 %. Обчисліть масу алюміній оксиду, що можна виділити з глини масою 500 кг.
4. Обчисліть масову частку кальцій сульфату в складі гіпсу.
5. На амоній сульфат масою 13,2 г подіяли надлишком калій гідроксиду. Обчисліть масу солі й об'єм газу (н. у.), що утворилися внаслідок реакції. Назвіть сіль і газ.
6. Натрій силікат масою 61 г піддали дії хлоридної кислоти, що містить HCl масою 39 г. Обчисліть маси утворених продуктів. Назвіть продукти реакції.
7. Кальцій карбонат кількістю речовини 0,4 моль прореагував із силіцій(IV) оксидом кількістю речовини 5 моль. Обчисліть масу й об'єм (н. у.) утворених продуктів реакції. Назвіть речовини, що утворилися.



§ 34. ДОСЛІДЖЕННЯ ЯКІСНОГО СКЛАДУ СОЛЕЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати*, що таке *експеримент* та *експериментальний метод* у природознавстві та хімії зокрема;
- *характеризувати* типи експериментальних задач;
- *знати* ознаки перебігу якісних реакцій на катіони металічних елементів і амоній-іон та аніони.

ЕКСПЕРИМЕНТ ТА ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИЙ МЕТОД. Усі природничі дисципліни, вивчаючи природні явища, застосовують певні дослідження в природних або штучно створених (лабораторних) умовах. Метою експерименту є відтворення деяких процесів і встановлення взаємозв'язків між досліджуваними явищами. Експеримент належить до наукового методу, за допомогою якого можна багаторазово відтворити дослідження й перевірити достовірність його результатів.

У хімії *експеримент* — це цілеспрямований вплив на досліджуваний об'єкт для виявлення тих чи інших ознак, властивостей, процесів. Щоб проведення експерименту було успішним, потрібно застосувати вміння *спостерігати*, *аналізувати спостереження* та *робити висновки*.





У межах навчальної програми використовуємо *шкільний учнівський експеримент*, що передбачає проведення демонстраційних і лабораторних дослідів і виконання практичних робіт. Важливим його складником є *розв'язування експериментальних задач*.

Вивчаючи хімію, ви ознайомилися з певними типами експериментальних задач. Це задачі на вивчення властивостей та розпізнавання речовин, зокрема за якісними реакціями, дослідження якісного складу та добування речовин, установлення генетичних зв'язків, пояснення спостережень (табл. 18).

Таблиця 18

Типи експериментальних задач і приклади таких задач

Тип задачі	Приклад експериментальної задачі
1. Вивчення властивостей речовин.	Дослідіть експериментально хімічні властивості амфотерних гідроксидів на прикладі цинк та алюміній гідроксидів.
2. Розпізнавання речовин за їхніми характерними властивостями.	У трьох пронумерованих пробірках наявні хлоридна кислота, розчин натрій гідроксиду й вода. Визначте експериментально кожен з цих речовин.
3. Розпізнавання речовин за якісними реакціями.	У трьох пронумерованих пробірках є розчини солей: Барію, Феруму(2+) та амонію. Визначте за допомогою якісних реакцій кожен з них.
4. Дослідження якісного складу речовин.	Дослідіть експериментально, що видана вам речовина є амоній хлоридом.
5. Добування речовин.	Запропонуйте три способи добування алюміній хлориду. Складіть рівняння реакцій.
6. Здійснення ланцюгів перетворень.	Дослідіть хімічні перетворення, подані схемою: $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4$.
7. Пояснення спостережуваних явищ.	Поясніть, чому в разі доливання кислоти до підфарбованого фенолфталеїном розчину натрій гідроксиду відбувається знебарвлення розчину.

Для успішного проведення практичної роботи пригадаємо якісні реакції на катіони (табл. 19).

Таблиця 19

Якісні реакції на катіони

Катіон	Рівняння реакції	Характерна ознака
Ba^{2+}	$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$	Білий осад, нерозчинний у кислотах.
Fe^{2+}	$Fe(NO_3)_2 + 2KOH = Fe(OH)_2 \downarrow + 2KNO_3$	Зеленувато-білий осад, що набуває бурого кольору.
Fe^{3+}	$Fe(NO_3)_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3KNO_3$	Бурий осад.
NH_4^+	$NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_3 \uparrow + H_2O$	Виділяється газ з різким запахом.





Якісні реакції на аніони в деяких випадках дублюють якісні реакції на катіони (табл. 20).

Таблиця 20

Якісні реакції на аніони

Аніон	Рівняння реакції	Характерна ознака
Cl^-	$\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Білий сирнистий осад.
SO_4^{2-}	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$	Білий осад, нерозчинний у кислотах.
CO_3^{2-}	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	Виділяється вуглекислий газ.
PO_4^{3-}	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{NaNO}_3$	Жовтий осад.

Використання експериментального методу вивчення речовин сприяє застосуванню теоретичних знань на практиці, формує вміння та навички правильного поводження з речовинами не тільки в хімічній лабораторії, а й у побутових, виробничих та інших, іноді непередбачуваних умовах.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Експеримент** — цілеспрямований вплив на досліджуваний об'єкт для виявлення тих чи інших ознак, властивостей та процесів. Формує вміння **спостерігати, аналізувати й робити висновки**.
- **Шкільний учнівський експеримент** передбачає проведення демонстраційних і лабораторних дослідів і практичних робіт. Його особливістю є **розв'язування експериментальних задач**.
- Типи експериментальних задач — задачі на **вивчення властивостей та розпізнавання, дослідження якісного складу й добування речовин, установлення генетичних зв'язків і пояснення спостережень**.
- Для успішного розв'язання експериментальних задач треба знати **якісні реакції на катіони й аніони**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте поняття «експеримент», «шкільний хімічний експеримент».
2. Охарактеризуйте типи експериментальних задач у хімії.
3. Установіть відповідність між катіонами й аніонами для якісного визначення речовин.

А Ba^{2+}	1 NO_3^-
Б Al^{3+}	2 CO_3^{2-}
В Ca^{2+}	3 SO_4^{2-}
Г Ag^+	4 OH^-
	5 PO_4^{3-}





4. Установіть відповідність між катіонами, аніонами й ознаками реакцій для якісного визначення речовин.
- | | | |
|---------------------------|-----------------------------|--|
| A Ba^{2+} | 1 OH^- | I жовтий осад |
| Б Cu^{2+} | 2 SO_4^{2-} | II бурий осад |
| В Fe^{3+} | 3 Cl^- | III білий нерозчинний у кислотах осад |
| Г Ag^+ | 4 PO_4^{3-} | IV синій осад |
5. Складіть рівняння реакцій взаємодії: а) кальцій нітрату з натрій карбонатом; б) калій ортофосфату з аргентум(I) нітратом; в) барій хлориду з калій сульфатом; г) алюміній хлориду з натрій гідроксидом; г) калій сульфідом з аргентум(I) нітратом; д) цинк нітрату з натрій гідроксидом.
6. Барій нітрат кількістю речовини 0,3 моль повністю прореагував з натрій сульфатом. Обчисліть масу осаду, що утворився. Назвіть речовину, що випала в осад.
7. Ферум(III) хлорид масою 18 г прореагував з натрій гідроксидом масою 12 г. Обчисліть масу та кількість речовини ферум(III) гідроксиду й масу утвореного натрій хлориду.



§ 35. ПРАКТИЧНА РОБОТА 1. ДОСЛІДЖЕННЯ ЯКІСНОГО СКЛАДУ СОЛЕЙ



Виконавши цю роботу, ви зможете:

- *закріпити вміння та набуті навичок* самостійно виконувати досліди; використовувати теоретичні знання про якісні реакції для солей;
- *проводити* якісні реакції й визначати в розчинах йони Феруму(2+), Феруму (3+), Барію, амонію, силікат- й ортофосфат-іони;
- *аналізувати* результати досліджень;
- *складати* рівняння якісних реакцій, характерних для солей; звіт про виконану роботу;
- *робити висновки* з проведених досліджень.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами й обладнанням і суворо дотримуйтеся їх.

Мета практичної роботи — засвоїти теоретичні знання на практиці, досліджувати якісний склад солей за допомогою якісних реакцій, набуті навичок безпечно працювати з речовинами.

Варіанти практичної роботи подані за зростанням складності завдань, відповідно до рівнів навчальних досягнень учнів.

I варіант

Завдання 1. У двох пробірках без написів є розчини натрій ортофосфату та ферум(II) хлориду. Визначте експериментально кожен з цих солей. Зробіть висновок.

Завдання 2. Проведіть якісну реакцію на силікат-аніон.

Завдання 3. Дослідіть за допомогою якісних реакцій склад барій хлориду.





II варіант

Завдання 1. У двох пробірках без написів містяться розчини натрій хлориду та натрій силікату. Визначте експериментально кожен з цих солей. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

Завдання 2. Доведіть, що видана вам сіль є ферум(II) сульфатом.

Завдання 3. У двох пробірках є розчини калій карбонату й натрій ортофосфату. Визначте за допомогою якісних реакцій кожен з цих речовин. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

III варіант

Завдання 1. У трьох пробірках без написів містяться розчини солей ферум(II) хлориду, ферум(III) нітрату й алюміній хлориду. Дослідіть за допомогою якісних реакцій на катіони кожен з цих речовин. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

Завдання 2. Доведіть, що видана вам сіль є ферум(III) сульфатом.

Завдання 3. Добудьте за допомогою реакції обміну натрій силікат і барій хлорид і доведіть наявність силікат-аніонів і катіонів Барію.

IV варіант

Завдання 1. У чотирьох пробірках без написів містяться розчини солей цинк хлориду та ферум(III) хлориду, алюміній сульфату й амоній сульфату. Дослідіть за допомогою якісних реакцій на катіони кожен з цих речовин. Опишіть спостереження. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок.

Завдання 2. Доведіть, що видана вам сіль є барій хлоридом.

Завдання 3. Добудьте за допомогою реакції обміну барій(II) хлорид, ферум(III) хлорид та амоній сульфат. Доведіть експериментально наявність у добутих речовинах катіонів Барію, Ферум(3+) та амонію.

Оформте результати досліджень у зошиті для практичних робіт.

Зробіть висновок про те, яких практичних умінь ви набули в процесі виконання практичної роботи.





ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ВІДОМОСТІ ПРО МЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЇХНІ СПОЛУКИ

МЕТАЛИ — прості речовини, утворені металічними елементами.

ЛУЖНІ метали —
утворені металічними
елементами головної підгрупи
I групи.

**ЛУЖНОЗЕМЕЛЬНІ
метали** —
утворені металічними елементами
головної підгрупи II групи (крім Be і Mg).

КЛАСИФІКАЦІЯ ОКСИДІВ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

ОСНОВНІ

АМФОТЕРНІ

КИСЛОТНІ

**ЗАСТОСУВАННЯ НАТРІЮ, КАЛІЮ, ЛІТІЮ, КАЛЬЦІЮ, АЛЮМІНІЮ, ЗАЛІЗА
ТА ЇХНІХ СПЛАВІВ, МІДІ ТА ЇЇ СПЛАВІВ** — § 28, с. 136–140.

ЛУГИ

ОСНОВИ

НЕРОЗЧИННІ

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

- Зміна забарвлення індикаторів:
лакмус — **синій**;
метилевий оранжевий — **жовтий**;
фенолфталеїн — **малиновий**.
- Взаємодія з **кислотними оксидами**:
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
- Взаємодія з **кислотами**:
 $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- Взаємодія із **солями**:
 $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.

- Взаємодія з **кислотами**:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Розклад за **нагрівання**:
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$.





ПОРІВНЯЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА ВЛАСТИВОСТЕЙ АЛЮМІНІЮ ТА ЗАЛІЗА

АЛЮМІНІЙ

ЗАЛІЗО

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Метал сріблясто-білого кольору з металічним блиском, легкий, легкоплавкий, ковкий, електро- й теплопровідний.

Сріблясто-білий метал із сіруватим відтінком, важкий, тугоплавкий, пластичний, ковкий, електро- й теплопровідний, намагнічується.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

- Взаємодія з **неметалами**:
 - киснем: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$;
 - вуглецем: $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$.
- Взаємодія з **водою**, якщо зняти окисну плівку: $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$.
- Взаємодія з **кислотами**: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$.
- Взаємодія із **солями** в розчині: $2\text{Al} + 3\text{CuSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Cu}$.
- Взаємодія з **оксидами** металічних елементів: $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$.
Алюмінотермічний метод відновлення металів.

- Взаємодія з **неметалами**:
 - киснем: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 - горіння в хлорі: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$.
- Взаємодія з **водою** за наявності кисню та нагрівання: $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$.
- Взаємодія з **кислотами**: $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
- Взаємодія із **солями** в розчині: $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$.
Реакція відбувається, якщо метал активніший за той, що входить до складу солі.

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ

$$\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \underbrace{\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow}_{\text{зеленувато-білий осад}} + 2\text{NaCl};$$

$$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \underbrace{\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow}_{\text{бурий осад}} + 3\text{NaCl}.$$

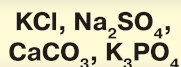
Реактивом на катіони Феруму Fe^{2+} і Fe^{3+} є аніон OH^- .



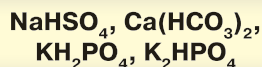


СОЛІ — продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.

СЕРЕДНІ — продукти повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.



КИСЛІ — продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.





ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

СЕРЕДНІХ

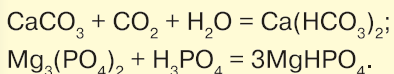
1. Взаємодія з **металами**:
 $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.
2. Взаємодія з **кислотами**:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. Взаємодія з **лугами**:
 $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
4. Взаємодія з **кислотними оксидами**:
 $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
5. Розклад за **нагрівання**:
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
6. Взаємодія **між собою**:
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$.

КИСЛИХ

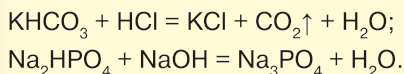
1. Взаємодія з **лугами**:
 $\text{KH}_2\text{PO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
2. Взаємодія з **кислотами**:
 $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. Розклад за **нагрівання**:
 $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

ВЗАЄМОПЕРЕТВОРЕННЯ СОЛЕЙ

Середніх на кислі:



Кислих на середні:



ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ Ba^{2+} і NH_4^+

Реактивом на катіон Ba^{2+} є сульфат-аніон SO_4^{2-} :
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.

Реактивом на катіон NH_4^+ є гідроксид-аніон OH^- . Виділяється газ з різким запахом — амоніак:
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.





§ 36. ПОНЯТТЯ ПРО ЖОРСТКІСТЬ ВОДИ ТА СПОСОБИ ЇЇ УСУНЕННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати види жорсткості води та способи її усунення;
- пояснювати чинники, що впливають на жорсткість води; процеси, що відбуваються під час усунення жорсткості води; вплив жорсткої води на здоров'я людини, побутові прилади й комунікації;
- складати рівняння реакцій, що усувають карбонатну та некарбонатну жорсткість води.

Жорсткість води. Вивчаючи середні та кислі солі, ви ознайомилися із солями Кальцію та Магнію. Дослідженнями вод деяких морів, водоймищ і джерел виявлено, що в ній може бути надмірна кількість розчинних гідрогенкарбонатів, зокрема Кальцію та Магнію. Саме катіони Ca^{2+} і Mg^{2+} створюють *жорсткість* води, що сягає до 10 ммоль у літрі води. У дощовій воді вміст цих сполук приблизно в 5 разів менший. Крім гідрогенкарбонатів, у жорсткій воді наявні й розчинні хлориди й сульфати Кальцію та Магнію.

Залежно від того, які солі наявні у воді, розрізняють два види її жорсткості (рис. 59).

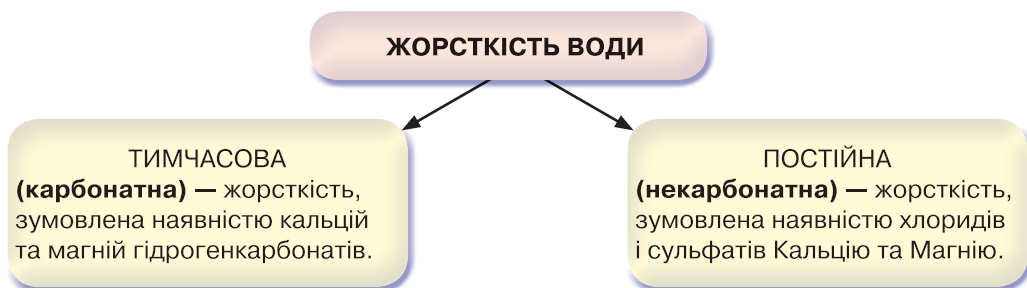


Рис. 59. Види жорсткості води

Способи усунення жорсткості води. Найпростіший спосіб усунення *тимчасової* (карбонатної) жорсткості води — її *кип'ятіння*. Ви неодноразово бачили, як на внутрішній поверхні чайників утворюється *вапняний накип*. Це і є ті нерозчинні у воді карбонати, що випадають в осад за кип'ятіння.



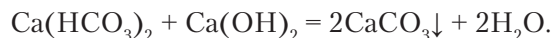
Пригадайте взаємоперетворення карбонатів (§ 32) і складіть самостійно рівняння реакції перетворення кальцій гідрогенкарбонату на кальцій карбонат.

Подібно до того як перетворюється кальцій гідрогенкарбонат, під час кип'ятіння води відбувається перетворення магній гідрогенкарбонату на магній карбонат. Рівняння реакції:

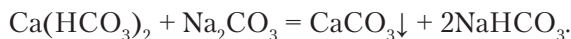




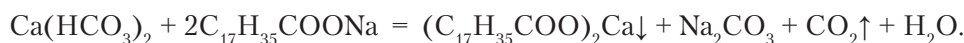
Тимчасову (карбонатну) жорсткість можна усунути, якщо подіяти *вапняним молоком* $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Відбувається реакція:



Карбонати випадають в осад і під дією *кальцинованої соди*:

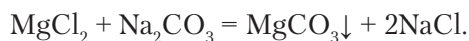
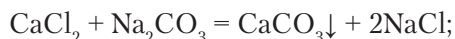


Вам відомо, що для прання використовують *мило* — натрієву сіль стеаринової кислоти. При додаванні мила до води відбувається реакція обміну катіонів Кальцію, що є у воді, на катіони Натрію, що містяться в милі. Унаслідок цього в осад випадає нерозчинний кальцій стеариноат, що призводить до надмірного використання мила під час прання. Рівняння реакції:



Уважно проаналізуємо всі рівняння реакцій та переконаємося, що в кожному разі гідрогенкарбонати перетворюються на карбонати, які виводяться з розчину, утворюючи нерозчинні карбонати.

Постійну (некарбонатну) жорсткість усувають дією *кальцинованої соди*. Рівняння реакцій:



Складіть самостійно рівняння реакцій усунення некарбонатної жорсткості води за наявності в ній кальцій та магній сульфатів.

Додаючи до води одночасно кальциновану соду й вапно, усувають і тимчасову (карбонатну), і постійну (некарбонатну) жорсткість.

Воду з'якшують не тільки в побутових умовах, а й на великих підприємствах. Один із способів — використання *йонобмінних смол*, які містять катіони Натрію чи Калію, здатні обмінюватися на катіони Кальцію та Магнію.

Отже, суть процесу з'якшення води полягає у виведенні з розчину катіонів Кальцію та Магнію, які спричиняють її жорсткість.

Вплив жорсткої води на здоров'я людини. Доведено, що висока концентрація йонів Кальцію та Магнію у воді впливає насамперед на шкіру та волосся. Мило не завжди повністю очищає воду, тому на шкірі залишаються рештки карбонатів. Вони забивають пори, погіршуючи дихання шкіри. Як наслідок, виникають подразнення, висипи, прищі, лупа.

Від жорсткої води псується волосся: воно стає ламким, випадає, з'являється лупа. Тому після миття волосся важливо сполоскувати його кип'яченою водою.

Потрапляючи в надмірній кількості в організм людини, сполуки Кальцію та Магнію призводять до появи каміння в нирках і сечівниках, порушують роботу серцево-судинної системи, жовчних проток та опорно-рухового апарату, на стінках кишечника осідають шлаки тощо.

У домашніх умовах найефективнішим способом є використання фільтрів йонного обміну, які виробляє промисловість для побутового використання.



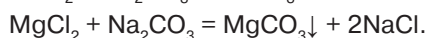
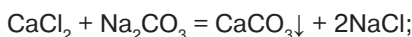


Використання жорсткої води спричиняє економічні затрати. На нагрівальних приладах осідає накип, що знижує електропровідність, а отже, зумовлює додаткове витрачання електроенергії. Унаслідок утворення накипу в парові котли та пральні машини можуть зламатися, з часом пристрої виходять з ладу.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Жорсткість води** зумовлена наявністю в ній катіонів Кальцію та Магнію.
- Розрізняють **тимчасову** (карбонатну) і **постійну** (некарбонатну) жорсткість води.
- **Тимчасова жорсткість** зумовлена наявністю у воді розчинних кальцій та магній гідрогенкарбонатів: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Її усувають кип'ятінням або хімічним способом за допомогою **вапняного молока** чи **кальцинованої соди**.
- **Постійна жорсткість** зумовлена наявністю у воді інших солей Кальцію та Магнію, зокрема хлоридів і сульфатів. Її усувають дією **кальцинованої соди**:



- **Жорстка вода** негативно впливає на здоров'я людини, викликаючи захворювання шкіри й волосся, нирок, серцево-судинної системи, жовчних проток, опорно-рухового апарату.
- Використання жорсткої води призводить до економічних затрат.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть причину жорсткості води.
2. Назвіть відомі вам види жорсткості води та способи її усунення.
3. Для охолодження багатьох реакторів і двигунів використовують воду. Обґрунтуйте, чи можна для цього використовувати жорстку воду. Підтвердьте відповідь рівняннями реакцій.
4. Відомо, що вапняне молоко для зм'якшення води можна приготувати кількома способами. Запропонуйте варіанти його отримання й обґрунтуйте, який з них економічно найвигідніший.
5. Кальцій карбонат масою 20 кг розклали за нагрівання. Унаслідок реакції його маса зменшилася на 2,2 кг. Обчисліть масу кальцій карбонату, яка розкладалася, і масу кальцій оксиду, що утворилася.
6. Кальцій гідрогенкарбонат кількістю речовини 0,2 моль піддали інтенсивному нагріванню. Обчисліть масу утвореного кальцій карбонату й об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.), що утворилися.
7. Некарбонатну жорсткість води, у якій містився кальцій сульфат масою 1,36 г, усунули кальцинованою содою масою 2 г. Обчисліть маси солей, що утворилися внаслідок реакції.





§ 37. МІНЕРАЛЬНІ ДОБРИВА. ПОНЯТТЯ ПРО КИСЛОТНІ ТА ЛУЖНІ ҐРУНТИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* чинники, що впливають на забезпечення зростання обсягів виробництва продукції рослинного походження для розв'язання продовольчої проблеми;
- *характеризувати* значення мінеральних добрив, хімічних засобів захисту рослин і тварин, стимуляторів росту, штучних кормів для збільшення обсягів виробництва тваринної сільськогосподарської продукції;
- *прогнозувати* рН середовища кислотних і лужних ґрунтів;
- *робити висновки* про роль хімії в розв'язанні продовольчої проблеми.

Хімія та продовольча проблема. Нині однією з глобальних проблем людства є забезпеченість людини продовольством, оскільки їжа підтримує життєдіяльність організмів. Через постійне зростання населення планети виникло питання, чи зможе людство забезпечувати себе продуктами харчування в майбутньому. На думку вчених, проблему можна розв'язати, якщо виробництво харчових продуктів у світі зросте в 3–4 рази. Щоб досягти цього, необхідно модернізувати сільське господарство.

Зробити це неможливо без застосування хімічних і біологічних знань. Відомо, що для збереження здоров'я потрібно вживати їжу природного походження. Тобто насамперед треба сконцентрувати увагу на виробництві рослинної та тваринної їжі. Модернізація сільського господарства полягає у створенні таких умов, які сприяли б росту та розмноженню рослин. З'ясуємо роль хімії в розв'язанні цієї проблеми.

Завдання хімії з підвищення виробництва рослинної продукції полягає в забезпеченні сільського господарства мінеральними й органічними добривами, хімічними засобами захисту рослин і тварин, стимуляторами росту, штучними кормами й новими продуктами.

Виробництво мінеральних добрив. Для підвищення врожайності сільськогосподарських культур використовують *мінеральні добрива* — речовини, які містять найважливіші хімічні елементи, що впливають на ріст і розвиток рослин, збільшуючи їхню врожайність.

Передусім — це *солі*, що містять макро- й мікроелементи, які рослини поглинають у формі йонів. Вони утворюються внаслідок дисоціації солей, що містяться в ґрунтовому розчині. Рослини у великих кількостях використовують *макроелементи*, особливо Нітроген, Фосфор і Калій. Крім них, до макроелементів належать Оксиген, Карбон, Сульфур, Магній, Кальцій та Гідроген.

З'ясуємо, як Нітроген, Фосфор і Калій впливають на рослини.

Нітроген — елемент, що входить до складу молекул амінокислот і білків. Нестача його в ґрунті сповільнює утворення зеленої маси, що, відповідно, впливає на майбутній урожай. Вам відомо, що зелена маса рослин розвивається навесні. Якраз тоді потрібно вносити в ґрунт *нітратні добрива* — добрива, що





містять Нітроген). Рослини, яким бракує Нітрогену, мають блідо-зелені, а іноді й жовті листки.

