



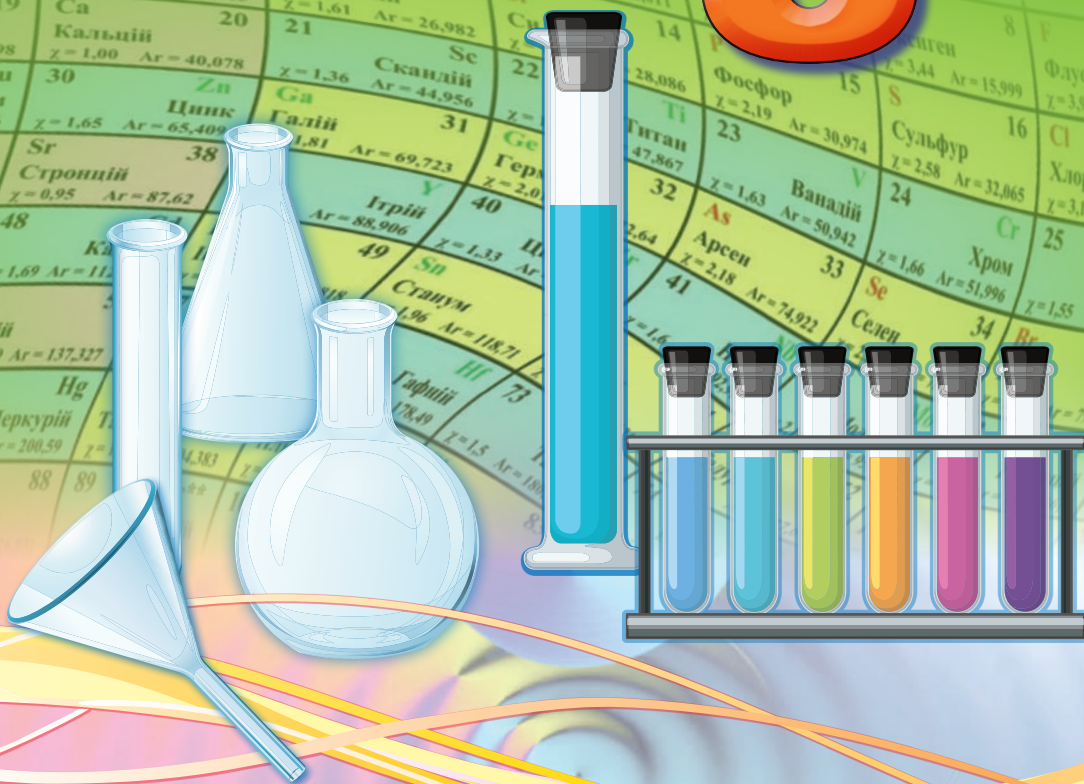
Марія Савчин

ХІМІЯ

ХІМІЯ

8

Марія Савчин



8

2021

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 $A_r = 4,0026$	2	Символ елемента	Порядковий номер								
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 $A_r = 20,18$	10	Ca Кальцій $A_r = 40,078$	20	Назва елемента	Відносна атомна маса елемента													
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 $A_r = 39,948$	18																	
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 $A_r = 83,798$																		
5	6	Rb Рубідій $A_r = 85,468$	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 $A_r = 131,293$																		
6	8	Cs Цезій $A_r = 132,905$	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	Fr Францій $A_r = [223,02]$	88 Ra Радій $A_r = [226,03]$	89 Ac** Актиній $A_r = [227,03]$	104 Rf Резерфордій $A_r = [261,1087]$	105 Db Дубній $A_r = [262,1138]$	106 Sg Сиборгій $A_r = [263,1182]$	107 Bh Борій $A_r = [264,1229]$	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 Nh Ніхоній $A_r = [286]$	114 Fl Флеровій $A_r = [289]$	115 Mc Московій $A_r = [289]$	116 Lv Ліверморій $A_r = [293]$	117 Ts Тенесін $A_r = [294]$	118 Og Оганесон $A_r = [294]$																		
Вищі оксиди		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4																		
Легкі сполуки з Гідрогеном					RH_4	RH_3	H_2R	HR																			
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 Протактіній $A_r = 231,04$	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

Підручник для 8 класу
закладів загальної середньої освіти

2-ге видання, перероблене

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України









Київ
«ГРАМОТА»
2021

УДК 54(075.3)
С13

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 22. 02. 2021 № 243)*

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Умовні позначення:

- | | | | |
|---|------------------------------------|---|------------------------|
|  | — завдання для актуалізації знань; |  | — цікаво знати; |
|  | — завдання для самоконтролю; |  | — лабораторний дослід; |
|  | — запам'ятайте, зверніть увагу; |  | — практична робота; |
|  | — підсумовуємо вивчене; |  | — досліджуємо вдома. |

Савчин М.

С13 Хімія : підруч. для 8 кл. закл. заг. середн. освіти. — 2-ге вид., переробл. / Марія Савчин. — Київ : Грамота, 2021. — 208 с. : іл.

ISBN 978-966-349-865-2

Підручник створено відповідно до вимог Державного стандарту базової і повної загальної середньої освіти щодо навчального предмета «Хімія» та оновленої програми. Зміст навчальних тем сприятиме формуванню предметних компетентностей учнів та учениць. Методичний апарат підручника зорієнтований на вікові особливості дітей, які навчаються у 8 класі, і містить різноманітні види діяльності, що застосовані на різних етапах отримання знань і досвіду.

УДК 54(075.3)

ISBN 978-966-349-865-2

© Савчин М. М., 2021

© Видавництво «Грамота», 2021

ДОРОГІ ДРУЗІ!

У 8 класі ви продовжуєте вивчати хімію — науку про речовини, їхню будову, перетворення та властивості. Цього навчального року ви докладніше ознайомитеся з періодичним законом і структурою періодичної системи та будовою речовин. Це забезпечить вам свідоме вивчення неорганічних сполук: оксидів, кислот, основ і солей, їхнього складу, будови й властивостей.

Під час вивчення хімії у 8 класі ви будете формувати предметні та ключові компетентності, розуміння того, наскільки важливими є хімічні знання для сучасної людини.

Збагатити, розширити й поглибити знання про хімічні елементи та сполуки вам допоможе підручник. Він складається із чотирьох тем і параграфів, у кожному з яких виокремлено підрубрики. Для полегшення роботи з підручником у ньому подано умовні позначення рубрик.

Ознайомтеся зі змістом підручника, зверніть увагу на запропоновані програмою навчальні теми, повторіть основні питання курсу хімії, що розглядалися в 7 класі. У змісті кожного параграфа є рубрика, що зорієнтує вас на результати, яких необхідно досягти. У тексті параграфів уміщено запитання та завдання, за допомогою яких ви зможете пригадати вже відомий вам матеріал або поглибити свої знання під час вивчення нового. Після кожного параграфа є узагальнення вивченого й завдання для самоконтролю, різноманітні за змістом і рівнем складності. Інші рубрики ставлять за мету допомогти вам навчитися досліджувати властивості речовин та аналізувати результати ваших досліджень, самостійно виконувати практичні роботи, робити обчислення, формулювати висновки, готувати навчальні проекти. Швидко пригадати опрацьований матеріал вам допоможуть узагальнення, уміщені наприкінці кожної теми як схеми. Вони містять усі найважливіші поняття, визначення та формули, що розглядалися в темах.

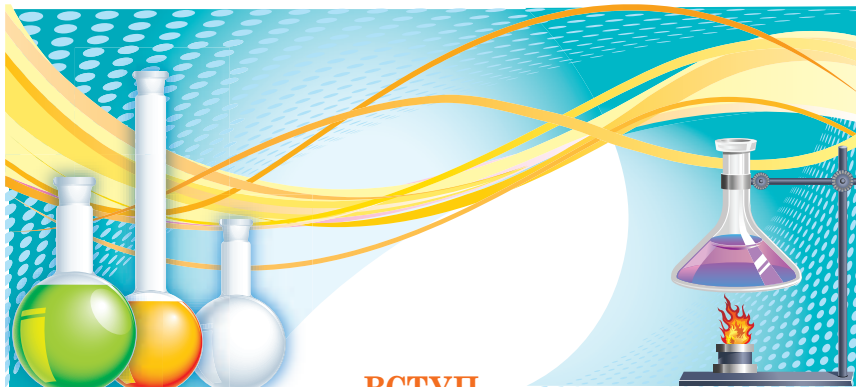
Також допоможуть у роботі «Словник хімічних термінів» і «Предметний покажчик», подані наприкінці підручника.

Тож запрошую вас у нову подорож світом неорганічної хімії.

Бажаю успіхів!

Авторка





ВСТУП

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВИШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ



§ 1. НАЙВАЖЛИВИШІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ. ПРОСТІ І СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ. РЕАКЦІЇ РОЗКЛАДУ ТА СПОЛУЧЕННЯ



Повторивши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* хімічні елементи (не менше 20-ти) за сучасною науковою українською номенклатурою; прості (метали і неметали) і складні (оксиди, основи, кислоти) речовини;
- *формулювати* визначення понять «речовина», «атом», «молекула», «проста речовина», «складна речовина», «реакція розкладу», «реакція сполучення»;
- *записувати* символи хімічних елементів, формули простих і складних речовин, реакції розкладу та сполучення;
- *складати* рівняння реакцій розкладу та сполучення.



Пригадайте найважливіші хімічні поняття з курсу хімії 7 класу.

Найважливіші хімічні поняття. Вам відомо, що хімія — це наука про речовини, їхній склад, будову, властивості й перетворення, що відбуваються з ними. Ви також ознайомилися з поняттями, які є невід’ємними складовими цієї науки.



Пригадайте з курсу хімії 7 класу визначення поняття «речовина».

Становлення хімії як науки відбувалося на основі вивчення складу речовин: учені намагалися встановити, з яких найдрібніших частинок складається кожна з них.



Пригадайте, з яких частинок складаються речовини.

Складовими частинками речовини є молекули, атоми та йони. Поняття «молекула» й «атом» вам уже відомі з курсу хімії 7 класу. З поняттям «йон» ви ознайомитеся, вивчаючи тему «Хімічний зв'язок та будова речовини».



Пригадайте й сформулюйте самостійно визначення понять «молекула», «атом».

Залежно від того, які частинки містять речовини (молекули, атоми чи йони), учені класифікували їх на **речовини молекулярної** та **немолекулярної будови**. Речовини, що складаються з молекул, належать до молекулярних, а ті, складовими яких є атоми та йони, — до немолекулярних.

ПРОСТІ І СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ. Вам відомо, що речовини класифікують на прості і складні залежно від їхнього складу.



Розгляньте й поясніть схему класифікації речовин (рис. 1). Сформулюйте визначення простих і складних речовин.

Наведіть приклади речовин: а) простих; б) складних; в) металів; г) неметалів.

Як вам відомо, речовинам притаманні певні властивості, що виявляються через ознаки. За ними можна встановити, чим речовини відрізняються одна від одної або чим подібні.

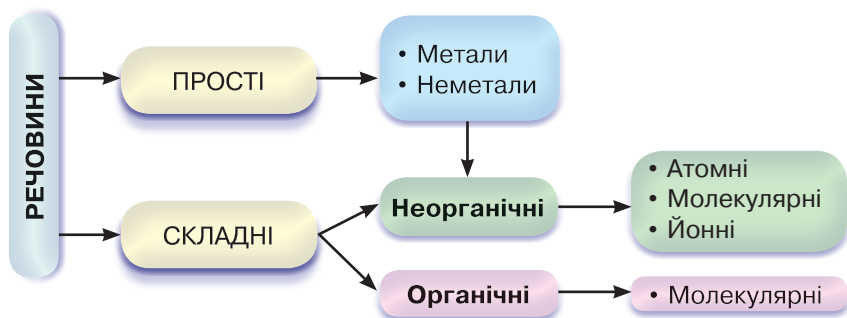


Рис. 1. Схема класифікації речовин





Пригадайте й назвіть властивості речовин. Розгляньте та поясніть схему (рис. 2).

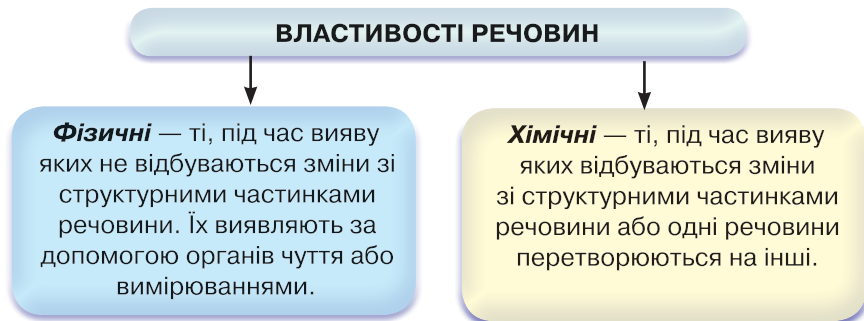


Рис. 2. Схема класифікації властивостей речовин



Наведіть приклади фізичних і хімічних властивостей речовин.

ПЕРЕТВОРЕННЯ РЕЧОВИН. РЕАКЦІЇ РОЗКЛАДУ ТА СПОЛУЧЕННЯ. Під час хімічних реакцій (перетворень) відбувається руйнування одних речовин та утворення інших. Залежно від того, яким чином перегруповуються атоми та які продукти реакцій утворюються, розрізняють кілька типів хімічних реакцій. Два з них вам уже відомі (рис. 3).



Рис. 3. Схема класифікації вивчених хімічних реакцій



Пригадайте з курсу хімії 7 класу такі реакції: а) добування кисню з гідроген пероксиду; б) взаємодії кисню з простими та складними речовинами.

Для реакції добування кисню з гідроген пероксиду характерним є те, що під час нагрівання речовини, коли каталізатором є манган(IV) оксид, утворюються дві речовини: вода й кисень.



Складіть самостійно рівняння реакції добування кисню в лабораторії. Назвіть, до якого типу реакцій вона належить.

Вивчаючи хімічні властивості кисню, ви ознайомилися з реакціями взаємодії кисню з простими та складними речовинами, дізналися про взаємодію води з оксидами. Зокрема, вам відомо, що під час взаємодії кисню з воднем, вуглецем, сіркою, магнієм, залізом, міддю утворюються складні речовини — *оксиди*. Вони містять 2 елементи, один з яких — Оксиген.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії кисню з простими речовинами: металами і неметалами. Назвіть, до якого типу вони належать і якими явищами (ознаками) супроводжуються.

Крім взаємодії з простими речовинами, кисень реагує зі складними: метаном CH_4 і гідроген сульфідом H_2S . В організмі людини відбувається реакція окиснення глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Результатом цих реакцій є оксиди хімічних елементів, що містяться в складних речовинах.



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії кисню зі складними речовинами, згаданими вище. Чим відрізняються реакції горіння та повільного окиснення?



ПІДСУМОВУЄМО ПОВТОРЕНЕ

- **Речовина** — це те, із чого складаються фізичні тіла.
- **Речовини** виявляють фізичні та хімічні властивості. Під час хімічних реакцій відбуваються зміни зі структурними частинками речовин, спричиняючи їхні перетворення.
- **Речовини** поділяють на прості і складні за складом, неорганічні й органічні. **Прості** речовини утворені хімічними елементами одного виду, **складні** — двома або більше хімічними елементами. До простих речовин належать метали і неметали, до складних — оксиди, основи, кислоти.
- **Хімічні реакції** — це перетворення, під час яких відбувається руйнування одних речовин та утворення інших.
- **Реакції розкладу** — перетворення, унаслідок яких з однієї речовини утворюються дві або кілька простих чи складних речовин.
- **Реакції сполучення** — перетворення, під час яких із двох або більше вихідних речовин утворюється одна складна.
- **Хімічні реакції** можуть супроводжуватися зовнішніми ефектами: зміною забарвлення, випаданням осаду або його розчиненням, виділенням газу, випромінюванням світла, виділенням або поглинанням тепла.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть, користуючись періодичною системою, перші 20 хімічних елементів, розміщених у ній. Визначте серед них металічні і неметалічні елементи.
2. Опишіть фізичні властивості: а) металів; б) неметалів.
3. Прочитайте формули сполук і класифікуйте подані речовини на прості і складні: CaO , H_2CO_3 , Na , KOH , Fe_2O_3 , H_2 , N_2O , C , Zn , H_3PO_4 , N_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Cu , O_3 , NaOH , H_2SO_4 .
4. Складіть рівняння реакцій між запропонованими речовинами: а) C і O_2 ; б) CH_4 і O_2 ; в) S і O_2 ; г) P і O_2 ; ґ) H_2S і O_2 ; д) C і S . Назвіть продукти реакцій.
5. Запропонуйте рівняння розкладу, окрім реакції добування кисню з гідроген пероксиду. Складіть рівняння реакцій.
6. Складіть рівняння реакцій між оксидами та водою: а) Na_2O і H_2O ; б) CaO і H_2O ; в) P_2O_5 і H_2O ; г) CO_2 і H_2O . Назвіть продукти реакцій.
7. Випишіть із продуктів реакцій завдання 6 окремо: а) основи; б) кислоти. Поясніть, чому їх називають *гідратами оксидів*.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Для розпушування тіста часто додають харчову соду (натрій гідрогенкарбонат NaHCO_3). Під час випікання продукту тісто «підростає» і стає пухким. Дослідіть, завдяки чому тісто розпушується і яка реакція відбувається з натрій гідрогенкарбонатом за високої температури.

Дослід 2. Візьміть універсальний індикаторний папір і випробуйте ним такі розчини: а) оцтової кислоти; б) шампуню; в) лимонної кислоти; г) гелю для прочищення труб. Що спостерігаєте? Зробіть відповідні висновки про дію речовин на індикатори.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Функції каталізаторів у живих організмах виконують біологічно активні речовини — **ферменти** (від латин. *fermentum* — бродіння), які беруть участь у багатьох біохімічних процесах у клітинах живих організмів. Їх називають **біокаталізаторами**.
- Біокаталізатори, які каталізують окисно-відновні реакції в організмі, називають **оксидоредуктазами**.



§ 2. ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА МАСА, ЇЇ ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ. МАСОВА ЧАСТКА ЕЛЕМЕНТА В СКЛАДНІЙ РЕЧОВИНІ



Повторивши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізнати* поняття «відносна молекулярна маса», «відносна формульна маса», «масова частка елемента»;
- *обчислювати* відносну молекулярну масу речовини за її формулою, масову частку елемента в складній речовині.

Відносна молекулярна маса речовини. З курсу хімії 7 класу вам відомо, що атоми хімічних елементів мають певну масу. Оскільки молекули й інші структурні частинки речовин складаються з атомів, то їм властива кількісна характеристика. Однак маси атомів, як і маси інших структурних частинок речовин, малі, через це користуватися ними під час обчислень дуже важко. Тому вчені запропонували використовувати не абсолютні, а відносні атомні й молекулярні маси. Їх позначають відповідно A_r і M_r .



Пригадайте, у чому відмінність між цими поняттями.



Відносна молекулярна маса — це число, яке показує, у скільки разів маса певної молекули більша за $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.

Її обчислюють за сумою відносних атомних мас елементів, з яких складається молекула. Розглянемо приклад.

Вправа 1. Обчисліть відносну молекулярну масу карбонатної кислоти H_2CO_3 .

$$M_r(\text{H}_2\text{CO}_3) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 12 + 3 \cdot 16 = 2 + 12 + 48 = 62.$$

Для речовин із немалекулярною будовою (йонною, атомною) використовують термін «відносна формульна маса», що означає відношення маси формульної одиниці до $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.



Її позначають, як і відносну молекулярну масу, — M_r , обчислюють аналогічно. Розглянемо приклад.

Вправа 2. Обчисліть відносну формульну масу калій ортофосфату K_3PO_4 .

$$M_r(K_3PO_4) = 3A_r(K) + A_r(P) + 4A_r(O) = 3 \cdot 39 + 31 + 4 \cdot 16 = 212.$$

Обчислення масової частки елемента в складній речовині.

Масові частки хімічних елементів у складних речовинах обчислюють за хімічною формулою.

Як вам відомо, *масова частка елемента* — це відношення маси елемента до маси сполуки, яке виражають формулою:

$$\omega(E) = \frac{nA_r}{M_r},$$

де $\omega(E)$ — масова частка елемента; n — кількість атомів елемента; A_r — відносна атомна маса; M_r — відносна молекулярна (формульна) маса. Щоб обчислити масову частку у відсотках, отриманий результат треба помножити на 100 %. Пригадати, як обчислюють масову частку елемента, вам допоможе задача.

Задача. Обчисліть масову частку Карбону в карбон(IV) оксиді.

Спочатку робимо короткий запис умови задачі (ліворуч), у якому вказуємо, що відомо й що потрібно обчислити.

Відомо:

$$\frac{CO_2}{\omega(C) - ?}$$

Розв'язання

1. Обчислюємо відносну молекулярну масу сполуки:

$$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

2. Обчислюємо масову частку Карбону за формулою:

$$\omega(E) = \frac{nA_r}{M_r}. \quad \omega(C) = \frac{12}{44} \cdot 100 \% = 27,27 \%$$

Відповідь: $\omega(C) = 27,27 \%$.



ПІДСУМОВУЄМО ПОВТОРЕНЕ

- **Відносна молекулярна маса** — число, яке показує, у скільки разів маса певної молекули більша за $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.



Її обчислюють як суму відносних атомних мас елементів, які містить сполука; застосовують під час обчислення відносних молекулярних мас речовин із молекулярною будовою.

- **Відносна формульна маса** — відношення маси формульної одиниці до $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону. Її позначають та обчислюють як відносну молекулярну масу; застосовують для сполук із немолекулярною будовою (атомних і йонних).
- **Масова частка елемента** — відношення маси елемента до маси сполуки, яке виражають формулою: $\omega(E) = \frac{nA_r}{M_r}$.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть відносні молекулярні (формульні) маси сполук:
 - а) N_2 , SO_2 , CuO , $NaCl$;
 - б) SO_3 , B_2O_3 , Mn_2O_7 , HNO_3 ;
 - в) H_3PO_4 , Na_2CO_3 , $Al(OH)_3$, $Al_2(SO_4)_3$.
2. Обчисліть масові частки елементів у сполуках: а) Літію — у літій оксиді Li_2O , Кальцію — у кальцій хлориді $CaCl_2$, Натрію — у натрій гідроксиді $NaOH$; б) Магнію — у магній оксиді MgO , Фосфору — у фосфор(V) оксиді P_4O_{10} , Нітрогену — у нітратній кислоті HNO_3 ; в) Сульфуру — у натрій сульфіді Na_2S , Алюмінію — в алюміній оксиді Al_2O_3 , Фосфору — в ортофосфатній кислоті H_3PO_4 .
3. Обчисліть масові частки елементів у сполуках: а) Фосфору й Гідрогену — у фосфіні PH_3 , Барію та Оксигену — у барій карбонаті $BaCO_3$, Кальцію та Оксигену — у кальцій гідроксиді $Ca(OH)_2$; б) Купруму й Оксигену — у купрум(I) оксиді Cu_2O , Калію та Сульфуру — у калій сульфаті K_2SO_3 , Калію та Гідрогену — у калій гідроксиді KOH .



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Вітаміни — це речовини, які підтримують життєдіяльність організму. Дослідіть наявність вітаміну С (аскорбінової кислоти) у соках лимона, яблука, капусти й мандарина. Для цього в заглибини дна зрізаної поліетиленової пляшки налейте по черзі заздалегідь приготовлені соки об'ємом по 1 мл. Приготуйте синій крохмальний клейстер додаванням до нього кількох крапель спиртового розчину йоду (5%-го) до появи кольору міцної заварки чаю. Додавайте краплями до кожного соку приготовлений клейстер. Виявіть наявність вітаміну С за знебарвленням клейстеру: що швидше клейстер знебарвиться, то більше вітаміну С в цьому соці. Порівняйте отримані результати.





Тема 1

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



§ 3. КОРОТКІ ІСТОРИЧНІ ВІДОМОСТІ ПРО СПРОБИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПОНЯТТЯ ПРО ЛУЖНІ Й ІНЕРТНІ ЕЛЕМЕНТИ, ГАЛОГЕНИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* передумови відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону та створення таблиці класифікації елементів — періодичної системи;
- *наводити приклади* лужних, інертних елементів, галогенів;
- *знати* найважливіших представників лужних та інертних елементів, галогенів; розміщення лужних та інертних елементів, галогенів у періодичній системі; зміни властивостей їхніх сполук з Оксигеном і гідроксидів.



Пригадайте, які відомості про хімічний елемент можна отримати за розміщенням елемента в таблиці періодичної зміни властивостей хімічних елементів, запропонованої Д. І. Менделєєвим.

Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. У 7 класі ви частково ознайомилися з будовою періодичної системи хімічних елементів. Вам відомо, що початком становлення будь-якої науки є збирання та накопичення наукових фактів. Тільки маючи достатньо цих даних, можливо здійснити їхню класифікацію. Відкриття дедалі більшої кількості хімічних елементів, вивчення їхніх простих і складних речовин поставило вчених-хіміків перед фактом, що наявна класифікація елементів на металічні і неметалічні, а простих речовин — на метали і неметали (А.-Л. Лавуазьє) є надто узагальненою та неточною.



У пошуках чинників, які можна взяти за основу класифікації хімічних елементів, німецький учений *Й. В. Деберайнер*, досліджуючи властивості Броду, у 1829 р. виявив, що цей хімічний елемент займає проміжне місце між Хлором і Йодом. Він установив поступову зміну їхніх атомних мас. Пізніше дослідник виокремив ще кілька подібних трійок елементів, які назвав *тріадами*. Це: **Li, Na, K; Ca, Sr, Ba; P, As, Sb; S, Se, Te; Fe, Co, Ni**. Першою була тріада **Cl, Br, I**.

З'ясувалося, що атомна маса середнього елемента кожної з трійок приблизно дорівнює середньому арифметичному атомних мас двох крайніх елементів. Однак ученому не вдалося охопити тріадами всі хімічні елементи, тому інші відомі на той час елементи залишалися поза ними.

Деберайнер Йоганн Вольфганг (1780–1849) знання з хімії отримав самостійно завдяки наполегливій праці. У 1810 р. йому запропонували посаду професора хімії в Єнському університеті. Університет став місцем наукових відкриттів Й. В. Деберайнера. Він виявив каталітичну дію подрібненої платини, що отримало високу оцінку хіміків Європи, адже тоді ще не знали про каталізатори й каталітичні реакції. У 1832 р. Й. В. Деберайнер довів, що подрібнена платина є каталізатором реакції окиснення сульфур(IV) оксиду в сульфур(VI) оксид, з якого можна отримати сульфатну кислоту. Дослідник виявив тріади подібних елементів. Тріади Й. В. Деберайнера стали першою спробою класифікації хімічних елементів за їхніми атомними масами.

Працював учений і як хімік-технолог.