Фосфор — елемент, потрібний для росту та розвитку рослин, оскільки він є в нуклеїнових кислотах, а ті беруть участь в усіх окисно-відновних процесах рослин. Потрібний також під час цвітіння та плодоношення рослин, тобто для розвитку їхніх репродуктивних органів.

Калій — елемент, що стимулює процес фотосинтезу, а отже, сприяє утворенню глюкози, крохмалю, целюлози в клітинах рослин. Під час негоди злакові культури вилягають, що ускладнює їхній ріст і збір урожаю. Цей елемент зміцнює стебла злакових, сприяє накопиченню крохмалю в картоплі, сахарози в цукровому буряку.

Мікроелементи — елементи, яких рослини потребують мало, але вони впливають на засвоєння макроелементів. До них належать Ферум, Купрум, Цинк, Манган, Бор та ін. Наприклад, Бор і Манган сприяють кращому засвоєнню Нітрогену, Фосфору та Калію; Манган, Купрум і Цинк пришвидшують окисно-відновні процеси тощо.

Класифікацію мінеральних добрив зображено на схемі *рис. 60*.

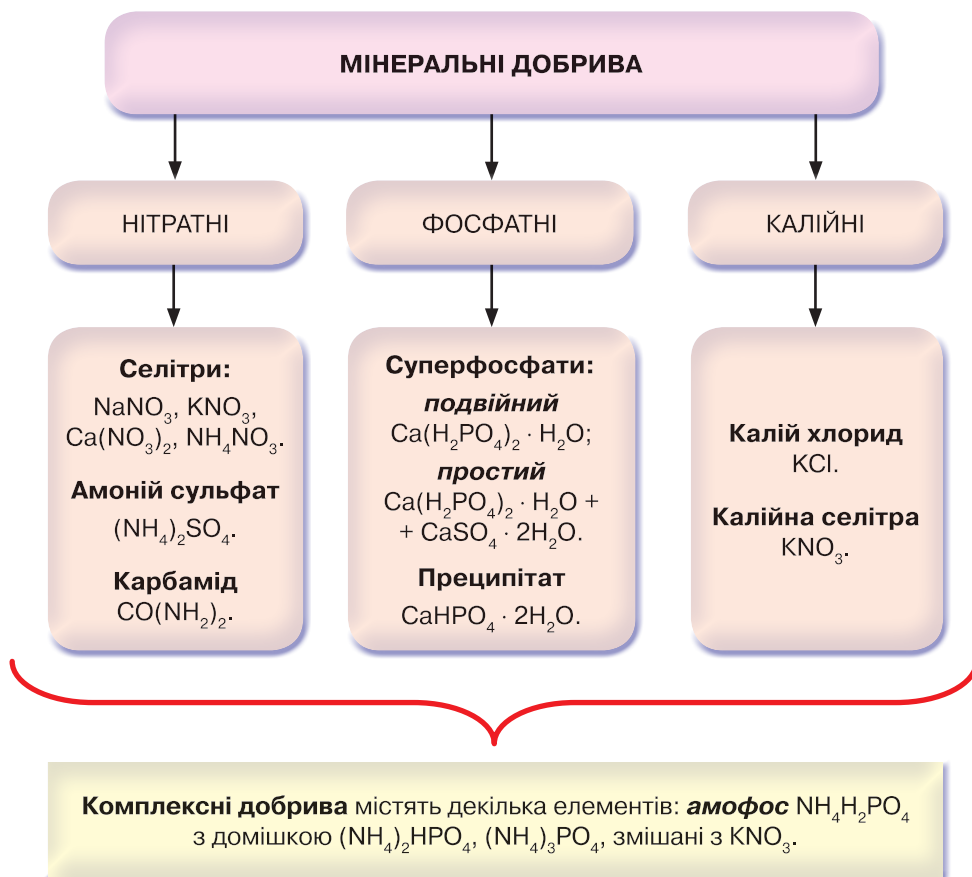


Рис. 60. Схема класифікації мінеральних добрив





Кислотні та лужні ґрунти. На розвиток коріння та ріст рослин значною мірою впливає реакція середовища ґрунту, або його рН. Найчастіше рН ґрунтів вимірюють у діапазоні від 3 до 9. Залежно від цього показника, середовище ґрунтових розчинів може бути кислотним, нейтральним або лужним.

Кислотність ґрунту визначають надмірним вмістом у ґрунтовому розчині катіонів Гідрогену H^+ , рН становить менше 7. У *кислотних ґрунтах* розрізняють актуальну та потенційну кислотність. Під час біохімічних процесів у ґрунті утворюються органічні кислоти й вуглекислий газ, а внаслідок його взаємодії з водою — карбонатна кислота. Наявні кислоти, дисоціюючи, утворюють йони Гідрогену, які підкислюють ґрунт. Під час гідролізу солей Алюмінію та Феруму теж утворюються кислоти, здатні дисоціювати на катіони Гідрогену.



Складіть самостійно рівняння реакції гідролізу алюміній хлориду й переконайтеся в утворенні хлоридної кислоти.

Висока кислотність ґрунту негативно впливає на рослини. Щоб її нейтралізувати, застосовують *вапнування ґрунту* — внесення вапняку, вапняного борошна, крейди, мергелю або гашеного вапна. Нині також поширені способи використання відходів. Зокрема, для зниження кислотності ґрунту використовують відходи виробництва цукру, які містять кальцій карбонат і попіл.

Для *лужних ґрунтів* характерною є надмірна кількість гідроксид-аніонів у ґрунтовому розчині, рН такого ґрунту становить 7,5–8,5. Дуже лужні ґрунти вкрай погано впливають на врожайність. Крім того, погіршуються його фізичні властивості та водний режим. Зменшення вмісту гідроксид-іонів досягають *гіпсуванням*, тобто внесенням у ґрунт гіпсу. Під час взаємодії кальцій сульфату з катіонами Натрію утворюється натрій сульфат — сіль, яка добре розчинна у воді та легко вимивається з ґрунту.

Найкраще середовище для розвитку рослин — нейтральне, коли рН вимірюється в межах 5,5–7,5.

Щоб підтримувати високу врожайність сільськогосподарської продукції, необхідно стежити за кислотністю ґрунтів на присадибній ділянці.



Пригадайте з курсу хімії 9 класу, як виміряти рН продуктів харчування та мінеральних вод.

Звичайно, для цього можна використати лакмусовий індикатор і зіставити його зі шкалою кислотності, що продається у формі кольорових рН-смужок. Однак такий спосіб визначення кислотності складний та не завжди точний. Він вимагає виготовлення ґрунтового розчину, незіпсованого індикатора та сприйняття кольору людиною.

Є біологічний спосіб визначення кислотності за допомогою рослин-індикаторів (рис. 61). Наприклад, на кислотних ґрунтах добре ростуть подорожник, хвощ польовий, калужниця болотна, яглиця, щавель кінський; на нейтральних — пирій повзучий, конюшина, кропива, осот польовий, мати-й-мачуха; лужні ґрунти покриваються червоними маками, гірчицею, живокостом, молочаєм тощо. Знову ж таки, чекаючи, коли зацвітуть на ділянці ці рослини-бур'яни, можна втратити частину врожаю.



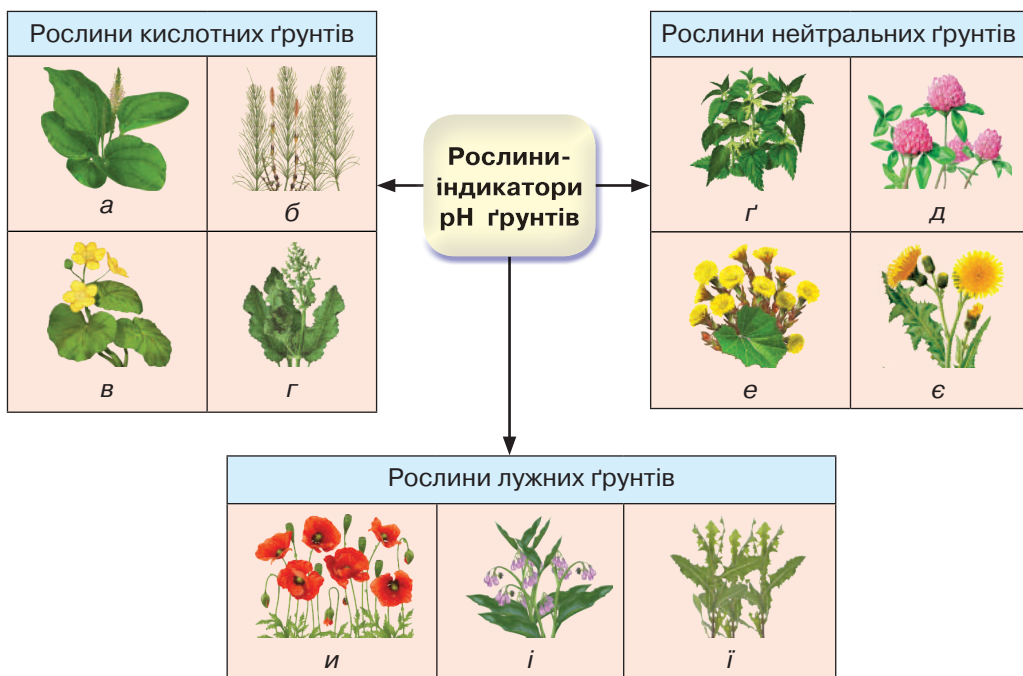


Рис. 61. Рослини-індикатори кислотності ґрунту: а – подорожник; б – хвощ польовий; в – калужниця; г – щавель кінський; г – кропива; д – конюшина; е – мати-й-мачуха; є – осот польовий; и – мак; і – живокіст; ї – молочай

Нині є надійні засоби для вимірювання кислотності як у лабораторіях, так і для домашнього користування. Це рН-тестери, за допомогою яких швидко та професійно можна визначити кислотність ґрунту на присадибній ділянці чи грядці, штучно створеній на підвіконні.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Мінеральні добрива** — це речовини, які містять найважливіші хімічні елементи, що впливають на ріст і розвиток рослин, збільшуючи їхню врожайність.
- **Нітроген, Фосфор і Калій** — **макроелементи**, які рослини використовують у великих кількостях.
- До **мікроелементів** належать елементи, які рослини використовують в малих дозах, але вони впливають на засвоєння рослиною макроелементів. Це Ферум, Купрум, Цинк, Манган, Бор та ін.
- **Нітратні добрива, або селітри**, містять у своєму складі Нітроген: NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 . Впливають на розвиток зеленої маси рослин.
- **Фосфатні добрива** містять елемент, необхідний під час росту та розвитку рослин. Це **суперфосфати: подвійний** $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ і **простий** $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$, особливо потрібний рослинам під час цвітіння та плодоношення.
- **Калійні добрива** містять у своєму складі Калій, який стимулює процес фотосинтезу, сприяє накопиченню поживних речовин і забезпечує стійкість стебел до вилягання. Використовують калій хлорид KCl та калієву селітру KNO_3 .
- **Комплексні добрива** — такі, що містять декілька елементів: **амофоска** — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ з домішкою $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, змішані з KNO_3 .





- На розвиток коріння та ріст рослин впливає **pH ґрунтів**. Залежно від цього показника, середовище ґрунтових розчинів може бути **кислотним, нейтральним** або **лужним**.
- **Кислотність ґрунту** визначають надмірним вмістом у ґрунтового розчині катіонів Гідрогену H^+ унаслідок утворення органічних і неорганічних кислот і вуглекислого газу під час біохімічних процесів у ґрунті.
- **Нейтралізують** кислотні ґрунти вапняком, вапняним борошном, крейдою, мергелем, гашеним вапном, відходами виробництва цукру, попелом.
- **Лужні** ґрунти характеризує надмірна кількість гідроксид-аніонів у ґрунтового розчині, pH становить 7,5–8,5. **Нейтралізують** гіпсуванням.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Охарактеризуйте мінеральні добрива: а) нітратні; б) фосфатні; в) калійні.
2. Поясніть вплив мінеральних добрив на ріст і розвиток рослин.
3. Натрій нітрат, який використовують як нітратне добриво, може не тільки бути корисним, а й завдавати шкоди. Висловіть своє судження щодо користі та шкоди цієї речовини. Підтвердьте відповідь рівняннями реакцій, де можливо.
4. Установіть відповідність між формулами та назвами добрив.

А $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	1 калієва селітра
Б $(NH_4)_2SO_4$	2 карбамід
В KNO_3	3 подвійний суперфосфат
Г $CO(NH_2)_2$	4 простий суперфосфат
	5 амоній сульфат
5. Обчисліть масову частку Нітрогену в амоній сульфаті.
6. Натрій ортофосфат кількістю речовини 0,4 моль повністю прореагував з кальцій хлоридом. Обчисліть маси продуктів реакції.
7. Нітратна кислота масою 126 кг прореагувала з амоніаком об'ємом 60 м^3 (н. у.). Обчисліть масу утвореного амоній нітрату.
8. Вам відомо, що для росту зеленої маси рослин використовують нітратні добрива: натрієву, калієву, кальцієву й амоніачну селітри, карбамід. Обчисліть та порівняйте, яке з цих добрив економічно найвигідніше вносити в ґрунт за вмістом Нітрогену в них.



§ 38. СУЧАСНІ СИЛІКАТНІ МАТЕРІАЛИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- називати сучасні силікатні матеріали;
- наводити приклади сучасних силікатних матеріалів;
- характеризувати склад, властивості та застосування силікатних матеріалів.

У § 33 ви ознайомилися з природними силікатами та частково вивчили їхнє застосування. Однак це не вичерпує всі можливості силікатної промисловості, без матеріалів якої неможливе життя людей. До матеріалів силікатної промисловості належать цемент, бетон, цегла, скло й кераміка. Сировиною для виробництва цих матеріалів є глина.



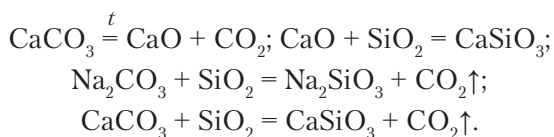


Пригадайте склад глини та її хімічні компоненти.

Завдяки різним хімічним компонентам глини вона здатна утворювати пластичну масу з водою. Цій масі можна надавати різної форми, яка зберігається після висихання виробу.

Розглянемо матеріали силікатної промисловості.

Скло. Є різні види стекол, залежно від їхнього застосування. Найпоширеніше за використанням — *віконне скло*. Для його виробництва потрібні вапняк CaCO_3 , кальцинована сода Na_2CO_3 та кварцовий пісок SiO_2 . У спеціальних печах їх нагрівають до температури 1500°C , карбонати спікаються з піском, унаслідок чого утворюється прозорий сплав складу $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Хімізм виробництва звичайного скла передають такими рівняннями реакцій:



Як бачимо зі складу скла, пісок потрібно брати в надлишку. Замінивши соду на інші карбонати, отримують стекла з іншими властивостями. Наприклад, заміною натрій карбонату на калій карбонат добувають *тугоплавке* скло складу $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Якщо ж до суміші додають різні оксиди металічних елементів, отримують *кольорове* скло. Зеленого кольору склу надає додавання хром(III) оксиду, синього — кобальт(II) оксиду, синьо-зеленого — купрум(II) оксиду. Додаючи порошок золота, виготовляють *рубінове* скло, а з калій карбонату, піску та плюмбум(II) оксиду — *кристаль*. З кришталевого скла грануванням виготовляють посуд. В оптиці — це матеріал для лінз і призми. У разі додавання до скломаси станум(IV) оксиду утворюється *емаль* — матеріал для посуду, прикрас, картин, вітражів (рис. 62).

Вам уже відомо, що лабораторний скляний посуд має бути стійким до нагрівання. З цією метою виготовляють *кварцове* скло. Чистий кварцовий пісок розплавляють і повільно охолоджують. Таке скло має здатність пропускати ультрафіолетові промені, тому з нього виробляють кварцові лампи.



Поясніть, де використовують кварцові лампи та з якою метою.

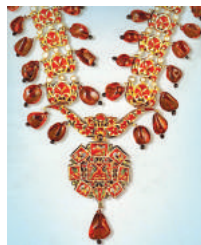


Рис. 62. Вироби з використанням емалі

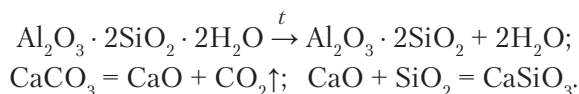




Для виробництва скляних виробів застосовують методи видування, пресування, прокатування й витягування. Усі ці операції виконують, коли скло перебуває в стані в'язкої маси, яка повільно охолоджується.

Скло використовують для виготовлення скловолокон і склониток. Виготовлені з них тканини добрі тепло- й електроізолятори. Крім того, для передавання зображень і звуків у кабельному телебаченні й телефонному зв'язку використовують світловоди. У медицині й косметології застосовують прилади для діагностування хвороб внутрішніх органів, де використані склонитки. Із скловолоконна й пластмас виготовляють міцні склопластики.

ЦЕМЕНТ. Цей матеріал виробляють з глини та вапняку, які мають великий вміст силіцій(IV) оксиду. Під час нагрівання суміші відбувається зневоднення каолініту, розкладання вапняку й утворення кальцій силікатів та алюмосилікатів. Рівняння реакцій:



Речовини, що утворюються під час реакцій, спікаються та перемелюються на порошок — *цемент*. З нього, додаючи пісок і воду, виготовляють будівельний розчин, який твердне з утворенням кам'янистої маси.

Силікатна промисловість України виробляє декілька сортів цементу: швидко-жорсткий, морозостійкий, жароміцний, бетон і залізобетон.

У будівельній справі широко використовують *бетон* — суміш щебеню, піску й цементу. Помістивши в бетон залізні стержні, отримують *залізобетон*, що є міцнішим від бетону. Його використовують для спорудження корпусів заводів і фабрик, електростанцій, мостів і гребель, будинків, панелей, балок тощо.

КЕРАМІКА. Керамічні вироби виготовляють з глини та різних мінеральних добавок. До цих виробів належать цегла, облицювальна плитка й черепиця, кахель, дренажні труби, порцеляна й фаянс, раковини для унітазів та умивальників, тиглі, ізолятори.

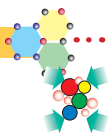
Сировиною для виготовлення керамічних виробів є біла глина, польовий шпат, кварцовий пісок (§ 33). Технологія вироблення кераміки дійшла до нас з глибини віків. Це формування, сушіння та випалювання виробів з глини.

Для надання декоративним і художнім виробам красивого оздоблення їх покривають глазур'ю або емаллю (рис. 63).



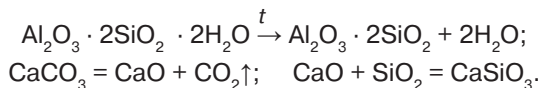
Рис. 63. Вироби з кераміки





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- До матеріалів силікатної промисловості належать **скло, цемент, бетон, цегла й кераміка**.
- **Сировиною** для виробництва цих матеріалів є глина.
- Для виробництва скла використовують **вапняк** CaCO_3 , **кальциновану соду** Na_2CO_3 , **кварцовий пісок** SiO_2 . За температури 1500°C карбонати спікаються з піском, утворюючи прозорий сплав складу $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.
- Залежно від складу компонентів та оксидів металічних елементів, розрізняють такі різновиди стекло: **тугоплавке, кварцове, кришталеве й кольорове**.
- **Цемент** — матеріал з глини та вапняку, які мають великий вміст силіцій(IV) оксиду. Під час нагрівання суміші відбуваються процеси, які відображають рівняння реакцій:



Перемелені на порошок спечені силікати утворюють цемент.

- **Бетон** — суміш щебеню, піску та цементу. Бетон із залізним каркасом називають **залізобетоном**. Їх використовують для спорудження корпусів заводів і фабрик, електростанцій, мостів і гребель, будинків, панелей, балок тощо.
- **Кераміка** — вироби з глини та різних мінеральних добавок. Це облицювальна плитка та черепиця, кахель, цегла, дренажні труби, порцеляна й фаянс, раковини для унітазів та умивальників, тиглі, ізолятори. Технологія вироблення кераміки полягає у формуванні, сушінні та випалюванні виробів з глини.
- Усі **силікатні матеріали** набули широкого застосування в господарстві України.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть матеріали, які виробляє силікатна промисловість.
2. Охарактеризуйте силікатні матеріали: а) скло; б) цемент; в) кераміку.
3. Поясніть застосування: а) скла; б) цементу; в) кераміки.
4. Дослідіть, які вироби силікатної промисловості використовують: а) у побуті; б) у хімічному кабінеті школи; в) на вулиці вашого проживання.
5. Масові частки калій, кальцій та силіцій(IV) оксидів становлять відповідно 18,43 %, 10,98 % і 70,59 %. Установіть і запишіть формулу скла. Назвіть його.
6. Кальцій карбонат масою 15 г прореагував з хлоридною кислотою масою 14,6 г. Обчисліть масу кальцій хлориду й об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.), що утворилися під час реакції.
7. У вас наявні три пробірки без написів з розчинами натрій карбонату, натрій силікату й натрій ортофосфату. Проведіть уявний експеримент з визначення цих солей, використавши два реактиви. Складіть рівняння реакцій.



§ 39. ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- називати речовини, що належать до основних класів неорганічних сполук;
- пояснювати взаємозв'язки між простими та складними речовинами, класами органічних сполук;
- складати схеми перетворень між основними класами неорганічних сполук; рівняння реакцій за наведеними схемами;
- робити висновки про внутрішньопредметні зв'язки на основі взаємоперетворень між простими та складними речовинами.

У курсі хімії 11 класу ви поглибили та повторили навчальний матеріал про хімічні речовини, набули досвіду практичної роботи з речовинами під час виконання лабораторних дослідів і практичних робіт, розширили свої знання про застосування неорганічних сполук у суспільному господарстві та їхнє добування в лабораторії та промисловості. Вивчаючи хімію, ви переконалися, що між речовинами існують взаємозв'язки. Їх називають **генетичними**, оскільки вони розкривають походження одних речовин від інших.

Ознайомимося зі схемою взаємоперетворень речовин (рис. 64).

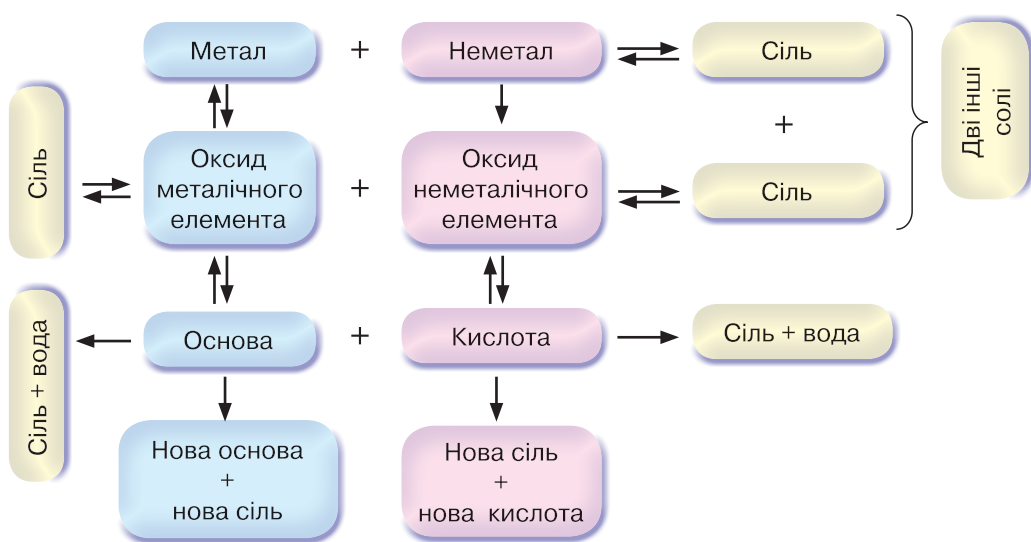
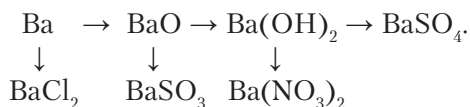


Рис. 64. Схема взаємоперетворень речовин

Наприклад, запишемо схему перетворень у вертикальному стовпці схеми, починаючи з металу, і в першому горизонтальному рядку:



Складіть самостійно рівняння реакцій за наведеною схемою, визначте якісну реакцію.





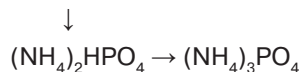
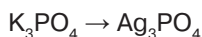
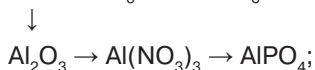
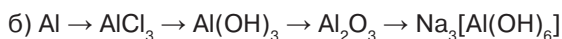
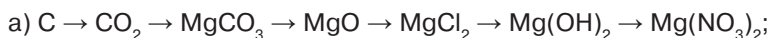
ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Між речовинами існують **генетичні зв'язки**, які розкривають походження одних речовин від інших.
- **Генетичні зв'язки**, починаючи з металу або неметалу, утворюють відповідно основні, амфотерні або кислотні оксиди, а ті — основи, амфотерні гідроксиди та кислоти й солі. Основи, амфотерні гідроксиди та кислоти, розкладаючись, утворюють основні, амфотерні або кислотні оксиди тощо.
- **Генетичні ряди** відображають взаємозв'язки й між складними речовинами: оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, кислотами й солями.
- Уміння здійснювати взаємоперетворення сприяє практичному застосуванню та добуванню речовин у лабораторних і промислових умовах.

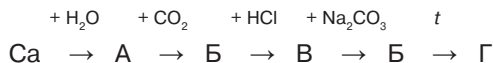


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Складіть рівняння реакцій за наведеними схемами:



2. Маємо речовини: воду, магній оксид, фосфор, нітратну кислоту й натрій гідроксид. Добудьте три прості та шість складних речовин, користуючись ними та продуктами їхньої взаємодії.
3. Складіть рівняння реакцій за наведеною схемою. Назвіть речовини, позначені літерами.



4. Складіть самостійно декілька схем генетичних зв'язків між зазначеними речовинами й напишіть відповідні рівняння реакцій: ферум(II) оксид, ферум(III) хлорид, ферум(II) гідроксид, ферум(II) нітрат, залізо, ферум(III) оксид, ферум(III) сульфат, ферум(III) гідроксид.
5. Доведіть експериментально, що з міді певними перетвореннями можна отримати дві солі різними способами.
6. До розчину, що містив натрій гідроксид кількістю речовини 0,1 моль, долили розчин сульфатної кислоти кількістю речовини 0,1 моль. Обчисліть масу утвореної солі. Назвіть сіль.
7. До розчину, що містив ортофосфатну кислоту кількістю речовини 0,2 моль, долили розчин калій гідроксиду кількістю речовини 0,3 моль. Обчисліть масу кожної солі в утвореній суміші після випарювання продуктів реакції і назвіть солі.
8. Повторіть якісні реакції на катіони й аніони (§ 31, додаток 3).





§ 40. ПРАКТИЧНА РОБОТА 2. ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ НЕОРГАНІЧНИМИ РЕЧОВИНАМИ



Виконавши практичну роботу, ви зможете:

- *пояснювати* взаємозв'язки між простими та складними речовинами, класами органічних сполук;
- *досліджувати* властивості речовин та їхні взаємоперетворення;
- *складати* план досліджень і рівняння реакцій, що підтверджують їхні перетворення;
- *робити висновки* про внутрішньопредметні зв'язки на основі взаємоперетворень між простими та складними речовинами.

Під час виконання лабораторних дослідів і практичних робіт вам необхідно використовувати експериментальний метод, за допомогою якого вивчають властивості речовин, способи їхнього добування, що завжди пов'язано із взаємоперетвореннями.

Взаємоперетворення речовин можна простежити, використавши всі відомі вам типи хімічних реакцій за схемами, що вказують на генетичні зв'язки, або досліджуючи склад і властивості речовин.

Мета роботи: практично підтвердити, що між класами неорганічних речовин і між простими та складними речовинами є взаємозв'язки; формувати вміння експериментально доводити наявність генетичних зв'язків на прикладі дослідження складу, якісних реакцій та виконання дослідів, що підтверджують взаємоперетворення одних речовин на інші; складати план досліджень, описувати спостереження; робити висновки на основі спостережень.

I варіант

Завдання 1. Проведіть дослідження, за допомогою якого можна розпізнати розчини солей Калію: калій хлорид, калій карбонат, калій сульфат, калій ортофосфат. Складіть рівняння реакцій, укажіть ознаки їхнього перебігу.

Завдання 2. Дослідіть взаємодію між запропонованими речовинами: а) натрій гідроксидом і сульфатною кислотою; б) натрій сульфідом і хлоридною кислотою; в) ферум(II) хлоридом і калій гідроксидом. Складіть рівняння реакцій, укажіть умови їхнього перебігу.

Завдання 3. Здійсніть експериментально перетворення за схемами: а) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$; б) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Опишіть ваші спостереження, зробіть висновки про взаємозв'язки між речовинами.

II варіант

Завдання 1. Проведіть дослідження, за допомогою якого можна розпізнати розчини хлоридів: барій хлорид, ферум(II) хлорид, ферум(III) хлорид, амоній хлорид. Складіть рівняння реакцій, укажіть ознаки їхнього перебігу.

Завдання 2. Дослідіть взаємодію між запропонованими речовинами: а) калій гідроксидом та ортофосфатною кислотою; б) калій карбонатом і нітратною кислотою; в) цинк хлоридом і калій гідроксидом. Складіть рівняння реакцій, укажіть умови їхнього перебігу.





Завдання 3. Здійснить експериментально перетворення за схемами: а) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4$; б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4$. Опишіть ваші спостереження, зробіть висновки про взаємозв'язки між речовинами.

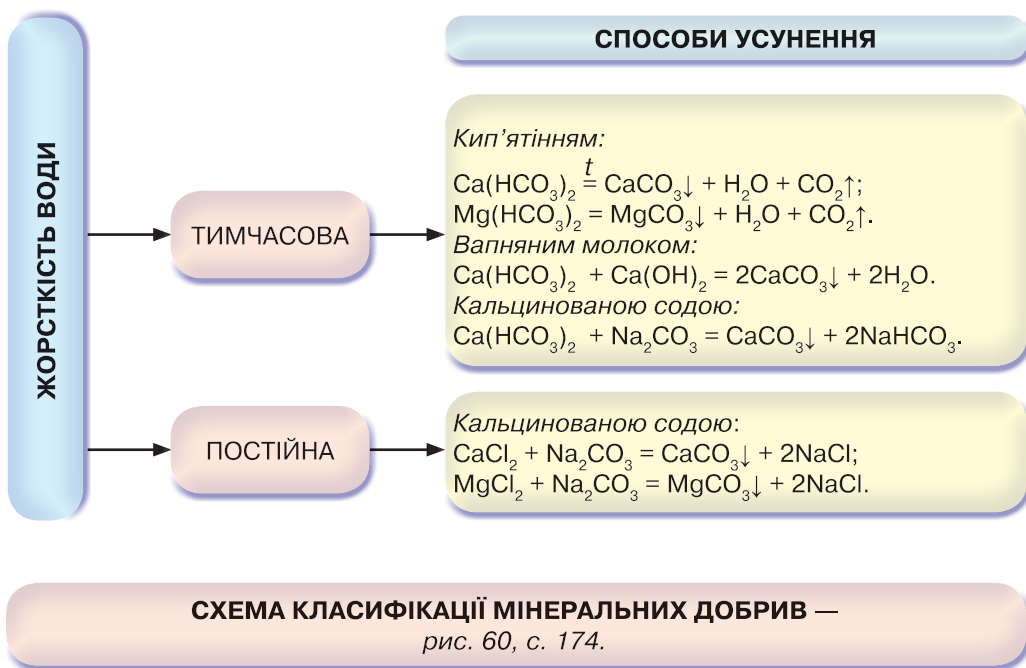
Оформте результати досліджень у зошиті для практичних робіт. Складіть звіт.

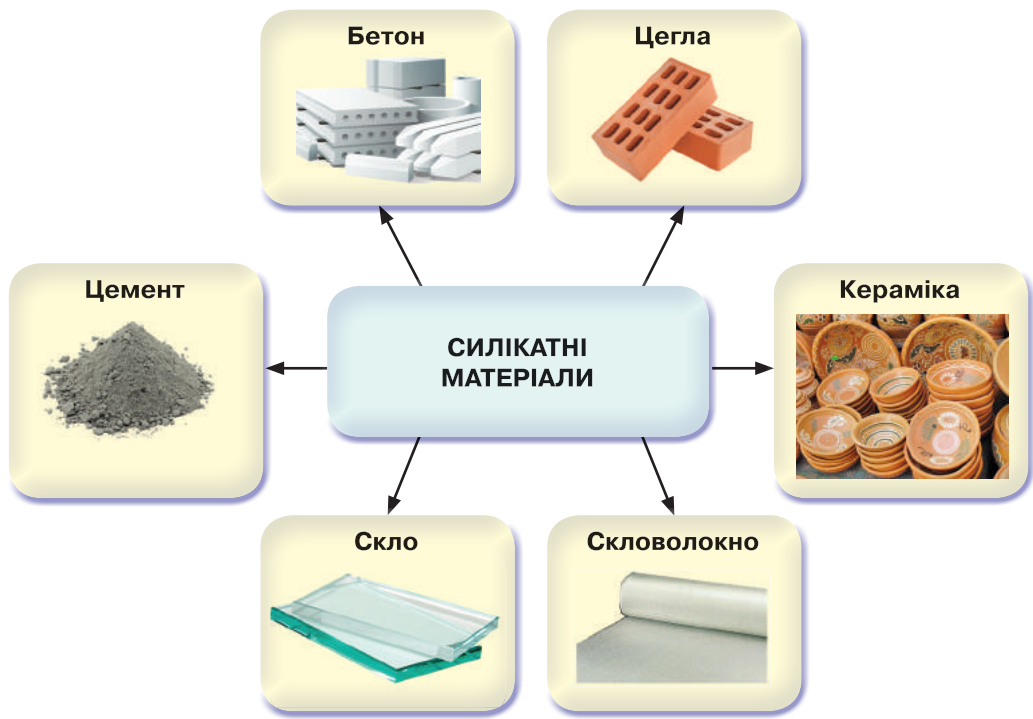
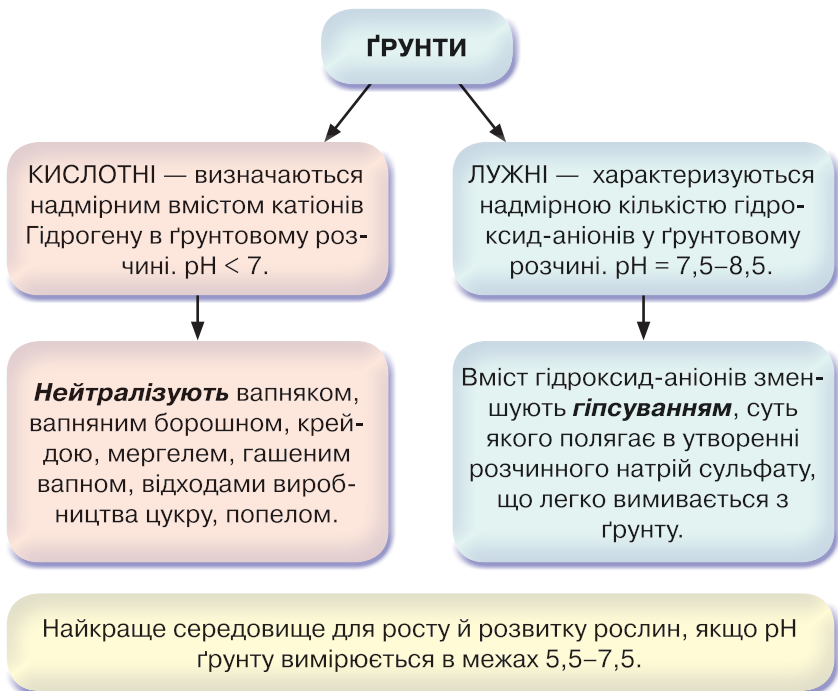


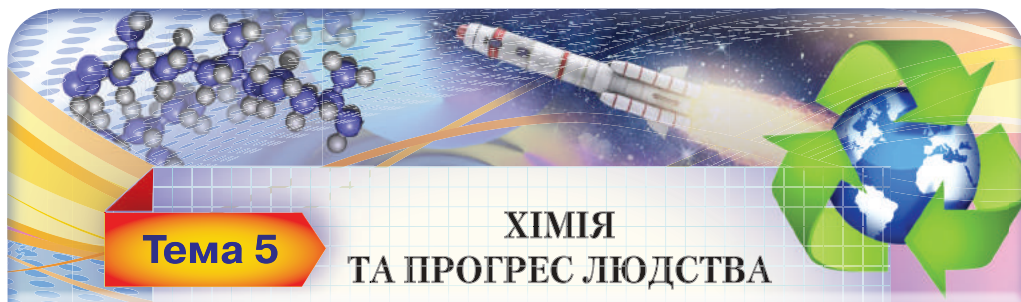
НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

1. Раціональне використання добрив і проблема охорони довкілля.
2. Запобігання негативному впливу нітратів на організм людини.
3. Дослідження рН ґрунтів своєї місцевості. Складання карти родючості.
4. Властивості й застосування карбонатів, нітратів та ортофосфатів лужних і лужноземельних металічних елементів, солей амонію.
5. Усунення тимчасової та постійної жорсткості води.

ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ВІДОМОСТІ З ПІДТЕМИ 3 ТЕМИ 4 «НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ ТА ЇХНІ ВЛАСТИВОСТІ»







§ 41. РОЛЬ ХІМІЇ В СТВОРЕННІ НОВИХ МАТЕРІАЛІВ, РОЗВИТКУ НОВИХ НАПРЯМІВ ТЕХНОЛОГІЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* поняття «матеріали», «порошкова металургія»;
- *характеризувати* металічні та неметалічні матеріали; чисті та надчисті метали; розвиток нових напрямів технологій;
- *робити висновки* про роль хімії в створенні нових матеріалів;
- *оцінювати* значення хімії в створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямів технологій.

Вивчаючи курс хімії, ви неодноразово дізнавалися про використання нових матеріалів у науці та техніці, суспільному господарстві й побуті.



Пригадайте, що таке *матеріали*.

Отже, **матеріалами** називають речовини, які використовують для виготовлення *фізичних тіл, предметів для вжитку чи виробництва*. Оскільки наука розвивається в напрямі нових відкриттів, то її продукти будуть корисними для суспільства та кожної людини зокрема.

Хімічна наука впродовж свого розвитку працює над поясненням не тільки природних явищ, а й тих, що відбуваються під час різних процесів: приготування їжі, виплавлення металів тощо. Важливими напрямками є створення нових матеріалів, добування екологічно чистих речовин, створення умов для зростання добробуту та забезпечення здорового способу життя людей.

У шкільному курсі хімії ви вже ознайомилися, з яких речовин виготовляють відомі нині матеріали. Природними ресурсами для створення нових матеріалів є металічні та неметалічні матеріали.

Металічні матеріали. Про металічні матеріали та їхні сплави ви довідалися, вивчаючи метали (§ 25).



Пригадайте застосування алюмінію, міді, заліза та їхніх сплавів, скориставшись *рис. 49–51, с. 137, 139*.

У промислових масштабах використовують магнієві, титанові, нікелеві й інші сплави.





Магній, як металічний матеріал, використовують для синтезу органічних сполук, у піротехніці, як розкислювач у металургії, відновник металів у виробництві сплавів. Магнієві сплави належать до найлегших конструкційних матеріалів. Характеризуються високою міцністю, легкою обробкою, доволі добре піддаються різанню та зварюванню.

Дуже важливим матеріалом для виготовлення радіоламп є металічний цирконій. Проте значно ширшого застосування як матеріали набули його сплави. Зокрема, сплав з нікелем і кобальтом використовують як замітник швидкорізальної інструментальної сталі; сплав цирконію з міддю, нікелем і кобальтом — при виготовленні різальних інструментів, зварювальних електродів, хімічної апаратури. Цирконій оксид досить тугоплавкий, тому його застосовують як матеріал для виробництва дроту, тиглів, цементу. Також широко використовують сплави цирконію з оловом, залізом, нікелем і хромом, що мають високу міцність і корозійну стійкість.

Довідатися більше про **титан** та його сполуки ви зможете, ознайомившись із *рис. 65*.

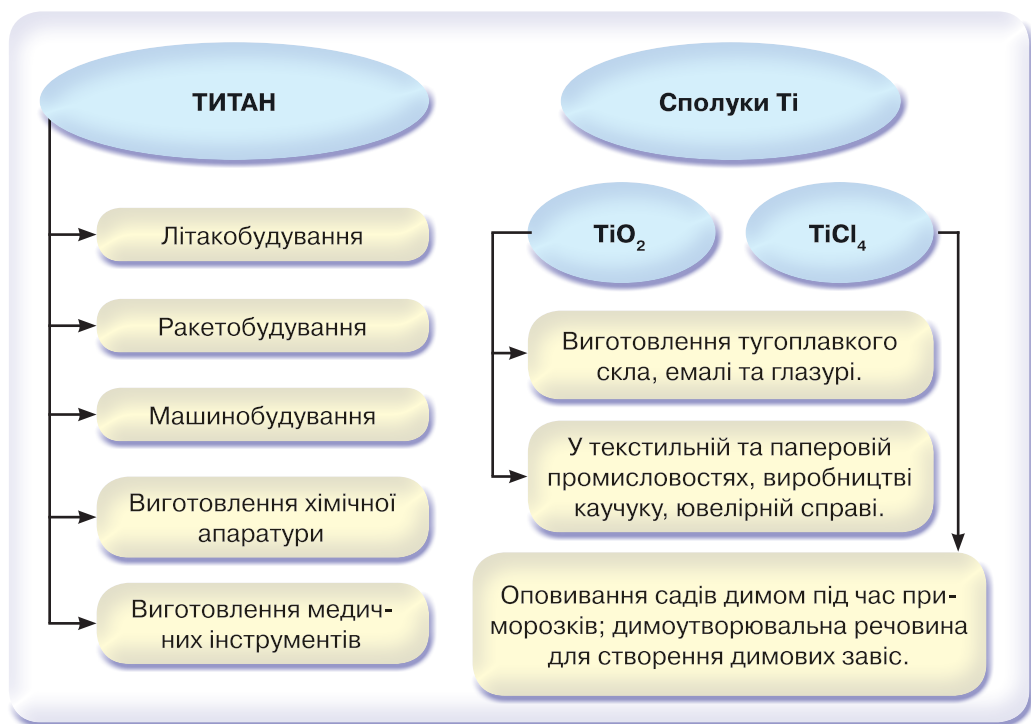


Рис. 65. Схема застосування титану та його сполук

Важливе значення в створенні нових матеріалів має **порошкова металургія**, суть якої полягає в створенні технології виробництва порошків і виготовленні виробів з них. Основна перевага порошкової металургії — добування матеріалів, які неможливо отримати іншим способом. Це тугоплавкі матеріали вольфраму й танталу, сплави на основі їхніх карбідів; композиційні матеріали з металів і неметалів; пористі матеріали тощо. Крім того, учені створюють матеріали з кра-





щими техніко-економічними показниками. Це сприяє економії металу, оскільки виробу виготовляють литтям. Використовуючи чисті порошки під час спікання, отримують матеріали з меншим вмістом домішок і кращими показниками твердості, термостійкості, стійкості до корозії та дії радіації тощо.

Технологія порошкової металургії дає значний **економічний ефект**, оскільки: а) покращується якість матеріалу; б) отримують матеріали з особливими властивостями або заданими характеристиками, які неможливо отримати іншим способом; в) традиційне виготовлення сплавів є більш затратним для промисловості.

Металургійна промисловість виробляє не тільки сплави, а й чисті та надчисті метали. Це золото, платина й платинові метали, срібло тощо. Надчисті матеріали мають дуже низький вміст домішок. Їх у 100 й більше разів менше, ніж у чистих. Масова частка домішок може становити всього 0,0001 %.

Розрізняють такі кваліфікації металічних матеріалів, як «чистий», «чистий для аналізу» та «хімічно чистий». Матеріали кваліфікації «чистий» застосовують для експериментів та у виробництві, а «чисті для аналізу» — для аналітичних робіт у наукових досліджах, що потребують високої точності. «Хімічно чисті» матеріали призначені лише для аналітичних досліджень.

Неметалічні матеріали. З неметалічних матеріалів широкого застосування набули **полімери**, на основі яких добувають синтетичні смоли та пластмаси й каучуки. Вони міцні, стійкі до стирання та дії агресивних середовищ, високих температур, добрі діелектрики. Неметалічними матеріалами, виробництво яких ґрунтується на хімічних процесах, є кераміка, цемент, скло, бетон (див. § 38). Це універсальні будівельні матеріали, які застосовують у всіх будівельних галузях. У сучасному будівництві широко застосовують залізобетонні конструкції.

Композиційний матеріал, або **композит**, — матеріал, у якому поєднуються два або більше компонентів, що нерозчинні або малорозчинні один в одному й мають різні властивості. Ці матеріали складаються з *основи* та *наповнювачів*. Кожний компонент виконує свою функцію: пластична основа — це зв'язувальний матеріал, а наповнювач надає міцності (рис. 66, а).

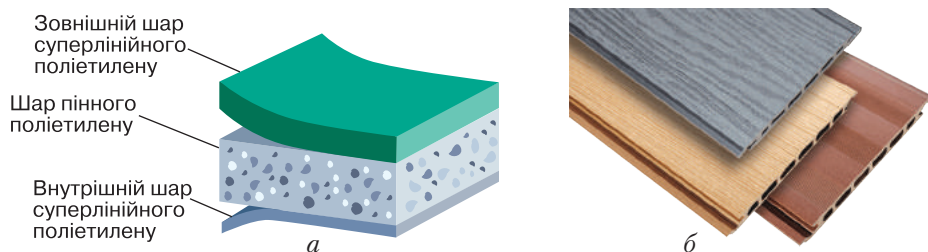


Рис. 66. Композити: а — на основі поліетилену; б — деревинно-полімерний композит (ДПК)

Особливий клас матеріалів — природні, зокрема **деревинні**. Їх поділяють на лісоматеріали та деревинні композиційні (рис. 69, б). Деревинні композиційні матеріали отримують обробкою натуральної деревини за високих температур під тиском, просочуванням деревини хімічними речовинами та склеюванням. За такої обробки змінюється її природна фізична структура та хімічний склад.





Металокерамічні композити (кермети) отримують пресуванням заготовок з порошків (металів і кераміки) з подальшим їхнім спіканням.

Виробляють також композити на основі алюмінію, берилію, нікелю, кобальту. Матриці цих композитів можуть складатися з чистих металів або сплавів на їхній основі. Серед сплавів важливу роль відіграють силіциди металів. Їх виготовляють за технологією прямого синтезу силіцидів з металу та силіцію. Крім того, розроблено технологію відновлення оксидів металічних елементів силіцієм.

Норпласти — це композити, основою яких є полімери. Наповнювачі норпластів дуже різноманітні. З них виготовляють автомобільні коврики.

До композитів належать **піни** — матеріали, наповнені газами.

Композити мають високу міцність, пластичність, пружність і зносостійкість.

Новими композиційними матеріалами, які використовують в авіаційній та ракетно-космічній техніці, є *матеріали на основі боридів і силіцидів металів*. Це нова технологія, яка створена та впроваджена в Україні.

Підсумовуючи зазначене, доходимо висновку, що хімія відіграє важливу роль у створенні нових матеріалів, які набули широкого застосування в багатьох галузях суспільного господарства.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Матеріалами** називають речовини, що використовуються для виготовлення **фізичних тіл, предметів для вжитку чи виробництва**.
- Розрізняють **металічні та неметалічні матеріали**. **Металічні матеріали** — сплави на основі міді, алюмінію, магнію, титану.
- **Порошкова металургія** — технологія виробництва порошків і виготовлення виробів з них, що дає змогу добувати матеріали, які неможливо отримати іншим способом. Це тугоплавкі матеріали вольфраму й танталу, сплави на основі їхніх карбідів.
- З **неметалічних матеріалів** створено синтетичні полімери, каучуки, кераміку, цемент, скло.
- Новими матеріалами є група неметалічних, які отримали назву **композити**. Це матеріали, у яких поєднуються два або більше компонентів, що складаються з **основи та наповнювачів**.
- До композиційних матеріалів належать **кермети, норпласти, піни**. Нові композиційні матеріали, які використовують в авіаційній та ракетно-космічній техніці, виготовляють на основі боридів і силіцидів металів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте поняття «матеріали».
2. Охарактеризуйте: а) металічні матеріали та їхні сплави; б) неметалічні матеріали, які широко використовують у промисловому виробництві.
3. Обґрунтуйте, у чому переваги технології застосування порошкової металургії.
4. Поясніть, що таке *композиційні матеріали*. Охарактеризуйте склад і застосування керметів, норпластів, піни.





5. Для аналізу сплаву заліза на вміст вуглецю спалили зразок сплаву масою 3 г. Унаслідок реакції утворився карбон(IV) оксид об'ємом 11,19 мл (н. у.). Обчисліть масову частку вуглецю в сплаві. Визначте, який це сплав.
6. Хром(III) оксид масою 76 кг відновили методом алюмінотермії. Маса утвореного хрому становила 48 кг. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
7. Ферум(III) оксид масою 64 кг відновили вуглецем. Маса утвореного заліза становила 20 кг. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Композиційні матеріали набули широкого застосування, оскільки характеризуються особливими властивостями. Так, композити *на основі берилію*, у яких як матрицю використовують берилій оксид або берилій карбід, застосовують для тривалої роботи за високих температур.
- *Магнієві* композити зміцнюються його оксидом. Їм властиві низька щільність і тривала міцність. Перспективою є використання в авіації.
- *Нікелево-кобальтові* композити використовують за температур понад 1000 °С. Високої міцності досягають завдяки введенню торій та гафній оксидів масовою часткою 2–4 %. Як матрицю використовують сплав нікелю з хромом (ніхром) або сплав кобальту з цирконієм. Галузі застосування — авіаційна та космічна техніка.
- У розробці теоретичних основ найважливіших процесів порошкової металургії провідне місце посідає Інститут проблем матеріалознавства НАН України. Перший в Україні завод порошкової металургії став до ладу в м. Броварах (поблизу Києва) у 1965 р.
- *Композити* використовували в будівництві екологічно чистих осель. Це валяки глини, змішаної із соломою, з яких викладали стіни та перегородки між кімнатами. Пізніше цей матеріал замінили цеглою.