Англійський учений-хімік *Дж. Ньюлендс* розмістив хімічні елементи в один ряд за збільшенням їхніх атомних мас. Аналізуючи властивості елементів і властивості утворених ними простих речовин, він звернув увагу на те, що кожний восьмий елемент і його проста речовина за властивостями подібні до обраного першого, тобто існує деяка закономірність. Учений назвав її «*законом октав*» (аналогічно до октави в музиці, що містить 8 нот). Проте жодних обґрунтувань виявленої ним закономірності цей дослідник не надав.





Ньюлендс Джон (1837–1898) здобув освіту в хімічному коледжі. У 1857 р. він став асистентом хіміка в Королівському сільськогосподарському товаристві. На початку 1860 р. Дж. Ньюлендс познайомився з італійським хіміком *Станіслао Канніццаро*, який привернув його увагу до проблеми атомних мас хімічних елементів. Досліджуючи її, учений склав таблицю, де розмістив усі відомі елементи в порядку збільшення їхніх атомних мас (за даними С. Канніццаро). У 1864 р. дослідник висловив думку про періодичну зміну властивостей елементів.

Дж. Ньюлендс уперше запропонував (1875 р.) термін «порядковий номер» елемента, не вкладаючи в нього особливого фізичного змісту.

Французький геолог *О. Е. де Шанкурту́а* (1820–1886) створив так звану гвинтову модель класифікації елементів, узявши за основу також атомні маси. Він виявив, що подібні елементи потрапляють у вертикальні стовпці.

Німецький хімік *Ю. Л. Маєр* (1830–1895) найближче підійшов до природної класифікації елементів. Він побудував графік залежності властивостей елементів від величини атомних мас, який мав вигляд хвиль. Крива графіка зростала гострим піком у місцях розташування лужних металічних елементів, а потім відбувався спад. Кожний спад і підйом відповідають періоду в сучасній періодичній системі. Другий та третій періоди містили по 7 елементів і практично відповідали «октавам» Дж. Ньюлендса. Водночас Ю. Л. Маєр виявив, що це властиво тільки вказаним періодам, а далі «закон октав» уже не діяв, оскільки наступні періоди вмщували більшу кількість елементів.

У 1864 р. дослідник запропонував таблицю класифікації елементів за зростанням атомних мас, обмежившись 28 елементами, щоб підтвердити закономірність, закладену в триадах *Й. В. Деберайнера*.

Через 6 років Ю. Л. Маєр подав нову таблицю, що складалася з дев'яти стовпців, у яких подібні елементи розміщувалися горизонтально. У деяких клітинках елементи були відсутні. Ця таблиця була найближча до природної класифікації хімічних елементів.



А 1865 р. вчені дійшли висновку про те, що за основу класифікації елементів треба взяти відносні атомні маси як єдину сталу характеристику атома.

Через 4 роки російський учений *Д. І. Менделєєв* (1834–1907) виявив періодичність змін хімічних елементів і зумів пояснити залежність між величиною атомної маси елемента й властивостями простих і складних речовин, утворених цим елементом. Завдяки цій закономірності було відкрито періодичний закон і побудовано таблицю класифікації хімічних елементів. У 1871 р., узагальнивши виявлені закономірності, учений сформулював періодичний закон.

Лужні елементи і їхні прості речовини. У таблиці класифікації хімічних елементів кожний ряд починається лужним металічним елементом.



Подумайте та висловте припущення, чому саме так назвали ці елементи.

Які ж елементи належать до лужних? Родина лужних металічних елементів представлена шістьма елементами. Це *Літій Li*, *Натрій Na*, *Калій K*, *Рубідій Rb*, *Цезій Cs*, *Францій Fr*. До того ж Францій добутий штучно і є радіоактивним. Через високу хімічну активність ці метали в природі не існують у вільному стані.



Визначте розміщення цих металічних елементів у періодичній системі.

Як бачимо з таблиці класифікації елементів, лужні елементи утворюють цілу підгрупу в першому вертикальному стовпці елементів. Це означає, що вони мають подібні як фізичні, так і хімічні властивості, у сполуках завжди одновалентні. Усі прості речовини, утворені цими елементами, є типовими металами.



Пригадайте, які фізичні властивості характерні для металів.

Отже, для лужних металів характерні металічний блиск, висока пластичність, низькі температури плавлення та кипіння, які зі збільшенням їхніх порядкових номерів і відносних атомних мас знижуються. Лужні метали належать до легких, оскільки їхня густина становить від 0,53 до 2,3 г/см³. Можна зробити висновок, що зі збільшенням відносних атом-



них мас лужних елементів змінюються фізичні властивості їхніх простих речовин (табл. 1). Оскільки лужні метали є хімічно активними речовинами, вони легко окиснюються киснем повітря. Літій утворює літій оксид Li_2O . Елемент Натрій утворює пероксид складу Na_2O_2 , а Калій – надпероксид KO_2 .

Таблиця 1

Зміна властивостей лужних металів, їхніх оксидів і гідроксидів

Хімічний елемент		Проста речовина			Умови горіння	Зміна активності	Сполуки лужних елементів		
Назва елементу й простої речовини	A_r	Густина, г/см^3	t плавлення, $^\circ\text{C}$	t кипіння, $^\circ\text{C}$			Формула оксиду	Формула гідроксиду	Зміна розчинності у воді
Літій	7	0,53	180	1370	За нагрівання	Посилюється ↓	Li_2O	LiOH	Зростає ↓
Натрій	23	0,79	98	900			Na_2O	NaOH	
Калій	39	0,85	63	776			K_2O	KOH	
Рубідій	85	1,5	38	705	За звичайних умов		Rb_2O	RbOH	
Цезій	133	1,9	28	688			Cs_2O	CsOH	
Францій	223	2,3	20	650			Fr_2O	FrOH	
Назви збігаються	Зростає	Зростає	Знижуються		Активність висока	У сполуках одновалентні			



Напишіть формули оксидів лужних елементів і з'ясуйте, до якої з груп (основних чи кислотних) вони належать.

Оксиди лужних металічних елементів взаємодіють із водою, унаслідок чого утворюються *гідрати оксидів* (гідроксиди) — основи, розчинні у воді. Загальна формула гідроксидів, утворених лужними металічними елементами, — ROH , де R — йон металічного елемента.



Пригадайте взаємодію основних оксидів із водою. Складіть рівняння реакцій натрій і калій оксидів із водою.

Гідроксиди лужних металічних елементів добре розчинні у воді та змінюють забарвлення фенолфталеїну на малинове.





Який характер проявляють гідроксиди лужних металів?

Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O — *це основні оксиди*.
 LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH — *типові основи (луги)*.

У хімічних властивостях сполук лужних металів спостерігаються певні закономірні зміни. Зокрема, зі збільшенням відносних атомних мас елементів посилюється здатність оксидів і гідроксидів легше загорятися на повітрі, зростає розчинність у воді (*див. табл. 1*).

ГАЛОГЕНИ І ЇХНІ ПРОСТІ РЕЧОВИНИ. Друга родина хімічних елементів — *галогени*, на противагу лужним, складається з типових неметалічних елементів (*табл. 2*). До неї належать **Флуор F**, **Хлор Cl**, **Бром Br**, **Йод I**, **Астат At** (радіоактивний). Назва родини походить від грецьких слів *галос* — сіль і *генос* — походження, що означає «ті, що народжують сіль». Молекули простих речовин галогенів містять 2 атоми.



Напишіть ряд простих речовин, утворених галогенами, і дайте їм назви.

Таблиця 2

Характеристика властивостей галогенів

Назва елемента	Хімічний символ	Відносна атомна маса	Формула простої речовини	Формула сполуку з Гідрогеном	Зміна властивостей легких сполук із Гідрогеном	Формула солі	Солі — тверді кристалічні речовини, розчинні у воді.
Флуор	F	19	F_2	HF	Сила кислот зростає ↓	NaF	
Хлор	Cl	39,5	Cl_2	HCl		NaCl	
Бром	Br	80	Br_2	HBr		NaBr	
Йод	I	127	I_2	HI		NaI	
У сполуках із Гідрогеном і металічними елементами — одновалентні.							
Загальна формула вищих оксидів (крім Флуору та Броду) — R_2O_7 .							
Загальна формула сполук із Гідрогеном — HR . Водні розчини цих сполук — безоксигенові кислоти.							



Пригадайте фізичні властивості, характерні для неметалів. Порівняйте їх із властивостями галогенів.





Рис. 4. Горіння водню в атмосфері хлору

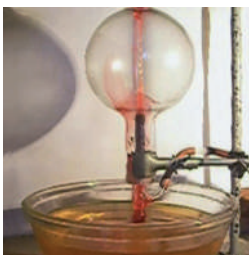


Рис. 5. Розчинення хлороводню у воді (дослід «Фонтан»)

Галогени, як і лужні метали, виявляють високу хімічну активність, тому легко реагують із багатьма простими речовинами. Загальна формула оксидів, у яких галогени мають максимальну валентність (крім Флуору та Броду), — R_2O_7 , де R — відповідний неметалічний елемент.

Прості речовини галогени під час реакцій із воднем за певних умов утворюють леткі сполуки складу HF , HCl , HBr , HI . Водень згоряє у хлорі блакитним полум'ям (рис. 4), унаслідок чого утворюється *гідроген хлорид* (хлороводень) — газ, добре розчинний у воді. Розчинення цього газу у воді супроводжується утворенням фонтана (рис. 5).

Усі *гідроген галогеніди* — добре розчинні у воді гази. Їхні водні розчини змінюють забарвлення лакмусу та метилового оранжевого на червоний та рожевий кольори відповідно, що вказує на наявність кислого середовища. Інакше кажучи, у розчинах гідроген галогеніди є кислотами.



Складіть рівняння взаємодії галогенів із натрієм і воднем. Зазначте тип хімічних реакцій.

Хімічна активність галогенів є неоднаковою. Зі збільшенням відносних атомних мас елементів вона послаблюється від Флуору до Йоду, а отже, послаблюється утворення сполук галогенів із воднем.

ІНЕРТНІ ЕЛЕМЕНТИ. До родини *інертних елементів* належать *Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe*. Вони утворюють головну підгрупу (A) VIII групи періодичної системи. Характерною особливістю цих елементів є те, що їхні атоми не сполучаються між собою і не утворюють сполук ні з Гідрогеном, ні з металічними елементами. Символи хімічних елементів і формули їхніх молекул — ідентичні. Прості речовини цих елементів відомі під назвою *благородні гази*. Під час пропускання крізь них електричного струму вони світяться різними кольорами. Цю властивість використовують у рекламній галузі.





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У міру накопичення знань про хімічні елементи з'явилася потреба їхньої класифікації. Попередниками **Д. І. Менделєєва** були німецький учений **Й. В. Деберайнер**, англійський учений-хімік **Дж. Ньюлендс**, французький геолог **О. Е. де Шанкуртуа** та німецький хімік **Ю. Л. Маєр**. Вони виявили, що за основну ознаку класифікації необхідно взяти єдину сталу характеристику атома — **відносну атомну масу**.
- Дослідивши подібність окремих хімічних елементів, їхніх простих і складних речовин, учені виокремили кілька родин подібних елементів, зокрема **лужні й інертні елементи, галогени**.
- **Лужні елементи** — природна родина металічних елементів, що утворюють подібні між собою за властивостями прості і складні речовини. Прості речовини — типові метали, їхні оксиди **R₂O** проявляють **основні** властивості, а сполуки оксидів із водою — гідроксиди **RON** добре розчинні у воді та є **лугами**.
- **Хімічна активність** лужних металів посилюється зі зростанням відносної атомної маси елементів.
- **Галогени** — природна родина активних неметалічних елементів, що утворюють прості речовини типових неметалів, молекули яких двоатомні. Зі зростанням відносної атомної маси елементів хімічна активність послаблюється. Галогени реагують із воднем та іншими простими речовинами.
- **Інертні елементи** — природна родина елементів, що виявляють стійку інертність до інших речовин. Утворені ними прості речовини одноатомні, перебувають у газоподібному стані. Під час пропускання крізь них електричного струму світяться різними кольорами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть учених, які до відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону намагалися класифікувати хімічні елементи.
2. Поясніть історичні передумови відкриття періодичного закону.
3. Укажіть першу класифікацію елементів, яку було запропоновано в хімії: а) поділ елементів на тріади за значенням їхніх атомних мас; б) поділ на металічні й неметалічні елементи.
4. Назвіть два-три представники: а) лужних та інертних елементів; б) галогенів.
5. Напишіть формули простих речовин, що утворені Флуором, Хлором і Бромом, прочитайте їх.
6. Назвіть природні родини хімічних елементів, подібних за властивостями.



7. Перелічіть подібні властивості: а) лужних металів; б) галогенів.
8. Поясніть, як змінюється хімічна активність із зростанням відносних атомних мас елементів: а) металічних; б) неметалічних.
9. Охарактеризуйте подібні хімічні властивості: а) лужних металів; б) галогенів.
10. Складіть рівняння реакцій між простими речовинами: Na і Cl_2 ; H_2 і Br_2 . Укажіть, до якого типу вони належать.
11. Охарактеризуйте властивості інертних елементів.
12. Поясніть, чому ви вивчаєте 3 групи елементів, що належать до найтипівіших металічних, неметалічних та інертних.
13. Обґрунтуйте на конкретних прикладах подібність і відмінність властивостей: а) металів; б) неметалів.
14. Складіть, скориставшись зразком реакції взаємодії натрій оксиду з водою, рівняння реакцій з водою: а) літій оксиду; б) калій оксиду. Обчисліть масову частку Оксигену в літій гідроксиді.
15. Поясніть, як уникнути отруєння хлором, знаючи, що цей газ має відносну молекулярну масу 71.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Через високу хімічну активність лужні метали зберігають у запаяних ампулах.
- Натрій і калій у вільному стані добув англійський учений Г. Деві в 1808 р., вивчаючи властивості невідомих металів.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Користуючись картою корисних копалин України та вашими знаннями з географії, визначте, де в Україні залягають мінерали, які містять солі хлору.



§ 4. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення періодичного закону Д. І. Менделєєва;
- *розуміти* залежність зміни властивостей хімічних елементів і їхніх сполук від атомних мас елементів;
- *пояснювати* періодичність зміни властивостей елементів і їхніх сполук.





Пригадайте з курсу хімії 7 класу, з яких складових побудована періодична система.

Перелічіть, які відомості про хімічні елементи 11 і 15 можна отримати з періодичної системи.

Відкриття періодичного закону. Вам відомо, що періодичною системою хімічних елементів можна користуватися як довідковою таблицею для визначення назви елемента і його простої речовини, відносних атомних мас елементів. Але ви ще не ознайомлені з основними закономірностями, що спостерігаються в періодах і групах, а також із тим, чому властивості елементів і їхніх сполук змінюються залежно від атомних мас елементів.

На час відкриття періодичного закону було відомо 63 хімічні елементи, проте багато з них залишалося поза вже відомими класифікаціями. Д. І. Менделєєв зробив висновок, що між усіма елементами існує взаємозв'язок. Щоб довести це, за основу класифікації він обрав відносну атомну масу як єдину сталу на той час характеристику атома.

Учений виготовив картки, у яких зазначалися символи елементів, відносні атомні маси, фізичні властивості простих речовин, вищі оксиди й гідрати оксидів відповідних елементів, і розмістив ці картки в ряд за зростанням відносних атомних мас елементів. Аналізуючи всі відомості, він звернув увагу на повторюваність властивостей через певну кількість елементів.

Щоб краще зрозуміти відкритий Д. І. Менделєєвим періодичний закон, простежмо шлях від його відкриття до створення таблиці класифікації хімічних елементів, що отримала назву *періодична система*.

Зміну властивостей елементів і їхніх сполук наведено в *таблиці 3 (с. 22)*. Проаналізувавши подані в ній відомості, ви зрозумієте хід думок Д. І. Менделєєва. Як бачимо, через певну кількість елементів їхні властивості повторюються. Аналогічно спостерігається зміна властивостей сполук: вищих оксидів, гідратів оксидів, летких сполук із Гідрогеном. Від Літію до Нітрогену валентність елементів зростає від 1 до 4, а від Натрію до Хлору — від 1 до 7. Так само відбувається зміна валентності елементів у гідратах оксидів. У сполуках неметалічних елементів із Гідрогеном (летких сполуках) валентність атомів елементів спадає від 4 до 1.



**Зміна властивостей елементів і їхніх сполук
зі зростанням відносних атомних мас**

Символ хімічного елемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Відносна атомна маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	–	–	–
Гідрат вищого оксиду	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	–	–	–
Летка сполука з Гідрогеном	–	–	–	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	–
Символ хімічного елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	–
Гідрат вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	–
Летка сполука з Гідрогеном	–	–	–	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	–
Загальна формула вищого оксиду	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	–
Загальна формула леткої сполуки з Гідрогеном	–	–	–	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	–

Д. І. Менделєєв пронумерував складений ряд елементів, унаслідок чого кожний із них отримав **порядковий номер**. Далі він виокремив ряди, що починаються лужним металічним елементом і закінчуються галогеном (інертні елементи на той час ще не були відкриті), і побачив, що через певний проміжок їхні властивості періодично повторюються. Ці ряди було названо **періодами**. Розмістивши їх один під одним, учений склав таблицю, яка допомогла з'ясувати закономірний характер періодичної зміни властивостей елементів і їхніх сполук.



Досліджуючи й надалі властивості елементів та утворених ними сполук, а також довівши існування природних груп, Д. І. Менделєєв сформулював виявлену закономірність як **періодичний закон**.

У трактуванні Д. І. Менделєєва, яке він сформулював 18 лютого 1869 р., закон звучав так: **властивості елементів, а тому й властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від величини їхніх атомних ваг**.

Однак ця закономірність спостерігалася не в усіх періодах. Виникали певні порушення зі значенням відносних атомних мас, які потребували уточнень. До того ж учений виявив, що в окремих рядах (періодах) відсутні деякі елементи. Це вказувало на існування ще не відкритих на той час елементів. Для деяких із них Д. І. Менделєєв визначив можливі значення відносних атомних мас, склад і властивості простих і складних сполук, указав місце в періодичній системі.

Подальші наукові відкриття довели універсальність класифікації на основі періодичного закону. Згодом були відкриті елементи Галій Ga (з порядковим номером 31), Скандій Sc (21) і Германій Ge (32). Відкриття цих елементів сприяло визнанню періодичного закону, а періодичну систему почали вважати справді природною класифікацією хімічних елементів.

Пізніше у визначенні періодичного закону термін «вага» було замінено на термін «маса», оскільки вага залежить від того, у якому місці виконують зважування. Маса ж є незмінною характеристикою атома. Тому в новому трактуванні закон формулюють так:



Властивості елементів, а тому й властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від величини їхніх атомних мас.

Отже, створена Д. І. Менделєєвим періодична система є графічним відображенням періодичного закону. Подальші наукові дослідження будови атома не заперечили відкриття періодичного закону, а, як і передбачав учений, дали йому нове життя — «надбудову і розвиток».





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Періодичний закон** відкрито Д. І. Менделєєвим на основі природної класифікації хімічних елементів і їхніх сполук.
- **Ознакою класифікації** обрано відносну атомну масу — єдину сталу характеристику елементів.
- Розміщення елементів у порядку зростання їхніх відносних атомних мас сприяло виявленню періодичності повторення властивостей елементів і сполук, утворених ними. Це дало змогу сформулювати періодичний закон.
- **Періодичний закон** є універсальним законом природи. Завдяки цьому закону створено підґрунтя для подальших наукових відкриттів не тільки в хімії, а й в інших природничих науках; доведено існування в природі нових, не відомих на той час хімічних елементів і штучно добутих радіоактивних. Його подальший розвиток забезпечує розуміння взаємозв'язків між елементами і їхніми сполуками, сприяє відкриттю та застосуванню нових сполук і матеріалів на їхній основі.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, яку основну ознаку обрав Д. І. Менделєєв для класифікації хімічних елементів і чому.
2. Сформулюйте сучасне визначення періодичного закону.
3. Поясніть, чому графічне відображення періодичного закону Д. І. Менделєєв назвав *періодичною системою*.
4. Наведіть приклади на підтвердження правильності періодичного закону.
5. Поясніть, користуючись *таблицею 3 (с. 22)*, зміну валентності елементів у вищих оксидах, гідратах оксидів, летких сполуках неметалічних елементів із Гідроеном.



§ 5. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ, ЇЇ СТРУКТУРА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, чому саме таке графічне зображення має таблиця періодичної зміни хімічних елементів — періодична система;
- *розрізняти* великі й малі періоди, головні (А) й побічні (Б) підгрупи періодичної системи;



- *пояснювати* періодичність зміни властивостей хімічних елементів;
- *використовувати* інформацію, закладену в періодичній системі, для класифікації елементів (металічний чи неметалічний) і визначення їхньої валентності; класифікації простих речовин (метал чи неметал); визначення хімічного характеру оксидів (кислотний, амфотерний, основний), гідратів оксидів (кислота, амфотерний гідроксид, основа), легких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном.

СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Періодичний закон відображений у численних варіантах періодичної системи (*див. короткий і довгий варіанти на форзацах*). Щоб краще зрозуміти, чому таблицю назвали періодичною системою, з'ясуємо, що ж таке *система*. Поняття «система» означає цілісність, що складена із частин, взаємозв'язаних певними залежностями. Тому основне наше завдання — знайти залежності між елементами і їхніми сполуками, які уможливають твердження, що відомості про них є дійсно системними.

Хімічні елементи, розміщені в ряд у порядку збільшення відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв пронумерував і назвав ці цифри *порядковими номерами*. Потім він поділив утворений ряд на коротші ряди, у яких спостерігалася зміна властивостей від типових металічних (лужних) до типових неметалічних елементів (галогенів). Ці ряди отримали назву *періоди*. Після відкриття інертних елементів їх розмістили за галогеном, тому в сучасній періодичній системі вони завершують кожний період.



Періоди — горизонтальні ряди елементів, розміщених у порядку збільшення їхніх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом.

Періоди вміщують 2, 8, 18 або 32 елементи. Залежно від кількості елементів їх поділяють на малі та великі (*див. форзаці*). Періодична система складається із семи періодів, що утворюють 11 рядів. Сьомий період донедавна був незавершений. Нині він, як і шостий, вміщує 32 елементи, з актиноїдами включно.



Періоди, у яких елементи розміщені в один ряд, називають *малими*. *Великі* періоди складаються з двох рядів (рис. 6).

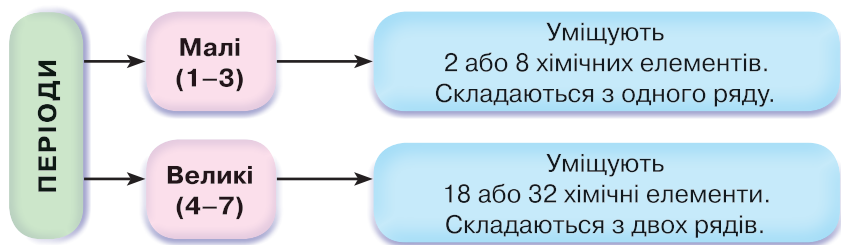


Рис. 6. Схема класифікації періодів

Розміщені один під одним періоди утворюють таблицю, у якій чітко вирізняються вертикальні стовпці — *групи*. До них потрапляють елементи, подібні за властивостями (табл. 3, с. 22).



Групи — вертикальні стовпці хімічних елементів із подібними властивостями.



Назвіть самостійно три відомі вам природні родини елементів.

Короткий варіант періодичної системи (див. форзац 1) містить 8 груп, пронумерованих римськими цифрами від I до VIII. Кожну з груп поділено на 2 *підгрупи*: *головну (А)* та *побічну (Б)*. Схематично це можна зобразити так (рис. 7).

Період	Ряд	II група		Період	Ряд	VII група	
		А	Б			А	Б
2	2	Be		2	2	F	
3	3	Mg		3	3	Cl	
4	4	Ca		4	4		Mn
	5		Zn		5	Br	
5	6	Sr		5	6		Tc
	7		Cd		7	I	
6	8	Ba		6	8		Re
	9		Hg		9	At	
7	10	Ra		7	10		Bh
	11		Cn		11	Ts	

Рис. 7. Схема розміщення елементів у підгрупах:

a — II групи; *б* — VII групи

Як бачимо зі схеми, елементи II групи (рис. 7, а) поділені на 2 підгрупи. До складу головної підгрупи входять елементи малих (першого–третього) і великих (четвертого–сьомого) періодів. Це металічні й неметалічні елементи. Вони розміщені ліворуч. У побічній підгрупі — елементи лише великих періодів: Цинк, Кадмій, Меркурій та Коперницій, тобто тільки металічні.



Назвіть самостійно, користуючись періодичною системою, елементи головної та побічної підгруп VII групи.

Особливу будову має VIII група (рис. 8). Її побічна підгрупа містить 3 тріади металічних елементів, що отримали назву *родина Феруму*, а всі інші — платинові елементи. Головна підгрупа — інертні елементи, якими завершується кожний період.

Період	Ряд	VIII група		
		А	Б	
1	1	He		
2	2	Ne		
3	3	Ar		
4	4	Fe	Co	Ni
	5	Kr		
5	6	Ru	Rh	Pd
	7	Xe		
6	8	Os	Ir	Pt
	9	Rn		
7	10	Hs	Mt	Ds
	11	Og		

Рис. 8. Схема розміщення елементів у підгрупах VIII групи



Сформулюйте самостійно визначення головних і побічних підгруп.

ІНШІ СТРУКТУРНІ ЧАСТИНИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ. У періодичній системі під сьомим періодом розміщені 2 ряди *загальних формул*: вищі оксиди й леткі сполуки елементів із Гідрогеном. Це означає, що елементи, які входять до цієї групи, виявляють максимальну валентність. Вона відповідає номеру групи. Отже, за номером групи легко визначити *максимальну валентність* елемента (крім Гідрогену, Оксигену, Флуору).



Леткі сполуки елементів із Гідрогеном утворюють неметалічні елементи. У періодах вони розміщені в А підгрупах IV–VII груп. За загальними формулами цих сполук визначають **валентність елемента в сполуці з Гідрогеном**.

Зазначимо, що періодична система завершується ще двома рядами елементів за назвами *Лантанойди* та *Актиноиди*. Вони об'єднані в родини, названі за подібністю до Лантану (елемент 57) та Актинію (елемент 89), і виявляють подібні до них властивості. Через те, що в одну клітинку періодичної системи вони не поміщаються, їх винесено окремими рядками.

Отже, розміщення елементів за групами полегшує їхнє вивчення. Знаючи будову та властивості одного елемента, можна спрогнозувати будову й властивості всіх інших, що входять до складу групи чи підгрупи.



Пригадайте, у чому виявляється подібність властивостей природних груп металічних і неметалічних елементів та їхніх сполук.

У *довгому варіанті* періодичної системи, на відміну від короткого, періодом є кожний горизонтальний ряд елементів. Цей варіант містить 18 груп, поділ на підгрупи тут відсутній (*див. форзац 2*).

ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРІОДІВ І ГРУП. У періодах спостерігаються певні закономірності. У малих періодах зі збільшенням відносних атомних мас елементів відбувається **послаблення їхніх металічних і посилення неметалічних властивостей**. Аналогічні зміни відбуваються з властивостями оксидів і гідратів оксидів, утворених цими елементами: **основні властивості послаблюються, а кислотні — посилюються**. Наприклад, проаналізуємо третій період (*табл. 4*).

У головних підгрупах теж спостерігаються певні зміни у властивостях елементів. Зі збільшенням відносних атомних мас елементів **посилюються їхні металічні властивості й послаблюються неметалічні**. Тому **хімічна активність** для металів посилюється, а для неметалів — послаблюється. Через це в оксидах і гідратах оксидів, утворених металічними елементами, **посилюються основні властивості**. В оксидах і гідратах оксидів неметалічних елементів спостерігається **послаблення їхнього кислотного характеру**.



Зміна характеру елементів і властивостей їхніх сполук у третьому періоді

Символ елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Проста речовина	метал	метал	подвійні властивості	неметал	неметал	неметал	неметал	інертний
<p>Зі збільшенням атомних мас елементів металічні властивості послаблюються, неметалічні — посилюються.</p> <p style="text-align: right;">—————→</p>								
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Гідрат вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Характер оксиду та гідроксиду	основний, основа	основний, основа	амфотерний	кислотний, слабка кислота	кислотний, кислота	кислотний, кислота	кислотний, кислота	—
<p>Послаблюються основні й посилюються кислотні властивості оксидів і гідроксидів, а для летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном посилюються кислотні властивості водних розчинів.</p> <p style="text-align: right;">—————→</p>								

Вам уже відомо, що за номером групи можна визначити максимальну валентність елемента в сполуках. Однак треба пам'ятати про те, що існують винятки для елементів деяких підгруп. Такими винятками є елемент I групи побічної підгрупи Купрум та елемент головної підгрупи VII групи Флуор.

Крім того, урахувавши хімічні властивості елементів і їхніх сполук, Д. І. Менделєєв зробив кілька правок, що суперечили загальній закономірності. Тому вчений розмістив Аргон Ar перед Калієм K, Телур Te — перед Йодом I, Кобальт Co — перед Нікелем Ni.



Знайдіть у періодичній системі значення відносних атомних мас цих елементів і поясніть, які саме порушення ви спостерігаєте.





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Періодичний закон**, відкритий Д. І. Менделєєвим, графічно відображено в таблиці, яка отримала назву *Періодична система хімічних елементів*.
- **Періодична система** має чітку структуру, де кожний елемент зайняв своє місце й отримав відповідну характеристику. Складовими періодичної системи є періоди та групи.
- **Періоди** — горизонтальні ряди елементів, розміщених у порядку збільшення їхніх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом. Періоди, залежно від кількості елементів, поділяють на **малі** (2 або 8 елементів) і **великі** (18 або 32 елементи).
- **Групи** — вертикальні стовпці хімічних елементів із подібними властивостями. Групи поділяють на **головні (А)** та **побічні (Б) підгрупи**. Головні підгрупи вміщують елементи малих і великих періодів, а побічні — елементи тільки великих періодів.
- **У періодах** зі збільшенням відносних атомних мас елементів послаблюються металічні властивості й посилюються неметалічні. В оксидах і гідратах оксидів, утворених цими елементами, відбувається послаблення основних і посилення кислотних властивостей; посилюється кислотний характер водних розчинів легких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном.
- **У головних підгрупах** зі збільшенням відносних атомних мас елементів посилюються металічні властивості й послаблюються неметалічні. В оксидах і гідратах оксидів відбувається послаблення кислотних властивостей.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) періоду; б) групи.
2. Назвіть, користуючись періодичною системою, хімічні елементи першого–третього періодів.
3. Поясніть, які зміни спостерігаються в періоді від лужних металічних до інертних елементів.
4. Назвіть ознаки, які Д. І. Менделєєв узяв за основу класифікації елементів. Поясніть чому.
5. Обґрунтуйте, чому відкритий Д. І. Менделєєвим закон отримав назву *періодичний закон*, а таблиця, що є графічним його відображенням, названа *періодичною системою*.
6. Поясніть, як зі збільшенням відносних атомних мас елементів змінюються властивості елементів, їхніх оксидів і гідратів оксидів: а) у періодах; б) у головних підгрупах.
7. Доведіть, що в групах об'єднані подібні за властивостями елементи, на прикладі: а) лужних металічних елементів; б) галогенів.



§ 6. БУДОВА АТОМА. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* будову атомів, склад атомних ядер і сучасне трактування періодичного закону;
- *розрізняти* поняття «протони», «нейтрони», «електрони», «нуклони», «нукліди»;
- *пояснювати* фізичну сутність порядкового номера елемента;
- *уміти* визначати будову атома, заряд його ядра, користуючись періодичною системою хімічних елементів.



Пригадайте, що вам відомо про будову атомів хімічних елементів із курсу хімії 7 класу.

Ядро й електронна оболонка. Під час вивчення поняття «хімічний елемент» ви вже частково ознайомилися з будовою атома. Вам відомо, що первісна назва *атом*, яка в перекладі означає «неподільний», на сьогодні є умовною. Дійсно, цю частинку тривалий час вважали неподільною. Однак неподільність атома спростували дослідження французького фізика *А. Беккереля* (1852–1908), якому належить відкриття явища радіоактивності (1896 р.). Англійський фізик *Е. Резерфорд* (1871–1937) використав це відкриття для підтвердження складності будови атома. Досліджуючи природу радіоактивного випромінювання, учений у 1911 р. запропонував *ядерну (планетарну) модель будови атома*, згідно з якою складовими частинами атома є *ядро й електронна оболонка*. Ядро, що має позитивний заряд, розміщене в центрі атома, а навколо нього на певних віддальях (орбітах) знаходяться негативно заряджені електрони (*рис. 9*).

Оскільки атом є електронейтральною частинкою, позитивний заряд ядра компенсує відповідна кількість електронів.

Склад атомних ядер. Відкриття будови атома стало поштовхом до подальших його досліджень. Через кілька років *Е. Резерфорд* виявив, що ядро атома також складне утво-

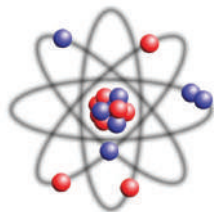


Рис. 9. Ядерна (планетарна) модель будови атома (за *Е. Резерфордом*)



рення. У ядрі містяться позитивно заряджені частинки — **протони** p^+ , що мають масу $1,6726 \cdot 10^{-27}$ кг. Цю абсолютну величину приймають за одиницю вимірювання маси протона, що дорівнює 1. Протон — елементарна частинка атомного ядра з позитивним електричним зарядом $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл. Це значення заряду протона прийнято за одиницю вимірювання $+1$. Інший англійський учений *Дж. Чедвік* (1891–1974) експериментально виявив нейтральну частинку ядра й дав їй назву **нейтрон** n^0 . Було встановлено, що маса нейтрона така сама, як маса протона.

Порівняно з протоном і нейтроном маса електрона в 1840 разів менша й становить $9,1 \cdot 10^{-28}$ г, або $1/_{1840}$. Електрон — це елементарна частинка з найменшим негативним електричним зарядом, що чисельно дорівнює заряду протона. Це значення прийнято за одиницю вимірювання електричного заряду електрона -1 . Оскільки протони є позитивно зарядженими частинками із зарядом $+1$, а нейтрони — електронейтральними, то **заряд ядра атома визначають за числом протонів у ядрі**. Заряд ядра атома Карбону становить $+6$, а атома Оксигену — $+8$. Отже, заряд ядра атома відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. У цьому полягає **фізична сутність порядкового номера елемента**. Зважаючи на те, що порядковий номер елемента вказує на заряд ядра атома, учені сформулювали сучасне трактування періодичного закону.



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

Загальна назва протонів і нейтронів у ядрі атома — **нуклон**.

Спрощено будову ядра атома Карбону показано на *рисунок 10*. Ядра атомів — це **система нуклонів** (A), взаємозв'язаних ядерною силою.

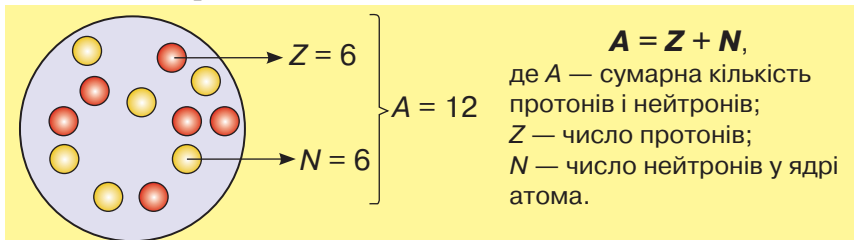


Рис. 10. Схема будови ядра атома Карбону

Від кількості нуклонів, які містяться в ядрі, залежить утворення різних видів атомних ядер — *нуклідів*. Отже, *нуклід* — це різновид атомів із певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Загальну кількість протонів і нейтронів у ядрі атома називають *нуклонним числом*.

Кількість протонів у ядрі позначають *протонним числом*. Оскільки основою атома є ядро, його позначають символом елемента, біля якого вгорі зліва проставляють *нуклонне*, а внизу зліва — *протонне* числа (рис. 11).



Рис. 11. Символьне позначення ядер атомів Оксигену й Карбону

Вам уже відомо, що атом — електронейтральна частинка. Тому позитивний заряд ядра атома компенсують негативно заряджені електрони, які перебувають навколо ядра. Науковці виявили, що електрони розміщуються не безладно, а на певній віддалі від ядра, яка зумовлена запасом їхньої енергії.

Віддалі, на яких перебувають електрони відносно ядра атома, називають *енергетичними рівнями*. Певна кількість енергетичних рівнів утворює *електронну оболонку атома*.

Отже, урахувавши будову атомів хімічних елементів, можна зробити висновки.

1. Атом є складною системою, утвореною з ядра й електронної оболонки.

2. Ядро атома містить певну кількість нуклонів, що дорівнює сумі протонів Z і нейтронів N .

3. Різновид атомів одного хімічного елемента з певним числом протонів і нейтронів у ядрі називають *нуклідом*.

4. Навколо ядра атома перебувають електрони, кількість яких відповідає величині заряду ядра. Сукупність усіх електронів утворює електронну оболонку атома.

5. Електрони в електронній оболонці розміщені на певних віддалях від ядра, які називають *енергетичними рівнями*.



Зважаючи на будову атомів, було уточнено визначення поняття «хімічний елемент».



Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).

Визначення будови атома за періодичною системою. Будову атомів хімічних елементів дуже зручно визначати, користуючись періодичною системою. На кількість протонів вказує протонне число (у Д. І. Менделєєва — порядковий номер елемента). Якщо від числового значення відносної атомної маси елемента, що теж зазначена в періодичній системі, відняти число протонів, то отримана різниця відповідає числу нейтронів у ядрі атома. Число електронів в електронній оболонці відповідає числу протонів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Дослідження радіоактивного випромінювання змінили усталену думку вчених про неподільність атома. Зокрема, Е. Резерфорд установив, що атом складається з позитивно зарядженого **ядра** й **електронної оболонки**, яка компенсує заряд ядра, а тому атом є **електронейтральною частинкою**.
- Ядро атома містить **протони** — позитивно заряджені частинки з електричним зарядом $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, прийнятим за одиницю вимірювання $+1$, і масою 1 та **нейтрони** — електронейтральні частинки з масою 1. Загальна назва протонів і нейтронів у ядрі — **нуклон**. Від кількості нуклонів у ядрі залежить утворення різних видів атомних ядер — **нуклідів**.
- Заряд ядра атома визначають за кількістю протонів у ядрі — **протонним числом**, що відповідає порядковому номеру елемента. У цьому полягає **фізична сутність порядкового номера** елемента.
- **Хімічний елемент** — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть складові частини атомів хімічних елементів.
2. Сформулюйте визначення періодичного закону: а) у трактуванні Д. І. Менделєєва; б) у сучасному трактуванні з погляду будови атома.



3. Зобразіть у зошиті ядерну модель будови атома Нітрогену й зазначте його складові частини.
4. Назвіть частинки, що входять до складу атомних ядер, опишіть будову ядра.
5. Поясніть фізичну сутність порядкового номера елемента в періодичній системі.
6. Позначте, користуючись періодичною системою, числове значення протонного числа в атомі Фосфору.
А 30 Б 15 В 16 Г 31
7. Охарактеризуйте, користуючись періодичною системою, будову атома елемента з порядковим номером 20.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Існують різновиди атомів одного й того самого хімічного елемента, що мають однаковий заряд ядра (*протонне число*), але різні *нуклонні числа*. Їх називають **ізотопами** (від грецьк. *іzos* — рівний, однаковий). Наявність ізотопів пояснює дробові значення відносних атомних мас елементів, оскільки їх обчислюють з урахуванням масової частки кожного нукліда в природі.
- Ізотопи поділяють на стабільні та радіоактивні.
- Радіоактивні ізотопи виявляють здатність самовільно розкладатися на атоми (нукліди) інших елементів, вивільняючи при цьому радіоактивне випромінювання, що має велику проникну здатність і згубно впливає на живі організми. Навіть невисокі, але тривалі дози радіоактивного випромінювання викликають пневмонію, анемію, діабет, порушують роботу імунної системи людини тощо.
- Щоб зменшити вплив радіації на організм, у зонах підвищеної радіації треба ретельно дотримуватися порад фахівців щодо збереження здоров'я в цих складних умовах. Зокрема, необхідно: дотримуватися особистої гігієни; споживати якісні, не забруднені радіонуклідами продукти харчування та воду; дбати про чистоту одягу, взуття, приміщень.
- Учені розробили метод «мічених атомів» із використанням радіоактивних ізотопів. У хімії за його допомогою з'ясовують механізми хімічних реакцій; у медицині використовують для встановлення правильного діагнозу та з лікувальними цілями; у техніці — для виявлення тріщин у недоступних місцях різних приладів.





§ 7. СТАН ЕЛЕКТРОНІВ В АТОМІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, що електрони в атомі перебувають у постійному русі; поняття «атомна орбіталь», «електронна густина»; форми орбіталей і їхнє просторове розміщення;
- *розуміти* поняття «спін», «антипаралельні спіни»;
- *розрізняти* форми *s*- і *p*-орбіталей.

Подальше вивчення будови атома підтвердило припущення вчених, що електрони в атомі перебувають у постійному русі. Однак ядерна (планетарна) модель будови атома виявилася недосконалою, оскільки не дала чітких уявлень про розподіл електронів у просторі, який утворюється навколо ядра атома, і їхній рух. Крім того, під час обертання навколо атомного ядра електрони мали б втрачати енергію та впасти на ядро, чого насправді не відбувається. Це спонукало дослідників будови атома до нових роздумів і наштотувало на думку про те, що електрон має подвійну природу. Зокрема, як установив французький фізик *Л. де Бройль* (1892–1987), крім властивостей мікрочастинки, електрон виявляє властивості хвилі. Висновок: фізичні закони про рух великих тіл не відповідають уявленням про рух електронів.

Стан електронів в атомі. Дослідженнями встановлено, що електрон, знаходячись в атомі, не описує чітко виражену траєкторію, а утворює певний об'єм простору навколо ядра — *атомну орбіталь*. Тому йдеться про більшу чи меншу ймовірність (до 90 %) перебування його в цьому просторі.



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

Отже, електрон перебуває в певний проміжок часу на атомній орбіталі. Оскільки електрону, крім властивостей частинки, притаманні й властивості хвилі, одночасно визначити швидкість і напрямок його руху неможливо. Досліджено, що



швидкий рух електрона навколо ядра спричиняє утворення «електронної хмари» (уявіть собі рух прив'язаної до нитки кульки, яку швидко обертають). Ця хмара має певну густину негативного заряду, що ніби розтягується в об'ємі руху електрона. Там, де ймовірність перебування електрона найбільша, густина хмари велика, але з віддаленням його від ядра атома густина цієї хмари швидко зменшується (рис. 12).

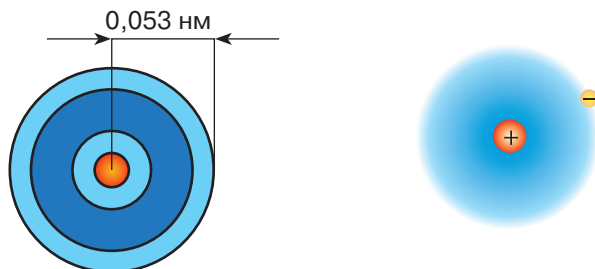


Рис. 12. Віддаль від ядра до найбільшої густини електронної хмари в атомі Гідрогену



Поясніть, чому хмара, утворена рухом електрона, має негативний заряд.

Електронні хмари атомних орбіталей окремих електронів в атомі утворюють **електронну оболонку атома**.

З'ясовано, що під час хімічних реакцій ядра атомів не зазнають жодних змін. Змінюються електронні оболонки й, відповідно, властивості елементів. Тому, щоб зрозуміти та пізнати сутність хімічного перетворення, потрібно знати про стан електронів в атомі.

ХАРАКТЕРИСТИКА АТОМНИХ ОРБІТАЛЕЙ. Електронну хмару, утворену рухом електрона, називають **орбіталлю** (відповідно, сучасну модель будови атома називають **орбітальною** або **квантово-механічною**). Орбіталі відрізняються за формою, тому електрони розміщуються навколо ядра по-різному.

Згідно із сучасними уявленнями про стан електронів в атомі, виокремлюють такі форми орбіталей: *s*- (читають «ес»), *p*- (читають «пе»), *d*- (читають «де»), *f*- (читають «еф»).

***s*-орбіталі** (від англ. сфера) мають сферичну форму, тобто форму кулі. У цій орбіталі містяться *s*-електрони. У її центрі розміщене ядро атома.



p-орбіталі (від *англ.* перпендикуляр) мають форму правильної вісімки (*гантелі*). У ній знаходяться *p*-електрони.

Конфігурації *d*- і *f*-орбіталей складніші. З ними ви ознайомитеся, вивчаючи хімію у старших класах.

Оскільки ви вивчаєте будову електронних оболонок атомів перших 20 хімічних елементів періодичної системи, то їм властиві тільки *s*- і *p*-орбіталі.

Іншою важливою характеристикою орбіталі є *запас енергії електрона*. Запас енергії залежить від того, на якій віддалі від ядра розміщується електрон. Найменший запас енергії має електрон, який перебуває найближче до ядра атома. У міру віддалення від нього енергія електрона збільшується.

Віддаль від ядра, на якій найбільш імовірно перебування електрона, називають *енергетичним рівнем*. Енергетичний рівень утворюють електрони з приблизно однаковою енергією. Синонімом до поняття «енергетичний рівень» є поняття «електронний шар». Енергетичний рівень, найбільш віддалений від ядра атома, називають *зовнішнім*.

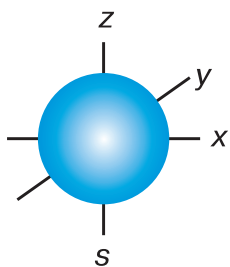


Рис. 13. Форма *s*-орбіталі та розміщення її в просторі

Енергетичні рівні нумерують так: найближчий до ядра — перший, йому ж відповідає найближча орбіталь. Другий рівень розміщений на більшій віддалі від ядра порівняно з першим, третій — ще далі від другого і т. д. Тому орбіталі з різним запасом енергії мають різні розміри.

Схематично *s*- і *p*-орбіталі зображено на *рисунках 13 і 14*.

Кожна орбіталь має певну просторову орієнтацію. Для *p*-орбіталей (*рис. 14*) характерне розміщення в трьох взаємно перпендикулярних площинах.

Підсумовуючи сказане, можна стверджувати, що електрони в атомі характеризуються формами атомних орбіталей (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), запасом енергії та відповідною орієнтацією в просторі. Водночас учені довели, що жодний із відомих атомів не має двох однакових електронів.



Пригадайте з курсу географії, що відбувається під час обертання Землі навколо своєї осі. Чи можна такі зміни назвати *періодичними*?

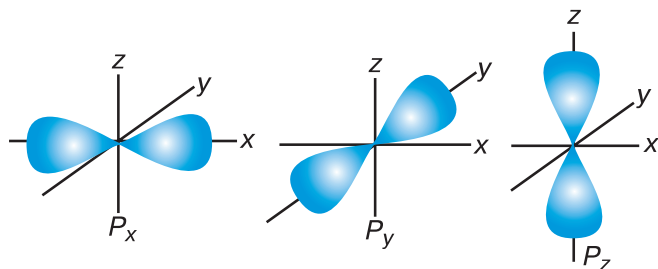


Рис. 14. Форми p -орбіталей і їхнє розміщення в просторі

Електрони кожної орбіталі відрізняються між собою ще однією характеристикою — *спіном*. Його спрощено розуміють як обертання навколо своєї осі, хоча з погляду сучасних уявлень спін характеризує як внутрішню властивість частинки. Інакше кажучи, вона визначає власний магнітний момент електрона й набуває значення $-\frac{1}{2}$ або $+\frac{1}{2}$.

Якщо 2 електрони мають однакові спіни, то їх називають електронами з *паралельними спінами*. У разі, коли спіни різні, їх називають електронами з *антипаралельними спінами*.

Кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома визначають за номером періоду, у якому розміщений елемент. Наприклад, Силіцій — елемент третього періоду, тому електрони розміщені на трьох енергетичних рівнях.

Отже, можемо зробити висновок: *номер періоду* — це фізична величина, яка вказує на кількість енергетичних рівнів в атомі елемента.

Електрони мають різний запас енергії залежно від того, наскільки енергетичний рівень віддалений від атомного ядра. Що ближче вони перебувають до ядра атома, то меншим є запас їхньої енергії, і навпаки. Тому орбіталям з різним запасом енергії властиві й *різні розміри*.

Під час хімічних перетворень за певних умов електрони здатні займати вищі енергетичні рівні, ніж ті, на яких вони перебували. Про це ви дізнаєтеся далі.





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Дослідженнями встановлено, що електрон має подвійну природу — мікрочастинки та хвилі. Перебуваючи в атомі, він утворює *атомну орбіталь*.
- **Атомна орбіталь** — об'єм простору навколо ядра атома, у якому найбільш імовірно перебування електрона. Згідно із сучасними даними про стан електронів в атомі, є 4 форми орбіталей: **s-**, **p-**, **d-**, **f-**. В одній орбіталі можуть перебувати тільки 2 електрони з **антипаралельними спінами**.
- Для характеристики електрона в атомі, за сучасними науковими даними, використовують поняття «спін». **Спін** — це внутрішня властивість частинки.
- Електрони, що мають однаковий запас енергії, утворюють **енергетичний рівень**. Кількість енергетичних рівнів в атомі елемента визначають за номером періоду, у якому розміщений елемент. Залежно від запасу енергії електронів вони різняться розмірами.
- **Стан електрона в атомі** характеризують форма атомних орбіталей і їхнє просторове розміщення, спін, розміри орбіталей залежно від запасу енергії.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть характеристики стану електрона в атомі.
2. Назвіть відомі вам форми атомних орбіталей згідно із сучасними уявленнями про стан електронів в атомі. Чим вони відрізняються?
3. Сформулюйте визначення: а) атомної орбіталі; б) понять «спін», «енергетичний рівень».
4. Поясніть, як ви розумієте поняття «паралельні спіни», «антипаралельні спіни».
5. Поясніть, як ви розумієте поняття «енергетичний рівень» і як визначити кількість енергетичних рівнів за розміщенням елемента в періодичній системі.
6. Охарактеризуйте форми s- і p-орбіталей та розміщення цих орбіталей у просторі.
7. Обґрунтуйте, чи можуть електрони різних енергетичних рівнів мати однаковий запас енергії.
8. Обґрунтуйте відмінність сучасних уявлень про модель будови атома від тих, які існували раніше.



§ 8. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПОНЯТТЯ ПРО РАДІУС АТОМА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* закономірності розподілу електронів в електронних оболонках атомів;
- *пояснювати* залежність величини сил притягання між ядром атома й електронами зовнішнього енергетичного рівня в періоді та групі;
- *записувати* електронні та графічні електронні формули атомів хімічних елементів малих періодів;
- *характеризувати* розподіл електронів (за енергетичними рівнями й підрівнями).



Пригадайте будову атома. Поясніть, як визначити кількість електронів в атомі за періодичною системою. Поясніть, що таке *енергетичний рівень*.

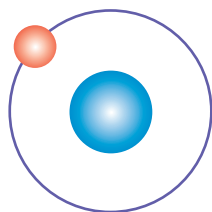
Розміщення електронів на енергетичних рівнях в атомах елементів першого—третього періодів. Розглянемо, як побудовані електронні оболонки атомів перших 20 хімічних елементів періодичної системи.

З попередніх параграфів ви дізналися про те, що електрони залежно від запасу їхньої енергії розміщуються на різних віддалях від ядра атома: одні знаходяться ближче до ядра, інші — далі від нього. Унаслідок цього утворюються енергетичні рівні. Кожний енергетичний рівень складається з *підрівнів*. Кількість підрівнів дорівнює номеру енергетичного рівня.

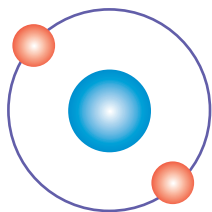
Простежимо, як заповнюються енергетичні рівні в атомах елементів перших трьох періодів.

Вам уже відомо, що *перший період* складається з двох елементів: Гідрогену та Гелію. Атом Гідрогену має заряд ядра +1 і навколо нього на віддалі 0,053 нм (нанометр, що означає $1 \cdot 10^{-9}$ метра) розміщується одна *s*-орбіталь. В атомі Гелію зі збільшенням заряду ядра *Z* на одиницю на цій *s*-орбіталі розміщується ще один електрон. Тому *перший енергетичний рівень* має тільки один підрівень. Він є завершеним і повторюється в атомах усіх розміщених за Гелієм





а



б

Рис. 15.
Спрощені моделі атомів:

а — Гідрогену;

б — Гелію

хімічних елементів. Схематично моделі атомів Гідрогену та Гелію зображено на *рисунку 15*.

В атомах елементів *другого періоду* електрони, що з'являються внаслідок збільшення заряду ядра атома на одиницю, розміщуються на більшій віддалі від нього. Відповідно, вони мають більший запас енергії та утворюють другий енергетичний рівень. У Літію як елемента другого періоду формується *другий енергетичний рівень* (рис. 16, а). Від Берилію до Неону цей рівень поступово заповнюється до 8 електронів в інертного елемента. Так, в атомі Флуору їх 7 (рис. 16, б), а в атомі Неону — 8 (рис. 16, в). Другий енергетичний рівень теж завершений.

Ви, певно, здогадалися, що після завершення другого енергетичного рівня в атомах наступних елементів знову утворюється новий енергетичний рівень. Відповідно, в атомах елементів від Натрію до Аргону електрони поступово заповнюють *третій енергетичний рівень*.