§ 42. РОЛЬ ХІМІЇ В РОЗВ'ЯЗАННІ ПРОДОВОЛЬЧОЇ ПРОБЛЕМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* чинники, що впливають на забезпечення зростання виробництва продукції рослинного та тваринного походження для розв'язання продовольчої проблеми; основні виробництва харчової промисловості; органічні речовини, що є компонентами їжі;
- *характеризувати* значення добрив, хімічних засобів захисту рослин і тварин, стимуляторів росту, штучних кормів для збільшення обсягів виробництва харчової продукції;
- *робити висновки* про роль хімії в розв'язанні продовольчої проблеми;
- *висловлювати* судження щодо значення хімічних знань як складника загальної культури людини;
- *оцінювати* значення хімії в розв'язанні продовольчої проблеми;
- *усвідомлювати* необхідність знання властивостей речовини для встановлення її впливу на власне здоров'я.





Однією з глобальних проблем людства є забезпеченість людини їжею. Відомо, що їжа необхідна для життєдіяльності людини й інших живих організмів. Проблема нестачі продуктів харчування виникла через зростання населення планети. Учені довели, що її можна вирішити, якщо світове виробництво харчових продуктів зросте в 3–4 рази.

Розв'язати проблему забезпечення харчовими продуктами можна за допомогою знань, які дають людству хімічна та біологічна науки. Особливу увагу потрібно сконцентрувати на виробництві рослинної та тваринної їжі, тобто продуктів харчування природного походження. Завданням хімії є створення речовин, за допомогою яких проблема нестачі харчової продукції буде розв'язана. Тому для зростання врожайності рослинництва та збільшення обсягів продукції тваринництва важливо забезпечити сільське господарство мінеральними й органічними добривами, хімічними засобами захисту рослин і тварин, стимуляторами росту, штучними кормами.

У курсі хімії 10 класу ви дізналися про використання **органічних добрив** рослинного та тваринного походження. Вони багаті на Нітроген та інші елементи, якими живляться рослини. До них належать гній, послід, компост і багато бобових рослин: горох, конюшина, сочевиця, люпин (**зелене добриво**), а також харчові відходи.

Про **мінеральні добрива**, їхній склад і вплив на ріст і розвиток рослин ви довідалися, вивчаючи § 37.



Пригадайте відомості про органічні та мінеральні добрива й поясніть взаємозв'язок між їхнім використанням та урожайністю сільськогосподарських угідь.

Через екологічні та несприятливі погодні умови сільськогосподарські культури зазнають найрізноманітніших захворювань від комах і вірусів, грибків і бактерій. Це спричиняє зниження врожайності та якості продукції, а отже, впливає на фінансовий стан підприємств і фермерських господарств.



Пригадайте, які засоби захисту рослин ви вже вивчили, скориставшись рис. 67. Охарактеризуйте їх за призначенням.

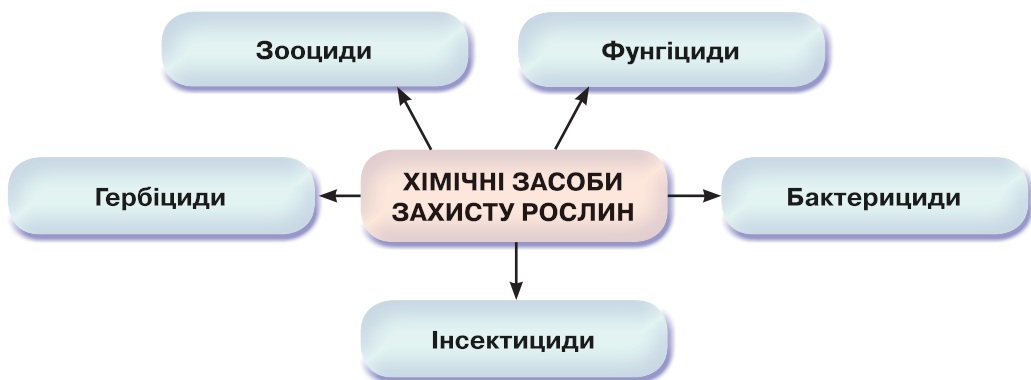


Рис. 67. Схема класифікації хімічних засобів захисту рослин





Розглянемо деякі **хімічні засоби захисту рослин**. За останні роки на Західній Україні з'явилися нові шкідники — слимаки та равлики, які на великих площах знищують овочеві культури. Для боротьби з ними застосовують відомий у світі найефективніший та перевірений часом препарат «Слимакс» (рис. 68, а). Це гранули з діючою речовиною — метальдегідом. Стикаючись з гранулами, слимаки й равлики втрачають слиз і гинуть. Крім того, добавки, що входять до складу препарату, приваблюють шкідників і відлякують птахів.

Захисний бар'єр роблять, розсипаючи гранули в міжряддя. Обробляють 1–2 рази за сезон.

Серед хімічних засобів захисту рослин є й новинки. «Еместо Квантум» (рис. 68, б) — перший фунгіцидний препарат, який належить до алкіламідів. Нова діюча речовина, що входить до його складу, за покращеної ефективності потребує меншої норми використання. Вона ж краще від наявних стандартів контролює сріблясту та звичайну паршу картоплі.

З гербіцидів використовують системний гербіцид, що, діючи комплексно, знищує понад 300 видів бур'янів. Це «Антибур'ян» (рис. 68, в). Застосовують після збирання врожаю або на землях, які не використовують для вирощування сільськогосподарських культур.



Рис. 68. Хімічні засоби захисту рослин: а — «Слимакс» (зооцид); б — «Еместо Квантум» (фунгіцид); в — «Антибур'ян» (гербіцид)

Зверніть увагу! Під час застосування пестицидів важливо дотримуватися норми витрати. Збільшення її призводить до накопичення токсичних речовин у продуктах. Рационально використовуйте нітрати, тому що понаднормова їхня кількість у продуктах харчування шкодить здоров'ю! Якщо бажаєте отримати екологічно чистий продукт, використовувати нітрати не варто.

Речовини, які позитивно впливають на ріст і розвиток рослин і тварин, називають **стимуляторами росту**. Природної сировини на їхнє виготовлення не вистає, тому хімічна промисловість пропонує способи добування штучних і синтетичних їхніх аналогів і біостимуляторів.

В Україні з 2000 р. успішно працює підприємство «Агротех», яке є компанією-лідером не тільки на території нашої країни, а й у багатьох країнах світу. Успіш забезпечили українські вчені, створивши унікальні полікомпонентні препарати широкого спектру дії — регулятори росту рослин. Це препарати «Регоплант» і «Стимпо» (рис. 69).





Рис. 69. Біостимулятори росту рослин:
а — «Регоплант»; б — «Стимпо»

З курсу хімії 10 класу вам відомо, що виробництво стимуляторів росту може стати справою організації власного бізнесу. Добрими стимуляторами росту є відходи кавової гущі, яка може бути субстанцією для вирощування грибів, відходи харчової промисловості тощо. Для стимулювання росту тварин використовують **антибіотики, гормональні препарати, різні смакові добавки (підсолення їжі) та ароматичні речовини**. Гормональні препарати є досить дорогими, до того ж важко й довго виводяться з організму тварин. Якщо в м'ясі є залишки гормонів, воно шкодить здоров'ю людини. Тому виробники м'ясної продукції застосовують дешевші, економічно вигідні та нешкідливі для людини негормональні препарати: ферменти, натуральні кислоти, азотобактерин та ін. Додавання стимуляторів росту в основний раціон пришвидшує ріст і розвиток тварин, підвищує продуктивність.

Хімічна наука робить великий внесок, досліджуючи речовини, які поліпшили б відгодівлю тварин. Це створення **штучних кормів**, зокрема: мінеральних і вітамінних добавок, кормових антибіотиків, вітамінно-мінеральних концентратів з підвищеним вмістом амінокислот. З хімічних речовин використовують сечовину, солі амонію, синтетичну амоніачну воду, карбамідний концентрат, з жому виготовляють гранульований амід. За допомогою дріжджів і бактерій та мікробіологічного синтезу тваринництво забезпечується повноцінними кормовими білками.

Забезпечення харчовими продуктами є основним завданням **харчової промисловості** — галузі, яка виробляє готові продукти або переробляє їх на напівфабрикати. Охоплює понад 40 галузей виробництва. Найважливіші з них відображено на рис. 70 (с. 194).

Усі ці виробництва працюють для того, щоб забезпечити людину та живі організми джерелом енергії та життя — **їжею**. Адже саме їжа є комплексом органічних і мінеральних речовин: вуглеводів, жирів, білків, вітамінів, які забезпечують усі життєві потреби організму.



Пригадайте з курсу хімії 10 класу, які функції в організмі людини виконують вуглеводи, жири та білки.

Найважливіші з **вуглеводів** — **глюкоза** та **фруктоза**, які є джерелом енергії для роботи м'язів, кори головного мозку, біосинтезу інших речовин організму й одночасно джерелом поживних речовин. Крохмаль, що утворюється внаслідок





Рис. 70. Основні галузі виробництва харчової промисловості

фотосинтезу в організмах рослин, завдяки перебігу певних процесів, теж перетворюється на глюкозу.

Середня добова норма споживання вуглеводів для чоловіків становить 400 г, для жінок — 350 г, або 65–70 % від загальноспоживаної їжі.

Важливими енергетичними та будівельними компонентами їжі є **жири**. Крім жиру, вони містять вітаміни, запашні речовини, барвники. Як вам уже відомо, розрізняють жири рослинного (олії) і тваринного (сало) походження.

Жири забезпечують енергетику м'язів за тривалої та неінтенсивної роботи, сприяють витривалості організму. Вони входять до складу оболонки клітин усіх тканин людини, а підшкірний жировий шар захищає від холоду, підтримуючи постійну температуру тіла.

Важливо нормувати вміст жирів під час споживання їжі, дотримуючись добової норми споживання жирів 40–100 г і правильного співвідношення між рослинними (30–40 %) і тваринними (60–70 %) жирами.

Нестача жирів в організмі спричиняє порушення обміну речовин та енергії. Однак надмірне споживання жирів погіршує засвоюваність білків, кальцію та магнію, викликаючи тяжке захворювання — атеросклероз.

Найважливішим компонентом їжі, що забезпечує весь будівельний матеріал клітин в організмі, є **білки**. Вони відновлюють і замінюють відмерлі тканини всіх органів, регулюють усі хімічні процеси, а амінокислоти, що утворюються під час ферментативного гідролізу білків їжі, є матеріалом для синтезу білків, властивих тільки цьому організмові.

Основні галузі виробництва білків — м'ясна та молочна, що постачають багаті на білки продукти харчування: біле м'ясо курей та індиків, печінку та м'ясо телят, рибу й рибопродукти, сир та яйця; з молочних продуктів — свіже молоко, вершки, сир, йогурт, ряжанку тощо.





Разом з вуглеводами, жирами та білками життєво необхідні процеси в організмі людини забезпечують **вітаміни**: вітамін **C**, що міститься в овочах і фруктах; групи **A** — у продуктах тваринного походження; групи **B** (B_1 – B_{12}), якими забезпечують організм хліб з борошна грубого помелу, горіхи, спаржа, картопля, кукурудза, квасоля, гречка, зелені овочі, бобові, горох, пророщені зерна пшениці та ячменю. З тваринних продуктів: яєчний жовток та яйця, молоко й молочні продукти, сир, риба, морепродукти, м'ясо птиці, мозок, печінка, нирки, серце й ін. Засвоєнню жирів і вітамінів A та D сприяє вітамін **E**, що локалізується в рослинній олії, яйцях, сої, горіхах, яловичій печінці, молочних продуктах. Вітамін **D** сприяє всмоктуванню кальцію, нормальному росту й розвитку кісток, запобігає таким хворобам, як рахіт та остеопороз. Міститься в кисломолочних продуктах, сирі, вершковому маслі, яйцях, морепродуктах. Також є в петрушці, капусті, кукурудзі та інших овочах, кропиві й кульбабі.

Ви, мабуть, переконалися у важливості вирішення продовольчої проблеми, оскільки харчування є запорукою життя та різнобічного розвитку людини: фізичного, духовного, морального, естетичного.

Культура харчування значною мірою залежить від *раціонального* використання харчових продуктів, а з цим пов'язані не тільки стан здоров'я, а й фінансові затрати людини й економія продуктів, які можуть потрапити до тих, кому їх бракує.

Людина, яка розуміє проблеми, пов'язані із забезпеченням людей продовольством, харчуватиметься збалансовано, дотримуючись оптимального співвідношення харчових речовин. Цим вона сприятиме економії продуктів, яких часто не вистачає іншим людям.

Оскільки продуктами харчування є речовини, то внесок хімії в розв'язання продовольчої проблеми надзвичайно великий та вагомий.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Із зростанням населення планети виникла проблема забезпечення харчовими продуктами в майбутньому.
- До чинників, що впливають на збільшення обсягів продукції харчування, належать: **мінеральні й органічні добрива, хімічні засоби захисту рослин і тварин, стимулятори росту**. Для стимулювання росту тварин використовують **антибіотики, гормональні препарати, різні смакові добавки (підсолення їжі) та ароматичні речовини**.
- Зростанню врожайності рослин сприяють такі продукти хімічної промисловості, як **мінеральні й органічні добрива**, які забезпечують рослин макро- (Нітроген, Фосфор, Калій, Кальцій, Магній) і мікроелементами (Ферум, Купрум, Цинк, Манган, Бор, Молібден).
- Зростанню врожайності рослин і продуктивності тварин сприяють хімічні засоби захисту — **інсектициди, гербіциди, зооциди, бактерициди й фунгіциди** (знищують збудників грибкових захворювань).
- Використання **стимуляторів і біостимуляторів** росту рослин і тварин пришвидшує їхній розвиток, підвищує врожайність і продуктивність завдяки покращенню обміну речовин.
- Галузь, що виробляє готові продукти або переробляє їх на напівфабрикати, називають **харчовою промисловістю**.





- **Їжа** — це комплекс органічних речовин: **вуглеводів, жирів, білків і вітамінів**, які забезпечують усі життєві потреби організму.
- Культура харчування значною мірою залежить від **раціонального** використання харчових продуктів.
- Застосовуючи хімічні засоби захисту рослин і стимулятори росту рослин і тварин, важливо дотримуватися норми їхньої витрати. Збільшення норми спричиняє накопичення токсичних речовин у харчових продуктах, а це небезпечно для здоров'я людини.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що є причиною виникнення продовольчої проблеми.
2. Охарактеризуйте роль хімії в розв'язанні продовольчої проблеми.
3. Обґрунтуйте застосування в сільському господарстві мінеральних та органічних добрив.
4. Поясніть, яке значення мають хімічні засоби захисту рослин у покращенні якості сільськогосподарської продукції.
5. Поясніть значення використання стимуляторів і біостимуляторів росту рослин і тварин.
6. Обґрунтуйте, чому хімічна промисловість працює над створенням штучних кормів для тварин.
7. Багато харчових продуктів містять у своєму складі крохмаль. Назвіть ці продукти й запропонуйте спосіб підтвердження наявності в них крохмалю.
8. Масова частка вітаміну С в чорній смородині становить 0,25 %. Обчисліть, яка маса цього вітаміну міститься в смородині масою 2 кг. Добова доза вітаміну С становить 0,05 г. Обчисліть кількість добових доз, що містяться в цій масі.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Для збереження овочів і фруктів їх консервують. Квашення, соління, мочіння — різновиди одного й того ж способу консервування.
- У квашених овочах вміст молочної кислоти більший (1,8 %), а солі — менший (до 2 %). Їм притаманний кисло-солонуватий смак. Солені овочі, порівняно з квашеними, мають менший вміст молочної кислоти (1,4 %), однак більший вміст солі (до 4,5 %) та є солоними на смак. Мочіння ґрунтується на мікробіологічних процесах, що сприяють накопиченню консервантів, зокрема молочної кислоти та спирту. *Мочінням* називають тому, що фрукти та ягоди заливають чистою водою з розрахунку, що консервант утворюється з цукру, який міститься в сировині. У таких фруктах мало солі (0,3–0,9 %), небагато молочної кислоти (0,5–1,4 %), а цукру та спирту більше (2 % і 1,8 % відповідно). Такі фрукти мають приємний кисло-солодкий смак та аромат. Ці три способи консервування дають змогу зберігати овочі та фрукти тривалий час, що також сприятиме розв'язанню продовольчої проблеми.
- Нині використовують заморожування харчової продукції. Однак багаторазове заморожування значно знижує її якість.





§ 43. РОЛЬ ХІМІЇ В РОЗВ'ЯЗАННІ СИРОВИННОЇ ПРОБЛЕМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* сировинні джерела природного та синтетичного походження;
- *пояснювати* значення сировини для розвитку хімічної промисловості; виявлення нових видів сировини; комплексне використання та застосування вторинної сировини;
- *усвідомлювати* потребу бережливого й економного використання природної сировини; роль органічної хімії в розв'язанні сировинної проблеми;
- *оцінювати* значення хімії в розв'язанні сировинної проблеми;
- *висловлювати судження* щодо значення хімічних знань як складника загальної культури людини; про вплив діяльності людини на довкілля; про ставлення до природи як найвищої цінності.

Серед основних завдань хімії важливе значення має проблема створення сировинних ресурсів для розвитку різних галузей суспільного господарства. Це насамперед створення альтернативної природної дешевої сировини та комплексне її використання, багаторазове використання сировини та відходів як сировини.



Пригадайте, що таке *сировина*.

Вивчаючи хімію, ви ознайомилися з природними сировинними джерелами: нафтою, природним і супутніми нафтовими газами, кам'яним і бурим вугіллям і продуктами їхньої переробки.



Сировиною називають природні речовини або матеріали, які використовують для виробництва продуктів різних галузей промислового виробництва.

Однак природні запаси з часом вичерпуються, а попит на сировину як компонент споживання постійно зростає. Саме невідповідність між природними запасами й потребами споживання створює одну з актуальних проблем усього людства — збереження та раціональне використання сировини.

Природний газ насамперед використовують у різних галузях промислового виробництва, у побуті як паливо. З нього шляхом термічного розкладу добувають вуглець, водень, етин. Ці продукти є цінною сировиною для добування амоніаку, відновлення металів з їхніх оксидів (водень), добування бензену, галогенопохідних, етену (етин), виробництва гуми та гумових виробів (вуглець).

Супутні нафтові гази — це суміш вуглеводнів, які розділяють і використовують як сировину в органічному синтезі.

Неоціненним сировинним джерелом є **нафта**. Перегонкою нафти отримують велику кількість нафтопродуктів, зокрема бензин, гас, газойль і мазут. Кожний з цих нафтопродуктів є сумішшю вуглеводнів, які застосовують як паливо (бензин, гас, мазут), як сировину для хімічної промисловості та субстанцію для мікробіологічного синтезу білків.





Кам'яне вугілля — це передусім кокс, без якого неможлива металургійна промисловість. Крім нього, добувають амоніачну воду, кам'яновугільну смолу, коксовий газ. Усі ці продукти посідають вагоме місце як сировинне джерело хімічної промисловості й органічного синтезу.



Пригадайте, як використовують продукти, що добувають унаслідок перегонки нафти та коксування кам'яного вугілля.

До природних сировинних матеріалів належить і **деревина**. Україна багата на неосяжні лісові простори. Важливо пам'ятати: щоб виростити дерево на матеріал, потрібно не один рік. Розглянемо сфери використання деревини в промислових масштабах (рис. 71).



Рис. 71. Схема промислового використання деревини

Крім деревини, сировиною для виробництва натуральних волокон є рослини: льон, конопля, бавовна; тваринного походження — вовна, шовк.

Природною сировиною, на яку багаті надра України, є гірські породи та мінерали, руди, що містять залізо, мідь, цинк, алюміній, манган, хром, титан тощо.

Основні сфери використання гірських порід і мінералів відображено на рис. 72.



Рис. 72. Схема використання гірських порід і мінералів





Органічні речовини: кристалічну глюкозу, технічні сахарозу та лактозу, крохмаль, етанол, етанову кислоту й неорганічні — хлоридну, сульфатну, ортофосфатну кислоти — використовують як сировину мікробіологічного виробництва для створення поживних середовищ.

Важливою умовою раціонального використання сировини є *комплексність*, тобто цілеспрямоване й безвідходне її застосування. Багаторазового використання сировини досягають рециркуляцією та регенерацією.

Рециркуляція — це багаторазове повне або часткове повернення потоку газів, рідких або твердих речовин у технологічний процес. Наприклад, рециркуляція гарячої води, водяної пари, виробничих газів: амоніаку, сульфур(IV) оксиду, карбон(IV) оксиду, нітроген(IV) оксиду. Нетрадиційний спосіб окиснення сульфур(IV) оксиду газових викидів підприємств кольорової металургії та димових викидів ТЕЦ знижує витрати на добування сульфатної кислоти масою 1 т на 30 % і заощаджує паливо.

Регенерація — це відновлення попереднього складу й будови речовини та її повторне використання. Нагріту під час виробничих процесів воду охолоджують і повторно використовують. Використання очисних споруд дає змогу вловлювати гази та знову подавати їх у виробничий процес. Прикладом регенерації є також вторинна переробка металів. Це дає певний економічний ефект. Під час переробки металобрухту на чавун і сталь, алюмінієві та мідні сплави знижується затрата енергії в 3–20 разів, а отже, і собівартість цих матеріалів.

Накопичення *промислових* і *побутових відходів* забруднюють довкілля: повітря, ґрунти, водойми. Щоб знешкодити промислові відходи, збирають і переробляють вторинну сировину, зокрема у великій кількості повторно використовують відходи обробки металів, деревини, як паливо — водний газ. Наприклад, видобування рідкісних і кольорових металів з відходів гальванічних виробництв. Відходи деревини пресують. Так, пресовану деревину осики, берези й вільхи використовують для виробництва деталей машин, підшипників, прокладок. Раніше ці деталі виготовляли тільки з металу. Доведено, що деталі з пресованої деревини служать у декілька разів довше, а вартість їхнього виробництва в 3–10 разів нижча.

Вам уже відомо, що поліетилен спричиняє значне забруднення довкілля. Однак цей матеріал піддається переробці з певним економічним ефектом. Доведено, що під час переробки поліетилену масою 1 т економиться бензин масою 3 т і нафта масою приблизно 16 т. Практично майже всі види відходів хімічної промисловості можуть бути сировинними джерелами для інших її виробництв.

З промислових відходів широкий спектр використання отримали *паливна зола та сплави*. З них виробляють будівельні розчини, бетон, цемент, силікатну цеглу, теплоізоляційні матеріали. У хімічній промисловості — кальцій карбід, у металургії — чисті метали та їхні сплави.

Шлаки, утворені під час виплавлення чавуну та сталі, містять силіцій, кальцій, магній, марганець і залізо, які використовують для виробництва панелей.

Важливою сировиною мікробіологічного виробництва є побічний продукт цукрової промисловості — *меляса*. До її складу входять амінокислоти: аспарагінова, глутамінова, лейцин, ізолейцин і тирозин. Крім них, вітаміни групи В — біотин, тіамін, рибофлавін, інозит, нікотинава й пантотенова кислоти. У мікробіологічному синтезі надзвичайно важливе значення має *біотин*.





З побутових відходів вторинній переробці можна піддати макулатуру, скло, текстиль, пластмаси, харчові відходи, чорні та кольорові метали. Їхнє повторне використання дає значну економію коштів, оскільки продукти переробки будуть залучені в господарський обіг. Наприклад, розглянемо переробку макулатури. З неї виготовляють: гофрований картон, який використовують для пакування різноманітної продукції; тарний картон — коробки, картонні прокладки, пакувальні коробки, піддони; офісний папір, оскільки не завжди робочі матеріали необхідно робити на білосніжному папері.

Вторинною переробкою макулатури виготовляють приладдя: папки, блокноти, папір для нотаток тощо (рис. 73).



Рис. 73. Приладдя, виготовлене з макулатури

Альтернативними джерелами дешевої сировини в найближчому майбутньому є розробки шельфів, які містять велику кількість нафти та газу. Метаногідрати — потужне джерело метану. На території України є велика кількість горючих сланців, з яких можна добувати сланцевий газ.

Вивчаючи волокна, ви дізналися, що сировиною для їхнього виробництва можуть бути природні полімери рослинного та тваринного походження.



Пригадайте, які волокна виробляють з рослинної та тваринної сировини.

Однак задовольнити дедалі більший попит на матеріали тільки природною сировиною практично неможливо. Тому для виробництва багатьох матеріалів використовують як сировину продукти хімічної промисловості. Полімери є сировиною для виготовлення пластмас, синтетичні каучуки — гуми; значна кількість органічних речовин є сировиною для виготовлення гігієнічних і косметичних засобів, медичних препаратів та обладнання. Отже, сировинні природні багатства та хімічні речовини мають велике значення для розвитку суспільства та різних галузей промисловості.

З огляду на зазначене, необхідно усвідомити потребу бережливого та економного використання природної сировини, виробити власні правила її використання. Маємо розуміти, що для економічного розвитку держави та добробуту людей важливо припинити непланову вирубку лісів, неекономне використання ґрунтів, нераціональне використання промислових і побутових відходів. Особливо важливе повторне використання побутових відходів.

Головним принципом виробничої та побутової сфер у перспективі має стати вимога часу: *усе переробляється, використовується, нейтралізується, повертається у виробничий процес.*





Отже, хімічна наука робить великий внесок у розв'язання сировинної проблеми. І вам, громадянам України, необхідно ставитися до природи та її багатств як до найвищої суспільної цінності. Запорукою такого ставлення є ваша активність та ініціативність у вирішенні багатьох проблем, відповідальність за правильно прийняті рішення.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Сировиною** називають природні речовини або матеріали, які використовують для виробництва продуктів різних галузей суспільного господарства.
- **Завданнями хімії** щодо розв'язання сировинної проблеми є: розвідування та створення альтернативної дешевої сировини; комплексне використання сировинних ресурсів; багаторазове застосування сировини; використання промислових і побутових відходів.
- Щоб розв'язати ці проблеми, хімічна промисловість займається переробкою нафти, газу та кам'яного вугілля, деревини, гірських порід і мінералів, промислових і побутових відходів.
- Для задоволення дедалі більшого попиту на матеріали використовують як сировину продукти хімічної промисловості — синтетичні високомолекулярні речовини: метали та їхні сплави, полімери, каучуки, гуму, волокна.
- Важливого значення набуває вторинна переробка промислових і побутових відходів. Промислові — відходи обробки **металів, деревини, гальванічних виробництв**; побутові — **макулатура, скло, текстиль, пластмаси, харчові відходи, чорні та кольорові метали**.
- Через невідповідність між природними запасами й потребами споживання виникає одна з актуальних проблем людства — збереження та раціональне використання природної та вторинної сировини.
- Головним принципом виробничої та побутової сфер у перспективі має стати вимога часу: **усе переробляється, використовується, нейтралізується, повертається у виробничий процес**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте поняття «сировина».
2. Охарактеризуйте основні завдання хімії в розв'язанні сировинної проблеми.
3. Як сировину для добування етину використовують кальцій карбід. З етину за допомогою певних перетворень можна добути речовини інших класів. Складіть рівняння реакцій за схемою та назвіть утворені речовини:

$$\text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$$
4. Сировиною для виплавки заліза є його оксиди. Здійсніть перетворення за схемою та поясніть, чи буде раціональним цей спосіб добування заліза:

$$\text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$$
5. Обчисліть і позначте маси алюмінію та ферум(II, III) оксиду, що вступили в реакцію алюмінотермії, якщо відновилося залізо масою 8,96 г.
А 12,39 г Fe_3O_4 і 3,84 г Al **В** 11,73 г Fe_3O_4 і 3,27 г Al
Б 12,47 г Fe_3O_4 і 3,87 г Al **Г** 12,87 г Fe_3O_4 і 3,78 г Al





6. Під час виробництва цементу як один з компонентів сировини використовують вапняк. Обчисліть вміст кальцій карбонату у вапняку масою 1,6 т, якщо внаслідок його термічного розкладу отримали негашене вапно масою 806,4 кг.
7. Для відновлення заліза з ферум(III) оксиду масою 32 кг витратили водень об'ємом 15 м³ (н. у.). Обчисліть масу відновленого заліза.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Для економії природної сировини в Японії виготовляють папір багаторазового використання. Написане на такому папері змивають водою та іншими розчинниками.
- Переробка паперових виробів, відпрацьованого паперу та картону має важливе екологічне значення. Установлено, що кожна перероблена тонна паперу в середньому зберігає 17 дерев, 60 тис. галонів води, 225 кВт·год електроенергії і 2,5 м³ площі полігонів.
- Дослідження, проведене в Пенсильванському університеті, довело, що зміна встановлених за замовчуванням полів текстових документів в 1 дюйм (2,54 см) на 0,75 дюйма (1,91 см) щорічно заощаджує 120 тис. доларів США, ураховуючи вартість паперу та переробку відходів. Щодо дерев, то такий крок збереже 72 акри (28,8 га) лісів.



§ 44. РОЛЬ ХІМІЇ В РОЗВ'ЯЗАННІ ЕНЕРГЕТИЧНОЇ ПРОБЛЕМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* природні та хімічні джерела енергії; способи розв'язання енергетичної проблеми;
- *усвідомлювати* роль органічної хімії в розв'язанні енергетичної проблеми;
- *оцінювати* значення хімії в розв'язанні енергетичної проблеми;
- *висловлювати судження* про можливості використання органічних сполук залежно від їхніх властивостей.

ЕНЕРГЕТИКА ТА ЇЇ ПРОБЛЕМИ. Енергетика — основа економічного зростання та розвитку країни. Вона охоплює сукупність галузей господарства країни, які вивчають і використовують енергоресурси, зокрема енергію води, вітру та Сонця, ядерну, геотермальну, енергію морських припливів і відпливів, біомаси та інших джерел з метою вироблення, перетворення, передання та розподілу енергії. Від енергетичних ресурсів залежать багато промислових процесів, робота установ, медичних і культурних закладів, сільського господарства, транспорту й побутових пристроїв.

Багато енергії використовують хімічна, нафтопереробна та гірничодобувна промисловості, промисловість органічного синтезу, фармацевтична тощо. Крім того, енергія потрібна для успішної роботи транспорту, сільського господарства та побутових затрат. Тому сировинні природні джерела однаковою мірою використовують і як джерела енергії. Лідером серед природних енергоресурсів залишається нафта, хоча важливе значення мають вугілля, газ, деревина, горючі сланці, торф та інші види місцевого використання. Як уже зазначалося, ці енергоресурси швидко виснажуються, тому обмежується їхнє використання.





Крім природних джерел енергії, застосовують хімічні речовини, зокрема просту речовину та сполуки Сицілію, водень, спирт, водяний газ (рис. 74).



Рис. 74. Схема хімічних джерел енергії

Вам уже відомо, що за способом використання енергоджерела поділяють на **невідновлювані** та **відновлювальні**. Невідновлюваними є природні, оскільки їхні запаси в надрах обмежені, а за короткий час вони не зможуть поновитися. Сюди ж належить ядерна енергетика. Вивільнити значну кількість органічного палива може правильне використання **ядерної енергетики** — галузі, що добуває та використовує ядерну енергію. Завданням хімічної науки є розробка технологій використання керованих реакцій в ядерних реакторах і створення комплексних систем переходу на нові технології, які забезпечували б «спалювання» високоактивних ізотопів у процесі роботи реактора.

З'ясуємо значення **альтернативних відновлювальних** джерел, які створюють перспективу в застосуванні.

Перспективним способом енергозбереження є використання **водневого палива** для автомобілів, літаків, кораблів, потреб промисловості, сільського та житлово-комунального господарств, роботи побутових пристроїв. Водень має значні переваги над бензином, дизельним та іншими видами палива, оскільки має високу енергоємність, а під час згоряння утворюється вода, тобто екологічно чистий продукт. Це суттєво скорочує кількість викидів карбон(IV) оксиду й інших шкідливих оксидів в атмосферу.

Сировинні ресурси для добування водню відображено на рис. 75 (с. 204).

Найдоступнішим способом добування водню є електролітичний розклад води, однак він потребує великих затрат електроенергії, тому економічно не вигідний. Нині триває пошук ефективних способів добування водню для масового використання. Одна з актуальних проблем, яка потребує розв'язання, — це безпечні способи зберігання водню.

Зверніть увагу! Перспективи використання водневого палива для автомобільного транспорту є. Цілком імовірно, що водневе паливо стане конкурентом бензину. Автокомпанії розробляють види двигунів майбутнього для автомобілів. Такі автомобілі обладнують паливним елементом, або інакше його називають **електрохімічним генератором**. Це свого роду невичерпна батарейка, усередині якої відбувається реакція окиснення водню. Продуктами окиснення є водяна пара й азот, а **вуглекислий газ відсутній**.





Ученими-хіміками розроблено методи виділення нафти, що містить високомолекулярні вуглеводні, раціональні способи переробки вугілля, які передбачають утворення суміші вуглеводнів від змішування подрібненого вугілля з нафтою й обробки цієї суміші воднем під тиском.

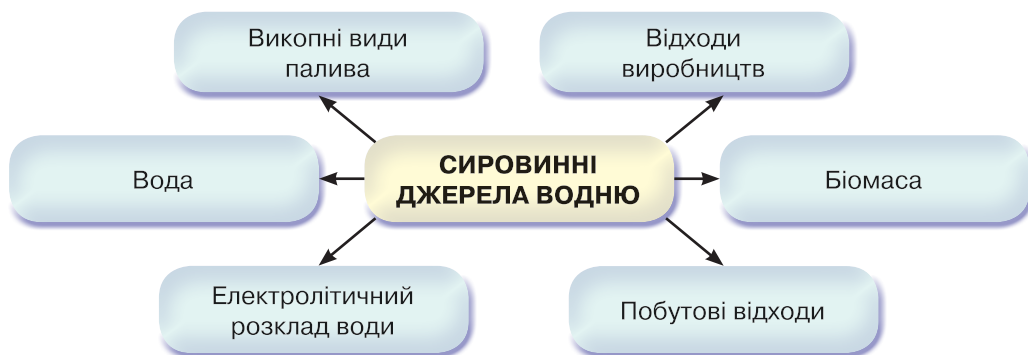


Рис. 75. Схема сировини для добування водню

АЛЬТЕРНАТИВНІ ДЖЕРЕЛА ЕНЕРГІЇ. Актуальним завданням сьогодення є освоєння альтернативних **відновлювальних** джерел енергії. Це рослинні та тваринні жири, які можуть бути використані для виробництва **біологічного палива**. З рослинної сировини найчастіше використовують ріпакову олію. **Переваги біопалива:** екологічно безпечне; нетоксичне й неотруйне; розкладається мікроорганізмами.

Важливе значення для збереження природних ресурсів має використання місцевого палива. У сільській місцевості — це **рослинна сировина**: відходи дерева, тирса, солома, суха трава. З них виготовляють тюки для котлів. Популярним способом стає вирощування енергетичних рослин. Це може стати приводом до організації кооперативів з виробництва **«зеленої» енергії**. Їхнє створення сприятиме енергонезалежності села, розвитку підприємництва та підприємливості.

В Україні проведено переговори з представниками фінської компанії «Fergroplan», яка спеціалізується на реалізації екологічних проектів з переробки відходів та очищення води. Спроектовано економічно вигідні моделі встановлення потужностей з переробки відходів і виробництва енергії. Надалі Агентство опрацює можливості реалізації таких проектів з головами різних українських міст, а також селищних і сільських рад.

Перспективним є використання **енергії Сонця**, що акумулюється за допомогою сонячних батарей (рис. 76), колекторів та електростанцій. Вони обладнані фотогальванічними елементами, які здатні перетворювати енергію Сонця на електричну.



Рис. 76. Сонячні батареї

Сировиною для виготовлення сонячних батарей є проста речовина та сполуки Силіцію. Ведуться пошуки нових матеріалів, які перетворювали б сонячну енергію на електричну або теплову та накопичували її. Розв'язання цієї проблеми належить хімікам. Уже створено нову технологію спеціальних перетворювачів для сонячних панелей на





основі Силіцію та карбїду Силіцію, що використовуються як напівпровідники. Коефіцієнт їхньої корисної дії (30 %) значно більший від уже наявних.

Зверніть увагу! Технологія є екологічно чистою. Їх розміщують на космічних апаратах.

Крім того, створено «сонячний колодязь» — технологію, за якою спеціальна конструкція вбудовується в дах або фасад. Така установка діє ефективно, пропускаючи сонячне світло навіть у хмарну погоду.

В Україні діють 98 сонячних електростанцій. У січні 2018 р. збудована нова сонячна електростанція під «зелений» тариф у Рівненській області.

Інакше сонячну енергетику називають **геліоенергетикою**. Це значно дешевше джерело енергії. Хоча виробництво сонячних батарей є фінансово затратним, проте технологічні затрати швидко окуплюються. Нині Україна є одним з найбільших виробників сонячних батарей.

Однією із засновниць сонячних систем для зберігання тепла вважають *М. Телкеш*.

Марія Телкеш (1900—1995) — угорсько-американська дослідниця, доктор філософії з фізичної хімії, винахідниця. З 1939 по 1953 р. була залучена до вивчення сонячної енергії в Массачусетському технологічному інституті. Однією з її спеціальностей була робота із сольовими грїлками, зокрема з розплавленою сіллю для зберігання тепла. Улюбленим матеріалом був натрій сульфат. У 1970-х роках переїхала до Техасу, де займалася консультуванням різноманітних стартап-компаній з виробництва сонячної енергії.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Енергетика** — основа економічного зростання та розвитку країни. Проблема зумовлена тим, що природні енергоресурси швидко виснажуються, тому обмежується їхнє використання.
- Завданням хімії сьогодення є розробка **комплексного** використання паливних ресурсів і впровадження **альтернативних відновлювальних джерел енергії**.
- Хімічними джерелами енергії є **водень, спирт, водяний газ, проста та складні речовини Силіцію**.
- Джерела енергії за способом використання поділяють на **невідновлювані** та **відновлювальні**. До **невідновлюваних** належать природні ресурси: нафта, газ, вугілля, сланці, деревина, торф, ядерна енергетика.
- **Альтернативними відновлювальними** джерелами енергії є рослинна сировина, «зелена» енергетика, геліоенергетика тощо.
- Важливою проблемою використання енергетичних ресурсів є збереження природи, чистоти води й повітря.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що є причиною виникнення енергетичної проблеми.
2. Охарактеризуйте відомі вам джерела енергії: а) природних ресурсів; б) використання хімічних речовин.





3. Обґрунтуйте роль хімії в розв'язанні енергетичної проблеми.
4. Назвіть перспективні галузі енергетики й оцініть значення хімічних речовин для їхнього розвитку.
5. Складіть самостійно опорну схему, що висвітлить нові хімічні методи, які сприятимуть розв'язанню енергетичної проблеми.
6. Складіть рівняння реакцій за схемою: етан \rightarrow хлороетан \rightarrow етанол \rightarrow \rightarrow етаналь \rightarrow карбон(IV) оксид \rightarrow глюкоза \rightarrow етанол. Поясніть, які з цих речовин є енергетичними джерелами.



§ 45. РОЛЬ ХІМІЇ В РОЗВ'ЯЗАННІ ЕКОЛОГІЧНОЇ ПРОБЛЕМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* чинники, що спричиняють зміни в навколишньому середовищі: природні й антропогенні; наслідки антропогенного впливу на довкілля;
- *усвідомлювати* необхідність знань про властивості речовин для встановлення їхнього впливу на власне здоров'я та довкілля; значення нової філософії в хімії та власної громадянської позиції для реалізації концепції сталого розвитку суспільства;
- *виробляти власне ставлення* до природи як найвищої цінності.

Екологічні проблеми людства. Розвиток цивілізації та науково-технічного прогресу спричинили зростання кількості населення на Землі. Відповідно збільшилися обсяги виробництва для задоволення дедалі більших потреб у використанні продуктів харчування, енергетичних ресурсів, сировини. Збільшився обсяг відходів в атмосфері й у стічних водах; побутовими відходами засмічені великі площі, які могли б використовувати як сільськогосподарські угіддя.

У 1990-х роках міжнародна спільнота була серйозно стурбована проблемами довкілля. Основними визнано такі: 1) глобальне потепління клімату; 2) виснаження озонового шару; 3) накопичення в ґрунті токсичних металів і пестицидів; 4) кислотні дощі; 5) виснаження природних ресурсів планети; 6) забруднення великих територій радіонуклідами.

Стало очевидним, що внаслідок господарської діяльності людини в природі порушилася динамічна рівновага, яка підтримувалася колообігами речовин, що вплинуло на зміну хімічного складу навколишнього середовища.

Незаперечним є той факт, що розвиток хімічної промисловості спричинив проблеми, що розглядаються як глобальні.

Чинники забруднення довкілля. Їх поділяють на *природні* й *антропогенні*.

До *природних* чинників належать виникнення землетрусів, виверження вулканів, стихійні лиха, космічний пил, продукти вивітрювання гірських порід і ґрунтів. Однак найбільше забруднює навколишнє середовище людина. Бездумне споживацьке ставлення до природних багатств упродовж тисячоліть призвело до знищення цілих ареалів лісових рослин, жорстокого винищення тварин, спустошення родючих земель і вирубування лісів. Усе це впливає на економіку та політику, моральний стан і здоров'я людини.





Чинниками *антропогенного* забруднення навколишнього середовища стала виробнича діяльність людини (рис. 77).



Рис. 77. Схема забруднення довкілля

Унаслідок антропогенного впливу відбувається зміна клімату, з'являються різні захворювання, зокрема канцерогенні, голодує та вмирає населення.

Розв'язанням цих проблем займається *екологія* — наука, яка вивчає відносини та взаємодію живих організмів між собою та з навколишнім середовищем.

Шляхи розв'язання проблеми. Зважаючи на проблеми, що виникли, у 1992 р. у Ріо-де-Жанейро відбулася міжнародна конференція країн-членів ООН. На цій конференції вироблено рекомендації, що взяті за основу розвитку світової спільноти, — Концепцію сталого розвитку. Сталий розвиток декларує такий підхід до життя, коли інтереси суспільства скеровуються на встановлення балансу між задоволенням сучасних потреб людства та захистом інтересів майбутніх поколінь, зокрема їхню потребу в безпечному та здоровому довкіллі. Нині сталий розвиток розглядають як такий, що забезпечує потреби теперішнього покоління задовольнити власні потреби. Концепція базувалася на трьох складових: *економічній, соціальній та екологічній*. Ці складові взаємопов'язані та стосуються розв'язання однієї проблеми: зберегти людство від екологічної катастрофи.

Екологічна складова полягає в забезпеченні цілісності біологічних і фізичних природних систем, збереженні здатності екосистем до самовідновлення та динамічної адаптації; запобіганні деградації природних ресурсів, забрудненню навколишнього середовища та втраті біологічного розмаїття.

Зверніть увагу! Порівняно з викидами ТЕЦ, кольоровою металургією та транспортом, хімічна промисловість завдає менше шкоди довкіллю. Проте спо-





стерігаються викиди в атмосферу шкідливих газів, які не використовують як вторинну сировину; надмірне застосування природних сировинних ресурсів; створення синтетичних полімерів, які не розкладаються й забруднюють навколишнє середовище.

Хімія має великий потенціал, що сприяє розв'язанню екологічних проблем, оскільки багато з них є наслідком хімічних виробництв. Однак хімічні знання — це той капітал, на якому ґрунтується охорона природи та її багатств.

Знаючи склад, будову та властивості речовин, можна передбачити їхній вплив на атмосферу, водні ресурси, ґрунти й рослинний та тваринний світ. Хімічна наука займається пошуком нових джерел відновлювальної енергетики та швидкого їх упровадження. Завдяки використанню хіміко-аналітичних методів контролю в довкіллі та якості хімічної продукції, стає відомою інформація про запобігання негативним впливам шкідливих речовин на довкілля. Учені-хіміки розробили методи очищення води та природних водойм, використання очисних споруд, відстійників з метою повторного використання газів і води. Проводиться велика робота з пошуку нових джерел енергії для автотранспорту й техніки, які не забруднювали б довкілля вихлопними газами та важкими металами. Хімія посідає почесне місце в такій нелегкій роботі, як дезактивація шкідливих речовин військової справи та радіоактивних відходів, їхнього безпечного схову.

І це не весь перелік тих проблем щодо збереження довкілля. Так, зовсім недавно доведено негативний вплив електромагнітних полів на біосферу.

Хімія пропонує нові способи переробки промислових і побутових відходів з їхнім подальшим використанням, зокрема шлаків, деревини, паперу тощо. Завдяки заміні природних матеріалів безпечними хімічними змінюється ставлення до використання невідновлювальних енергоджерел, тобто зменшується використання в хімічній промисловості нафти та газу, кам'яного вугілля, а отже, ці природні багатства будуть збережені для майбутніх поколінь.

Глобальні проблеми людства стосуються й України. Після аварії на Чорнобильській АЕС в 1986 р. виникла проблема радіаційного забруднення та загроза викидів на інших атомних станціях. На жаль, ще й тепер відбувається розклад радіаційних речовин, що залишилися під саркофагом. Існує проблема питної води, оскільки запаси прісної води вичерпуються, а використання води річок та інших водойм ускладнюється через відсутність належного очищення та недостатність водогонів і зношуваність уже наявних.

Безжалюно й неконтрольовано вирубаються ліси, що призводить до зникнення ареалів рослинного та тваринного світу, порушення структури ґрунтів. Через негосподарське ставлення до землі відбувається її забруднення надлишком мінеральних добрив і пестицидами. Свій внесок роблять природні процеси: солонцювання, ерозія, виснаження ґрунтів. Відсутня державна політика з утилізації відходів, а тому відбувається їхнє накопичення на відкритих сміттєзвалищах, що теж є джерелом екологічного лиха. Доведено, що промислові відходи займають майже 200 тис. гектарів землі. У багатьох містах, де зосереджені хімічні виробництва, за відсутності очисних споруд концентрація шкідливих речовин у повітрі перевищує гранично допустимі норми. Це шкодить здоров'ю людей та спричиняє важкі захворювання.





Зважаючи на зазначене, звернемося до свідомості кожної людини, кожного громадянина України. Бережіть природу та її багатства, виробляйте власне відповідальне ставлення за стан довкілля та збереження його рівноваги. Природа, як і людина, є живим організмом, який потребує ощадливого ставлення, грамотної поведінки з нею та дотримання етичних норм співжиття.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Основними проблемами довкілля визнано: **1) глобальне потепління клімату; 2) виснаження озонового шару; 3) накопичення в ґрунті токсичних металів і пестицидів; 4) кислотні дощі; 5) виснаження природних ресурсів планети; 6) забруднення великих територій радіонуклідами.**
- **Екологія** — наука, яка вивчає відносини та взаємодію живих організмів між собою та з навколишнім середовищем.
- Концепція сталого розвитку містить три складові: **економічну, соціальну й екологічну**, які взаємопов'язані та стосуються розв'язання проблеми збереження людства від екологічної катастрофи.
- **Антропогенне** забруднення навколишнього середовища спричинила виробнича діяльність людини.
- **Потенціал хімії** в розв'язанні екологічних проблем полягає в: знаннях складу, будови та властивостей речовин для передбачення їхнього впливу на довкілля; пошуку нових джерел відновлювальної енергетики; використанні хіміко-аналітичних методів контролю в довкіллі та якості хімічної продукції; розробці методів очищення води та природних водойм; пошуку альтернативних джерел енергії для автотранспорту й техніки; дезактивації шкідливих речовин військової справи та радіоактивних відходів, їхнього безпечного схову.
- **Екологічні проблеми України** стосуються: радіаційного забруднення; нестачі питної води; неконтрольованого вирубування лісів; забруднення шкідливими речовинами сільськогосподарських угідь; відсутності державної політики з утилізації відходів; відсутності очисних споруд на хімічних виробництвах.
- Природа, як і людина, є живим організмом, який потребує ощадливого ставлення, грамотної поведінки з нею та дотримання етичних норм співжиття.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть чинники, що спричиняють зміни в довкіллі.
2. Охарактеризуйте природні й антропогенні чинники впливу на зміни в навколишньому середовищі.
3. Охарактеризуйте екологічні проблеми: а) людства; б) України.
4. Поясніть роль хімії в розв'язанні екологічної проблеми.
5. Складіть рівняння реакцій, що відображають утворення кислотних дощів та їхній вплив на довкілля.
6. Ферум(II) сульфід масою 17,6 кг повністю прореагував з киснем. Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), що виділиться в атмосферу за відсутності очисних споруд.
7. Для збільшення врожайності в теплиці подають карбон(IV) оксид з балонів. Поясніть, з якою метою це роблять. Обчисліть масу органічної речовини, що утвориться, і який об'єм кисню виділиться, якщо рослинами поглинуто 67,2 м³ карбон(IV) оксиду.





8. Під час спалювання вугілля на ТЕЦ у повітря викидається сульфур(IV) оксид масою 2,1 т. Обчисліть масу сульфатної кислоти, яку можна добути із сульфур(IV) оксиду, що викидається в атмосферу впродовж доби.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- В атмосфері нашої планети накопичується дедалі більше вуглекислого газу. Він утримує тепло, спричиняючи зміни клімату. Для розв'язання проблеми глобального потепління вчені шукають способи обмеження викидів. Одні говорять про обмеження використання шкідливих газів, інші намагаються зменшити об'єм шкідливих викидів.
- Група канадських дослідників з Університету Трента запропонувала використовувати для цього поглинальну властивість гірських порід, зокрема магнезит та інші карбонати. Доведено, що один кілометр гірської породи може вміщувати мільярд тонн вуглекислого газу. Оскільки природний спосіб утворення магнезиту є тривалим, учені запропонували лабораторний спосіб добування магнезиту — протягом 72 днів за кімнатної температури.
- Синтезують магнезит з полістирольних мікросфер (латексні «кульки»), що покриті зарядженими молекулами, які сприяють зв'язуванню йонів Магнію з карбонатом. Тонна такої породи надійно втримує півтонни вуглекислого газу. Синтезований таким способом мінерал має високу енергоефективність, бо теплова енергія не витрачається й латексні «кульки» не руйнуються, а тому можуть використовуватися повторно (За матеріалами сайта: https://focus.ua/technologies/406479/?utm_campaign=web_push&utm_source=1928).