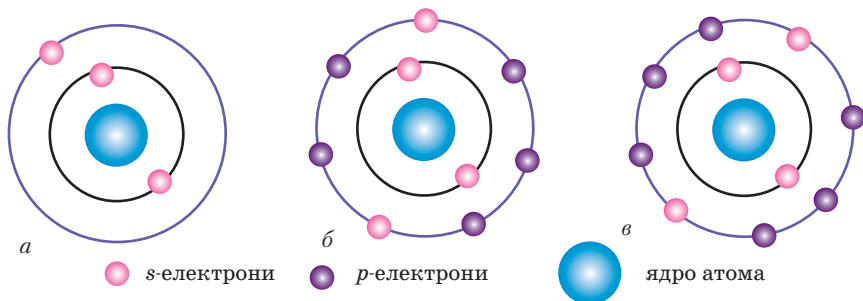


Рис. 16. Спрощені моделі атомів:
а — Літію; б — Флуору; в — Неону

Зобразимо все описане схематично (*табл. 5*), розмістивши елементи так, як у періодичній системі. Кругечок із цифрою в ньому — це ядро атома з відповідним зарядом, дужки вказують на кількість енергетичних рівнів, а цифри під дужками — на число електронів відповідного рівня.



Таблиця 5

Схеми заповнення електронами енергетичних рівнів елементів першого—третього періодів

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

Як бачимо зі схем, із переходом від періоду до періоду електрони розміщуються на дедалі більшій віддалі від атомного ядра.

Віддаль від ядра атома до зовнішнього енергетичного рівня називають **радіусом атома**.

Отже, із переходом від періоду до періоду утворюється новий енергетичний рівень і радіуси атомів, відповідно, зростають. Що більший радіус атома, то більше **послаблюються сили притягання** між ядром та електронами зовнішнього енергетичного рівня. Унаслідок того, що в періодах заряди атомних ядер збільшуються, а кількість енергетичних рівнів залишається незмінною, атомні радіуси поступово **зменшуються**. Це пояснюється зростанням сили взаємодії електронів зовнішнього енергетичного рівня з ядром.

СТРУКТУРА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ. Розглянемо, як у сучасній моделі атома електрони розподіляють за енергетичними рівнями та підрівнями. На одному енергетичному рівні спочатку заповнюються *s*-орбіталі, а потім — *p*-орбіталі.

Заповнення енергетичних рівнів записують за допомогою **електронних і графічних електронних формул**. Орбіталі у графічних електронних формулах спрощено позначають невеликим квадратом, а електрон — стрілкою, розміщеною в



цьому квадрати. Електронну й графічну електронну формули енергетичного рівня Гідрогену прийнято записувати так, як показано на *рисунках 17 і 18*.

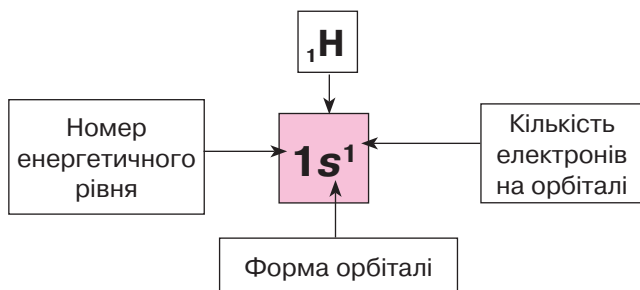


Рис. 17. Електронна формула Гідрогену

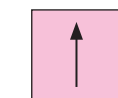


Рис. 18. Графічна електронна формула Гідрогену

Під час досліджень учені з'ясували, що **на кожній орбіталі не може бути більше 2 електронів з однаковими запам'ятовуванням енергії, формою та орієнтацією в просторі**. Електрони, які мають три однакові характеристики, але різняться спіном, називають **спареними**. Якщо на орбіталі наявний лише 1 електрон, то він **неспарений**. Отже, в атомі Гідрогену на першому енергетичному рівні є один неспарений електрон. У квадраті його позначають однією стрілкою.

В інертного елемента Гелію заряд ядра атома становить +2, на першому енергетичному рівні перебувають 2 електрони, отже, він завершений. Запис електронної та графічної електронної формул Гелію зображено на *рисунках 19 і 20*.

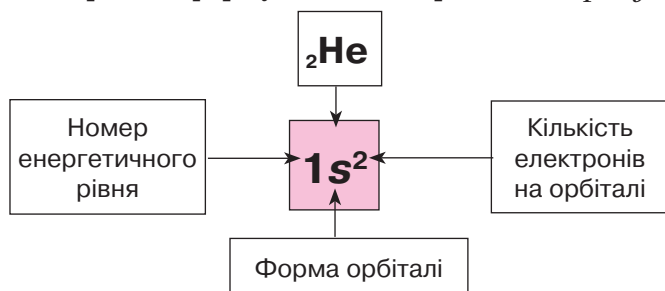


Рис. 19. Електронна формула Гелію



Рис. 20. Графічна електронна формула Гелію, спарені електрони

Послідовність заповнення енергетичних рівнів електронами.

Розглянемо, як відбувається заповнення енергетичних рівнів в атомах хімічних елементів перших трьох періодів (*табл. 6*).

Таблиця 6

Електронні формули елементів першого–третього періодів

Період	Група елементів							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	${}^1_1\text{H}$ $1s^1$							${}^2_2\text{He}$ $1s^2$
2	${}^3_3\text{Li}$ $1s^22s^1$	${}^4_4\text{Be}$ $1s^22s^2$	${}^5_5\text{B}$ $1s^22s^22p^1$	${}^6_6\text{C}$ $1s^22s^22p^2$	${}^7_7\text{N}$ $1s^22s^22p^3$	${}^8_8\text{O}$ $1s^22s^22p^4$	${}^9_9\text{F}$ $1s^22s^22p^5$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$ $1s^22s^22p^6$
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$ $1s^22s^2$ $2p^63s^1$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ $1s^22s^2$ $2p^63s^2$	${}^{13}_{13}\text{Al}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^1$	${}^{14}_{14}\text{Si}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^2$	${}^{15}_{15}\text{P}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^3$	${}^{16}_{16}\text{S}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^4$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^5$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$ $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^6$

s-елементи. Заповнюється електронами s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.
 p-елементи, у яких поступово заповнюється p-підрівень.

Скориставшись електронними формулами, наведеними в таблиці 5 (с. 43), простежимо послідовність заповнення енергетичних рівнів електронами в атомах елементів першого–третього періодів.

Перший період. Вам уже відомо, що в атомі Гідрогену ${}^1_1\text{H}$ на s-орбіталі є один неспарений електрон, розміщений найближче до ядра атома, оскільки запас його енергії — найменший (позначають формулою $1s^1$). В атомі Гелію ${}^2_2\text{He}$, завдяки збільшенню заряду ядра атома на одиницю, на цьому ж рівні на s-орбіталі перебувають 2 електрони. Ці електрони мають однакові запас енергії та розміщення в просторі, але відрізняються спіном. Такі електрони є спареними, їх позначають $1s^2$.

Зовнішній енергетичний рівень елементів першого періоду можна зобразити так, як показано на рисунку 21.

Другий період. В атомі Літію ${}^3_3\text{Li}$ формується другий (новий) енергетичний

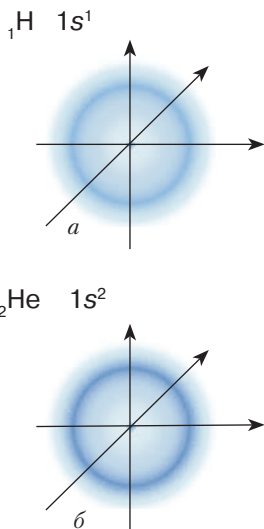


Рис. 21. Розміщення s-орбіталей:
 а — в атомі Гідрогену;
 б — в атомі Гелію

рівень, більш віддалений від ядра. Зовнішній електрон займає $2s$ -орбіталь, тому запас його енергії більший, а отже, і радіус атома зростає. Це неспарений електрон. В атомі елемента Берилію ${}^4\text{Be}$ на $2s$ -орбіталі зовнішнього енергетичного рівня розміщується ще один електрон. Електрони спарені, а $2s$ -орбіталь — завершена. Будову зовнішнього енергетичного рівня елементів другого періоду Літію та Берилію можна зобразити так, як показано на *рисунку 22*.

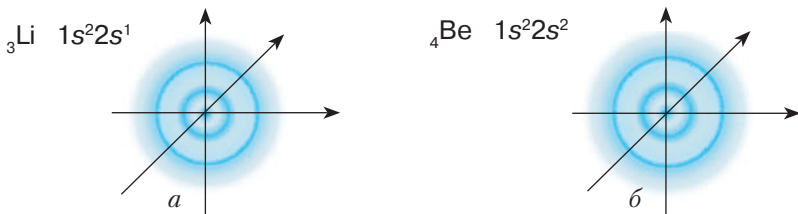


Рис. 22. Розміщення s -орбіталей:

a — в атомі Літію; b — в атомі Берилію

Далі заповнюється p -підрівень. Від Бору ${}^5\text{B}$ до Нітрогену ${}^7\text{N}$ атомні орбіталі розміщуються в трьох перпендикулярних площинах уздовж осей координат x, y, z . Такі електрони неспарені (*рис. 23*). Від Оксигену ${}^8\text{O}$ до Неону ${}^{10}\text{Ne}$ електрони дозаповнюють орбіталі p -підрівня. В атомі Неону всі електрони спарені.

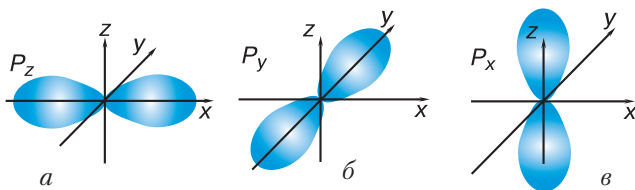


Рис. 23. Розміщення p -електронів у просторі:

a — в атомі Бору; b — в атомі Карбону; c — в атомі Нітрогену

Отже, якщо на орбіталах усі електрони спарені, то їхня кількість удвічі більша, ніж кількість орбіталей. Тому на першому енергетичному рівні спостерігаємо один підрівень, де максимальна кількість електронів — 2. В атомах елементів другого періоду утворюється другий енергетичний рівень, на якому максимальна кількість електронів — 8, і вони розміщені на одній s - і трьох p -орбіталах.

Розгляньте електронні й графічні електронні формули атомів елементів другого періоду (*рис. 24*).



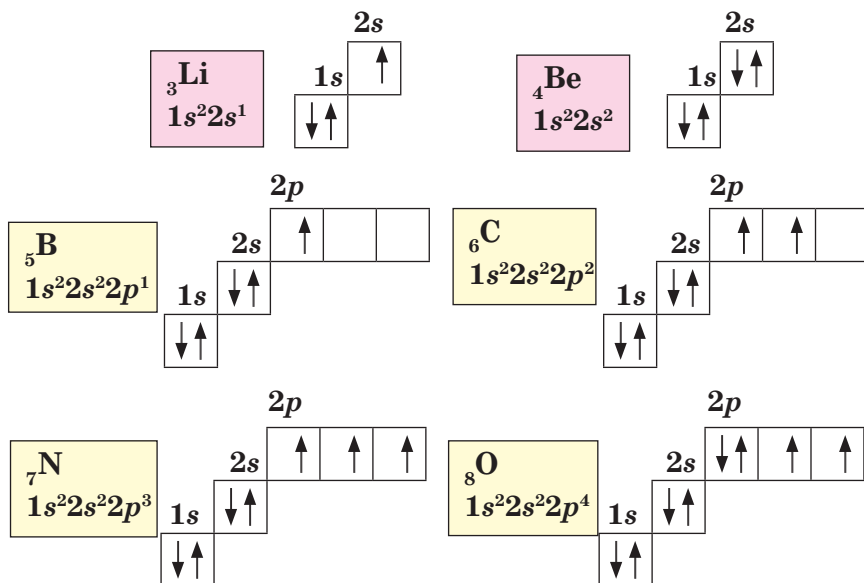


Рис. 24. Електронні та графічні електронні формули атомів елементів другого періоду

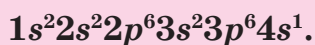


Складіть самостійно графічні електронні формули Флуору ${}_{9}\text{F}$ і Неону ${}_{10}\text{Ne}$ та поясніть, як завершується p -підрівень в атомах елементів другого періоду.

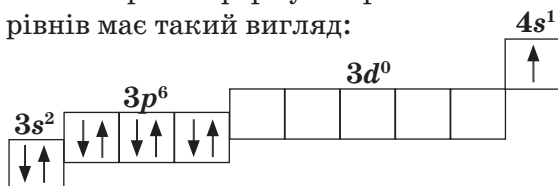
Подібно заповнюються підрівні зовнішнього енергетичного рівня елементів **третього періоду**.

Отже, в атомах елементів другого та третього періодів спостерігаємо поступове накопичення електронів від 1 до 8 на зовнішньому енергетичному рівні.

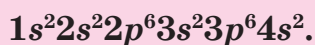
Наступний, **четвертий період** починається лужним металічним елементом Калієм ${}_{19}\text{K}$. Подібно до Літію та Натрію, його новий енергетичний рівень починається заповненням s -підрівня. Перший–третій енергетичні рівні залишаються такі самі, як в Аргону ${}_{18}\text{Ar}$, у якого повністю заповнені $3s$ - і $3p$ -підрівні, але є вільні орбіталі $3d$ -підрівня. Тому електронна формула Калію —



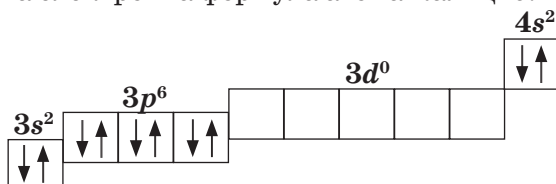
Графічна електронна формула третього й четвертого енергетичних рівнів має такий вигляд:



У Кальцію ${}_{20}\text{Ca}$ заряд ядра атома збільшується на одиницю і на четвертому енергетичному рівні s -підрівень заповнюється ще одним електроном. Електронна формула Кальцію —



Графічна електронна формула атома Кальцію:



Як бачимо з формули, на зовнішньому енергетичному рівні Кальцію, на відміну від зовнішнього енергетичного рівня Калію, s -підрівень завершений; електрони, що розміщуються на $4s$ -орбіталі, — спарені.

У наступного хімічного елемента Скандію ${}_{21}\text{Sc}$ заповнюється d -підрівень.



Зобразіть у зошиті моделі атомів Калію та Кальцію.

Зверніть увагу, що *в атомах елементів однієї підгрупи на зовнішньому енергетичному рівні є однакова кількість електронів*. Цим пояснюється явище періодичності властивостей елементів і сполук, утворених ними.

За періодичною системою можна також установити *будову електронної оболонки атома*. Зокрема, на кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці вказує *номер періоду*, у якому розміщений хімічний елемент. Якщо елемент міститься в головній підгрупі, то номер групи відповідає *числу електронів на зовнішньому енергетичному рівні*. Наприклад, металічні елементи Літій, Натрій та Калій — елементи головної підгрупи I групи. На зовнішньому енергетичному рівні в атомах цих елементів є по одному електрону.





Порівняйте самостійно кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів Карбону й Силіцію, Оксигену й Сульфуру, Флуору й Хлору та зробіть відповідні висновки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Електрони знаходяться на різній віддалі від ядра атома, утворюючи енергетичні рівні залежно від запасу їхньої енергії. Кожний енергетичний рівень складається з **підрівнів**, кількість яких залежить від зарядів атомних ядер. Елементи першого–третього періодів містять *s*- і *p*-підрівні.
- Заповнення енергетичних рівнів відбувається поступово зі зростанням заряду ядра атома. Рівень, що має 2 або 8 електронів, є **завершеним**, а всі електрони в ньому — **спарені**.
- На кожній орбіталі **не може бути більше 2 електронів з однаковими запасом енергії та орієнтацією в просторі**. Електрони, які мають дві однакові характеристики, але різняться спіном, називають **спареними**. Якщо на орбіталі наявний один електрон, то він **неспарений**.
- У кожному новому періоді з'являється **ще один енергетичний рівень**, який поступово заповнюється електронами. У зв'язку з цим радіуси атомів зростають. Однак у межах одного періоду зі зростанням зарядів атомних ядер атомні радіуси відповідно поступово зменшуються.
- З появою нового енергетичного рівня зростає **радіус атома** й послаблюється зв'язок із ядром.
- **Електронні формули** відображають розподіл електронів за енергетичними рівнями й підрівнями, а **графічні електронні формули** — ще й за орбіталами.
- На кількість енергетичних рівнів в атомі елемента вказує номер періоду, у якому він розміщений. Якщо елемент міститься в головній підгрупі, то її номер відповідає числу електронів на зовнішньому енергетичному рівні.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть відомі вам підрівні в електронній оболонці атома та вкажіть, від чого залежить їхня кількість.
2. Охарактеризуйте форми *s*- і *p*-орбіталей. Назвіть підрівні, утворені цими орбіталами.
3. Поясніть, що впливає на розміщення електронів на різній віддалі від ядра атома і як це позначається на будові атома.
4. Поясніть, як відбувається заповнення енергетичних рівнів в атомах елементів першого–третього періодів. Які електрони називають **спареними**?
5. Поясніть порядок розміщення електронів на орбіталах.



6. Обґрунтуйте, як, користуючись періодичною системою, визначити кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома й число електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп.
7. Поясніть, як відбувається розподіл електронів в атомі за орбіталами на прикладі електронних і графічних електронних формул.
8. Укажіть, користуючись періодичною системою: а) кількість енергетичних рівнів елементів Берилію, Карбону, Магнію, Кальцію; б) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомі Натрію, Алюмінію, Фосфору, Броду.
9. Обґрунтуйте, що спільного та відмінного в будові електронної оболонки атомів елементів: а) Літію та Натрію; б) Нітрогену й Фосфору; в) Гелію та Неону.



§ 9. ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ І ЇХНІХ СПОЛУК ВІД ЕЛЕКТРОННОЇ БУДОВИ АТОМІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати* фізичну сутність порядкового номера елемента, а також номерів періоду, групи й підгрупи;
- *розуміти* залежність властивостей елементів і їхніх сполук від періодичної зміни електронних структур атомів;
- *пояснювати* зміну властивостей елементів і простих речовин у періодах і групах залежно від будови атома елемента, причину періодичної зміни властивостей елементів;
- *порівнювати* зміну властивостей елементів, простих речовин, оксидів і гідратів оксидів, що відбуваються зі зростанням зарядів атомних ядер у періоді й радіусів атомів у групах;
- *визначати* валентність елементів залежно від їхнього розміщення в періодичній системі.



Пригадайте, як заповнюються енергетичні рівні атомів елементів перших трьох періодів.

Учення про будову атомів допомогло пояснити фізичну сутність періодичного закону. Основними характеристиками хімічного елемента визнано не його порядковий номер і відносну атомну масу, а **заряд ядра атома**. Саме він визначає



певну кількість електронів і структуру електронної оболонки атома, а отже, властивості елементів.

Періодичність зміни властивостей елементів, а також їхніх сполук не важко пояснити, якщо добре розуміти й знати будову атомів і структуру електронних оболонок.

У курсі хімії 7 класу ви ознайомилися з будовою періодичної системи й навчилися користуватися інформацією, виходячи з розміщення елемента в періодичній системі. Тепер, знаючи будову атомів елементів і структуру електронних оболонок, ви зможете легко визначати й інші характеристики атома, зокрема:

а) заряд ядра атома й кількість електронів в електронній оболонці;

б) кількість енергетичних рівнів (за номером періоду);

в) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні (якщо елемент розміщений у головній підгрупі);

г) максимальну валентність елемента (за номером групи);

г) валентність елементів у летких сполуках неметалічних елементів із Гідрогеном (8 мінус номер групи);

д) складати формулу вищого оксиду та легкої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном тощо.

Розглянемо взаємозв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі і їхніми властивостями.

Вам уже відомо, що кожний період починається лужним металічним елементом і закінчується інертним. Зі зростанням заряду атомних ядер відбувається *поступове накопичення електронів* на зовнішньому енергетичному рівні. Як наслідок, у малих (другому і третьому) періодах спостерігається *плавна зміна металічних властивостей елементів на неметалічні*.

Фізична сутність номера періоду полягає в тому, що він відповідає кількості енергетичних рівнів в атомах елементів цього періоду. Отже, у періодичній системі 7 разів повторюється структура зовнішнього енергетичного рівня атома Гідрогену ns^1 . Крім Гідрогену, усі інші елементи з такою структурою є *лужними металічними елементами*. Характерна ознака їхньої будови — найменше число електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Наприкінці періодів, перед інертними елементами, розміщені найактивніші неметалічні елементи — *галогени*. Зовнішній енергетичний рівень їхніх атомів можна зобразити загальною формулою ns^2np^5 . До *завершення зовнішнього*



енергетичного рівня бракує одного електрона. Це зумовлює подібність їхніх неметалічних властивостей. І насамкінець, в атомах інертних елементів енергетичний рівень *завершений* — ns^2np^6 . У цьому полягає причина їхньої хімічної інертності.

Періодичне повторення властивостей хімічних елементів і їхніх сполук можна пояснити появою нового енергетичного рівня, що має однакову будову при переході від періоду до періоду. Тоді відбувається *різка зміна властивостей* на проміжку галоген — інертний елемент — лужний металічний елемент.

Особливості заповнення електронами енергетичних рівнів пояснюють поділ елементів на підгрупи. В атомах елементів головних підгруп *заповнюються s- і p-підрівні* зовнішніх енергетичних рівнів, у побічних — *d- і f-підрівні* передостанніх рівнів. Тобто *кожна підгрупа об'єднує елементи з подібною структурою зовнішнього енергетичного рівня*. В атомах елементів головних підгруп число електронів на зовнішньому рівні, як уже зазначалося, відповідає номеру групи. В атомах елементів побічних підгруп на зовнішньому енергетичному рівні є 1 або 2 електрони, тому вони різняться властивостями. Наприклад, галогени — типові неметалічні елементи, а елементи підгрупи Мангану — металічні. Отже, *у побічних підгрупах розміщені тільки металічні елементи*.

Спільною властивістю елементів однієї групи є здатність віддавати максимальну кількість електронів зовнішнього енергетичного рівня на утворення хімічних зв'язків з іншими елементами. Отже, *номер групи вказує на максимальну валентність елемента*. Якщо від числа 8 відняти числове значення номера групи, то можна обчислити валентність атомів елементів у легких сполуках неметалічних елементів із Гідрогеном. У цьому полягає *фізична сутність номера групи*.

Підсумовуючи сказане, приходимо до висновку, що в періодичній системі існують закономірності періодів і груп. Ці закономірності зумовлені будовою атомів елементів.



У періодах зі зростанням зарядів атомних ядер послаблюються металічні властивості елементів і їхніх простих речовин і посилюються неметалічні. У підгрупах зі зростанням зарядів атомних ядер посилюються металічні властивості елементів і послаблюються неметалічні.



ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ПРОСТИХ РЕЧОВИН І СПОЛУК З ОКСИГЕНОМ І ГІДРОГЕНОМ ВІД РОЗМІЩЕННЯ ЕЛЕМЕНТА В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ.

Звернемося знову до періодичної системи й простежимо, як змінюються властивості простих речовин, утворених елементами третього періоду, та оксидів, гідратів оксидів і летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном (*табл. 7, с. 54*).

Як бачимо, зі зростанням зарядів атомних ядер і накопиченням електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів *у періоді* характерним є:

1) для простих речовин — зміна металічних властивостей на неметалічні;

2) для оксидів і гідратів оксидів — послаблення основних і посилення кислотних властивостей;

3) у водних розчинах летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном посилюються кислотні властивості.

У вертикальні стовпці періодичної системи (підгрупи) потрапляють елементи, що мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Тому утворені ними прості речовини виявляють подібні властивості.

Для простих речовин металічних елементів із зростанням зарядів атомних ядер і, відповідно, радіусів атомів *посилюється їхня хімічна активність*. В оксидах і гідратах оксидів (основах), утворених цими елементами, *посилюється основний характер*.

Для простих речовин неметалічних елементів зі зростанням зарядів атомних ядер і радіусів атомів *хімічна активність послаблюється*. В оксидах і гідратах оксидів (кислотах), утворених цими елементами, *кислотний характер посилюється*.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У межах одного періоду зі зростанням зарядів атомних ядер спостерігається **поступова зміна металічних властивостей елементів на неметалічні**: металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються. Різка зміна властивостей спостерігається на проміжку галоген — інертний елемент — лужний металічний елемент.
- В оксидах і гідратах оксидів основні властивості послаблюються, а кислотні — посилюються.
- У водних розчинах летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном послаблюються основні й посилюються кислотні властивості.



Зміна властивостей простих речовин, вищих оксидів, гідратів оксидів і легких сполук неметалічних елементів із Гідроеном в елементів третього періоду

		Група елементів							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Прості речовини елементів		Na метал	Mg метал	Al сполуки амфотерні	Si неметал	P сильніше виражений неметал	S неметал	Cl₂ неметал	Ar благородний газ
Законо-мірності		Послаблюються металічні властивості →			Посилюються неметалічні властивості →				Хімічно інертний
Вищі оксиди		Na₂O основний	MgO основний	Al₂O₃ амфотерний	SiO₂ кислотний	P₂O₅ кислотний	SO₃	Cl₂O₇	–
Законо-мірності		Послаблюється основний характер →			Посилюється кислотний характер →				
Гідрати вищих оксидів		NaOH основа (луг)	Mg(OH)₂ нерозчинна у воді основа	Al(OH)₃ амфотерний	H₂SiO₃ слабка кислота	H₃PO₄ слабка кислота	H₂SO₄ сильна кислота	HClO₄ сильна кислота	
Законо-мірності		Послаблюються основні властивості →		Амфотерний			Сила кислот зростає →		
Леткі сполуки з Гідроеном					SiH₄	PH₃	H₂S HCl		
Законо-мірності		–	–	–	–	–	Посилюються кислотні властивості водних розчинів →		



- Валентність елементів у періодах зростає від 1 до 7, а для елементів головних підгруп — відповідає номеру групи (крім Гідрогену, Оксигену, Флуору).
- Валентність неметалічних елементів у летких сполуках із Гідрогеном зменшується від 4 до 1.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що означають для розкриття будови атома: а) порядковий номер елемента; б) номер періоду; в) номер групи, у якій розміщений елемент.
2. Позначте назву структурної частини періодичної системи, що починається лужним і закінчується інертним елементами.

А ряд **Б** період **В** група **Г** підгрупа

3. Укажіть найбільш повну відповідь на запитання: «Як змінюються властивості оксидів елементів на проміжку Li — C?»

А посилюються основні властивості

Б посилюються кислотні властивості

В послаблюються основні властивості, через амфотерні посилюються кислотні

Г посилюються кислотні властивості, через амфотерні послаблюються основні

4. Позначте, у якому із запропонованих рядів елементів посилюються металічні властивості.