§ 46. «ЗЕЛЕНА» ХІМІЯ: СУЧАСНІ ЗАВДАННЯ ПЕРЕД ХІМІЧНОЮ НАУКОЮ ТА ХІМІЧНОЮ ТЕХНОЛОГІЄЮ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення поняття «зелена» хімія;
- *висловлювати судження* щодо значення хімічних знань; про вплив діяльності людини на довкілля й охорону його від забруднень;
- *виробляти власне ставлення* до природи як найвищої цінності.

Зважаючи на всі глобальні проблеми людства та України, хімія стала на шлях розвитку нового наукового напрямку — «зеленої», або інакше її називають «екологічно раціональної» хімії. Це міждисциплінарна інтегрована течія в хімії, яка поєднує синтетичну органічну хімію з аналітичною та фізичною хімією, токсикологією, мікробіологією, біотехнологією та технічними науками.

«Зелену» хімію розглядають як суспільний рух і науковий напрям, що пропонує розвиток технологій, які використовують більш ефективні хімічні реакції. Вона пов'язана з «відкриттям, розробкою та застосуванням хімічних процесів, що зменшують або вилучають використання й утворення шкідливих речовин». Так трактує поняття «“зелена” хімія» Міжнародна спілка теоретичної та практичної хімії IUPAC.

Упродовж розвитку хімії як науки її основними завданнями були пошук і синтез корисних речовин і матеріалів із заданими властивостями з метою роз-





витуку економіки. Саме це спричинило екологічні проблеми, які й нині турбують людство.

«Зелена» хімія пропонує два напрями розвитку: перший — це переробка, утилізація та знищення екологічно небезпечних побічних і відпрацьованих продуктів хімічної промисловості; другий — перспективніший, що забезпечить розробку нових промислових процесів, які не спричиняють викидів шкідливих для навколишнього середовища продуктів (навіть побічних) або зводять їхнє використання й утворення до мінімуму.



«Зелена» хімія — філософія хімічних досліджень та інженерії, що закликає до створення продуктів і процесів, які дають змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин.

Одночасно з цим «зелена» хімія — це хімія природного доквілля.

Хімічні речовини та процеси, відповідно до принципів «зеленої» хімії, розглядаються не тільки щодо виробництва речовин і матеріалів із заданими властивостями, а й з урахуванням наслідків їхнього застосування для доквілля. Тому «зелена» хімія стосується всього циклу хімічної продукції на різних етапах виробництва та за потреби її утилізації.

Технології, які пропонує «зелена» хімія, запобігатимуть забрудненню на молекулярному рівні завдяки застосуванню інноваційних наукових розв'язань екологічних проблем. «Зелена» хімія перешкоджає утворенню шкідливих речовин, зменшує негативний вплив хімічних продуктів і процесів на здоров'я людини, у деяких випадках усуває небезпеку з уже наявних продуктів і процесів. Приділяється увага дизайну хімічних продуктів і процесів для зменшення шкоди здоров'ю та природі.

Американські хіміки *П. Анастас* і *Дж. Уорнер* у 1998 р. сформулювали й затвердили **12 принципів «зеленої» хімії**. Положення принципів розкривають концепцію, а саме:

- *запобігання утворенню відходів* (дизайн хімічного синтезу, який забезпечує запобігання утворенню відходів, не залишаючи їх для утилізації й поховання);
- *максимальне збільшення складових частин* (проектування синтезу так, щоб кінцевий продукт містив максимальне співвідношення вихідних матеріалів, з найменшою кількістю відходів або без них);
- *розробка менш небезпечних хімічних синтезів* (з використанням і генеруванням речовин з мінімальною токсичністю або нетоксичних для людей чи навколишнього середовища);
- *дизайн безпечних хімічних речовин і продуктів* (дизайн хімічних продуктів, які повною мірою ефективні, але мають малу токсичність або взагалі нетоксичні);
- *використання безпечних розчинників та умов реакцій* (щонайменше використання розчинників або інших допоміжних хімічних речовин, а в разі потреби — найбезпечніших з них);
- *підвищення енергоефективності* (запуск хімічних реакцій за кімнатної температури й тиску, якщо це можливо);





– *використання відновлювальної сировини* (використовувати сировину та відновлювальні вихідні матеріали, а не ті, що виснажуються. Джерелом відновлювальної сировини є сільськогосподарські продукти або відходи; джерелами невідновлюваної – викопне паливо (нафта, природний газ, вугілля) чи гірничі розробки;

– *уникнення хімічних похідних* (за можливості використання блокувальних або захисних груп чи будь-яких тимчасових модифікацій);

– *використання каталізаторів, але не стехіометричних реагентів* (мінімізація відходів за допомогою каталітичних реакцій. Використання ефективних каталізаторів і в малих кількостях, що можуть здійснювати одну реакцію багаторазово. Вони кращі за стехіометричні реагенти, які використовують з надлишком та одноразово);

– *дизайн хімікатів і продуктів, що погіршуються після використання* (дизайн хімічних продуктів має розкладатися до безпечних речовин і не накопичуватися після використання);

– *аналіз у режимі реального часу, щоб запобігти забрудненню* (втручання в процес моніторингу та контролю під час синтезу, щоб мінімізувати або усунути утворення побічних продуктів);

– *зведення до мінімуму можливості нещасних випадків* (дизайн хімічних речовин та їхніх фізичних форм (твердих, рідких чи газоподібних), щоб мінімізувати потенціал для хімічних аварій, включно з вибухами, пожежами й викидами в навколишнє середовище).

«Зелена» хімія — це майбутнє нашої планети. Передусім вона корисна для здоров'я людини. У фармації це сприятиме виготовленню ліків і впровадженню технологій, що вивчатимуть широкий спектр важливих для медицини біологічних процесів. Щодо використання каталізаторів, то потрібно усувати метали й інші токсичні домішки з ліків після завершення реакцій та застосовувати надійні. Тому нині тривають дослідження неметалічних каталізаторів для вироблення речовин із сумішами, що характеризуються потрібними хімічними та біологічними властивостями.

Створення вибірових реакцій надає перспективу ліквідувати багато проміжних стадій, запобігати утворенню відходів та економити споживання електроенергії.

Ще одна сфера майбутніх досліджень — пристосування природних ферментів або винайдення нових, які стали б каталізаторами для проведення великомасштабних хімічних реакцій, що вимагають багато стадій та токсичних реагентів.

Зазначимо, що «зелена» хімія відкриває нові перспективи для енергонезалежності села на основі «зеленої» енергії. Сільське населення отримує такі переваги:

– зменшення залежності від ринкових цін;

– використання рослинної сировини та її відходів із значно економнішим паливом, ніж газо- й електроенергія;

– вирощування енергетичних рослин сприяє створенню нових робочих місць, а отже, зростанню добробуту, оскільки це вможливорює організацію кооперативів з виробництва «зеленої» енергії;

– ефективніше використання малородючих ґрунтів, які з часом можуть стати придатними до використання під різні сільськогосподарські культури;

– вивільнення коштів для розвитку інфраструктури об'єднаних територіальних громад (ОТГ).





В Україні виник термін «“зелений” тариф» — це спеціальний тариф, за яким держава закуповує всю електроенергію, вироблену сонячними та вітровими електростанціями. Не потрібно витрачати час і гроші на пошук клієнтів, оскільки за законом держава зобов'язана закуповувати всю електроенергію, яка виробляється. Крім того, населення отримує безоплатну енергію з доходом для себе. Це дає велику економію, розвиває підприємливість.

«Зелену» хімію називають «новим мисленням хімії», філософією сучасних хімічних досліджень. Її світоглядний орієнтир — **коеволюція** людини та природи, збереження біосфери. Поняття «коеволюція» (від латин. *co-* — з, разом та еволюція) сучасна наука використовує для позначення механізму взаємозумовлених змін елементів, складових цілісної системи, що розвивається. Справджуються передбачення *В. Вернадського*, висловлені на початку ХХ ст., що дослідники в майбутньому будуть частіше спеціалізуватися *не на науках, а на проблемах*. Провідною тенденцією ХХ ст. вважалось утворення наук «на перетині» галузей знань. У сучасній науці це втрачає актуальність, бо створюються проекти, поєднані єдиною метою та обмежені в часі. Глобальні екологічні та соціально-етичні проблеми створюють новий тип наукового знання. Саме тому «зелену» хімію розглядають як новітню хімічну філософію. Її принципи й ідеї мають стати основою підготовки нового покоління дослідників.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **«Зелена» хімія** — філософія хімічних досліджень та інженерії, що закликає до створення продуктів і процесів, які дають змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин.
- **«Зелена» хімія** пропонує два напрями розвитку: 1) переробка, утилізація та знищення екологічно небезпечних побічних і відпрацьованих продуктів хімічної промисловості; 2) забезпечення розробки нових промислових процесів, продукти яких не шкідливі для довкілля (навіть побічні), або зведення їхнього використання й утворення до мінімуму.
- **Технології** «зеленої» хімії запобігатимуть забрудненню на молекулярному рівні, застосовуючи інноваційні наукові розв'язання екологічних проблем і перешкоджаючи утворенню шкідливих речовин.
- **12 принципів «зеленої» хімії**, що сформульовані та затверджені американськими хіміками **П. Анастасом** і **Дж. Уорнером**, розкривають цю концепцію.
- **«Зелена» хімія** відкриває нові перспективи для енергонезалежності села на основі «зеленої» енергії.
- **«Зелену» хімію** називають «новим мисленням хімії», філософією сучасних хімічних досліджень. Її світоглядний орієнтир — **коеволюція** людини та природи, збереження біосфери.
- Принципи «зеленої» хімії та закладені в концепцію ідеї мають стати **основою підготовки нового покоління дослідників**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення поняття «“зелена” хімія».
2. Поясніть, у яких напрямках розвивається «зелена» хімія як основа нової філософії хімії.





3. Поясніть причини виникнення концепції 12 принципів «зеленої» хімії.
4. Висловте власне судження про вплив діяльності людини на довкілля й охорону його від забруднень.
5. Охарактеризуйте своє ставлення до природи як найвищої цінності та вашого місця в ній.
6. Висловте власне судження щодо впровадження технологій «зеленої» хімії та її ефективності в збереженні природи та здоров'я людини.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Українські вчені активно працюють у напрямі дослідження наноматеріалів, до яких належать фулерени, нанотрубки та нановолокна, нанопористі структури, нанодисперсії, наноплівки й нанокристалічні матеріали. Вони набувають поширення завдяки унікальним тепловим, електричним і магнітним властивостям. Науковці відділу фізико-неорганічної хімії Інституту загальної та неорганічної хімії ім. В. Вернадського НАН України розробляють *технологію створення вуглецевих самозбірних наноматеріалів*.



§ 47. ВИДАТНІ УКРАЇНСЬКІ ВЧЕНІ-ХІМІКИ ТА ХІМІКИ-ПЕДАГОГИ

Упродовж вивчення хімії в основній та старшій школі ви ознайомилися з видатними зарубіжними й вітчизняними вченими в різних галузях хімічної науки. Вам відомі біографії та наукова діяльність М. Ломоносова та Д. Менделєєва, засновників атомістики давньогрецьких філософів Арістотеля й Демокріта, хіміків Дж. Дальтона, Є. Берцеліуса, Дж. Прістлі, А. Лавуазьє, В. Шеєле, перших учених, які розпочали роботу з класифікації хімічних елементів, — Й. Деберейнера та Дж. Ньюлендса. В історію хімічної науки ввійшли А. Авогадро, М. Бекетов, С. Арреніус, Ж.-Л. Гей-Люссак, М. Шеврель і М. Бергло, Е. Фішер, А. Фуркруа, Л. Полінг, українські хіміки І. Горбачевський, В. Вернадський, А. Бунге, М. Зелінський, О. Бах, Л. Писаржевський. У 10 класі ви дізналися про основні наукові досягнення жінок-хіміків, які у свій час примножували здобутки цієї чудодійної науки.

Та було б несправедливо не назвати імена тих, хто за останні 50 років творив хімічну науку та її методичку навчання в Україні. Продовжимо знайомство з молодшою плеядою українських учених-хіміків і хіміків-педагогів.



Анатолій Бабко (1905–1968) — хімік-аналітик. Навчався на хімічному факультеті Київського політехнічного інституту (КПІ), який закінчив у 1927 р., працював у ньому в 1930–1933 рр., а потім до 1941 р. — у Київському інституті харчової промисловості. З 1941 р. займав посаду завідувача лабораторії Інституту загальної та неорганічної хімії АН України, водночас з 1944 р. — завідувач кафедри аналітичної хімії Київського державного університету (КДУ). Вивчав рівноважний стан комплексних сполук у розчинах. Обґрунтував загальні положення ступінчастої дисоціації в розчинах. Дослідження стосувалися проблем хімії комплексних





сполук. Розробив методику визначення складу комплексів, що містяться в розчині. Створив київську школу хіміків-аналітиків, досягнення якої відомі далеко за межами України. Є автором понад 400 наукових праць.

Олександр Бродський (1895–1969) — фізико-хімік. У 1927–1939 рр. працював завідувачем відділу електрохімії розчинів, а в 1939–1969 рр. — директором Інституту фізичної хімії АН УРСР. Автор понад 300 наукових праць з хімічної термодинаміки, електрохімії розчинів і хімії ізотопів. Досліджував механізми перебігу хімічних реакцій. Під його керівництвом уперше створена установка з одержання важкої води, концентратів важкого кисню та важкого азоту. Автор підручника «Фізична хімія» та багатьох монографій, серед яких «Хімія ізотопів», що була першою у світовій науці монографією в цій галузі.

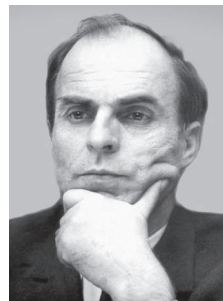


Євген-Ігор Гладішевський (1924–2012) — учений-хімік, доктор хімічних наук, професор. Навчався на хімічному факультеті Львівського державного університету імені Івана Франка, де й продовжив свою трудову діяльність від асистента до доктора хімічних наук упродовж 54 років. Був деканом хімічного факультету, керував кафедрою неорганічної хімії впродовж 30 років, 20 років працював проректором з наукової роботи.

Започаткував львівську наукову школу «Кристалохімія». Під керівництвом ученого захищено 31 кандидатську та 4 докторські дисертації. Автор майже 550 праць, зокрема й монографій; 20 авторських свідоцтв і патентів, присвячених дослідженню взаємодії компонентів у металічних системах і визначенню кристалічної структури сполук.

Нагороджений грамотами Президії Верховної Ради України.

Андрій Голуб (1918–1977) — учений-хімік, доктор хімічних наук, професор. Закінчив Київський державний університет, у якому працював упродовж життя. З 1959 р. — завідувач кафедри неорганічної хімії. Основні напрями наукових досліджень: утворення комплексних сполук у неводних і змішаних розчинах і синтез нових координаційних сполук, матеріалів для потреб нової техніки; переробка мінеральної сировини й утилізація відходів виробництва. Розробляв українську хімічну термінологію, питання систематики й номенклатури в неорганічній хімії. Керівник авторського колективу та співавтор монографії «Хімія псевдогалогенідів». Написав два підручники — «Загальна та неорганічна хімія» і «Основи координаційної хімії». Нагороджений багатьма державними преміями.





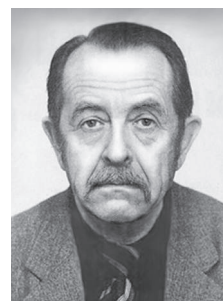
Юрій Делімарський (1904–1990) — учений-хімік, академік АН УРСР, заслужений діяч наук УРСР, директор Інституту загальної та неорганічної хімії імені В. І. Вернадського НАН України (1960–1973). Основні дослідження в галузі хімії та електрохімії розплавлених солей. Розробив фізико-хімічні основи електролізу розплавів для добування й рафінування багатьох металів. Відкрив явище електролітичного перенесення металів з катода на анод. Автор понад 800 наукових робіт, серед них 21 монографія, 83 винаходи.

Олег Заречнюк (1923–2002) — доктор хімічних наук, професор кафедри неорганічної хімії Львівського національного університету імені Івана Франка.

Брав участь у Другій світовій війні (1942–1945), але величезна тяга до навчання здолала всі перепони. У 1949 р. вступає на хімічний факультет Львівського університету, який закінчив з відзнакою. Працював асистентом кафедри хімії Львівського поліграфічного інституту, а в 1958 р. вступив до аспірантури кафедри фізичної хімії Львівського університету. Згодом перейшов на кафедру неорганічної хімії, де взяв участь у розробці сплавів з унікальними властивостями на основі алюмінію для потреб авіаційної промисловості.

Досліджуючи інтерметалічні сполуки, опублікував понад 200 наукових праць. Брав участь у шести міжнародних конференціях, завдяки чому став відомим кристалографом у науковому світі. Одна з розробок ученого на виставці народного господарства України одержала диплом II ступеня та медаль. Автор двох патентів і чотирьох навчально-методичних праць, співавтор підручника «Основи загальної хімії», член редколегії «Вісника» Львівського університету (серія хімічна), а також Міжнародної спілки кристалografів.

Наукову працю талановитий учений поєднував з педагогічною діяльністю: керував секцією «Юний хімік» Львівського обласного хімічного товариства, а згодом — експериментальними роботами членів МАН, учнів середніх шкіл.



Олександр Кірсанов (1902–1992) — учений-хімік, доктор хімічних наук, професор, академік АН УРСР, заслужений діяч науки УРСР. Закінчив Московське вище технічне училище. У 1940–1944 рр. — завідувач кафедри органічної хімії Свердловського медичного інституту; 1944–1956 рр. — завідувач кафедри органічної хімії Дніпропетровського металургійного інституту, а в 1956–1983 рр. працював в Інституті органічної хімії АН УРСР (Київ).

Відкрив явища фосфазореакції та реакції прямого амідування карбонових кислот, розробив прості методи одержання фосфор йодидів, на основі яких створив ефективні екстрагенти й сорбенти в гідрометалургії важких металів, синтезував чимало фосфор-органічних інсектицидів і лікарських препаратів.





Михайло Корнілов (1937) — хімік, доктор хімічних наук, професор. Закінчив Київський державний університет, у якому працює з 1962 р. У 1988–1998 рр. — завідувач кафедри органічної хімії. Голова Української національної комісії з хімічної термінології та номенклатури. Наукові дослідження: хімія та спектроскопія гетероциклів, хімічна термінологія. Співавтор двотомника «Англо-українсько-російський словник: хімія», «Термінологічного посібника з хімії» та інтернет-словника «Чотиримовний науковий словник (англійська, німецька, українська, російська мови) наукової термінології (хімія, теоретична хімія, фізика)».



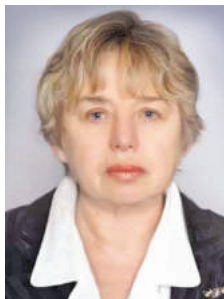
Ніна Буринська (1927–2017) — педагог, класик вітчизняної методики хімії, доктор педагогічних наук, професор, заслужений учитель України, автор перших українських підручників з хімії. З 1974 р. понад 4 десятиліття безперервно працювала в Інституті педагогіки НАПН України старшим науковим співробітником лабораторії методики хімії. Брала участь у IX Національних педагогічних читаннях у Болгарії, Всесоюзній нараді в м. Баку, що стосувалася навчання хімії у зв'язку із запровадженням удосконалених програм. Учасниця науково-практичної конференції вчителів хімії Гродненської області в Білорусі. З 1979 р. працювала на посаді завідувачки сектору методики хімії, а згодом керувала відділом методики біології та хімії Інституту педагогіки НАПН України, з 1994 р. — головним науковим співробітником лабораторії хімічної та біологічної освіти. Авторка статей журналу «Біологія і хімія в школі» МОН України. Під її керівництвом захищено 17 кандидатських і 5 докторських дисертацій.

Людмила Величко (1945) — учена-педагог, доктор педагогічних наук, професор. Закінчила Київський державний університет ім. Т. Шевченка, хімічний факультет. З 1994 р. очолила лабораторію хімічної та біологічної освіти, а з 2015 р. працює завідувачкою відділу біологічної, хімічної та фізичної освіти Інституту педагогіки НАПН України. Наукові інтереси Л. Величко — це методологія шкільної хімічної освіти, методика навчання хімії в школі, теорія та практика розроблення шкільного підручника хімії. Автор шкільних підручників з хімії. Разом із співробітниками лабораторії розробила навчально-методичний комплект з хімії для 8–11-х класів (підручники, посібник для практичних робіт, дидактичні матеріали, збірники тестових завдань, довідник), який відзначено першою премією АПН України за 1999 р. Під її керівництвом з 2000 р. у лабораторії розроблено проекти концепцій шкільної хімічної та біологічної освіти, критерії оцінювання навчальних досягнень учнів з хімії, біології та природознавства, посібники для вчителів з методики навчання хімії у 8–10-х класах.



Головний редактор журналу «Біологія і хімія в школі».





Надія Чайченко (1942) — учена-педагог, доктор педагогічних наук, професор, заслужений працівник освіти України. Закінчила природничо-географічний факультет Сумського державного педагогічного інституту ім. А. С. Макаренка, аспірантуру Науково-дослідного інституту педагогіки УРСР, докторантуру Інституту педагогіки АПН України. Працювала вчителем хімії та біології в школах м. Шостки Сумської області. З 1966 р. — лаборантом, асистентом, старшим викладачем, доцентом, завідувачкою кафедри хімії Сумського державного педагогічного інституту ім. А. С. Макаренка. З 2006 р. — завідувачка кафедри методики початкової та природничо-математичної освіти Сумського обласного інституту післядипломної педагогічної освіти.

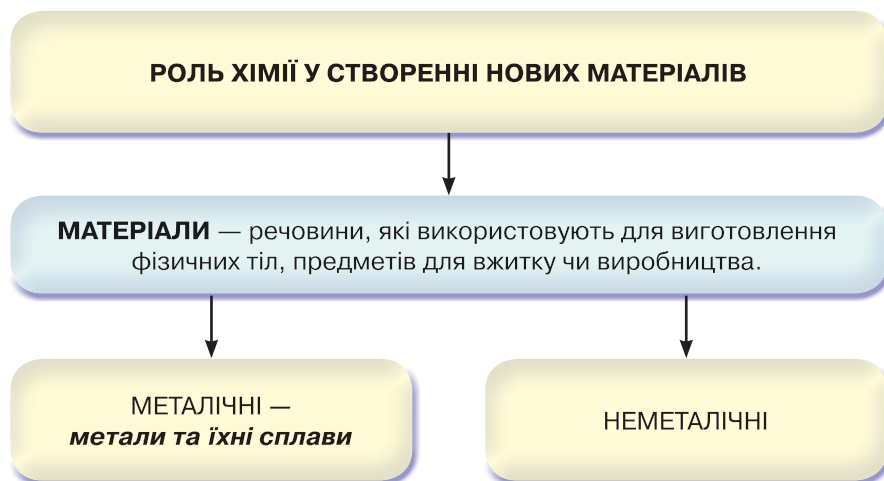
Автор понад 100 наукових праць, серед яких дві монографії, два підручники, три посібники для вчителів, понад 10 навчальних видань для учнів, методичні рекомендації для магістрантів, статті. Член редакційної колегії журналу «Біологія і хімія в школі».

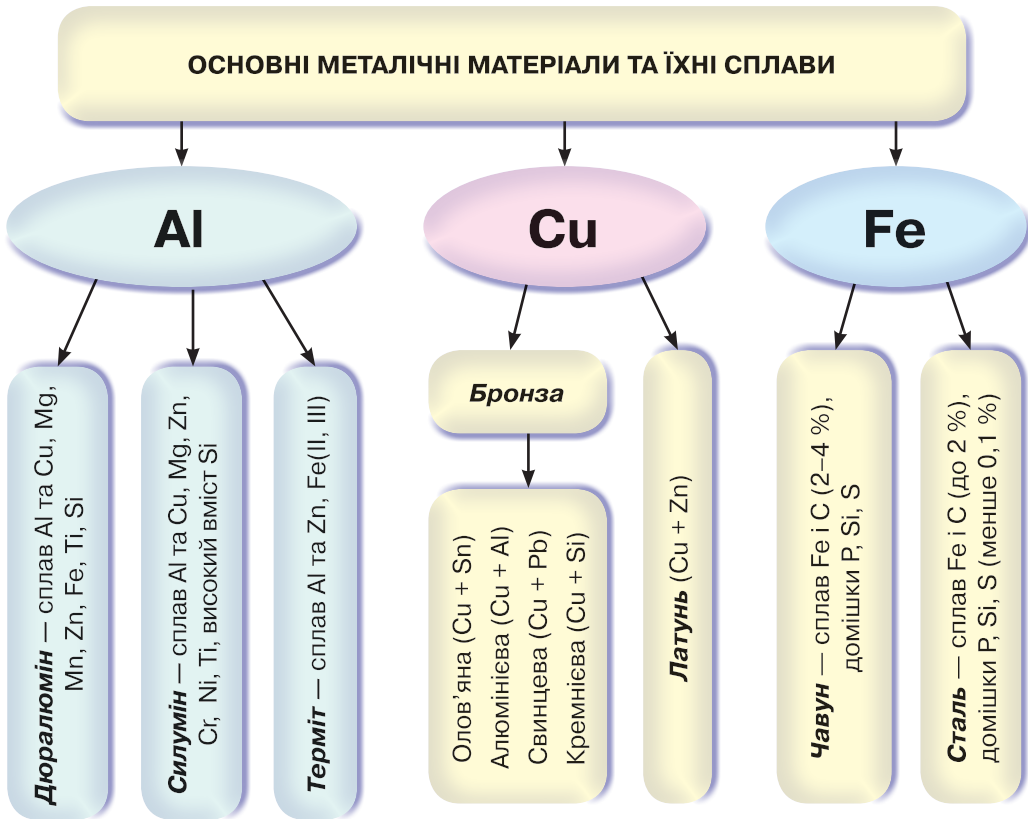


НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

1. Розв'язання проблеми утилізації різних видів електричних ламп.
2. Підготовка есе іноземною мовою «Роль хімії в моєму житті».

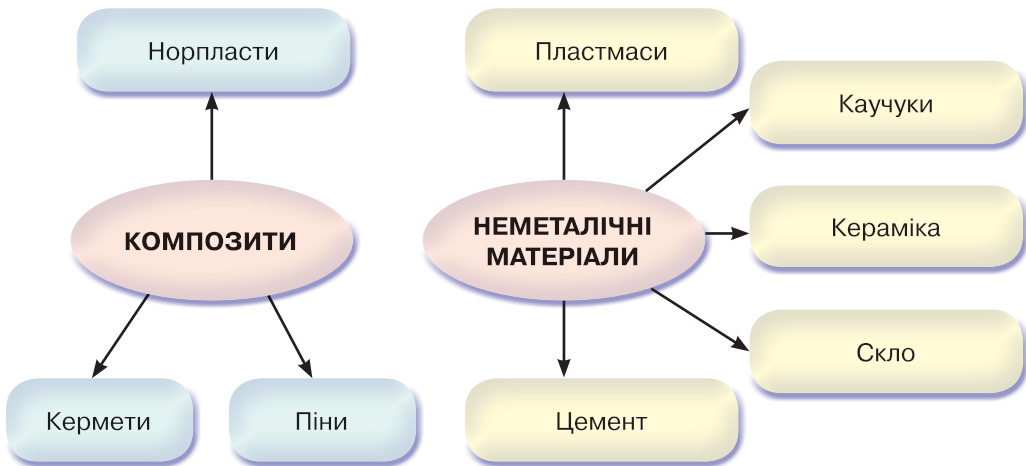
ПОВТОРЮЄМО Й УЗАГАЛЬНЮЄМО ВІДОМОСТІ З ТЕМИ 5 «ХІМІЯ ТА ПРОГРЕС ЛЮДСТВА»

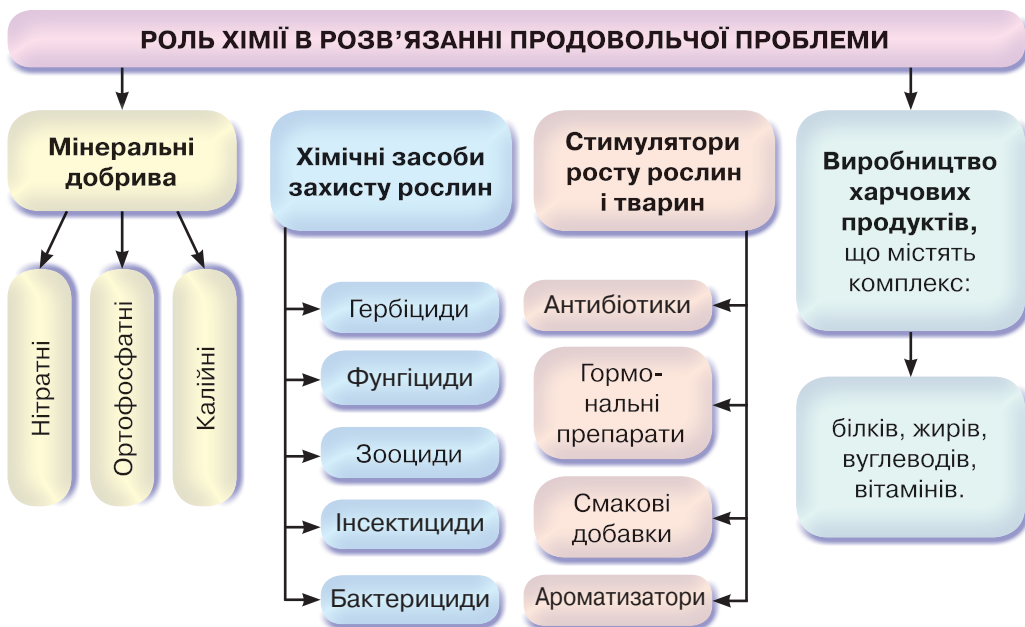




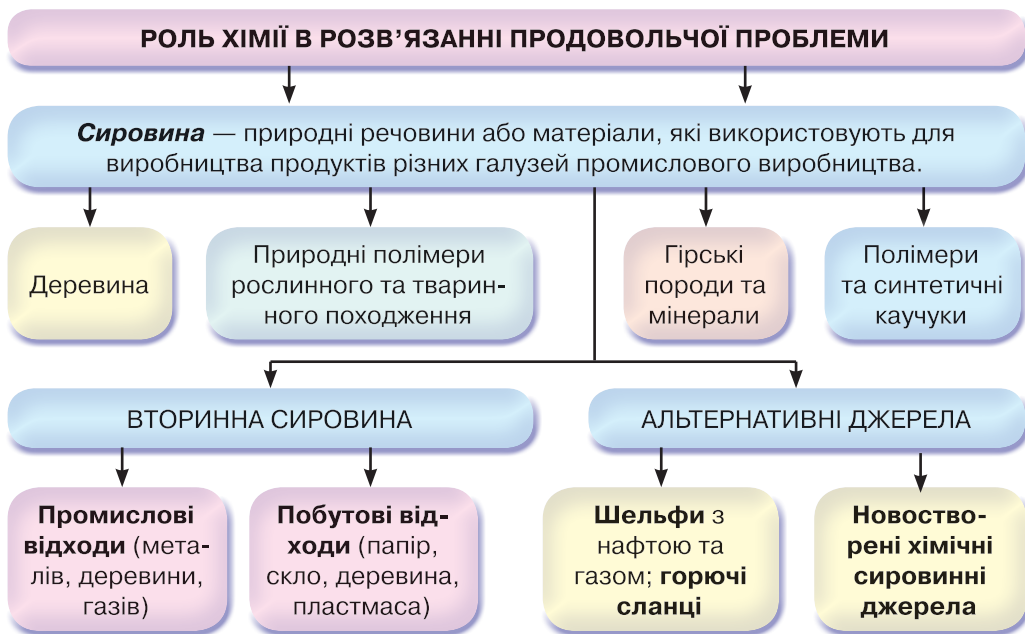
ЗАСТОСУВАННЯ АЛЮМІНІЮ, МІДІ, ЗАЛІЗА ТА ЇХНІХ СПЛАВІВ —

рис. 49 (с. 137), 50 і 51 (с. 139) відповідно.



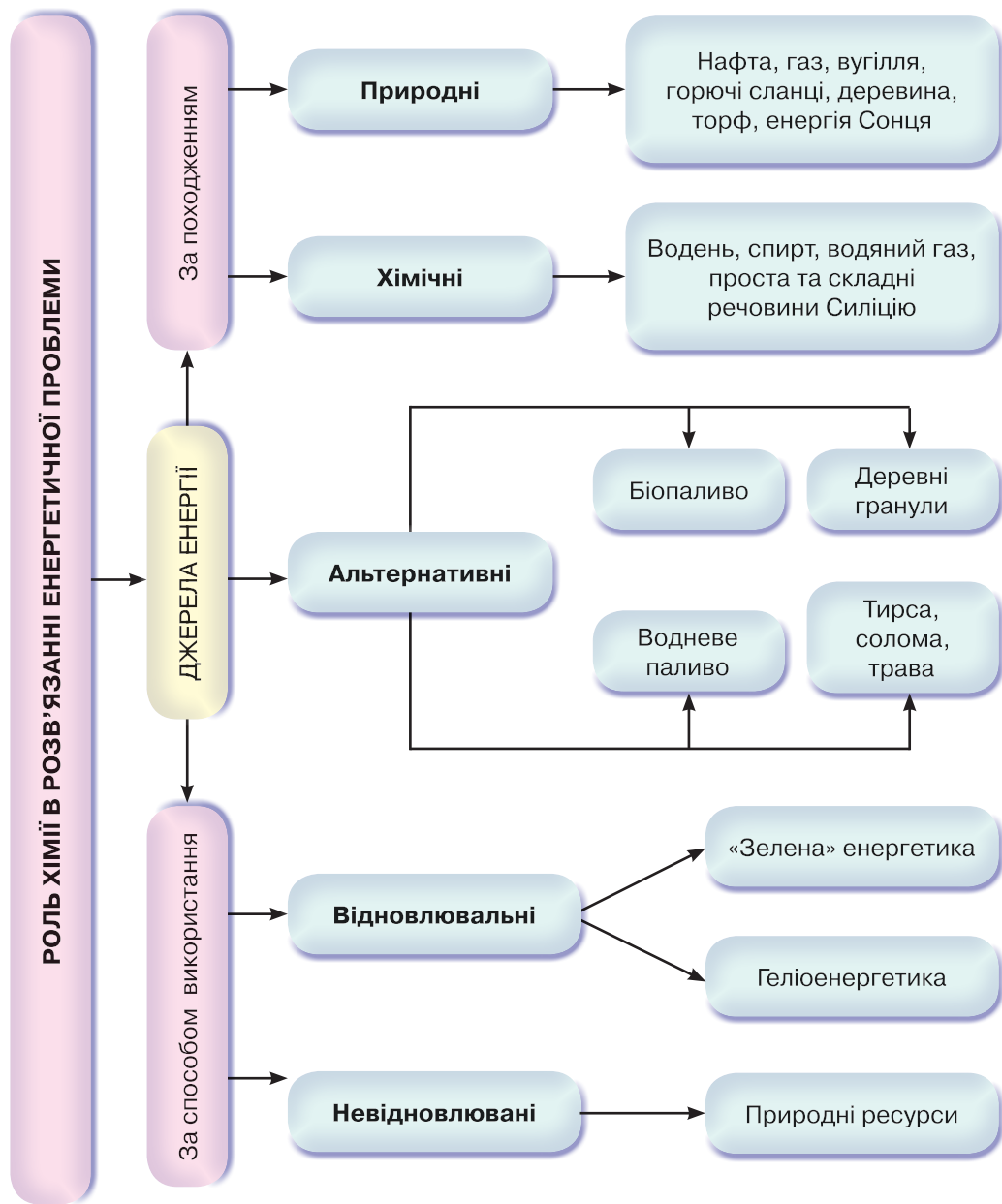


ХІМІЧНІ ЗАСОБИ ЗАХИСТУ РОСЛИН — рис. 67 (с. 191).
ГАЛУЗІ ХАРЧОВОЇ ПРОМИСЛОВОСТІ — рис. 70 (с. 194).



ПРОМИСЛОВЕ ВИКОРИСТАННЯ ДЕРЕВИНИ — рис. 71 (с. 198).
ВИКОРИСТАННЯ ГІРСЬКИХ ПОРІД І МІНЕРАЛІВ — рис. 72 (с. 198).

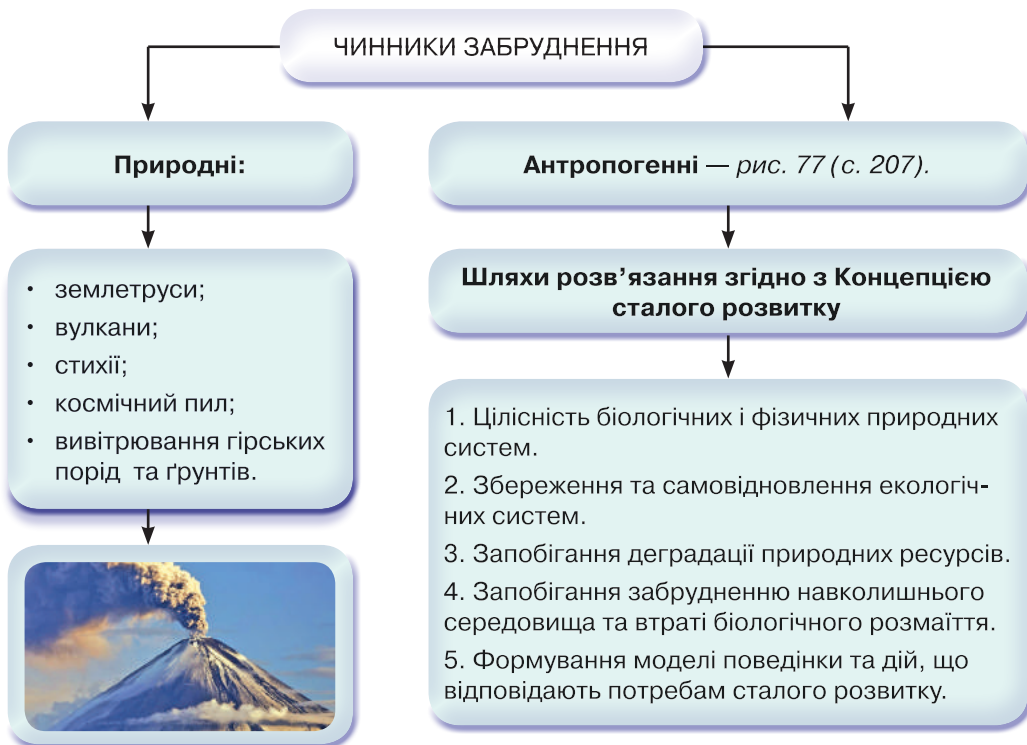




ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕНЕРГІЇ — рис. 74 (с. 203).
СИРОВИНА ДЛЯ ДОБУВАННЯ ВОДНЮ — рис. 75 (с. 204).



РОЛЬ ХІМІЇ В РОЗВ'ЯЗАННІ ЕКОЛОГІЧНОЇ ПРОБЛЕМИ



РОЗВ'ЯЗАННЯ ЕКОЛОГІЧНИХ ПРОБЛЕМ ЗА ДОПОМОГОЮ ХІМІЇ





Відповіді до завдань і розрахункових задач

- § 2. 8. Г. 9. А. 10. В.
§ 4. 3. Б.
§ 5. 5. Г. 6. Б.
§ 6. 5. Б.
§ 10. 4. А, Г. 5. В, Г. 8. 20 г CaCO_3 ,
9. 131,2 г.
§ 12. 3. В. 4. Б. 5. Б. 6. А.
§ 14. 1. 80 %. 2. 95 %. 3. 88 %, кальцій карбонат. 4. 90 % CaCO_3 ; 90 % NaOH . 5. 89,74 % обидва продукти; алюміній гідроксид. 6. Г. 7. Б.
§ 15. 5. А. 8. 18 г Mg ; 7 г N_2 . 9. 83,3 %.
§ 16. 4. В. 5. В. 6. Г. 7. В. 8. 60 г C ; 112 л O_2 . 9. 0,448 л H_2 ; 1,28 г Cu ; 0,02 моль Cu . 10. 26 г Zn ; 4,48 л CO_2 .
§ 17. 4. Г. 6. 49,7 г; 0,35 моль P_2O_5 ; 7. 19,6 г; 0,35 моль; 8. 3 г C ; 103,5 г Pb ; 5,6 л CO_2 .
§ 18. 4. Г. 5. Б, В. 6. 6,2 г P ; 11,2 л Cl_2 . 7. 64 г Fe_2O_3 ; 13,44 г H_2 ; 2 моль Fe . 8. 30,45 г MnO_2 ; 19,25 г Mn ; 12,6 г H_2O . 9. 62,4 г Cr ; 10,16 м³ CO_2 ; 91,2 г і 0,6 моль Cr_2O_3 .
§ 19. 1. Б. 2. В. 3. А, Г. 4. А2. Б4. В1. Г3. 5. А4. Б1. В2. Г3. 6. 1,2 моль і 37,2 г P ; 1,5 моль і 33,6 л O_2 .
§ 20. 6. 756 г. 7. 29,4 г; 0,3 моль H_2SO_4 .
§ 21. 4. NH_3 . 5. 32 г NaOH ; 13,6 г H_2S . 6. 198 г $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. 7. 26,8 г AlCl_3 ; 10,85 г H_2O .
§ 22. 3. Б. 4. Б, Г. 5. А4, Б1, В2, Г5. 6. А2-ІІІ. Б3-І. В1-ІІ. 7. Б-В-А-Г. 8. А. 9. Б.
§ 23. 2. Г. 3. А. 6. 0,672 л. 7. 34,08 г $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; 1,344 л N_2O .
§ 24. 1. 75,2 г. 2. 6,72 л, водень. 3. 119 г NaNO_3 ; 15,68 л CO_2 . 4. 3,12 г і 0,01 моль Ag_2SO_4 ; 0,224 л SO_2 . 6. 59,2 г і 0,4 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; 2,24 л і 0,1 моль N_2O . 7. 43,5 г і 0,3 моль ZnSO_4 ; 5,4 г і 0,3 моль H_2O ; 1,68 л і 0,075 моль H_2S .
§ 25. 7. 2,77 г. 8. 16,1 г ZnSO_4 ; 2,24 л H_2 . 9. 7,83 г і 0,03 моль $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.
§ 26. 3. Б. 4. А5. Б4. В2. Г1. 5. 1А. 2В. 3Б. 6. 1А. 2Б. 3Г. 4В. 7. 26,7 г AlCl_3 ; 6,72 л H_2 . 8. 106,8 г AlBr_3 . 9. 28,8 г Cu ; 51,3 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. 10. 34,2 г і 0,1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 6,72 л і 0,3 моль H_2 .
§ 27. 3. А. 4. Б, В. 5. А3. Б2. В1. Г5. 6. 1Г. 2А. 3В. 7. 1В. 2А. 3Г. 4Б. 8. Б. 9. Г. 10. Б. 11. Г.
§ 28. 1. Б. 2. А. 3. А-В-Б або Г-В-Б. 4. В. 5. В. 6. А.
§ 29. 2. В. 3. А. 4. Б. 5. 1В. 2А. 3Б. 6. В. 7. А. 8. 32 г CuSO_4 . 9. 16 г і 0,1 моль Fe_2O_3 ; 5,4 г H_2O .
§ 30. 3. 495,5 г H_2O ; 4,5 г NaCl .
§ 31. 6. 2,24 л. 7. 23,4 г NaCl ; 4,48 л SO_2 .
§ 32. 4. 83,33 %. 5. 83,8 г. 6. 31,2 г і 0,4 моль H_2SiO_3 . 7. 0,2 моль NaCl ; 4,48 л NH_3 .
§ 33. 3. 125 кг. 4. 79,1 %. 5. 17,4 г K_2SO_4 ; 4,48 л NH_3 . 6. 58,5 г NaCl ; 39 г H_2SiO_3 . 7. 46,4 г CaSiO_3 ; 8,96 л CO_2 .
§ 34. 3. А3. Б4. В2. Г5. 4. А2-ІІІ. Б1-ІV. В1-ІІ. Г4-І. 6. 79,9 г BaSO_4 . 7. 10,7 г і 0,1 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$; 17,55 г NaCl .
§ 36. 5. 5 кг CaCO_3 ; 2,8 кг CaO . 6. 20 кг CaCO_3 ; 4,48 л CO_2 . 7. 1 г CaCO_3 і 1,42 г Na_2SO_4 .
§ 37. 4. А3. Б5. В1. Г2. 5. 21,21 %. 6. 62 г $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; 70,2 г NaCl . 7. 160 кг.
§ 39. 6. 12 г NaHSO_4 . 7. 17,4 г K_2HPO_4 ; 13,6 г KH_2PO_4 .
§ 41. 5. 6,6 %, чавун. 6. 92,31 %. 7. 89,29 %.
§ 42. 8. 500 г; 10 тис. доз.
§ 43. 5. А. 6. 90 %. 7. 22,4 кг.
§ 45. 6. 4,48 м³. 7. 90 кг $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; 67,2 м³ O_2 . 8. 77,175 т H_2SO_4 .





ДОДАТКИ

Додаток 1

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ, АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (ЗА ТЕМПЕРАТУРИ 20–25 °С)

Аніони	Катіони																	
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	М	Р	Р	Р	М	М	М	Р	Р	М	М	—	М	Р	М	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	М	Р	—	Р	Р
S ²⁻	Р	—	Р	Р	Р	Н	—	—	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	Р	М	М	—	—	М	—	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	М	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Р	Н	—	М	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р

Примітки:

- «Р» — розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини в 100 г води);
- «М» — малорозчинна речовина (розчинність від 1 до 0,001 г у 100 г води);
- «Н» — практично нерозчинна речовина (розчинність менше ніж 0,001 г у 100 г води);
- «—» — речовина не існує або розкладається водою.





ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН

Катіони Аніони	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	—	241
Cl⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	—	309	319	—	235	461
NO₃⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO₃²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO₄²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO₃²⁻	62	96	106	138	197	100	84	—	—	—	292	115	125	124	276	267
SiO₃²⁻	78	—	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO₄³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811





ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ Й АНІОНИ

Катіон, аніон	Реактив	Ознаки якісних реакцій, рівняння
Якісні реакції на катіони		
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Осад білого кольору, нерозчинний у кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Fe^{2+}	гідроксид-аніон OH^-	Осад білувато-зеленого кольору: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$
Fe^{3+}		Осад бурого кольору: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
NH_4^+		Виділяється газ із різким запахом — амоніак: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_4\text{OH} \begin{cases} \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow \\ \rightarrow \text{H}_2\text{O} \end{cases}$
Якісні реакції на аніони		
PO_4^{3-}	Ag^+	Осад жовтого кольору: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
SiO_3^{2-}	катіон H^+	Осад білого кольору, драглистий: $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
CO_3^{2-}		Виділяється газ CO_2 : $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$





ФІЗИЧНІ ВЕЛИЧИНИ, ЯКІ ВИКОРИСТОВУЮТЬ ПІД ЧАС ХІМІЧНИХ ОБЧИСЛЕНЬ

Фізична величина	Позначення	Математичні вирази	Одиниці вимірювання
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{\nu}$; $M = 2D_{H_2}$	Г/МОЛЬ; КГ/МОЛЬ
Маса речовини	m	$m = M \cdot \nu$; $m = V \cdot \rho$	Г, КГ
Кількість речовини	ν	$\nu = \frac{m}{M}$; $\nu = \frac{V}{V_m}$; $\nu = \frac{N}{N_A}$	МОЛЬ
Об'єм газу	V	$V = \frac{m}{\rho}$; $V = V_m \cdot \nu$	Л, М ³
Молярний об'єм газу	V_m	$V_m = \frac{V}{\nu}$; $V_m = \frac{M}{\rho}$; $V_m = V \frac{N_A}{N}$	Л/МОЛЬ; М ³ /МОЛЬ
Густина	ρ	$\rho = \frac{m}{V}$; для газів $\rho = \frac{M}{V_m}$	Г/Л; Г/МЛ; Г/СМ ³ ; КГ/М ³
Відносна густина газів	D	$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$; $D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$	—
Масова частка речовини в розчині	W	$W = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%$	У частках від 1 або у відсотках
Масова частка елемента в речовині	W	$W = \frac{m(\text{елемента})}{m(\text{речовини})} \cdot 100\%$	У частках від 1 або у відсотках





ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК

А

Адсорбція — явище поглинання газоподібних або розчинених речовин поверхнею твердої речовини.

Акцептор — атом (або молекула), що приєднав неподілену електронну пару від донора.

Алма́з — алотропна модифікація вуглецю.

Алотро́пні модифіка́ції — прості речовини одного хімічного елемента.

Алюмотермія — метод відновлення металів з їхніх оксидів з використанням алюмінію.

Амінокислоти — органічні речовини, що містять різні характеристичні групи: карбоксильну й аміногрупу.

Аморфний стан речовин — стан, якому не властива періодична структура; речовини не утворюють кристалічних ґраток.

Амфотерні гідроксиди — тверді речовини немалекулярної будови, що проявляють властивості основ і кислот.

Амфотерні оксиди — речовини, що проявляють властивості основних і кислотних оксидів.

Амфотерність — здатність речовин проявляти основні й кислотні властивості.

Аніони — негативно заряджені йони.

Антипаралельні спіни — протилежні напрямки обертання електронів навколо власної осі.

Асоціація — сполучення різнойменно заряджених частинок на основі електростатичних сил притягання.

Атом — електронейтральна частинка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього.

Атомні кристалічні ґратки — ґратки, у вузлах яких містяться атоми.

Б

Білий фосфор — алотропна модифікація Фосфору.

Білки — високомолекулярні органічні речовини (природні полімери), що містять у своєму складі залишки амінокислот, сполучені між собою пептидними групами.

Біосфера — середовище існування живих організмів на Землі.

Бронза — сплав міді з алюмінієм, силіцієм, оловом або свинцем.

В

Валентність — кількість ковалентних зв'язків, якими атом сполучений з іншими атомами.

Водневий зв'язок — зв'язок, утворений на основі електростатичної взаємодії в молекулах або між ними за участю атомів Гідрогену.