А Li, Be, B **Б** Na, Mg, Al **В** Na, K, Rb **Г** Cu, Zn, Ga

5. Позначте, у якому випадку посилюються основні властивості гідратів вищих оксидів.

А NaOH, Mg(OH)₂, Al(OH)₃

Б Mg(OH)₂, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂

В Cu(OH)₂, Zn(OH)₂, Ga(OH)₃

Г Ba(OH)₂, Sr(OH)₂, Mg(OH)₂

6. Установіть відповідність між символом елемента, кількістю енергетичних рівнів в атомі та максимальною валентністю елемента.

Символ елемента	Кількість енергетичних рівнів	Максимальна валентність
А Al	1 4	I III
Б Br	2 3	II 0
В Ne	3 2	III VII

7. Розмістіть гідрати вищих оксидів у порядку зростання кислотних властивостей.

А H₃PO₄

Б H₂CO₃

В HNO₃

Г H₂SiO₃





§ 10. ХАРАКТЕРИСТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ЇХНІМ МІСЦЕМ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВОЮ АТОМА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* хімічні елементи за місцем у періодичній системі та будовою атома;
- *прогнозувати* властивості інших елементів, що входять до головних підгруп великих періодів.



Пригадайте, як залежать властивості елементів і їхніх сполук від електронної будови атомів.

З'ясуйте фізичну сутність порядкового номера елемента, номерів періоду та групи.

Ви вже переконалися, що періодична система хімічних елементів є універсальною природною класифікацією усіх нині відомих науці елементів. Вона містить надзвичайно багато інформації про хімічні елементи й утворені ними прості і складні речовини. Тому за розміщенням елемента в періодичній системі можна дати досить повну його характеристику.

Розміщення хімічних елементів у періоді та групі. Для прикладу охарактеризуємо елемент 12 — Магній Mg.

Магній — це елемент третього (малого) періоду, третього ряду. У періоді він межує з Натрієм та Алюмінієм. Зважаючи на розміщення, Магній є *металічним елементом*. У нього слабше виявлені металічні властивості, ніж у Натрію, але сильніше, ніж в Алюмінію.



Поясніть самостійно, чому це так.

Магній — елемент головної підгрупи II групи. У підгрупі він міститься між Берилієм і Кальцієм. З огляду на таке оточення, можна дійти висновку, що в Магнію, порівняно з Берилієм, *металічні властивості* виявляються *сильніше*, але *слабше*, ніж у Кальцію.



Поясніть самостійно цю особливість.

Отже, можемо зробити висновок: **Магній** — *металічний елемент*. Проста речовина цього елемента — метал магній.





Пригадайте, з якими речовинами Магній може вступати в хімічну взаємодію. Складіть рівняння реакцій.

Визначення будови атома. Періодична система — це «ключ» до визначення будови атомів хімічних елементів.

Розглянемо, як приклад, будову атома Магнію. Порядковий номер елемента — 12. Це означає, що протонне число Магнію — теж 12, а воно вказує на заряд ядра атома — +12. Електронна оболонка атома має 12 електронів, які розміщені на трьох енергетичних рівнях (елемент міститься в третьому періоді). На зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп число електронів відповідає номеру групи, тобто в атома Магнію їх 2. Знаючи порядок заповнення електронами енергетичних рівнів, легко визначити, що на першому рівні їх 2, на другому — 8 і на третьому — 2. Перший і третій енергетичні рівні містять по 2 електрони, тобто розміщуються на 1s- і 3s-орбіталах. Електрони на цих орбіталах спарені. Другий енергетичний рівень містить 8 електронів, із них 2 — на s-орбіталі й 6 — на p-орбіталі. Усі вони спарені. Третій енергетичний рівень незавершений: до завершення бракує 6 електронів.

У періодичну систему часто вносять дані про будову електронних оболонок. Знаючи число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, одразу можна виявити характер елемента — металічний чи неметалічний. В атомах металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні перебуває від 1 до 3 електронів.

Відносна атомна маса Магнію $A_r = 24$. Отже, у ядрі атома, крім 12 протонів, міститься 12 нейтронів.



Складіть електронну та графічну електронну формули будови електронної оболонки атома Магнію.

Утворення складних сполук і їхній хімічний характер. Магнію, як і іншим металічним елементам, властиво утворювати складні речовини — оксид і гідрат оксиду. Оскільки Магній розміщений у головній підгрупі II групи, то його максимальна валентність відповідає номеру групи — II. Отже, формула магній оксиду — MgO , а його гідрату — $Mg(OH)_2$. Характер оксиду — основний, тобто гідрат оксиду — це основа.



Установіть за таблицею розчинності (див. додаток 2, с. 203), розчинний чи нерозчинний у воді магній гідроксид.



Як типовий метал, магній *не утворює* летких сполук із Гідрогеном.

Отже, характеристику елемента і його сполук за їхнім місцем у періодичній системі можна скласти за таким *алгоритмом*.

1. Розміщення в періодичній системі, порівняння хімічного характеру із сусідніми елементами в періоді та групі, характер простої речовини:

а) приклади рівнянь реакцій, що підтверджують характер простої речовини.

2. Характеристика будови атома:

а) протонне число, заряд ядра атома, число нейтронів у ядрі, число електронів в електронній оболонці атома;

б) кількість енергетичних рівнів і підрівнів в електронній оболонці;

в) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, завершений він чи ні;

г) число електронів, яких бракує до завершення зовнішнього енергетичного рівня.

3. Характер складних речовин:

а) формула оксиду й гідрату оксиду, валентність елемента в сполуках;

б) хімічний характер оксиду й гідрату оксиду: основний чи кислотний; приклади рівнянь реакцій, що підтверджують характер сполук;

в) формула леткої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном, валентність елемента в ній.

Охарактеризуємо неметалічний елемент *Сульфур* за наведеним алгоритмом.

Сульфур — це елемент головної підгрупи VI групи. У підгрупі межує з Оксигеном і Селеном. Ці два елементи виявляють неметалічні властивості, тому й Сульфур є *неметалічним елементом*. Оскільки в періодах металічні властивості елементів послаблюються, а неметалічні — посилюються, у нього сильніше виявлені неметалічні властивості, ніж у Фосфору, але слабше, ніж у Хлору.

Сульфур як елемент третього (малого) періоду, третього ряду в підгрупі межує з Оксигеном і Селеном. Це означає, що порів-

няно з Оксигеном у нього *слабше* виявляються *неметалічні* властивості, але *сильніше*, ніж у Селену. Проста речовина — *неметал*. У періодичній системі порядковий номер Сульфуру — 16, що відповідає протонному числу в ядрі атома й водночас вказує на його заряд — +16. Електронна оболонка атома має 16 електронів. Вони розміщені на трьох енергетичних рівнях: на першому рівні — 2, на другому — 8 і на третьому (зовнішньому) — 6. На зовнішньому енергетичному рівні розміщені $2s$ -орбіталі — спарені, $2p$ -орбіталі — спарені та $2p$ -орбіталі — неспарені. Енергетичний рівень незавершений. До завершення не вистачає 2 електронів. Оскільки в атомах неметалічних елементів число електронів на зовнішньому енергетичному рівні становить від 4 до 8, то Сульфур — типовий неметалічний елемент, а його проста речовина — неметал сірка.

Відносна атомна маса Сульфуру $A_r = 32$. У ядрі його атома міститься 16 нейтронів.

Формула вищого оксиду — SO_3 , гідрату оксиду — H_2SO_4 . Максимальна валентність — VI. Це кислотний оксид, а його гідрат — сульфатна кислота.

З курсу хімії 7 класу вам відомо, що, накопичуючись в атмосфері, сульфур(VI) оксид сполучається з водою, утворюючи кислоту й спричиняючи тим самим кислотні дощі.



Пригадайте, якої шкоди завдають докільню кислотні дощі.

Формула леткої сполуки Сульфуру з Гідрогеном — H_2S , валентність елемента в летких сполуках із Гідрогеном — II. Гідроген сульфід горить з утворенням двох оксидів.



Складіть самостійно рівняння реакції горіння гідроген сульфід.

Треба зазначити, що зовнішній енергетичний рівень в атомах неметалічних елементів близький до завершення.



Охарактеризуйте самостійно елемент 15 за місцем у періодичній системі й будовою атома.

Добре знаючи характеристику елементів малих періодів, ви зможете за поданим алгоритмом характеризувати будову й властивості елементів великих періодів, що розміщені в головних підгрупах періодичної системи.





ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За місцем елемента в періодичній системі можна охарактеризувати цей елемент й утворені ним просту і складні речовини.
- Для повної характеристики будови атома необхідно володіти інформацією про фізичну сутність періодичного закону, зокрема: а) порядковий номер елемента, що вказує на заряд ядра атома; б) номер групи; в) у якій підгрупі розміщений елемент.
- Для характеристики простої і складних речовин, утворених елементом, ураховують те, з якими елементами він межує в періоді й підгрупі, закономірності періодів і груп, будову атома, хімічний характер речовин.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Визначте заряди ядер атомів і число електронів в електронній оболонці елементів 6 і 11. Назвіть ці елементи.
2. Укажіть, який елемент виявляє сильніше виражені металічні властивості: а) Літій чи Берилій; б) Натрій чи Алюміній; в) Натрій чи Калій; г) Магній чи Кальцій; ґ) Калій чи Скандій.
3. Укажіть, який елемент виявляє сильніше виражені неметалічні властивості: а) Карбон чи Силіцій; б) Фосфор чи Сульфур; в) Нітроген чи Флуор; г) Силіцій чи Хлор.
4. Поясніть, як змінюються властивості елементів, їхніх простих речовин і сполук на проміжку Na — Mg — Al.
5. Охарактеризуйте за місцем у періодичній системі та будовою атомів хімічні елементи: а) 13; б) 17; в) 20.
6. Оберіть самостійно 3 елементи головної підгрупи II групи та поясніть зміну їхніх властивостей і сполук, утворених ними, залежно від будови атома.
7. Оберіть самостійно один металічний та один неметалічний елементи й охарактеризуйте їх за місцем у періодичній системі та будовою атомів.



§ 11. ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* наукові факти, що розкривають взаємозв'язок між хімічними елементами, їхніми простими і складними речовинами; значення класифікації в науці;
- *оцінювати* наукове значення періодичного закону.

Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону (1869 р.) стало справжнім науковим вибухом, відіграло величезну роль у становленні хімії як науки. Це найзагальніший закон природи, на основі якого виявлено та встановлено взаємозв'язок між усіма хімічними елементами.

Насамперед відкриття періодичного закону вказало шлях до природної класифікації елементів та утворених ними простих і складних речовин. Виявивши періодичну подібність елементів і їхніх сполук за властивостями, Д. І. Менделєєв створив таблицю класифікації, яка пояснювала взаємозв'язок між поняттями «хімічний елемент» і «проста речовина». Цей взаємозв'язок став фундаментом для об'єднання всіх елементів у систему. Незаповнені елементами клітинки в таблиці допомогли спрогнозувати існування невідомих науці елементів. Відкриття Галію, Скандію та Германію підтвердило прогнози вченого ще за його життя.

Вивчаючи розміщення елементів у періодичній системі та їхні відносні атомні маси, Д. І. Менделєєв установив, що серед них є неточно визначені, і виправив ці дані. Прикладом може бути розміщення Берилію, яке не відповідало його відносній атомній масі 13,5. Через деякий час учені уточнили відносну атомну масу Берилію, що підтвердило правильність розміщення цього елемента в періодичній системі. Як бачимо, окрім наукового значення — першої природної класифікації елементів, періодичний закон виконує ще й прогностичну функцію.

Подальший розвиток періодичний закон отримав після відкриття будови атома. Це відкриття пояснило фізичну сутність періодичного закону, указавши на те, що атоми складаються з однакових елементарних частинок. Цей факт ще раз підтверджує внутрішній взаємозв'язок між усіма елементами, об'єднуючи їх у єдину систему.

Відкриття періодичного закону сприяло розвитку теорії будови атома, що, у свою чергу, започаткувало створення моделей атомів. І навпаки, знання про будову атома розширило розуміння сутності періодичного закону й створило умови для нових відкриттів. Закономірності, закладені в періодичній системі, стимулювали розвиток інших природничих наук, зокрема геохімії та космічної хімії. Вивчення ядерних реакцій дало змогу добувати штучні елементи, які теж знайшли своє місце в періодичній системі.



На основі періодичного закону, відображеного в періодичній системі хімічних елементів, розкриваються об'єктивні закони розвитку природи, як-от: закон єдності та боротьби протилежностей, заперечення заперечення, переходу кількісних змін у якісні.

Закон єдності та боротьби протилежностей пояснюється на прикладі будови самого атома (існування позитивних частинок у ядрі й негативних — в електронній оболонці), існування речовин подвійної хімічної природи (явище амфотерності, яке ви вивчатимете пізніше).

Закон заперечення заперечення, або подвійного заперечення, відстежується, по-перше, під час переходу від хімічно активного неметалічного елемента (галогену) до інертного (інертні гази), а по-друге, від інертного елемента — до хімічно активного металічного елемента. Інакше кажучи, подвійне заперечення відбувається на проміжках галоген — інертний елемент — лужний металічний елемент у кожному випадку. Чим пояснити таку різку зміну властивостей? Перший раз — незавершеністю зовнішнього енергетичного рівня. У галогенів до його завершення бракує одного електрона, тобто найменшої кількості. Різка зміна на проміжку інертний елемент — лужний металічний елемент, тобто другий раз, — появою в металічного елемента нового енергетичного рівня.

Підтвердження *закону переходу кількісних змін у якісні* можна спостерігати, досліджуючи зміни зарядів атомних ядер. З появою нового протона в ядрі атома, а отже, і нового електрона на зовнішньому енергетичному рівні, утворюється новий хімічний елемент. У цьому полягає світоглядне значення періодичного закону, підтвердження існування об'єктивних законів природи.

Періодичний закон має велике практичне значення. Періодичною системою, створеною на основі закону, користуються науковці під час досліджень не тільки в галузі хімії, а й у фізиці, геології тощо, оскільки він акумулює знання всіх природничих наук. У школі ви користуєтеся періодичною системою хімічних елементів як довідником і як наочним посібником не тільки на уроках хімії, а й фізики, щоб пояснити будову атома. Інформація, закладена в періодичній системі, розкриває закономірності, з урахуванням яких можна передбачати й прогнозувати появу нових хімічних елементів і їхніх сполук.



**ЦІКАВО ЗНАТИ**

- Учениця Марії Склодовської-Кюрі, французька вчена Маргарита Перей відома як радіохімік. Після закінчення Паризького університету працювала в Інституті радіо (1929 р.). Наукові роботи вченої присвячені вивченню радіоактивних елементів. У 1939 р. відкрила передбачуваний Д. І. Менделєєвим новий хімічний елемент, який на честь її країни запропонувала назвати Францієм. Це елемент із протонним числом +87 у періодичній системі.

- Періодичний закон продовжує своє «життя» у сучасних дослідженнях. Було відкрито 4 нові хімічні елементи: 113, 115, 117 і 118, які вже внесені до періодичної системи (*див. форзаці*). Елементи від 113 до 118 з тимчасовими назвами отримали постійні назви: елемент 113 Унутрій Uut замінено на Ніхоній Nh, 114 Унунквадій Uuq — на Флеровій Fl, 115 Унунпентій Uup — на Московій Mc, 116 Унунгексій Uuh — на Ліверморій Lv, 117 Унунсептій Uus — на Тенесін Ts і елемент 118 Унуноктій Uuo — на Оганесон Og. Тож сьомий період періодичної системи також завершений.

**ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ**

- **Періодичний закон** — універсальний закон природи, що відкрив шлях до наукового розуміння класифікації хімічних елементів та утворених ними сполук. Його застосовують у багатьох сферах науки й різноманітних технологіях.
- Унікальність періодичного закону полягає в тому, що він має не тільки наукове, а й прогностичне та світоглядне значення, підтверджує існування і закономірності дії об'єктивних законів природи та їх практичного застосування в різних галузях природничих наук.
- **Періодичну систему** хімічних елементів, закономірності періодичної зміни властивостей елементів використовують не тільки в сучасній хімії, а й у фізиці, ядерній хімії та фізиці, геології, геохімії тощо.

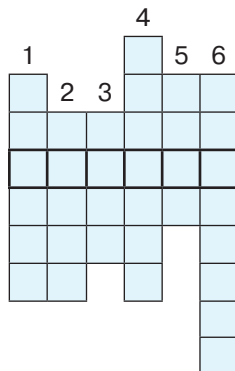
**ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ**

1. Поясніть значення періодичного закону для: а) розвитку природничих наук; б) розкриття взаємозв'язків між будовою атомів елементів і їхніми властивостями, а також властивостями утворених ними простих і складних речовин.
2. Розкрийте значення періодичного закону в створенні штучних хімічних елементів.
3. Охарактеризуйте значення періодичного закону: а) прогностичне; б) світоглядне.



4. Оцініть наукове значення періодичного закону.

5. Розв'яжіть кросворд у зошиті. Заповніть вертикальні стовпці й у горизонтальному рядку отримаєте назву складової періодичної системи.



1. Елемент, проста речовина якого утворює за нагрівання чорний порошок.

2. Елемент головної підгрупи VI групи.

3. Галоген, що є леткою рідиною бурого кольору.

4. Елемент, оксид якого використовують у ювелірній справі.

5. Газ, яким наповнюють трубки для виготовлення реклами.

6. Перший елемент періодичної системи.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Наукова діяльність Д. І. Менделєєва не обмежувалася тільки хімією. Він працював у різних галузях науки. Зокрема, відомі праці з економіки та розвитку нафтової промисловості, раціонального використання ресурсів Донбасу. Учений запропонував ідею підземної газифікації вугілля (1880 р.), яка була втілена в 1937 р. на Донбасі.

- Наукові праці Д. І. Менделєєва присвячені переважно питанням загальної хімії. Однак вони стосуються й фізики, ядерної фізики, хімічної технології, економіки, сільського господарства, метрології, географії, метеорології.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЄКТ

I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя (вчительки) тему навчального проєкту.

1. З історії відкриття періодичної системи хімічних елементів.

2. Форми Періодичної системи хімічних елементів.

3. Хімічні елементи в літературних творах.

4. Цікаві історичні факти з відкриття і походження назв хімічних елементів.

II. Виконайте проєкт у довільній формі, презентуйте його в класі.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 1
«ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА
СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ»

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

Структура періодичної системи

Періоди — горизонтальні ряди елементів, розміщені в порядку зростання їхніх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом.

Групи — вертикальні стовпці хімічних елементів із подібними властивостями.

Малі — 1–3, складаються з 2 або 8 елементів.

Великі — 4–7, складаються з 18 або 32 елементів.

Головна — містить елементи малих і великих періодів.

Побічна — містить елементи тільки великих періодів.

Підгрупи

Закономірності періодів

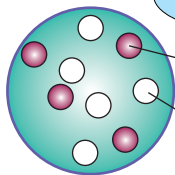
Закономірності груп

- Зі зростанням зарядів атомних ядер послаблюються металічні властивості елементів і їхніх простих речовин і посилюються неметалічні.
- В оксидах і гідратах оксидів — основні властивості послаблюються, а кислотні — посилюються.
- Валентність елементів в оксидах і гідратах оксидів зростає від 1 до 7.
- Валентність неметалічних елементів у летких сполуках із Гідрогеном спадає від 4 до 1.

- Зі зростанням зарядів атомних ядер і радіуса атома в головних підгрупах посилюються металічні властивості елементів і послаблюються неметалічні.
- В оксидах і гідратах оксидів — основні властивості посилюються, а кислотні — послаблюються.
- В елементів головних підгруп число електронів на зовнішньому рівні відповідає номеру групи.
- Максимальна валентність елемента відповідає номеру групи. У цьому полягає фізична сутність номера групи.



БУДОВА АТОМА



Ядро атома Берилію

Протон p — частинка ядра атома із зарядом $+1$ і відносною масою 1 а. о. м.

Нейтрон n — електронейтральна частинка ядра атома з відносною масою 1 а. о. м.

Оскільки маса електрона в 1840 разів менша за масу протона й нейтрона, то маса атома сконцентрована в його ядрі.

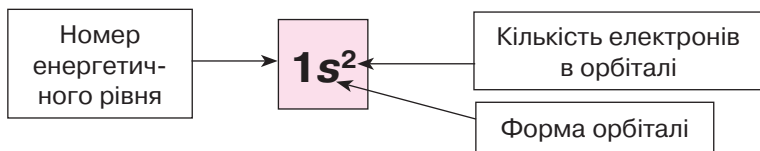
Звідси

$$A = Z + N,$$

де A — нуклонне число, що вказує на сумарну кількість протонів і нейтронів; Z — число протонів; N — число нейтронів.

ЕЛЕКТРОННА ОБОЛОНКА

Залежно від запасу енергії електронів, вони знаходяться на різній віддалі від ядра, **утворюючи енергетичні рівні**. Під час руху електрон займає певну частину простору, де перебування його найімовірніше, утворюючи **атомну орбіталь**. Розрізняють s -, p -, d -, f -орбіталі. В атомах елементів першого–третього періодів наявні тільки s - і p -орбіталі; s -орбіталь має сферичну форму, p -орбіталь — форму правильної вісімки; p -орбіталі розміщуються в просторі в трьох взаємно перпендикулярних площинах. Два електрони однієї атомної орбіталі відрізняються між собою **спіном**. Електрони з однаковими запасом енергії та орієнтацією в просторі, але різними спінами називають **спареними**. Енергетичний рівень, на якому всі електрони спарені, називають **завершеним**.




Орбіталь у графічних електронних формулах спрощено позначають квадратом, а електрон — стрілкою, розміщеною у цьому квадраті. На кожній орбіталі може перебувати 1 або 2 електрони. Якщо на орбіталі 1 електрон, то він **неспарений**, якщо 2 — електрони **спарені**.





Тема 2

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ



§ 12. ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *розрізняти* поняття «валентність» і «ступінь окиснення елемента»;
- *визначати* ступені окиснення елементів у сполуках за їхніми формулами;
- *знати* поняття «хімічний зв'язок», «електронегативність»;
- *розуміти* природу хімічного зв'язку на основі знань про електронну будову атомів.

Хімічний зв'язок. З попередньої теми ви довідалися, що властивості елементів залежать від: а) зарядів їхніх атомних ядер; б) кількості енергетичних рівнів в електронній оболонці або радіуса атома; в) числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Найстійкішими є *завершені* енергетичні рівні. Це характерно для інертних елементів. Їхні атоми не сполучаються між собою та з іншими атомами, оскільки електронна оболонка, яка містить 2 або 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, є стійкою та *енергетично вигідна атому*. В атомах усіх інших елементів зовнішній енергетичний рівень *незавершений*. Під час хімічних реакцій атоми прагнуть його завершити. Тому *процес утворення хімічних сполук (простих і складних речовин) полягає в завершенні атомами зовнішніх енергетичних рівнів*.

Як це відбувається, які речовини за будовою утворюються: атомні, молекулярні чи йонні?



Відповідь на це запитання можна дати, з'ясувавши сутність хімічного зв'язку. Він утворюється двома способами:

1) два або більше атомів утворюють спільні електронні пари (*речовини молекулярної будови*);

2) атоми з малою кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні (*металічні елементи*) віддають їх, а атоми з великою кількістю електронів (*неметалічні елементи*) — приєднують. Унаслідок такого переміщення електронів утворюються заряджені частинки — *йони*.

В обох випадках зовнішній енергетичний рівень набуває конфігурацію електронів, що властива інертним елементам. Як уже зазначалося, завершений зовнішній енергетичний рівень є стійким та енергетично вигідним атому.



Хімічний зв'язок — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), унаслідок чого утворюються хімічно стійкі молекули або кристали.



Пригадайте з курсу фізики, що таке *електростатичні сили притягання*.

Аналізуючи склад простих і складних речовин, розуміємо, що число атомів елемента, який сполучається з іншими, є чітко визначеним. Наприклад, молекула кисню містить у своєму складі 2 атоми Оксигену — O_2 . Аналогічно й молекули водню, хлору й азоту є двоатомними. Молекула озону містить 3 атоми Оксигену — O_3 , а молекула води — 2 атоми Гідрогену й 1 атом Оксигену — H_2O . Це молекулярні сполуки.

Якщо розглянути склад кухонної солі, то її кристали містять різнойменно заряджені частинки — *йони*.

Сполучення між частинками відбувається з виділенням енергії і зменшенням власної енергії та залежить від кількості неспарених електронів, що здатні утворювати спільні електронні пари.

Оскільки ядра атомів мають різні заряди, а радіуси атомів можуть бути більшими чи меншими, то й сили притягання між ними різні.



ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ. З'ясуємо, як утворюється молекула водню H_2 . В атомі Гідрогену на зовнішньому енергетичному рівні є один неспарений електрон, який розміщується на s -орбіталі. З іншим атомом Гідрогену він утворює спільну електронну пару. Оскільки заряд ядра в обох атомах такий самий, то вони притягують s -орбіталі зовнішнього енергетичного рівня з однаковою силою.

Іншу ситуацію спостерігаємо з утворенням хімічного зв'язку в молекулі гідроген хлориду HCl . В утворенні зв'язку беруть участь атоми різних елементів, тому заряди ядер їхніх атомів також різні: заряд ядра атома Гідрогену становить $+1$, атома Хлору — $+17$. Це вказує на те, що ядро атома Хлору значно сильніше притягує s -орбіталь атома Гідрогену, ніж це властиво ядру атома Гідрогену. Тому, коли електронні пари утворюють атоми двох різних елементів, сили притягання між ними неоднакові. Щоб визначити, який з елементів сильніше притягує електронну пару зв'язку, учені ввели поняття «електронегативність елемента».



Електронегативність — властивість атома елемента змищувати до себе електронну пару, утворену з іншим атомом.

Електронегативність атомів елементів змінюється в періодах і групах (табл. 8).



Подумайте й поясніть, із чим пов'язані такі зміни.

Таблиця 8

Електронегативність атомів елементів

Період	Група елементів								Зміна електро- негативності
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H 2,1							He -	Зі збільшенням заряду ядра атома — спадає в головних підгрупах. ↓
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 -	
Зміна елек- трoneгатив- ності	Зі збільшенням заряду ядра атома — зростає в періодах. →								



Розглянемо зміну електронегативності в малих періодах.

Якщо розмістити елементи за зменшенням електронегативності, то утвориться **ряд електронегативності**. За його допомогою можна визначити, до якого з атомів, що утворюють електронну пару, зміщуються електрони. Елемент, який віддає електрони, набуває *умовний позитивний заряд*. Елемент, який притягує електрони, — *умовний негативний*. Величина цих зарядів залежить від числа електронів, що вказують на кількість відданих чи приєднаних електронів. **У хімічній формулі більш електронегативний елемент ставлять на другу місце.**



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімічний зв'язок** — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), унаслідок чого утворюються хімічно стійкі молекули або кристали.
- **Утворення хімічних сполук** (простих і складних речовин) полягає в завершенні атомами зовнішніх енергетичних рівнів.
- Сполучення між частинками відбувається з виділенням енергії і зменшенням їхньої власної енергії.
- **Електронегативність** — властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, утворену з іншим атомом. Електронегативність атомів елементів змінюється в періодах і групах: **у періодах** зі збільшенням заряду ядер атомів елементів — **зростає**, у **головних підгрупах** — **спадає**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) хімічного зв'язку; б) електронегативності атомів елементів.
2. Охарактеризуйте 2 способи утворення хімічного зв'язку.
3. Поясніть зміну електронегативності атомів елементів у періодах і групах.
4. Поясніть, у якому випадку спостерігається зміщення електронних пар і до якого елемента: а) Na і Cl; б) H і F; в) F і F; г) Ca і Br. Чому так відбувається?
5. Поясніть на прикладі сполук, записаних формулами Cl_2 , NaCl , CF_4 , Br_2 , CO_2 , які елементи мають більшу електронегативність і чому.



§ 13. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК. НЕПОЛЯРНИЙ І ПОЛЯРНИЙ КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *розрізняти* неполярний і полярний ковалентний зв'язок;
- *знати* механізм утворення ковалентного зв'язку;
- *розуміти* поняття «диполь», «частково негативний заряд» і «частково позитивний заряд», «валентні електрони»;
- *наводити приклади* сполук із неполярним і полярним ковалентним зв'язком;
- *характеризувати* особливості ковалентного зв'язку.

Ковалентний неполярний зв'язок. Ковалентний зв'язок виникає між атомами неметалічних елементів. Щоб енергетичний рівень в атомах неметалічних елементів завершився, вони утворюють спільні електронні пари.



Ковалентний зв'язок — зв'язок, що утворюється за рахунок перекривання атомних орбіталей.

Розглянемо механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладі молекули водню H_2 . Вам відомо, що в атомі Гідрогену є один електрон, який розміщується на $1s$ -орбіталі. Електронна формула атома Гідрогену — $1s^1$. Для утворення стійкої конфігурації йому бракує одного електрона.

Під час зближення двох атомів Гідрогену ядро першого атома притягує s -орбіталь другого, а ядро другого — s -орбіталь першого. За такої взаємодії s -орбіталі частково перекриваються. У місці перекривання орбіталей утворюється підвищена електронна густина (рис. 25).

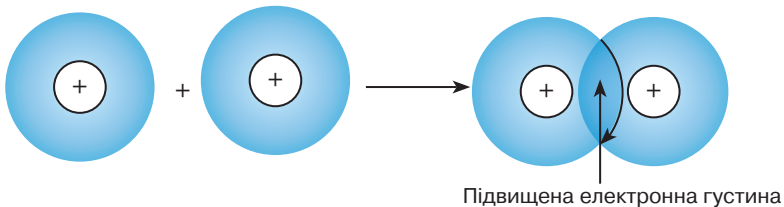


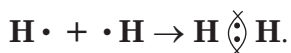
Рис. 25. Схема утворення молекули водню



Підвищення електронної густини в місці перекривання атомних орбіталей не дає ядрам відштовхнутися й забезпечує міцність зв'язку. Обидва електрони перебувають у спільному користуванні двох атомів. Електронна оболонка набуває стійку конфігурацію — $1s^2$.

Оскільки ядра атомів мають однаковий заряд, то перекривання атомних орбіталей відбувається симетрично від обох ядер.

Схему утворення ковалентного зв'язку можна зобразити, позначивши неспарений електрон зовнішнього енергетичного рівня однією крапкою, а спільну електронну пару — двома. Наприклад:



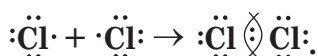
У сполуках молекулярної будови використовують також графічні формули. У них спільну електронну пару позначають рискою:



Розглянемо випадок утворення спільної електронної пари, коли на зовнішньому енергетичному рівні атома елемента є один неспарений електрон p -орбіталі. Такий енергетичний рівень наявний у галогенів.

Наприклад, електронна оболонка атома Хлору містить 17 електронів. Його електронна формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Як і в атома Гідрогену, до завершення енергетичного рівня атома Хлору бракує одного електрона. Тому, за умови зближення двох атомів Хлору, перекриваються атомні орбіталі двох неспарених електронів. Енергетичний рівень стає завершеним. Це пояснюється тим, що кожний атом Хлору має 3 пари атомних орбіталей, які належать тільки йому, і 1 пару спільних. Утворюється молекула хлору, що складається з двох атомів, — Cl_2 .

Електронна формула цієї молекули має такий вигляд:



Графічна формула:



У цих двох випадках утворюється одна спільна електронна пара. Такий зв'язок називають *одинарним*, а електрони, що його утворюють, — *валентними*.

В атомах багатьох неметалічних елементів наявні не один, а кілька неспарених електронів. Тому, утворюючи хімічний зв'язок, кожний з них виявляє здатність до розміщення на атомній орбіталі другого електрона, тобто здатність утворити пару з атомною орбіталлю іншого електрона.

Кількість електронних пар, що здатні утворити двоатомні молекули, може бути різною: одна, як у молекулі водню, дві або три. Це визначає кратність ковалентного зв'язку. У молекулах водню і хлору, як зазначалося, — ковалентний зв'язок одинарний. Якщо в утворенні ковалентного зв'язку беруть участь дві атомні орбіталі — *подвійний*, а коли три — *потрійний*.

Зверніть увагу, що під час утворення ковалентного зв'язку віддалі між центрами атомів, які утворюють електронні пари, менша за подвійні радіуси їхніх окремих атомів.



З'ясуйте, скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Нітрогену, і визначте, скільки спільних електронних пар може утворити цей атом.

Отже, під час утворення ковалентного зв'язку в молекулі водню кожний атом Гідрогену на основі спільної електронної пари набуває двоелектронну конфігурацію, а під час утворення молекул хлору кожна стійка конфігурація атома Хлору утворюється за рахунок 8 електронів.

У всіх цих елементів ковалентний зв'язок утворюється між атомами з однаковою електронегативністю, через це утворені спільні електронні пари розміщуються симетрично між ядрами атомів. Такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*.



Ковалентний неполярний зв'язок — зв'язок, який утворюється між атомами з однаковою електронегативністю на основі спільних електронних пар, розміщених симетрично від обох ядер атомів.

Такий тип хімічного зв'язку виникає в молекулах простих речовин, утворених неметалічними елементами: H_2 , F_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .



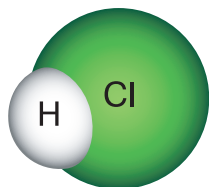


Рис. 26. Модель молекули гідроген хлориду

Ковалентний полярний зв'язок. Під час взаємодії атомів з різною електронегативністю (атомів різних хімічних елементів) утворена спільна електронна пара зміщується до атома, який виявляє більшу електронегативність. Пояснимо це на прикладі утворення молекули гідроген хлориду HCl (рис. 26).

Вам відомо, що атом Гідрогену має один неспарений електрон s -орбіталі, а атом Хлору — p -орбіталі. Спільна електронна пара утворюється перекриванням $1s$ -орбіталі атома Гідрогену та $3p$ -орбіталі атома Хлору (рис. 27). Оскільки атом Хлору виявляє більшу електронегативність, ніж атом Гідрогену, то спільна електронна пара зміщується ближче до Хлору. Завдяки цьому молекула гідроген хлориду стає полярною. На полюсах молекули концентруються два часткові заряди, однакові за значенням, але різні за знаком.

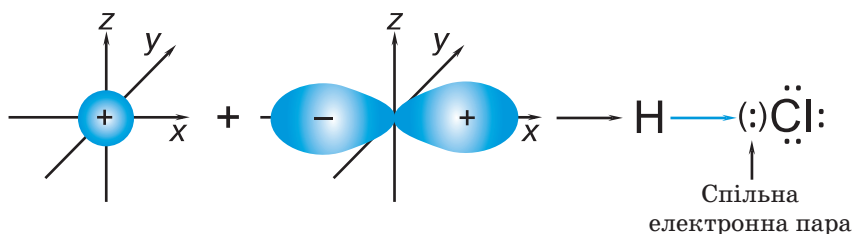


Рис. 27. Спрощена схема утворення ковалентного зв'язку в молекулі гідроген хлориду

Атом, до якого зміщена електронна пара, має більшу електронегативність; він набуває **частково негативний заряд** δ^- (читають «дельта мінус»). Відповідно, атом, від якого змістилася електронна пара, тобто атом із меншою електронегативністю, має **частково позитивний заряд** δ^+ (читають «дельта плюс»). Часткові заряди за абсолютним значенням є меншими від одиниці.

Такий тип хімічного зв'язку називають **ковалентним полярним**. Він утворюється в молекулах складних речо-

вин між атомами неметалічних елементів. Наприклад: HF, CH₄, CO₂ тощо.



Ковалентний полярний зв'язок — зв'язок, що утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.



Запропонуйте формули складних сполук, у яких, на ваш погляд, наявний ковалентний полярний зв'язок.

Як і за ковалентного неполярного зв'язку, електрони, що утворюють цей зв'язок, називають **валентними**.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Ковалентний зв'язок** — зв'язок, що утворюється за рахунок перекривання атомних орбіталей.
- **Ковалентний неполярний зв'язок** — зв'язок, який утворюється між атомами з однаковою електронегативністю на основі спільних електронних пар, розміщених симетрично від обох ядер атомів. Цей тип зв'язку наявний у молекулах простих речовин, утворених неметалічними елементами.
- **Ковалентним полярним зв'язком** називають зв'язок, що утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар. Наявний у молекулах складних речовин, утворених неметалічними елементами.
- Електрони, що утворюють ковалентний неполярний і полярний зв'язок, називають **валентними**.
- Атом, до якого зміщена електронна пара і який має більшу електронегативність, набуває **частково негативний заряд** δ^- . Атом, від якого змістилася електронна пара й, відповідно, атом з меншою електронегативністю, має **частково позитивний заряд** δ^+ .



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення ковалентного зв'язку.
2. Назвіть види ковалентного зв'язку. Сформулюйте їхні визначення.
3. Поясніть, як між атомами неметалічних елементів утворюються спільні електронні пари.



- Охарактеризуйте подібність і відмінність між ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками.
- Укажіть формули сполук із зв'язком: а) ковалентним неполярним; б) ковалентним полярним.
HF, F₂, NaBr, ZnCl₂, H₂SO₄, KF, NH₃, I₂, H₂S, CaS, N₂.
- Складіть електронні та графічні формули сполук із ковалентним зв'язком, що записані формулами в завданні 5.
- Зобразіть схеми перекривання: а) двох *s*-орбіталей; б) *s*- і *p*-орбіталей; в) двох *p*-орбіталей. Наведіть приклади сполук із такими зв'язками.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Англійський учений *Гарольд Крото* і його колеги *Р. Керл* і *Р. Сморлі* вивчали випаровування графіту за допомогою лазера. Вони синтезували вуглецеві молекули, що за формою були подібні до футбольного м'яча. Ці молекули назвали *фулеренами*.

Фулерени — величезна кількість молекул, що складаються з атомів Карбону, які з'єднуються між собою, утворюючи сферичну конструкцію. Залежно від кількості атомів Карбону трапляються фулерени різних типів, наприклад фулерен C₂₀ містить 20 атомів. Існують також інші: C₂₄, C₂₈, ..., C₆₀, C₇₀ і навіть C₂₀₀. Найстійкішим з-поміж цих модифікацій є фулерен C₆₀ (рис. 28).

Біологів і фармацевтів зацікавили відкриття та синтез цих речовин, оскільки C₆₀ є сильним антиоксидантом, що виводить з організму *вільні радикали* — групи атомів, які, накопичуючись в організмі, спричиняють різні захворювання. Перед ученими виникла проблема введення молекул фулеренів в організм із лікувальною метою. Для її розв'язання фулерен C₆₀ вбудовують у молекули води. Так створюють водне середовище, як і в здорових клітинах організму. Вживання води з гідратованим фулереном сприяє видужуванню хворих та омолодженню організму, підвищує його захисні функції.

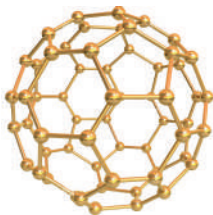


Рис. 28. Модель молекули фулерену C₆₀

§ 14. ЙОНИ. ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК, ЙОГО УТВОРЕННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізняти* атоми і йони, позитивно й негативно заряджені йони, речовини з ковалентним і йонним зв'язками;
- *розуміти* механізм утворення позитивно й негативно заряджених йонів, сутність утворення йонного зв'язку, поняття «йонна сполука»;
- *наводити приклади* сполук із йонним зв'язком;
- *характеризувати* особливості йонного зв'язку.

Ви розглянули утворення хімічного зв'язку, що виникає між атомами неметалічних елементів. Але існують сполуки, що містять у своєму складі атоми металічних і неметалічних елементів. Такі сполуки належать до *йонних*.

Отже, і зв'язок між частинками речовини — *йонний*.

Йони. Під час взаємодії металів із неметалами атоми хімічних елементів перетворюються на йони.

Розглянемо механізм утворення йонів Натрію та Хлору. Звернемося до будови атома Натрію, електронна формула якого $1s^22s^22p^63s^1$. Як бачимо, на зовнішньому енергетичному рівні міститься 1 електрон s -орбіталі. До завершення енергетичного рівня бракує 7 електронів. Тому атому Натрію енергетично вигідніше віддати 1 електрон $3s$ -орбіталі, ніж приєднати 7 електронів. Віддаючи електрон, атом Натрію втрачає цей енергетичний рівень, а попередній є завершеним: $1s^22s^22p^6$.

Схематично процес утворення йона Натрію зображено на *рисунок 29*, але його можна записати й так:

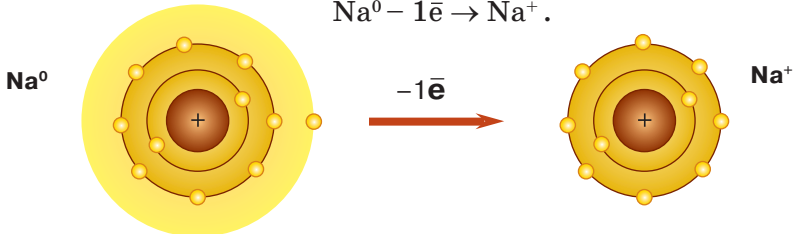
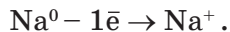


Рис. 29. Схеми утворення йона Натрію



На зовнішньому енергетичному рівні атома Хлору розміщені 7 електронів. Його електронна формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. До завершення енергетичного рівня не вистачає 1 електрона. Тому атому Хлору енергетично вигідніше приєднати 1 електрон, ніж віддати 7 (рис. 30).

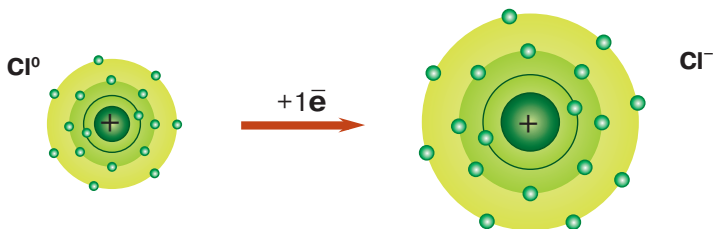
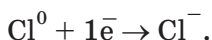


Рис. 30. Схема утворення йона Хлору

Це перетворення можна записати й так:



Віддаючи 1 електрон із зовнішнього енергетичного рівня, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджений йон Натрію Na^+ (катіон Натрію). Атом Хлору, приєднуючи 1 електрон, утворює негативно заряджений йон Хлору Cl^- (аніон Хлору). Отже, під час взаємодії натрію із хлором валентний електрон атома Натрію переходить на зовнішній енергетичний рівень атома Хлору з утворенням різнойменно заряджених частинок.



Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони віддають або приєднують електрони.

Позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**.

Заряд йона залежить від кількості відданих або приєднаних електронів. Наприклад, віддаючи 2 електрони, атом Кальцію Ca^0 перетворюється на катіон Кальцію із зарядом 2^+ — Ca^{2+} . Якщо атом Нітрогену приєднає 3 електрони, то перетвориться на йон Нітрогену із зарядом 3^- — N^{3-} .

Зверніть увагу: заряд йона проставляють біля символу елемента вгорі праворуч, записуючи спочатку числове значення, а потім знак «+» (для катіона) або «-» (для аніона).

Утворення йонного зв'язку. З курсу фізики вам відомо, що протилежно заряджені частинки мають здатність притягуватися. Тому різноіменно заряджені йони Натрію та Хлору притягуються завдяки електростатичним силам притягання, утворюючи йонну сполуку — *кристал* (рис. 31).

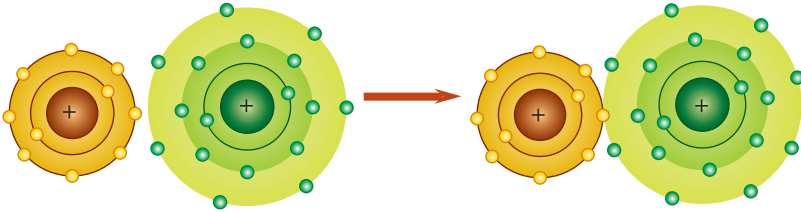
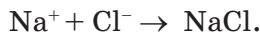


Рис. 31. Схема утворення кристала натрій хлориду NaCl

За допомогою хімічних символів цю схему записують так:



Атоми й утворені ними йони відрізняються між собою:

- кількістю енергетичних рівнів (йони металічних елементів);
- розмірами частинок (радіусами);
- наявністю зарядів у йонів;
- властивостями.

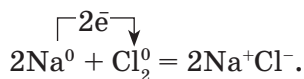
Властивості атомів і йонів різні, бо вони відрізняються за будовою.



Поясніть на конкретному прикладі, чим відрізняються йони:
а) позитивно заряджений; б) негативно заряджений — від відповідних їм атомів.

Поняття «молекула» для таких сполук — умовне. Здебільшого вживають поняття «формульна одиниця». Вона вказує на відношення йонів у сполучі.

У рівняннях реакцій перехід електронів позначають стрілкою, що виходить від атома, який віддає електрони, і спрямована до атома, що їх приєднує. Наприклад, утворення кристала кухонної солі відображає таке рівняння:



Хімічний зв'язок між йонами називають *йонним*.



Йонна сполука містить однакову кількість позитивних і негативних зарядів. Це означає, що сполуки, утворені йонами, — *електронейтральні*.

Порівнявши йонний зв'язок із ковалентним полярним, можна зробити висновок про те, що йонний зв'язок є крайнім випадком полярного ковалентного.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Йони** — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони віддають або приєднують електрони. Позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**.
- Хімічний зв'язок між йонами називають **йонним**.
- Атоми й утворені ними йони відрізняються між собою: а) кількістю енергетичних рівнів (йони металічних елементів); б) розмірами частинок (радіусами); в) наявністю зарядів у йонів; г) властивостями.
- Йонні сполуки містять однакову кількість позитивних і негативних зарядів. Сполуки, утворені йонами, — **електронейтральні**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) йонів; б) йонного зв'язку.
2. Поясніть, як утворюються позитивно й негативно заряджені йони.
3. Поясніть відмінність між атомами й відповідними їм йонами.
4. Класифікуйте речовини, записані формулами, за типом хімічного зв'язку: N_2 , $CaCl_2$, KF , O_3 , H_2O , $AlBr_3$, NH_3 , H_2 , SiH_4 .
5. Поясніть записи: а) $Ca - 2e^- \rightarrow Ca^{2+}$; б) $Br + 1e^- \rightarrow Br^-$.
6. Складіть рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) літієм і сіркою; б) сіркою та киснем; в) магнієм і хлором. Укажіть, де це можливо, перехід електронів.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Йонні сполуки використовують для очищення води на великих водоочисних станціях і в домашніх умовах. У фільтри вміщують пористий йонообмінний елемент, що очищає воду від катіонів Кальцію Ca^{2+} і Магнію Mg^{2+} , нафтопродуктів, хлору чи іржі. Додавання катіонів Аргентуму Ag^+ дає змогу ефективно боротися з мікробами.
- Йони F^- , Cl^- , Br^- , I^- є мікроелементами, життєво необхідними людині для нормального функціонування організму. Йони Флуору



беруть участь у процесах розвитку й нормального росту зубів і кісток, а також тканин ендодерми: епідермісу, волосся, нігтів. Йони Хлору регулюють водний баланс; йони Броду впливають на нервову систему; йони Йоду регулюють усі обмінні процеси в організмі, підтримують водно-сольову рівновагу, запобігають захворюванню на зоб.



§ 15. КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. АТОМНІ, МОЛЕКУЛЯРНІ І ЙОННІ КРИСТАЛИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *розрізняти* кристалічні ґратки речовин;
- *знати* будову різних типів кристалічних ґраток: молекулярних, йонних, атомних;
- *пояснювати* розміщення структурних частинок у кристалічних ґратках, силу зв'язку між частинками, взаємозв'язок між будовою кристалічних ґраток і властивостями сполук;
- *характеризувати* залежність властивостей речовин від типу кристалічних ґраток.

Кристалічна будова речовин. З курсів природознавства та фізики ви знаєте, що за звичайних умов речовини перебувають у трьох агрегатних станах.



Назвіть ці три стани, поясніть перехід речовини з одного стану в інший на прикладі води.

Рідину чи газ за певних умов (зниження температури, тиску) можна перевести у твердий стан. Процес переходу речовин у твердий стан — це процес упорядкування структурних частинок речовини в просторі. Унаслідок цього утворюються кристалічні структури, що подібні до *ґраток*. Місця розташування структурних частинок у ґратках називають *вузлами*.

У вузлах кристалічних ґраток розміщуються молекули, йони або атоми. Відповідно, розрізняють *3 типи кристалічних ґраток: молекулярні, йонні й атомні*. Розглянемо структуру кожної з них.



Молекулярні кристалічні ґратки характерні для речовин молекулярної будови. У вузлах молекулярних ґраток розміщуються молекули речовин із ковалентним зв'язком. Залежно від виду цього зв'язку розрізняють і види молекулярних ґраток: неполярні і полярні.

У вузлах **неполярних молекулярних ґраток** розміщені неполярні молекули, що притягуються дуже слабкими **міжмолекулярними силами взаємодії** (вандерваалівськими). Такими є кристалічні ґратки йоду й вуглекислого газу (рис. 32, а, б).

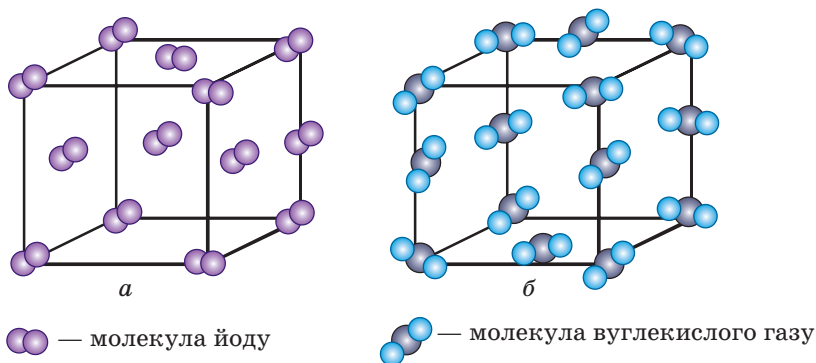


Рис. 32. Моделі кристалічних ґраток:
а — йоду; б — вуглекислого газу

У вузлах кристалічних ґраток речовин із **полярним** ковалентним зв'язком теж розміщуються молекули, які в певному порядку орієнтуються одна до одної полюсами молекул (рис. 33).

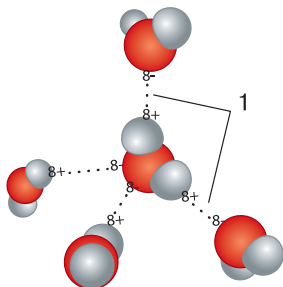


Рис. 33. Орієнтація в просторі молекул води в кристалічних ґратках

Йонні кристалічні ґратки властиві речовинам із йонним зв'язком. У вузлах ґраток розміщені йони двох видів: позитивно заряджені (**катіони**) і негативно заряджені (**аніони**).



Йони розміщуються по чергово у вузлах кристалічних ґраток і утримуються силами взаємного притягання.

Наприклад, у кристалічних ґратках натрій хлориду навколо кожного позитивно зарядженого йона Натрію Na^+ розміщені 6 негативно заряджених йонів Хлору Cl^- і навпаки. Спрощено будову кристала NaCl зображено на *рисунку 34*.

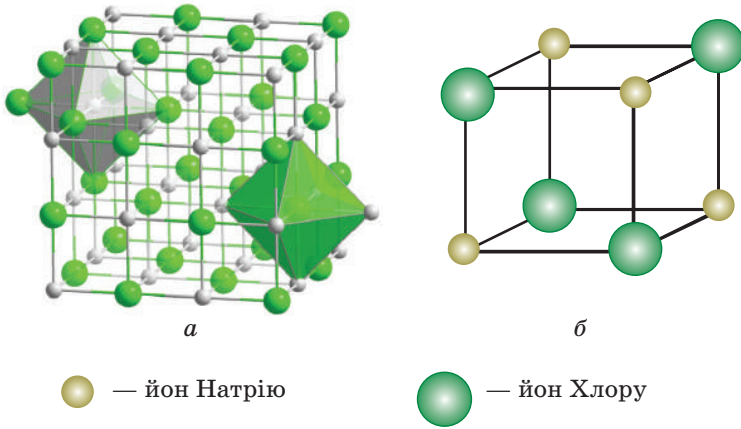


Рис. 34. Кристалічні ґратки натрій хлориду:
a — модель; *б* — фрагмент моделі

У природі трапляється багато речовин із йонними кристалічними ґратками. Це оксиди, основи й солі. Кристали морської солі й аметисту зображено на *рисунку 35*.

Сили притягання між різноіменно зарядженими частинками великі, а отже, йонні зв'язки міцні. Типовими представниками таких сполук є солі: натрій хлорид, калій нітрат, натрій нітрат та ін.



a



б

Рис. 35. Кристали:
a — морської солі; *б* — аметисту



Атомні кристалічні ґратки мають сполуки з ковалентними зв'язками. У вузлах таких ґраток розміщуються **атоми**. Усі ці зв'язки рівноцінні й міцні. Прикладом є кристалічні ґратки алмазу.

Кристалічні ґратки алмазу складаються з атомів Карбону, кожний з яких сполучений із чотирма іншими під кутом $109^{\circ}28'$. Такий кут характерний для геометричної фігури тетраедра. У центрі тетраедра міститься атом Карбону, а на вершинах — чотири інші (рис. 36). Оскільки зв'язки між атомами в атомних кристалічних ґратках дуже міцні, на їхній розрив витрачається велика кількість енергії.