Вуглецеві нанотрубки — циліндричні структури діаметром від одного до декількох десятків нанометрів з довжиною декілька мікрон. Згорнуті в трубку графітові площини, що мають каркасну структуру.





Вузли кристалічних ґраток — місця розташування структурних частинок у ґратках кристалічних речовин.

Г

Гальванічний елемент — хімічне джерело струму.

Гідріди — сполуки лужних і лужноземельних елементів з Гідрогеном.

Гідроліз солей — реакції обміну йонів солі з водою, унаслідок чого утворюється слабкий електроліт.

Геліоенергетика — альтернативне джерело енергії.

Генетичний зв'язок — зв'язок між простими, між простими та складними речовинами, унаслідок чого з одних речовин можна добути інші.

Графен — алотропна модифікація Карбону.

Графіт — алотропна модифікація Карбону.

Графічні електронні формули — відображають структуру електронних оболонок атомів, у яких використовують квадрат, що символізує орбіталь, і стрілки, які позначають електрони.

Д

Деревина — природний сировинний матеріал.

Диполь — система з двох зарядів, які є однаковими за значенням, але протилежними за знаком.

Донор — елемент, що надає неподілену електронну пару для утворення ковалентного зв'язку.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку — зв'язок між атомами, утворений за допомогою неподіленої електронної пари одного атома й вільної орбіталі іншого.

Е

Екологія — наука, яка вивчає взаємодію живих організмів між собою та з навколишнім середовищем.

Електронегативність — властивість атома елемента притягувати до себе спільні електрони під час утворення хімічних зв'язків.

Електронна орбіталь — об'єм простору навколо ядра атома, у якому найбільш імовірно перебування електрона.

Електронні формули (електронні конфігурації) — формули, що відображають стан електронів в атомі.

Енергетичні рівні — віддалі, на яких рухаються електрони з певним запасом енергії відносно ядра атома.

Ж

Жорсткість води — сукупність властивостей, зумовлених вмістом у воді катіонів Кальцію Ca^{2+} і катіонів Магнію Mg^{2+} .

З

Збуджений стан атома — стан атома елемента з вищим рівнем енергії.

«Зелена» хімія — філософія хімічних досліджень та інженерії, що закликає до створення продуктів і процесів, які дають змогу мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин.





Й

Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, коли віддають або приєднують електрони.

Йонний зв'язок — хімічний зв'язок між йонами, що утворюється на основі електростатичних сил притягання.

Йонні сполуки — сполуки з йонним зв'язком.

К

Карбонати — середні солі карбонатної кислоти.

Катіони — позитивно заряджені йони.

Кераміка — вироби з глини та різних мінеральних добавок.

Кермети — матеріали з порошків металів і кераміки з подальшим їхнім спіканням.

Кислі солі — продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на йони металічних елементів.

Кислоти — складні речовини, молекули яких містять один або декілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічних елементів, і кислотні залишки.

Кислотні оксиди — оксиди неметалічних елементів.

Кислотність ґрунту — надмірний вміст у ґрунтовому розчині катіонів Гідрогену H^+ ($pH < 7$).

Ковалентний неполярний зв'язок — зв'язок між атомами з однаковою електронегативністю на основі спільних електронних пар.

Ковалентний полярний зв'язок — зв'язок між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.

Композит — матеріал, у якому поєднуються два або більше компонентів, що нерозчинні або малорозчинні один в одному й дуже сильно відрізняються властивостями.

Кристалічні ґратки — упорядкування структурних частинок у просторі під час їхнього твердіння.

Л

Латунь — сплав на основі міді.

Луги — розчинні у воді основи.

Лужноземельні метали — прості речовини елементів головної підгрупи другої групи від Кальцію до Радію.

Лужні ґрунти — надмірна кількість гідроксид-аніонів у ґрунтовому розчині.

Лужні метали — прості речовини елементів головної підгрупи першої групи.

М

Матеріали — речовини, які використовують для виготовлення фізичних тіл, предметів для вжитку чи виробництва.

Металічний зв'язок — особливий вид зв'язку, що утворюється внаслідок взаємодії вільних електронів з йонами металічних елементів.

Мінеральні добрива — речовини, що містять поживні елементи, потрібні для підвищення врожайності сільськогосподарських рослин.

Метали — прості речовини металічних елементів.





Н

Необоротні реакції — хімічні реакції, що відбуваються в одному напрямку й завершуються повним перетворенням реагентів на продукти реакції.

Нітра́ти — солі нітратної кислоти.

Норпласти́ — композити, основою яких є полімери.

О

Оборотні реакції — хімічні реакції, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках (прямому та зворотному).

Озо́н — алотропна модифікація Оксигену.

Оксигеновмісні кислоти́ — кислоти, що в кислотному залишку містять Оксиген.

Окси́ди — складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген зі ступенем окиснення -2 .

Ортофосфа́ти — середні солі ортофосфатної кислоти.

Осно́вні окси́ди — оксиди, яким відповідають основи.

Осно́ви — складні речовини, молекули яких містять катіони металічних елементів та один або два гідроксид-аніони (є винятки).

П

Пасивува́ння — утворення на поверхні металів тонких захисних плівок оксидів алюмінію, хром(III) і ферум(III) оксидів.

Періоди́ — горизонтальні рядки елементів, розташовані за зростанням зарядів ядер їхніх атомів, що починаються лужним і закінчуються інертним елементом.

Періодична систе́ма — графічне відображення природної класифікації хімічних елементів.

Пластична сі́рка — алотропна модифікація Сульфуру.

Приро́дний газ — природна суміш газоподібних вуглеводнів.

Прото́ни — позитивно заряджені частинки ядра атома із зарядом $+1$ і масою 1 а. о. м.

Р

Ра́діус а́тома — віддаль від ядра до зовнішнього енергетичного рівня.

Регенера́ція — відновлення попереднього складу й будови речовин, її повторне використання.

Рециркуля́ція — багаторазове повне або часткове повернення потоку газів, рідких або твердих речовин у технологічний процес.

С

Середні со́лі — продукти повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металічних елементів.

Силіка́ти — середні солі силікатної кислоти.

Силу́міні — сплави, які, крім алюмінію, мають високий вміст силіцію (3–26 %).

Сировина́ — природні речовини або матеріали, які використовують для виробництва продуктів різних галузей промисловості.





Скло — матеріал, що виробляють з вапняку, кальцинованої соди, кварцового піску за нагрівання їх до температури 1500 °С.

Сóлі — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків.

Спáрені електрóни — електрони, що мають однаковий запас енергії, форму орбіталі й просторову орієнтацію, але антипаралельні спіни.

Спін — рух електрона навколо власної осі.

Сплáви — системи з двох або більше металів (можуть бути й неметали).

Сталь — сплав заліза з вуглецем, що містить від 0,1 до 2 % Карбону.

Стимулятори рóсту — речовини, які позитивно впливають на ріст і розвиток рослин і тварин.

Стúпíнь окі́снення — умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів.

Сульфáти — середні солі сульфатної кислоти.

Ф

Фулерéни — алотропні модифікації Карбону, тверді кристалічні речовини.

Х

Харчová промислóвість — галузь, що виробляє готові продукти або переробляє їх на напівфабрикати.

Хімі́чна рівноба́га — стан системи, коли швидкість прямої реакції зрівноважується зі швидкістю зворотної реакції.

Хімі́чне джерелó стру́му — пристрій, що виробляє електричний струм унаслідок перебігу в ньому хімічних реакцій.

Хімі́чний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).

Хімі́чний зв'язóк — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (молекулами, атомами, йонами), унаслідок чого утворюються хімічно стійкі молекули або кристали.

Хлорі́ди — солі хлоридної кислоти.

Ц

Цемент — матеріал, що виробляють з глини та вапняку.

Ч

Ча́вун — сплав заліза з вуглецем, що містить 2–4 % Карбону.

Червóний, чóрний фóсфор — алотропні модифікації Фосфору.

Ш

Швídкість хімі́чної реáкції — зміна концентрації реагенту або продукту реакції за одиницю часу в одиниці об'єму.

Я

Які́сні реáкції — реакції, за допомогою яких визначають якісний склад речовини.

Ядрó — складова частинка атома.





ІМЕННИЙ ПОКАЖЧИК

Анастас П. 211, 213
Бабко А. К. 214
Бардін І. 140
Бекетов М. 108, 109
Бернал Дж. Д. 47
Бродський О. 215
Буринська Н. 217
Величко М. 217
Ватсон Дж. 83
Велер Ф. 141
Вернадський В. 213
Вольта А. 63, 71
Гальвані Л. 63
Гладишевський Є.-І. 215
Голуб А. 215
Даніель Дж. Ф. 64
Деберайнер Й. В. 4
Девіль А. С.-К. 141
Делімарський Ю. 216
Дювез П. 47
Ерстед Г. 141
Заречнюк О. 216
Зелінський М. 87
Кірсанов О. 216
Корнілов М. 217
Косуке Моріта 22
Крік Ф. 83
Лавуазьє А.-Л. де 4
Лекланже Ж. 65
Ле Шательє А. Л. 56
Мейер Л. Ю. 4
Менделєєв Д. 4, 21
Мозговой М. 140
Ноддак І. 10
Ньюлендс Дж. 4
Телкеш М. 205
Уорнер Дж. 211, 213
Фермі Е. 10
Ферсман О. 94
Франклін Р. Е. 83
Францевич І. 140
Чайченко Н. 218
Шанкуртуа О.-Е. де 4
Якобі Б. 64





ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

- Адсорбент 85
Адсорбція 85
Активоване вугілля 86
Акумулятор 65, 85, 93
Акцептор 33, 35, 103
Алмаз 42, 46, 81, 93
Алотропія 77
Алотропні модифікації 74, 77
Алюміній 128, 137
Алюмотермія 130
Амоніак 31, 103, 105
Аморфні метали 45
· сполуки 43, 45, 46
Амфотерність 139
Аніони 27, 59, 74, 161, 163
Анод 64, 65, 66
Антипаралельні спіни 8
Апатит 160
Асоціати 36
Атом 5
- Валентність 18, 20
· максимальна 15
Вапнування ґрунту 62, 175
Вапняк 157, 158
Вапняне молоко 144, 171, 184
Вапняний накип 170
Вермикуліт 158
Відновник 75
Відходи виробництв 199, 204
Водень 90, 92, 203, 204
Вольтів стовп 63
Вуглецеві матеріали 87
· нанотрубки 82, 122
Вуглець 89, 90, 93
- Гальванічні елементи 63, 65
Гашене вапно 144, 158
Геліоенергетика 205
Генератор електрохімічний 203
Гідрогенкарбонати 152, 170
Гідрогенортофосфати 153
Гідрогенсульфати 152
- Гідроксоній 103
Гідроліз солей 58, 62
Гіпс 159
Гіпсування ґрунту 62, 175
Гірка сіль 159, 160
Глауберова сіль 159, 160
Глина 159, 184, 186
Горючі сланці 158
Графен 82, 85, 93
Графіт 42, 46, 82, 93
Ґрунти 175, 185
- Деревина 198
Деревне вугілля 46, 85
Димери 35
Диполь 31, 35
Джерело струму хімічне 65
Добрива 173, 174, 176, 191, 195
Донор 33, 35, 103
Донорно-акцепторний механізм 33, 103
Дюралюміні 138
- Екологія 207
Електроди 64
Електрон 6, 8, 11
Електронегативність 18, 19
Електронна оболонка атомів 8
· орбіталь 6, 7, 23
· формула 11
Електронний газ 38, 126
Емаль 178
Енергетика 202
Енергетична комірка 11
Енергетичний рівень 6, 8, 11
· зовнішній 8
- Жорсткість води 170, 171
- Забруднення довкілля 230
Загартування сталі 139
Залізна окалина 132
Залізо 132, 135
Залізний купорос 159, 160





- Збуджений стан атома 14
Зв'язок водневий 35
· міжмолекулярний 35
· внутрішньомолекулярний 37
· йонний 27, 28
· ковалентний 29, 31, 33
· неполярний 30
· полярний 32
· металічний 39
· одинарний 29
· подвійний 29
· потрійний 29
· хімічний 26
«Зелена» хімія 211
- Йод 95
Йони 27, 33, 126
Йонообмінні смоли 171
Йонні сполуки 27
- Калій 136, 147, 153, 174
Кальцій 137, 146
Кальцій гідроксид 144
Карбамід 174
Карбін 81, 82, 94
Карбон 32, 76, 94
Карбонати 154, 157
Катіони 27, 59, 126, 162, 169
Катод 64, 65, 66
Кварц 49
Каустична сода 144
Кераміка 159, 179
Кермети 189
Кисень 78, 89, 92
Кислі солі 152
Кислоти 107, 110, 111, 120
· нітратна 113
· силікатна 111
· сульфідна 105
· хлоридна 105, 111
Кислотні дощі 99, 206
· оксиди 96
Кислотність ґрунту 175
Коеволюція 213
Кокс 87
- Композити 188, 190
Консервування фруктів 196
Крейда 157, 158
Кристалічні ґратки 28, 41–42, 126
Кристалогідрати 159
Купрум 147
- Легування сталі 139
Луги 142
Літій 137
Латунь 138
- Магній 127, 147, 187
Макроелементи 173
Мармур 157, 158
Матеріали 186, 198
М'яса 199
Металеві стекла 45
Металічні елементи 26, 125
Метали 126, 136
· важкі 127
· легкі 127
· легкоплавкі 127
· легувальні 139
· тугоплавкі 127
Мило 171
Мідний купорос 159
Мідь 138
Мікроелементи 174
Мінерали 156, 157, 198
Мінеральні добрива 173
Модифікації алотропні 74, 77–82, 122
Молекули асоційовані 36
· полярні 33
- Надтверді сплави 138
Нанометр 19
Натрій 136, 147, 153
Натрій гідроксид 143, 144
Нафта 197
Негашене вапно 158
Нейтрони 5
Необоротні реакції 52
Неподілена електронна пара 33
Нерозчинні основи 142, 144





- Неспарений електрон 11, 20, 29
Нітрати 160
Нітратні добрива 173, 174
Нітроген 16, 94, 97, 114, 173
Норпласти 189
- Оборотні реакції 52
Озон 78, 92
Озонотерапія 92
Окисник 75
Оксиген 15, 16, 93
Ортофосфати 154, 160
Ортофосфат-аніон 154
Основи 142
Основний стан атома 14
- Пасивування 114
Періодичний закон 5, 23
Пероксиди 16
Підрівень енергетичного рівня 6
Піни 189
Полікумулен 82
Полімери 188, 208
Полярні молекули 33
Порошкова металургія 187
Практичний вихід продукту 67
Преципітат 174
Принцип Ле Шательє 56
· «мінімальної енергії» 8
Протони 5, 35
- Радіус атома 15, 18, 19
Реакції гідролізу 58
· окисно-відновні 64
Регенерація 199
Рециркуляція 199
Рослини-індикатори 176
Ряд активності металів 108
- Сажа 46, 87
Саморегуляція біосфери 56
Селітри 79, 160, 174
Середні солі 149, 151
Силікати 155, 158
Силіцій 42
- Силуміни 139
Сировина 197, 201
Сірка 79, 89, 93
Скло 43, 50, 178
Слюда 158
Сода кальцинована 171, 180
· каустична 144
Солі 58, 149, 156, 161, 162, 164
Спарені електрони 8, 11
Спін 8
Сплави 137
· алюмінію 137
· міді 138
Сталь 139
Стимулятори росту 192
Ступінь окиснення 15, 20
Сублімація 45, 89
Сульфати 159
Сульфур 16, 79, 114
Суперфосфати 174
Сухі батарейки 65
- Терміт 139
Титан 137, 187
- Ферум 13, 147
Флотація 88
Флуор 15, 16, 20, 94
Фосфор 80, 90, 93, 94, 174
Фосфорити 80, 160
Фтор 89
Фулерени 82
- Халькантит 49
Харчова промисловість 193
Хімічна рівновага 54, 55
Хімічні джерела струму 64
· енергії 203
Хлор 16, 89, 94
Хлориди 156
- Чавун 139
- Ядро атома 5





Зміст

Від авторки.....	3
------------------	---

Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів

§ 1. Періодичний закон у світлі сучасних уявлень про електронну будову атомів.....	4
§ 2. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Електронні та графічні електронні формули атомів <i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> -елементів	10
§ 3. Явище періодичної зміни властивостей елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів	18
Повторюємо й узагальнюємо тему 1 «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів»	23

Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовин

§ 4. Види хімічних зв'язків: йонний зв'язок.....	26
§ 5. Види хімічних зв'язків: ковалентний зв'язок.....	29
§ 6. Види хімічних зв'язків: водневий зв'язок	35
§ 7. Види хімічних зв'язків: металічний зв'язок	38
§ 8. Кристалічний та аморфний стани твердих речовин	41
§ 9. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови.....	44
Повторюємо й узагальнюємо тему 2 «Хімічний зв'язок і будова речовин»	48

Тема 3. Хімічні реакції

§ 10. Необоротні й оборотні хімічні процеси	51
§ 11. Хімічна рівновага. Принцип Ле Шательє	54
§ 12. Гідроліз солей.....	57
§ 13. Поняття про гальванічний елемент як джерело електричного струму	63
§ 14. Розрахункові задачі на обчислення за хімічними рівняннями відносного виходу продукту реакції.....	67
Повторюємо й узагальнюємо тему 3 «Хімічні реакції».....	72

Тема 4. Неорганічні речовини та їхні властивості

§ 15. Неметали. Загальна характеристика неметалів, їхні фізичні властивості.....	74
§ 16. Алотропія. Алотропні модифікації неметалічних елементів	77
§ 17. Адсорбція	85
§ 18. Окисні й відновні властивості неметалів	88
§ 19. Застосування неметалів. Біологічне значення неметалічних елементів	91





§ 20. Оксиди неметалічних елементів, їхній вміст в атмосфері.....	96
§ 21. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном.....	102
§ 22. Кислоти.....	106
§ 23. Особливості взаємодії нітратної та концентрованої сульфатної кислот з металами	113
§ 24. Обчислення кількості речовини, маси або об'єму продукту за рівнянням хімічної реакції, якщо один з реагентів узято в надлишку	116
Повторюємо й узагальнюємо відомості про неметалічні елементи та їхні сполуки.....	121
§ 25. Загальна характеристика металів. Фізичні властивості металів на основі їхньої будови	125
§ 26. Алюміній: фізичні та хімічні властивості.....	128
§ 27. Залізо: фізичні та хімічні властивості	132
§ 28. Застосування металів та їхніх сплавів.....	136
§ 29. Основи. Властивості та застосування гідроксидів Натрію та Кальцію.....	142
§ 30. Біологічне значення металічних елементів	146
§ 31. Середні солі.....	149
§ 32. Кислі солі. Якісні реакції на деякі йони	152
§ 33. Солі, їхнє поширення в природі та застосування.....	156
§ 34. Дослідження якісного складу солей.....	161
§ 35. Практична робота 1. Дослідження якісного складу солей.....	164
Повторюємо й узагальнюємо відомості про металічні елементи та їхні сполуки	166
§ 36. Поняття про жорсткість води та способи її усунення	170
§ 37. Мінеральні добрива. Поняття про кислотні та лужні ґрунти.....	173
§ 38. Сучасні силікатні матеріали.....	177
§ 39. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук.....	181
§ 40. Практична робота 2. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами.....	183
Повторюємо й узагальнюємо відомості з підтеми 3 теми 4 «Неорганічні речовини та їхні властивості».....	184

Тема 5. Хімія та прогрес людства

§ 41. Роль хімії у створенні нових матеріалів, розвитку нових напрямів технологій.....	186
§ 42. Роль хімії в розв'язанні продовольчої проблеми.....	190
§ 43. Роль хімії в розв'язанні сировинної проблеми.....	197
§ 44. Роль хімії в розв'язанні енергетичної проблеми.....	202
§ 45. Роль хімії в розв'язанні екологічної проблеми.....	206
§ 46. «Зелена» хімія: сучасні завдання перед хімічною наукою та хімічною технологією.....	210





§ 47. Видатні українські вчені-хіміки та хіміки-педагоги.....	214
Повторюємо й узагальнюємо відомості з теми 5 «Хімія та прогрес людства»	218
Відповіді до завдань і розрахункових задач.....	223
Додатки	224
Термінологічний словник.....	228
Іменний покажчик.....	233
Предметний покажчик.....	234



Навчальне видання

Савчин Марія Михайлівна

ХІМІЯ

(рівень стандарту)

Підручник
для 11 класу закладів загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за державні кошти. Продаж заборонено.

У підручнику з навчальною метою використано ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі Інтернет.

Редактор *С. Кашка*
Художник *В. Дунаєва*
Художній редактор *О. Андрущенко*
Технічний редактор *Л. Ткаченко*
Комп'ютерна верстка *А. Кійко, Г. Нурко*
Коректор *Т. Мельничук*

Підписано до друку 27.05.2019 р. Формат 70×100/16.
Папір офс. Гарнітура PetersburgС.
Друк офс. Ум. др. арк. 19,44. Обл.-вид. арк. 22,80.
Умовн. фарбовідб. 77,76.
Наклад 74 896 прим.
Зам. №

Видавництво «Грамота».
01033, м. Київ, вул. Паньківська, 25, оф. 13.
Тел./факс: (044) 253-98-04. Електронна адреса: info@gramota.kiev.ua
www.gramota.kiev.ua

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру України
суб'єктів видавничої справи ДК № 341 від 21.02.2001 р.

Віддруковано з готових діапозитивів видавництва «Грамота»
у друкарні ТОВ «КОНВІ ПРІНТ».
03680, м. Київ, вул. Ежена Потье, 12.
Свідоцтво ДК № 6115 від 29.03.2018 р.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ (довга форма)

Періоди	Групи елементів																	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	<i>s</i> -елементи																	
	1 H Гідроген 1,0079															2 He Гелій 4,0026		
2	<i>p</i> -елементи																	
	3 Li Літій 6,941	4 Be Берилій 9,0122											5 B Бор 10,811	6 C Карбон 12,011	7 N Нітроген 14,007	8 O Оксиген 15,999	9 F Флуор 18,998	10 Ne Неон 20,179
3	<i>d</i> -елементи																	
	11 Na Натрій 22,990	12 Mg Магній 24,305											13 Al Алюміній 26,982	14 Si Силіцій 28,086	15 P Фосфор 30,974	16 S Сульфур 32,066	17 Cl Хлор 35,453	18 Ar Аргон 39,948
4	19 K Калій 39,098	20 Ca Кальцій 40,078	21 Sc Скандій 44,956	22 Ti Титан 47,87	23 V Ванадій 50,942	24 Cr Хром 51,996	25 Mn Манган 54,938	26 Fe Ферум 55,845	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Нікель 58,69	29 Cu Купрум 63,546	30 Zn Цинк 65,409	31 Ga Галій 69,723	32 Ge Германій 72,64	33 As Арсен 74,922	34 Se Селен 78,96	35 Br Бром 79,904	36 Kr Криптон 83,80
	5	37 Rb Рубідій 85,468	38 Sr Стронцій 87,62	39 Y Ітрій 88,906	40 Zr Цирконій 91,224	41 Nb Ніобій 92,906	42 Mo Молибден 95,94	43 Tc Технецій (99)	44 Ru Рутеній 101,07	45 Rh Родій 102,91	46 Pd Паладій 106,42	47 Ag Аргентум 107,87	48 Cd Кадмій 112,41	49 In Індій 114,82	50 Sn Станум 118,71	51 Sb Стибій 121,76	52 Te Телур 127,60	53 I Йод 126,90
6		55 Cs Цезій 132,905	56 Ba Барій 137,327	57 La * Лантан 138,91	72 Hf Гафній 178,49	73 Ta Тантал 180,95	74 W Вольфрам 183,84	75 Re Реній 186,21	76 Os Осмій 190,2	77 Ir Іридій 192,22	78 Pt Платина 195,08	79 Au Аурум 196,97	80 Hg Меркурій 200,59	81 Tl Талій 204,38	82 Pb Плюмбум 207,2	83 Bi Бісмут 208,98	84 Po Полоній (209)	85 At Астат (210)
	7	87 Fr Францій (223)	88 Ra Радій 226,03	89 Ac ** Актиній (227)	104 Rf Резерфордій (261)	105 Db Дубній (262)	106 Sg Сиборгій (263)	107 Bh Борій (262)	108 Hs Гасій (265)	109 Mt Майтнерій (266)	110 Ds Дармштадтій (269)	111 Rg Рентгеній (272)	112 Cn Коперницій (285)	113 Nh Ніхоній (286)	114 Fl Флеровій (289)	115 Mc Московій (289)	116 Lv Ліверморій (293)	117 Ts Тенесін (294)

f-елементи

*	58 Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,91	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій (147)	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,93	66 Dy Диспрозій 162,5	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,93	70 Yb Ітербій 173,04	71 Lu Лютецій 174,97
**	90 Th Торій 232,04	91 Pa Протактіній (231)	92 U Уран 238,03	93 Np Нептуній (237)	94 Pu Плутоній (244)	95 Am Америцій (243)	96 Cm Кюрій (247)	97 Bk Берклій (247)	98 Cf Каліфорній (251)	99 Es Ейнштейній (252)	100 Fm Фермій (257)	101 Md Менделевій (258)	102 No Нобелій (259)	103 Lr Лоуренсій (260)