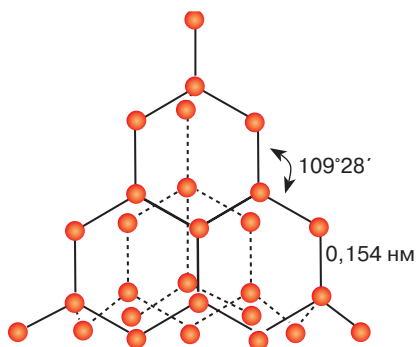


Рис. 36. Модель кристалічних ґраток алмазу

ЗАЛЕЖНІСТЬ ФІЗИЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ РЕЧОВИН ВІД ТИПІВ КРИСТАЛІЧНИХ ҐРАТОК. Розглянемо фізичні властивості речовин із різним типом кристалічних ґраток.

Молекули речовин, що утворюють *молекулярні кристалічні ґратки*, слабо утримують одна одну в ґратках.



Пригадайте, який тип хімічного зв'язку наявний у сполуках із молекулярними кристалічними ґратками.

Оскільки між молекулами діють слабкі сили притягання, зв'язок між ними можна легко розірвати. Це зумовлює такі властивості речовин: високу леткість, легкоплавкість, низькі температури кипіння, малу твердість.

Наприклад, у йоду настільки слабкі сили взаємодії між молекулами, що навіть за незначного нагрівання його кристали перетворюються на пару, минаючи рідкий стан. Таке

явище називають *сублімацією* (від латин. *sublimare* — піднімати вгору) (рис. 37).

Амоніак, який входить до складу нашатирного спирту, за звичайних умов також легко випаровується.



Наведіть приклади інших речовин із молекулярними кристалічними ґратками.



Рис. 37. Сублімація йоду

Речовини з *йонними кристалічними ґратками* відзначаються високою твердістю, оскільки сили взаємодії між різнойменно зарядженими йонами великі й однаково діють у всіх напрямках. На розрив йонних зв'язків витрачається багато енергії. Наприклад, щоб розплавити кухонну сіль, потрібно нагріти її до температури понад $800\text{ }^{\circ}\text{C}$, а щоб сіль кипіла — вище за $1400\text{ }^{\circ}\text{C}$. З цим пов'язана тугоплавкість і відсутність леткості кухонної солі.

Переважна більшість речовин із йонними кристалічними ґратками добре розчинні у воді. Якщо йонні сполуки у твердому стані не проводять електричний струм, то в розчинах є електропровідними.

Йонні кристалічні ґратки міцніші за молекулярні, але слабші, ніж атомні.

Речовини з *атомними кристалічними ґратками* за властивостями подібні до йонних. Для них характерні міцність кристалів і високі температури плавлення та кипіння, твердість і крихкість, вони майже не розчинні у воді й інших рідинах.

Очевидним є той факт, що ковалентні зв'язки між атомами ще міцніші, ніж між йонами в йонних сполуках. Твердість алмазу, порівняно з іншими твердими речовинами, є найвищою. До речовин з атомними кристалічними ґратками належить кварц (силіцій(IV) оксид) і його різновиди (рис. 38, с. 86).

Отже, на основі знань про кристалічну будову речовини можна дійти висновку, що будова речовини і її властивості взаємозв'язані. Знаючи будову кристалічних ґраток, можна охарактеризувати чи спрогнозувати властивості речовини і, навпаки, за властивостями речовини можна визначити її кристалічну будову. Щоб переконатися в цьому, виконаємо лабораторний дослід 1.



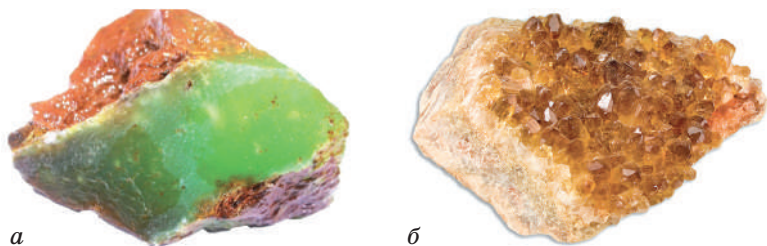


Рис. 38. Різновиди кварцу:
а — хризопраз; б — цитрин



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 1

ОЗНАЙОМЛЕННЯ ІЗ ФІЗИЧНИМИ ВЛАСТИВОСТЯМИ РЕЧОВИН АТОМНОЇ, МОЛЕКУЛЯРНОЇ ТА ЙОННОЇ БУДОВИ



Пригадайте правила безпеки під час роботи з речовинами.

З а в д а н н я. Вам видано речовини: натрій хлорид (кухонна сіль), воду, силіцій(IV) оксид (кремнезем). Визначте типи кристалічних ґраток і види хімічного зв'язку та структурні частинки речовин. Ознайомтеся з їхніми фізичними властивостями, користуючись, де це потрібно, довідковими таблицями.

Дані запишіть у таблицю в зошиті.

Речовина	Тип кристалічних ґраток	Вид зв'язку	t плавлення, °С	t кипіння, °С	Твердість	Крихкість	Електропровідність	Розчинність у воді
NaCl								
H ₂ O								
SiO ₂								

Зробіть висновок щодо залежності фізичних властивостей речовин від структури їхніх кристалічних ґраток.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

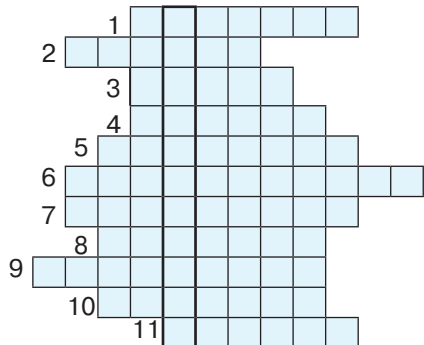
- **Процес переходу** речовин у твердий стан пов'язаний з упорядкуванням структурних частинок речовини в просторі й утворенням структур, подібних до **ґраток**.

- Місце розташування структурних частинок у кристалічних ґратках називають **вузлами**.
- Розрізняють 3 **типи кристалічних ґраток**: молекулярні, йонні й атомні.
- У вузлах **молекулярних кристалічних ґраток** розміщуються молекули речовин із ковалентним зв'язком, що притягуються дуже слабкими **міжмолекулярними силами взаємодії**.
- **Йонні кристалічні ґратки** характерні для речовин з йонним зв'язком. Катіони й аніони розміщені по чергово у вузлах ґраток й утримуються **силами взаємного притягання**.
- **Атомні кристалічні ґратки** властиві сполукам із ковалентним зв'язком. У вузлах таких ґраток розміщені атоми.
- Будова речовини та її властивості взаємозв'язані.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте процес переходу речовин у твердий стан.
2. Охарактеризуйте поняття «кристалічні ґратки речовини».
3. Назвіть відомі вам типи кристалічних ґраток.
4. Охарактеризуйте будову кристалічних ґраток: а) молекулярних; б) йонних; в) атомних.
5. Порівняйте властивості речовин із різними типами кристалічних ґраток.
6. Охарактеризуйте взаємозв'язок між будовою та властивостями йонних сполук на прикладі натрій хлориду.
7. Серед переліку речовин, записаних формулами, укажіть речовини з йонними, атомними, молекулярними кристалічними ґратками: N_2 , H_2O , $CaCl_2$, SiO_2 . Спрогнозуйте їхні властивості.
8. Розв'яжіть кросворд у зошиті. Заповніть горизонтальні рядки й у вертикальному стовпці отримаєте назву виду зв'язку.
1. Елемент, що утворює сполуку з подвійним зв'язком.
2. Негативно заряджені йони.
3. Назва сполуки з йонними кристалічними ґратками.
4. Назва йона з електронною формулою $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
5. Зв'язок у молекулі гідроген фториду.
6. Кристалічні ґратки бром.
7. Назва зв'язку, що утворюється на основі однієї спільної електронної пари.



8. Позитивно заряджені йони.
9. Назва електрона, що утворює ковалентний зв'язок.
10. Назва йонної сполуки, що утворюється на основі сил притягання між йонами.
11. Зв'язок між йонами.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Алмаз, відомий як дорогоцінний камінь, має атомну кристалічну структуру. Завдяки твердості його широко застосовують у техніці.
- У годинникарстві деталі зі штучних алмазів забезпечують підтримання осьових опор, підшипники зменшують ступінь тертя комплектуючих деталей, істотно продовжуючи життя механізму. У металообробній промисловості використовують алмазні свердла й різці для оброблення твердих сплавів, фільтри для витягування дроту з металів і ниток спеціальної парашутної тканини. З алмазу виготовляють бури, абразивні матеріали, деталі приладів для літаків, човнів, кораблів.
- Штучні алмази за властивостями не поступаються природним. Їх отримують із графіту за високих тиску й температури або хімічним осадженням із пари.



ПРАКТИЧНА РОБОТА 1

ДОСЛІДЖЕННЯ ФІЗИЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ РЕЧОВИН З РІЗНИМИ ТИПАМИ КРИСТАЛІЧНИХ ҐРАТОК

Мета роботи: *дослідити* на прикладі речовин, що мають різні типи кристалічних ґраток, їхні фізичні властивості й обґрунтувати взаємозв'язок будови та властивостей; *поглибити* знання про залежність властивостей речовин від їхньої будови; *розвивати* вміння досліджувати властивості та формувати причинно-наслідкові зв'язки, що виявляються між будовою і властивостями й навпаки, робити висновки; *виховувати* розуміння економного використання реактивів.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з реактивами та суворо дотримуйтесь їх.

Завдання практичної роботи

1. Дослідіть фізичні властивості виданих вам речовин із різними типами кристалічних ґраток, зокрема натрій нітрату, води, силіцій(IV) оксиду. Результати досліджень запишіть у таблицю в зошиті.



Речовина	Тип кристалічних ґраток	Вид зв'язку	t плавлення, °С	t кипіння, °С	Твердість	Крихкість	Електропровідність	Розчинність у воді
NaNO_3								
H_2O								
SiO_2								

2. Дослідіть фізичні властивості виданих вам речовин із різними типами кристалічних ґраток, зокрема кухонної солі, цукру, графіту. Результати досліджень запишіть у таблицю в зошиті.

Речовина	Тип кристалічних ґраток	Вид зв'язку	t плавлення, °С	t кипіння, °С	Твердість	Крихкість	Електропровідність	Розчинність у воді
NaCl								
<i>Цукор</i> $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$								
<i>Графіт</i> С								

3. Зробіть відповідні висновки про причинно-наслідкові зв'язки між будовою та властивостями речовин із різними типами кристалічних ґраток.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Нашатирний спирт є розчином амоніаку у воді. Дослідіть фізичні властивості цієї речовини й зробіть висновок про тип хімічного зв'язку в молекулі амоніаку.

Дослід 2. Дослідіть, чому поверхні узбереж річок і морів не взаємодіють із водою. Які ще фізичні властивості притаманні силіцій(IV) оксиду?

Дослід 3. Цей продукт, солоний на смак, — необхідний для життя людини. Назвіть його та дослідіть фізичні властивості.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЄКТ

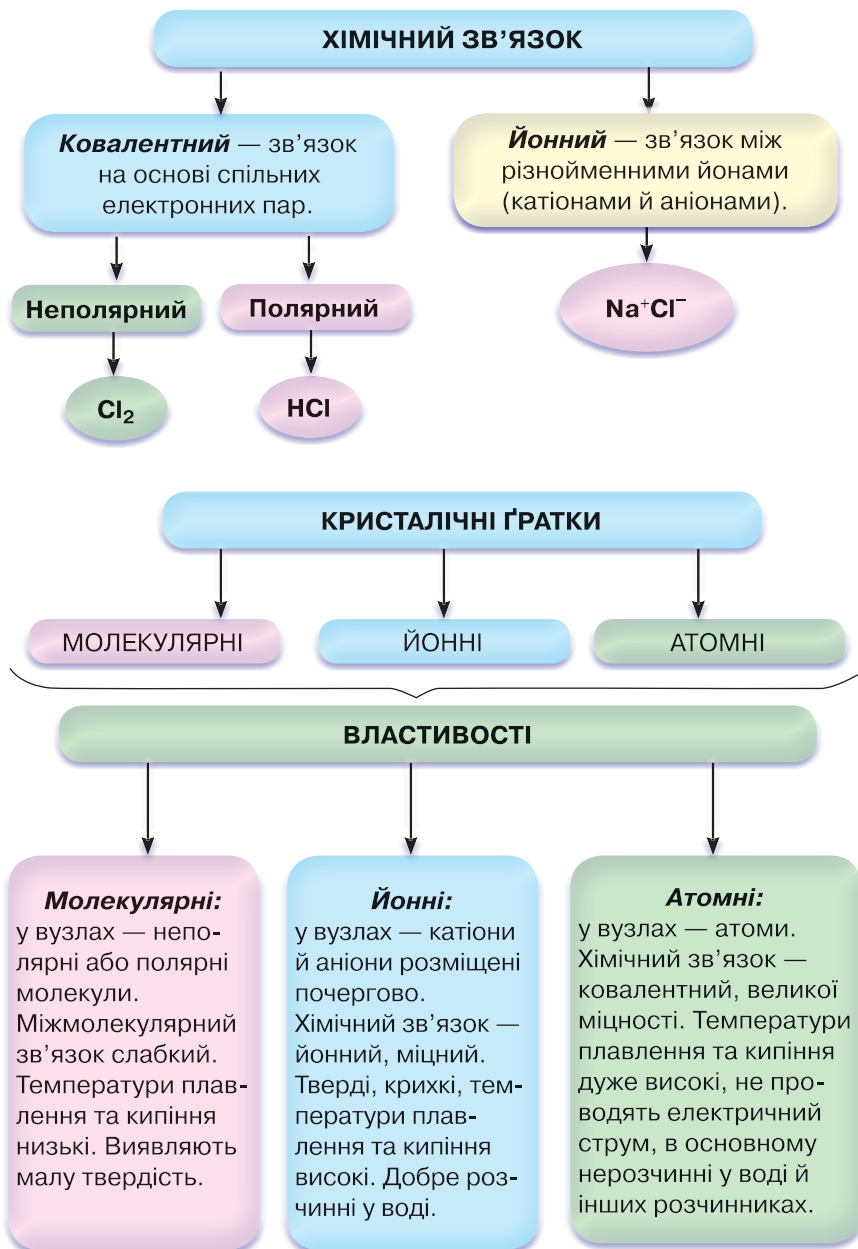
I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя (вчительки) тему навчального проєкту.

1. Використання кристалів у техніці.
2. Кристали: краса і користь.

II. Виконайте проєкт у довільній формі, презентуйте його в класі.



УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАТЬ ІЗ ТЕМИ 2 «ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ»



$$Mr_1 = D \times Mr_2$$

$$D = \frac{Mr_1}{Mr_2}$$

Тема 3

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ



§ 16. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. МОЛЬ — ОДИНИЦЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. СТАЛА АВОГАДРО



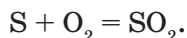
Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* число Авогадро;
- *знати* поняття «кількість речовини», «моль», «стала Авогадро»;
- *формулювати* визначення понять «моль», «стала Авогадро»;
- *обчислювати* число молекул у певній кількості речовини; кількість речовини за відповідним числом молекул.



Пригадайте закон збереження маси речовин, з яким ви ознайомилися в курсі хімії 7 класу.

Відомо, що речовини вступають у хімічні реакції в певних кількісних відношеннях. Постає запитання: як практично взяти потрібну порцію речовини, що містить необхідну для хімічної реакції кількість атомів, молекул, йонів? Відлічити потрібне число цих частинок практично неможливо через їхні замалі розміри. Тому для здійснення хімічних реакцій відмірюють певні маси чи об'єми речовин. Масові відношення речовин, що взаємодіють між собою, можна встановити, якщо звернутися до кількісного аспекту хімічної реакції. Наприклад, складемо рівняння реакції взаємодії сірки з киснем:



На основі відомих вам обчислень відносних атомної та молекулярної мас з'ясуємо, у яких відношеннях ці речо-



вини прореагують. З рівняння реакції бачимо, що 32 масові частини сірки ($M_r = 32$) вступають у взаємодію з 32 масовими частинами кисню ($M_r = 32$). Отже, можна зробити висновок про те, що в порції сірки масою 32 г міститься така сама кількість частинок, що й у порції кисню масою 32 г. Інакше кажучи, обидві порції — це однакові кількості речовини.

Як і будь-яка фізична величина, кількість речовини має одиницю вимірювання. Такою одиницею є *моль*, що в перекладі з латинської означає «множина». Кількість речовини n (читають «ен») є мірою числа елементарних частинок речовини.



Пригадайте, що називають *нуклідом* і що таке *нуклід Карбону-12* — ^{12}C .



Моль — кількість речовини, що містить $6,02214076 \cdot 10^{23}$ структурних частинок речовини — атомів, молекул, йонів.

Стала Авогадро. Італійський учений А. Авогадро обчислив та експериментально дослідив кількість структурних частинок у порції речовини 1 моль. На честь ученого отримане значення назвали *числом Авогадро*. Для кожної речовини, узяті порцією 1 моль, воно *незмінне*. Тому число Авогадро (позначають скорочено $6,02 \cdot 10^{23}$) є універсальною *сталюю*, що вказує на кількість структурних частинок у порції речовини 1 моль для всіх речовин, незважаючи на їхні агрегатні стани.

Фізико-хімічну константу, що чисельно відповідає числу Авогадро, називають *сталюю Авогадро* й позначають N_A . Математично сталу Авогадро виражають таким відношенням:

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1 \text{ моль}^{-1}.$$

Розмірність сталої Авогадро — $1/\text{моль}$, або моль^{-1} . Звідси випливає, що фізична величина 1 моль відповідає сталій Авогадро структурних частинок речовини.





Стала Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$ — число, що вказує на кількість структурних частинок, які містяться в 1 молі будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.

Якщо кількість структурних частинок речовини N поділити на **сталу Авогадро N_A** (тобто фізико-хімічну константу цього числа), то можна обчислити кількість речовини n :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Оскільки число $6,02 \cdot 10^{23}$ є сталим для будь-якої речовини, узяті порцією *1 моль*, то:

1 моль (C) = $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону;

1 моль (O_2) = $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;

1 моль (CO_2) = $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;

1 моль (NaBr) = $6,02 \cdot 10^{23}$ йонів Na^+ і таку саму кількість йонів Br^- .

Можна зробити висновок, що стала Авогадро однакова для речовин атомної, молекулярної та йонної будови й відповідає числу $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок.

Обчислення на основі понять «кількість речовини» та «стала Авогадро».



Поясніть, як визначити число йонів, що містяться в магній хлориді $MgCl_2$ кількістю речовини 2 моль.

На основі поняття «кількість речовини» здійснюють обчислення, зокрема:

а) знаходять число структурних частинок у певній порції речовини;

б) за числом молекул (або інших структурних частинок) обчислюють відповідну кількість речовини.

Розглянемо приклади розв'язування задач.

Задача 1. Обчисліть число молекул у воді кількістю речовини 0,2 моль.



Відомо:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$N = ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу $n = \frac{N}{N_A}$ і її похідну формулу $N = N_A \cdot n$:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

2. Знаходимо число молекул у порції води кількістю речовини 0,2 моль:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,2 \text{ моль} =$$

$$= 1,204 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Відповідь: у воді кількістю речовини 0,2 моль міститься $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. Обчисліть число атомів у вуглеці кількістю речовини 4 моль.

Відомо:

$$n(\text{C}) = 4 \text{ моль}$$

$$N = ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу $N = N_A \cdot n$:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

2. Знаходимо число атомів у вуглеці кількістю речовини 4 моль:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 4 \text{ моль} =$$

$$= 24,08 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

Відповідь: у вуглеці кількістю речовини 4 моль міститься $24,08 \cdot 10^{23}$ атомів.

Задача 3. Обчисліть число атомів Карбону й Оксигену в карбон(IV) оксиді кількістю речовини 2,5 моль.

Відомо:

$$n(\text{CO}_2) = 2,5 \text{ моль}$$

$$N(\text{C}) = ?$$

$$N(\text{O}) = ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу $N = N_A \cdot n$:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

2. Знаходимо число атомів Карбону:

$$N(\text{C}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2,5 \text{ моль} =$$

$$= 15,05 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

3. Знаходимо число атомів Оксигену. З формули карбон(IV) оксиду CO_2 бачимо, що їх удвічі більше. Маємо:

$$N(\text{O}) = 15,05 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 30,1 \cdot 10^{23} \text{ атомів.}$$

Відповідь: у карбон(IV) оксиді кількістю речовини 2,5 моль міститься $15,05 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону і $30,1 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену.

Задача 4. Обчисліть число йонів у магній хлориді кількістю речовини 0,5 моль.

Відомо:

$$n(\text{MgCl}_2) = 0,5 \text{ моль}$$

$$N(\text{Mg}^{2+}) - ?$$

$$N(\text{Cl}^-) - ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу $N = N_A \cdot n$:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

2. Знаходимо число йонів Mg^{2+} у порції магній хлориду кількістю речовини 0,5 моль:

$$N(\text{Mg}^{2+}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ йонів.}$$

3. Знаходимо число йонів Cl^- у порції магній хлориду кількістю речовини 0,5 моль:

$$N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ йонів.}$$

Оскільки в кожній формульній одиниці один йон Магнію сполучений із двома йонами Хлору, то їхнє число буде вдвічі більшим, а саме:

$$3,01 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ йонів.}$$

Відповідь: у магній хлориді кількістю речовини 0,5 моль міститься $3,01 \cdot 10^{23}$ йонів Mg^{2+} і $6,02 \cdot 10^{23}$ йонів Cl^- .

Задача 5. Якій кількості речовини кисню O_2 відповідають $12,04 \cdot 10^{23}$ його молекул?

Відомо:

$$N(\text{O}_2) = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$n(\text{O}_2) - ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу $n = \frac{N}{N_A}$.

2. Знаходимо кількість речовини:

$$n(\text{O}_2) = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1/\text{моль}} = 2 \text{ моль.}$$

Відповідь: $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул кисню відповідають кількості речовини 2 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Одиницею вимірювання кількості речовини є моль. **Моль** — кількість речовини, що містить $6,02214076 \cdot 10^{23}$ структурних частинок речовини — атомів, молекул, йонів.



- **Число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$** — число, що вказує на кількість структурних частинок, які містяться в 1 молі будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану. Йому відповідає **стала Авогадро**.
- На основі понять «кількість речовини» та «стала Авогадро» здійснюють хімічні обчислення.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Запишіть математичний вираз кількості речовини й поясніть, що означає ця фізична величина.
2. Назвіть одиницю вимірювання кількості речовини та сформулюйте її визначення.
3. Обчисліть число структурних частинок (атомів, молекул, йонів) у запропонованих порціях речовин:
 - а) 5 моль хлоридної кислоти HCl; б) 2 моль натрій хлориду NaCl;
 - в) 3 моль карбон(IV) оксиду CO₂; г) 8 моль води H₂O.
4. Обчисліть, якій кількості речовини відповідають запропоновані порції структурних частинок речовин:
 - а) $18,06 \cdot 10^{23}$ води; б) $12,04 \cdot 10^{23}$ цинк оксиду;
 - в) $3,01 \cdot 10^{23}$ амоніаку; г) $24,08 \cdot 10^{23}$ азоту.



ЦІКАВО ЗНАТИ



Авогадро Амедео (1776–1856) — видатний італійський фізик і хімік. За освітою юрист, він почав самостійно вивчати фізику й математику. Завдяки успіхам у вивченні цих дисциплін і наполегливій праці з дослідження кількісного і якісного складу речовин учений здобув посаду завідувача кафедри математичної фізики Туринського університету. У 1811 р. дослідник відкрив закон, названий його іменем, — *закон Авогадро*. Учений уточнив атомні маси деяких елементів, склад молекул багатьох газів і спрогнозував, що молекули простих речовин неметалів — двоатомні. На його честь число структурних частинок, що містяться в 1 молі будь-якої речовини, назвали *числом Авогадро*.

А. Авогадро — автор чотири томної праці «Фізика вагових тіл, або Трактат про загальну конституцію тіл», який став першим посібником із молекулярної фізики.





§ 17. МОЛЯРНА МАСА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення молярної маси;
- *пояснювати* сутність поняття «молярна маса»;
- *обчислювати* молярну масу, кількість речовини за певною її порцією та молярною масою.



Пригадайте, яке число структурних частинок міститься в 1 молі речовини.

Дійсно, 1 моль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок. Кожну з цих частинок характеризує певна маса. Якщо число Авогадро структурних частинок речовини помножити на масу однієї частинки, то знайдемо величину, яку називають *молярною масою*.

Наприклад, маса молекули води — $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг.

Молярна маса води становить добуток маси молекули й числа Авогадро:

$$2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 0,018 \text{ кг/моль, або } 18 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса — це величина, взаємозв'язана з кількістю речовини. Її позначають латинською літерою M і виражають формулою:

$$M = \frac{m}{n}, \quad (1)$$

де m — маса речовини; n — відповідна кількість речовини.



Молярна маса — маса 1 моль речовини.

Числове значення молярної маси збігається з числовим значенням відносної атомної, молекулярної (формульної) маси.

Розмірність молярної маси визначають у *г/моль*.

Наприклад, визначимо молярну масу купрум(II) оксиду. Для цього обчислимо відносну формульну масу оксиду й виразимо її в г/моль:

$$M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80.$$

Отже, $M(\text{CuO}) = 80$ г/моль.



З формули (1) можна вивести похідні формули:

а) для визначення маси речовини:

$$m = M \cdot n; \quad (2)$$

б) для обчислення кількості речовини:

$$n = \frac{m}{M}. \quad (3)$$

Формули (1)–(3) застосовують у хімічних обчисленнях.

Обчислення молярної маси. За наведеними вище формулами розв'язують хімічні задачі. Розглянемо приклади.

Задача 1. Обчисліть молярну масу алюміній оксиду.

Відомо:



Розв'язання

1. Знаходимо молярну масу алюміній оксиду:

$$\begin{aligned} M(\text{Al}_2\text{O}_3) &= 2A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Відповідь: молярна маса алюміній оксиду становить 102 г/моль.

Задача 2. Обчисліть молярну масу цинк нітрату.

Відомо:



Розв'язання

1. Знаходимо молярну масу цинк нітрату:

$$\begin{aligned} M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) &= A_r(\text{Zn}) + 2(A_r(\text{N})) + \\ &+ 6(A_r(\text{O})) = 65 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = \\ &= 189 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Відповідь: молярна маса цинк нітрату становить 189 г/моль.

Обчислення числа частинок у певній масі речовини.

Задача 3. Обчисліть число молекул у воді масою 90 г.

Відомо:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ г}$$



Розв'язання

1. Визначаємо кількість речовини води, що відповідає масі 90 г, за формулою:

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

2. Знаходимо молярну масу води:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ г/моль.}$$
3. Обчислюємо кількість речовини:

$$n = 90 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль.}$$
4. Обчислюємо число молекул у воді кількістю речовини 5 моль:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 = 30,1 \cdot 10^{23}$$
 (молекул).
Відповідь: у воді масою 90 г міститься $30,1 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 4. Обчисліть число позитивно й негативно заряджених йонів у натрій сульфіді Na_2S масою 23,4 г.

Відомо:

$$m(\text{Na}_2\text{S}) = 23,4 \text{ г}$$

$$N(\text{Na}^+) \text{ — ?}$$

$$N(\text{S}^{2-}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Визначаємо кількість речовини натрій сульфіді, що відповідає масі 23,4 г, за формулою:

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

2. Знаходимо молярну масу натрій сульфіді: $M(\text{Na}_2\text{S}) = 2A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) = 2 \cdot 23 + 32 = 78 \text{ г/моль.}$
3. Обчислюємо кількість речовини натрій сульфіді:

$$n = 23,4 \text{ г} : 78 \text{ г/моль} = 0,3 \text{ моль.}$$
4. Обчислюємо число йонів Натрію Na^+ у натрій сульфіді кількістю речовини 0,3 моль: $N(\text{Na}^+) = 2 \cdot 6,02 \times 10^{23} \cdot 0,3 \text{ моль} = 3,612 \cdot 10^{23}$ (йонів).
5. Обчислюємо число йонів Сульфуру S^{2-} у натрій сульфіді кількістю речовини 0,3 моль:

$$N(\text{S}^{2-}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,3 \text{ моль} = 1,806 \times 10^{23}$$
 (йонів).

Відповідь: у натрій сульфіді масою 23,4 г містяться $3,612 \cdot 10^{23}$ йонів Натрію і $1,806 \cdot 10^{23}$ йонів Сульфуру.



Обчислення за хімічною формулою маси певної кількості речовини й кількості речовини за відомою масою.

Задача 5. Обчисліть масу кальцій оксиду CaO кількістю речовини 0,3 моль.

Відомо:

$$n(\text{CaO}) = 0,3 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaO}) = ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу: $m = M \cdot n$.
2. Знаходимо молярну масу кальцій оксиду:
 $M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$.
3. Обчислюємо масу кальцій оксиду кількістю речовини 0,3 моль:
 $m(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 16,8 \text{ г}$.

Відповідь: маса кальцій оксиду кількістю речовини 0,3 моль дорівнює 16,8 г.

Задача 6. Обчисліть, якій кількості речовини відповідає карбон(IV) оксид масою 220 г.

Відомо:

$$m(\text{CO}_2) = 220 \text{ г}$$

$$n(\text{CO}_2) = ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу: $n = \frac{m}{M}$.
2. Знаходимо молярну масу карбон(IV) оксиду:
 $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$.
3. Обчислюємо кількість речовини:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{220 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}$$

Відповідь: карбон(IV) оксид масою 220 г відповідає кількості речовини 5 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Молярна маса** — маса 1 моля речовини; її позначають ***M***.
- Молярна маса відображає залежність між масою та кількістю речовини.
- **Числове значення** молярної маси збігається із числовим значенням відносної атомної, молекулярної (формульної) маси, якщо розмірність г/моль.

- Користуючись поняттями «молярна маса», «маса» і «кількість речовини», здійснюють хімічні обчислення.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, яку фізичну величину називають *молярною масою*.
2. Напишіть і поясніть математичний вираз молярної маси.
3. Виведіть похідні формули з математичного виразу молярної маси, запишіть їх.
4. Обчисліть і вкажіть, якій кількості речовини відповідає купрум(II) оксид CuO масою 8 г.
A 0,2 моль **B** 0,1 моль **B** 2 моль **Г** 0,3 моль
5. Обчисліть і вкажіть масу водню кількістю речовини 6 моль.
A 10 г **B** 14 г **B** 12 г **Г** 16 г
6. Обчисліть і вкажіть число молекул у кисні O_2 кількістю речовини 0,5 моль.
A $3,01 \cdot 10^{23}$ **B** $12,04 \cdot 10^{23}$ **B** $6,02 \cdot 10^{23}$ **Г** $0,301 \cdot 10^{23}$
7. Позначте, якій кількості речовини відповідають $1,8 \cdot 10^{23}$ молекул води.
A 3 моль **B** 0,5 моль **B** 0,3 моль **Г** 0,35 моль
8. Обчисліть і позначте число позитивно і негативно заряджених йонів у кальцій хлориді CaCl_2 масою 22,2 г.
A $0,301 \cdot 10^{23} \text{Ca}^{2+}$ і $0,602 \cdot 10^{23} \text{Cl}^-$
B $1,204 \cdot 10^{23} \text{Ca}^{2+}$ і $2,408 \cdot 10^{23} \text{Cl}^-$
B $3,01 \cdot 10^{23} \text{Ca}^{2+}$ і $6,02 \cdot 10^{23} \text{Cl}^-$
Г $12,04 \cdot 10^{23} \text{Ca}^{2+}$ і $24,08 \cdot 10^{23} \text{Cl}^-$
9. Обчисліть і позначте, якій кількості речовини відповідає маса метану CH_4 6,4 г, і число молекул, що міститься в такій кількості речовини.
A 0,4 моль і $2,408 \cdot 10^{23}$ **B** 0,3 моль і $1,806 \cdot 10^{23}$
B 0,1 моль і $0,602 \cdot 10^{23}$ **Г** 0,25 моль і $1,505 \cdot 10^{23}$
10. Обчисліть і позначте масу алюміній броміду кількістю речовини 0,25 моль і відповідно число позитивно і негативно заряджених йонів у цій порції солі.
A 66,25 г; $1,505 \cdot 10^{23} \text{Al}^{3+}$; $4,515 \cdot 10^{23} \text{Br}^-$
B 66,75 г; $1,505 \cdot 10^{23} \text{Al}^{3+}$; $4,515 \cdot 10^{23} \text{Br}^-$
B 66,15 г; $1,503 \cdot 10^{23} \text{Al}^{3+}$; $4,525 \cdot 10^{23} \text{Br}^-$
Г 66,45 г; $1,515 \cdot 10^{23} \text{Al}^{3+}$; $4,505 \cdot 10^{23} \text{Br}^-$





§ 18. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення закону Авогадро;
- *пояснювати* поняття «молярний об'єм газу», «нормальні умови»;
- *знати* об'єм газу за нормальних умов;
- *обчислювати* число молекул у певному об'ємі газу, об'єм газу за кількістю речовини й кількість речовини за певним об'ємом газу.

Тверді речовини й рідини кількістю речовини 1 моль займають різні об'єми (рис. 39). Це залежить від радіусів структурних частинок і віддалей між ними. В основному молекули чи інші частинки зближені до стикання.

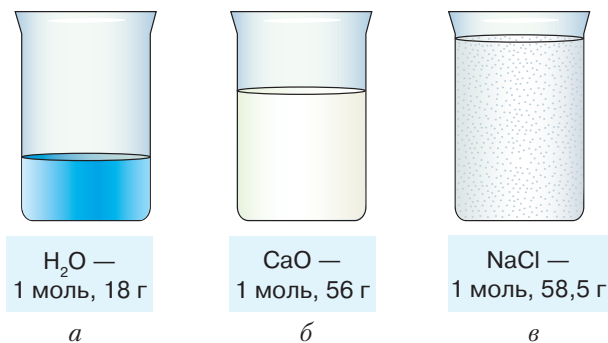


Рис. 39. Об'єми речовин кількістю речовини 1 моль:
а — води; б — кальцій оксиду; в — натрій хлориду

Під час перетворення твердих речовин або рідин у газоподібний стан об'єм 1 моля цих речовин різко збільшується внаслідок збільшення віддалі між структурними частинками. За однакових умов (температура, тиск) віддалі в газах майже однакові. Тому молярний об'єм газів залишається тим самим за однакових умов, зокрема за температури 0°C і тиску 101,3 кПа. Їх називають *нормальними умовами* й позначають скорочено — *н. у.* Тому $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок будь-якого газу за нормальних умов займають однаковий об'єм. Цей об'єм становить 22,4 л. Такі міркування послугували відкриттю закону Авогадро.





В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Звідси:



Однаковим числам молекул газів відповідають однакові об'єми за однакових умов.

Оскільки числу $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул відповідає 1 моль речовини, то об'єм, який займе така порція речовини, перебуваючи в газоподібному стані, називають *молярним*.



Молярний об'єм — об'єм 1 моля речовини.

Зв'язок між об'ємом речовини, молярним об'ємом і кількістю речовини відображає такий математичний вираз:

$$V_m = \frac{V}{n}, \quad (1)$$

де V_m (читають «ве-ем») — молярний об'єм, л/моль, м³/моль; V — об'єм у літрах, м³; n — кількість речовини, моль.

З формули (1) можна вивести похідні формули:

$$V = V_m \cdot n;$$

$$n = \frac{V}{V_m}. \quad (2)$$

Молярний об'єм — фізична стала, яка за нормальних умов однакова для всіх газів і чисельно дорівнює **22,4 л/моль**.

Щоб уявити такий об'єм, виготовте куб із довжиною ребра 28,2 см. Об'єм куба становитиме 22,4 л (рис. 40).

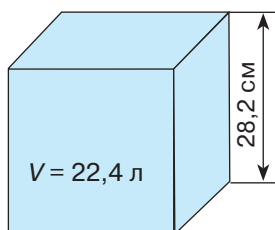


Рис. 40.

Куб, що має об'єм 22,4 л



Обчислення на основі поняття «молярний об'єм». Поняття «молярний об'єм» застосовують під час хімічних обчислень, зокрема:

а) об'єму певного числа молекул газу і числа молекул у певному об'ємі газу;

б) об'єму певної маси газу за нормальних умов (н. у.);

в) маси газу за заданим об'ємом;

г) об'єму за кількістю речовини газу.

Розглянемо приклади розв'язування задач із застосуванням цього поняття.

1. Обчислення об'єму певного числа молекул газу.

Задача 1. Обчисліть, який об'єм (н. у.) займатимуть $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул азоту.

Відомо:

$$N(N_2) = 12,04 \cdot 10^{23}$$

молекул

$$V(N_2) = ?$$

Розв'язання

1. Обчислюємо кількість речовини за формулою:

$$n = \frac{N}{N_A}. \text{Звідси: } n = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо об'єм азоту кількістю речовини 2 моль за формулою:

$$V = V_m \cdot n. \text{Звідси:}$$

$$V(N_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л.}$$

Відповідь: $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул азоту (н. у.) займатимуть об'єм 44,8 л.

2. Обчислення числа молекул у певному об'ємі газу.

Задача 2. Обчисліть число молекул у карбон(IV) оксиді об'ємом 3,36 л (н. у.).

Відомо:

$$V(O_2) = 3,36 \text{ л}$$

$$N(CO_2) = ?$$

Розв'язання

І спосіб

1. Обчислюємо число молекул у карбон(IV) оксиді об'ємом 3,36 л (н. у.). У 22,4 л CO_2 міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, у 3,36 л — N молекул. Тоді

$$N(CO_2) = \frac{3,36 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ л}} =$$

$$= 0,903 \cdot 10^{23} \text{ (молекул).}$$



II спосіб

1. Обчислюємо число молекул карбон(IV) оксиду об'ємом 3,36 л (н. у.) за формулою:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}. \text{ Визначаємо: } N = \frac{N_A \cdot V}{V_m}.$$

$$\begin{aligned} \text{Звідси: } N(\text{CO}_2) &= \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = \\ &= 0,903 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}. \end{aligned}$$

III спосіб

1. Обчислюємо, якій кількості речовини карбон(IV) оксиду відповідає об'єм 3,36 л (н. у.), за формулою:

$$n = \frac{V}{V_m} \cdot n = \frac{3,36 \text{ л}}{22,4 \text{ моль/л}} = 0,15 \text{ моль}.$$

2. Обчислюємо число молекул у карбон(IV) оксиді кількістю речовини 0,15 моль:
 $N = N_A \cdot n; N(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \times 0,15 \text{ моль} = 0,903 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}.$

Відповідь: у карбон(IV) оксиді об'ємом 3,36 л (н. у.) міститься $0,903 \cdot 10^{23}$ молекул.

3. Обчислення об'єму певної маси газу за нормальних умов.

Задача 3. Обчисліть об'єм кисню (н. у.) масою 6,4 г.

Відомо:

$$m(\text{O}_2) = 6,4 \text{ г}$$

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

Розв'язання

1. Застосуємо формули:

$$V = V_m \cdot n; \quad n = \frac{m}{M}.$$

2. Знаходимо молярну масу кисню:

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}.$$

3. Обчислюємо кількість речовини кисню:

$$n(\text{O}_2) = 6,4 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

4. Обчислюємо об'єм кисню:

$$\begin{aligned} V(\text{O}_2) &= 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = \\ &= 4,48 \text{ л (н. у.)}. \end{aligned}$$

Відповідь: кисень масою 6,4 г займе об'єм 4,48 л (н. у.).



II спосіб розв'язання полягає у визначенні кількості речовини кисню масою 6,4 г та обчисленні об'єму кисню складанням пропорції. Розв'яжіть самостійно.

4. Обчислення маси газу за заданим об'ємом.

Задача 4. Обчисліть, якій масі водню відповідає його об'єм 6,72 л (н. у.).

Відомо:

$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Застосуємо формули:

$$m = M \cdot n; \quad n = \frac{V}{V_m}$$

2. Знаходимо молярну масу водню:

$$M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль.}$$

3. Знаходимо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

4. Обчислюємо масу водню об'ємом 6,72 л:

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,6 \text{ г.}$$

Відповідь: водень об'ємом 6,72 л (н. у.) відповідає масі 0,6 г.

5. Обчислення об'єму за кількістю речовини газу.

Задача 5. Обчисліть об'єм хлору Cl_2 (н. у.) кількістю речовини 0,6 моль.

Відомо:

$$n(\text{Cl}_2) = 0,6 \text{ моль}$$

$$V(\text{Cl}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу: $V = V_m \cdot n$.

2. Знаходимо об'єм хлору Cl_2 кількістю речовини 0,6 моль:

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,6 \text{ моль} = 13,44 \text{ л.}$$

Відповідь: хлор кількістю речовини 0,6 моль займає об'єм 13,44 л (н. у.).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.
- Молярний об'єм — це об'єм 1 моля речовини.



- **Нормальні умови** — температура $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ і тиск $101,3\text{ кПа}$.
- Об'єм 1 моля будь-якого газу за нормальних умов (н. у.) становить **22,4 л**.
- Фізичну величину **молярний об'єм** застосовують під час хімічних обчислень: а) об'єму певного числа молекул газу і числа молекул у певному об'ємі; б) об'єму певної маси газу за нормальних умов (н. у.); в) маси газу за певним об'ємом; г) об'єму за кількістю речовини газу.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе карбон(IV) оксид масою 11 г .
A 2,24 л **B** 11,2 л **V** 5,6 л **Г** 2,8 л
- Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе метан CH_4 масою 64 г .
A 44,8 л **B** 89,6 л **V** 112 л **Г** 67,2 л
- Обчисліть і позначте, якій кількості речовини відповідає кисень об'ємом $8,96\text{ л}$ (н. у.).
A 0,4 моль **B** 0,2 моль **V** 0,1 моль **Г** 0,3 моль
- Обчисліть і позначте, якій кількості речовини відповідає водень об'ємом 448 л (н. у.).
A 25 моль **B** 15 моль **V** 20 моль **Г** 18 моль
- Обчисліть і позначте, яку масу займає азот об'ємом $89,6\text{ л}$ (н. у.).
A 110 г **B** 112 г **V** 100 г **Г** 114 г
- Обчисліть і позначте, яку масу займає нітроген(IV) оксид об'ємом $44,8\text{ л}$.
A 46 г **B** 69 г **V** 90 г **Г** 92 г
- Обчисліть і позначте, якому об'єму (н. у.) відповідає водень кількістю речовини 5 моль .
A 56 л **B** 112 л **V** 89,6 л **Г** 224 л
- Обчисліть і позначте об'єм (н. у.), якому відповідає амоніак кількістю речовини $2,5\text{ моль}$.
A 48 л **B** 36 л **V** 46 л **Г** 56 л
- Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе порція азоту $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
A 89,6 л **B** 100,8 л **V** 78,4 л **Г** 85,1 л
- Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе порція водню $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул.
A 33,6 л **B** 67,2 л **V** 44,8 л **Г** 56 л





§ 19. ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення відносної густини газів;
- *обчислювати* відносну густину одного газу за іншим.



Пригадайте визначення закону Авогадро.

Закон Авогадро підтвердив, що гази однакових об'ємів містять однакове число молекул. Але маси цих об'ємів — різні (*табл. 9*).

Таблиця 9

Кількість речовини, число молекул, молярна маса й маса одного моля різних газів

Газ	Кількість речовини	Число молекул	Молярна маса	Маса 1 моль газу
Водень H_2	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	2 г/моль	2 г
Хлор Cl_2	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	71 г/моль	71 г
Кисень O_2	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	32 г/моль	32 г
Азот N_2	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	28 г/моль	28 г

З *таблиці 9* можна зробити висновок, що один газ важчий за інший у стільки разів, у скільки важча його молярна маса:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m_1 — маса першого газу; m_2 — маса другого газу; M_1 — молярна маса першого газу; M_2 — молярна маса другого газу.



Відносною густиною газів називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша за масу такого самого об'єму іншого газу за однакових умов.

Відносну густину газу позначають літерою латинського алфавіту **D** (*читають «де»*):

$$D = \frac{M_1}{M_2}. \quad (1)$$

З формули (1) можна вивести похідну формулу:

$$M_1 = D \cdot M_2. \quad (2)$$

Оскільки молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі, то з рівності (2) випливає, що відносну молекулярну масу M_{r_1} першого газу обчислюють, знаючи відносну густину D і відносну молекулярну масу другого газу M_{r_2} .

Щоб позначити, відносно якого газу ведуть обчислення, біля літери D записують його формулу. Найчастіше відносну густину газів обчислюють за найлегшим газом — воднем або за повітрям і позначають, відповідно, D_{H_2} або $D_{пов.}$.

Відносну густину газів також визначають, користуючись фізичною величиною **густина**, що вказує на відношення маси газу до його об'єму. Математичний вираз:

$$\rho = \frac{m}{V},$$

де ρ — густина (*читають «ро»*); m — маса газу; V — об'єм. Одиниця вимірювання густини — $г/см^3$ або $кг/м^3$. Оскільки густина виражає масу одного об'єму речовини, а об'єм одного моля газу за нормальних умов однаковий, то відносну густину можна визначати як відношення густини одного газу до густини іншого:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}.$$

Узагальнити всі формули для обчислення відносної густини одного газу за іншим можна такими відношеннями:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}}.$$

Обчислення на основі поняття «відносна густина газів».

Поняття «відносна густина газів» застосовують під час хімічних обчислень, зокрема, коли визначають: а) відносну густину газу за іншим газом; б) відносну молекулярну масу за відносною густиною; в) молярну масу сполуки за густиною. Розглянемо приклади розв'язування задач.

1. Обчислення відносної густини газу.

Задача 1. Обчисліть відносну густину карбон(IV) оксиду CO_2 за воднем.



Відомо:

$$\frac{D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) - ?}{\text{CO}_2, \text{H}_2}$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу: $D = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)}$.
2. Знаходимо молярні маси карбон(IV) оксиду й водню: $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$ г/моль; $M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2$ г/моль.
3. Обчислюємо відносну густину карбон(IV) оксиду за воднем:
 $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 44$ г/моль : 2 г/моль = 22 .

Відповідь: відносна густина карбон(IV) оксиду за воднем — 22 .

2. Знаходження відносної молекулярної маси за відотною густиною.

Задача 2. Відносна густина етану C_2H_6 за воднем — 15 . Обчисліть його відносну молекулярну масу.

Відомо:

$$\frac{D_{\text{H}_2}(\text{C}_2\text{H}_6) - 15}{\text{H}_2}$$

$$\frac{M_r(\text{C}_2\text{H}_6) - ?}{\text{C}_2\text{H}_6}$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу:
 $D_{\text{H}_2}(\text{C}_2\text{H}_6) = D \cdot M_r(\text{H}_2)$.
2. Знаходимо відносну молекулярну масу водню:
 $M_r(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2$.
3. Обчислюємо відносну молекулярну масу етану:
 $M_r(\text{C}_2\text{H}_6) = 15 \cdot 2 = 30$.

Відповідь: відносна молекулярна маса етану — 30 .

3. Знаходження молярної маси за густиною.

Молярну масу легко обчислити за масою 1 л газу, скориставшись формулою:

$$M = V_m \cdot \rho,$$

де M — молярна маса; V_m — $22,4$ л/моль; ρ — густина, тобто маса одного літра (г/л) за нормальних умов.

Задача 3. Обчисліть молярну масу водню, якщо маса 1 літра (н. у.) становить 0,09 г.

Відомо:

$$m = 0,09 \text{ г/л}$$

$$M(\text{H}_2) = ?$$

Розв'язання

$$M(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,09 \text{ г/л} = 2,016 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса водню — 2,016 г/моль.

Використання фізичної величини *густина* під час хімічних обчислень доводить єдність законів природи та поширення їх на всі природничі дисципліни.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Відносною густиною газів** називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша за масу такого самого об'єму іншого газу за однакових умов.
- Відносну густина газу позначають літерою латинського алфавіту **D** (читають «де»).
- Узагальнити всі формули для обчислення відносної густини одного газу за іншим можна такими відношеннями:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

- У хімії застосовують обчислення на основі поняття «відносна густина газів».



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть і вкажіть відносну молекулярну масу метану CH_4 , якщо відносна густина його за воднем — 8.
А 18 Б 26 В 16 Г 28
2. Обчисліть і вкажіть відносну молекулярну масу кисню O_2 , якщо відносна густина його за воднем — 16.
А 20 Б 32 В 36 Г 26
3. Обчисліть і вкажіть відносну молекулярну масу сульфур(IV) оксиду, якщо відносна густина його за неоном — 3,2.
А 62 Б 6,4 В 64 Г 68
4. Установіть відносну густина нітроген(IV) оксиду за воднем.
А 20 Б 23 В 30 Г 22



5. Визначте відносну густину хлору за повітрям (середня молекулярна маса повітря — 29).

A 3,1 **Б** 2,2 **В** 2,45 **Г** 2,3

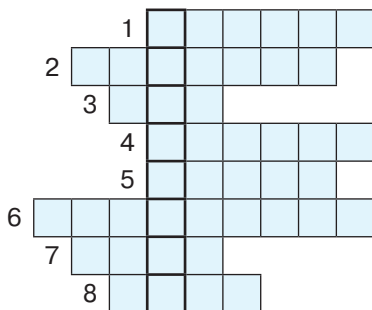
6. Установіть відповідність між кількістю речовини, числом структурних частинок у заданій порції та її об'ємом.

<i>Кількість речовини</i>	<i>Число структурних частинок</i>	<i>Об'єм порції</i>
A 3 моль CO ₂	1 1,505 · 10 ²³	I 5,6 л
Б 0,25 моль N ₂	2 18,06 · 10 ²³	II 8,96 л
В 0,4 моль H ₂ S	3 2,48 · 10 ²³	III 67,2 л
	4 2,408 · 10 ²³	IV 6,72 л

7. Маса газу об'ємом 1 л становить 1,96 г. Обчисліть відносну молекулярну масу цього газу й відносну густину його за гелієм.

8. Розв'яжіть кросворд у зошиті. Заповніть горизонтальні рядки. У вертикальному стовпці прочитаєте прізвище відомого італійського вченого, який обчислював число структурних частинок у кількості речовини 1 моль.

1. Назва групи речовин, структурними частинками яких є атоми.
2. Назва суміші газів, відносна молекулярна маса яких — 29.
3. Заряджена частинка.
4. Речовина, що є серцевиною олівця.
5. Найтвердіша речовина, яку застосовують для виготовлення коштовних прикрас.
6. Прізвище російського вченого, який відкрив періодичний закон.
7. Складова частина атома, що містить протони й нейтрони.
8. Одиниця кількості речовини.



9. Зробіть висновки щодо значущості математичних і фізичних знань для розв'язування хімічних задач.



УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 3**«КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ.****РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ»**

Фізична величина **кількість речовини** має одиницю вимірювання. Такою одиницею є **моль**, що в перекладі з латинської означає «множина».

Моль — кількість речовини, що містить $6,02214076 \cdot 10^{23}$ структурних частинок речовини — атомів, молекул, йонів.

1 моль — $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок.

Стала Авогадро вказує на кількість структурних частинок у порції речовини 1 моль для всіх речовин, незважаючи на їхні агрегатні стани.

Наприклад:

1 моль кисню — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул кисню;

1 моль води — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул води.

Сталу Авогадро позначають N_A , а її розмірність 1/моль.

$$N_A = \frac{N}{n}$$

похідні

$$N = n \cdot N_A$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$



Молярна маса — маса 1 моля речовини. Молярна маса відображає залежність між масою та кількістю речовини.

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

похідні

$$m = M \cdot n$$

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

Молярний об'єм V_m — відношення об'єму V до відповідної кількості речовини n .

$$V_m = \frac{V}{n}$$

похідні

$$V = V_m \cdot n$$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Відносною густиною газів називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша за масу такого самого об'єму іншого газу за однакових умов.

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

похідна

$$M_1 = D \cdot M_2$$

Нормальні умови:
 $t - 0\text{ }^\circ\text{C}$, або $273\text{ }^\circ\text{K}$;
 $p - 101,3\text{ кПа} = 760\text{ мм рт. ст.} = 1\text{ атм.}$

Тема 4

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



§ 20. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК, ЇХНІ СКЛАД І НОМЕНКЛАТУРА. ОКСИДИ, КИСЛОТИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати* визначення оксидів, кислот, солей, основ;
- *знати* склад оксидів і кислот;
- *пояснювати* походження назв оксидів і кислот;
- *порівнювати* склад оксидів (основних, кислотних, амфотерних) і кислот (оксигеновмісних, безоксигенових, одно-, дво- й триосновних);
- *класифікувати* оксиди й кислоти за складом.

Класифікація речовин, що утворюють основні класи неорганічних сполук. Вам відомо, що хімічні елементи здатні сполучатися між собою. Унаслідок хімічних зв'язків, що виникають між атомами елементів, утворюються прості і складні речовини.

Тема, яку ви вивчатимете, стосується класифікації складних речовин, що утворюють чітку систему сполук. Для кожного класу цих сполук характерні певні склад, будова та властивості. Але, незважаючи на різний склад, будову та властивості, між ними існують внутрішні взаємозв'язки. Вступаючи в хімічні реакції, вони здатні до взаємоперетворень. Саме відмінність у складі й будові цих сполук зумовлює різні властивості. Тому складні речовини об'єднані у відповідні групи — **класи: оксиди, кислоти, основи та солі**. Класифікацію основних класів неорганічних сполук зображено схематично на *рисунку 41 (с. 116)*.



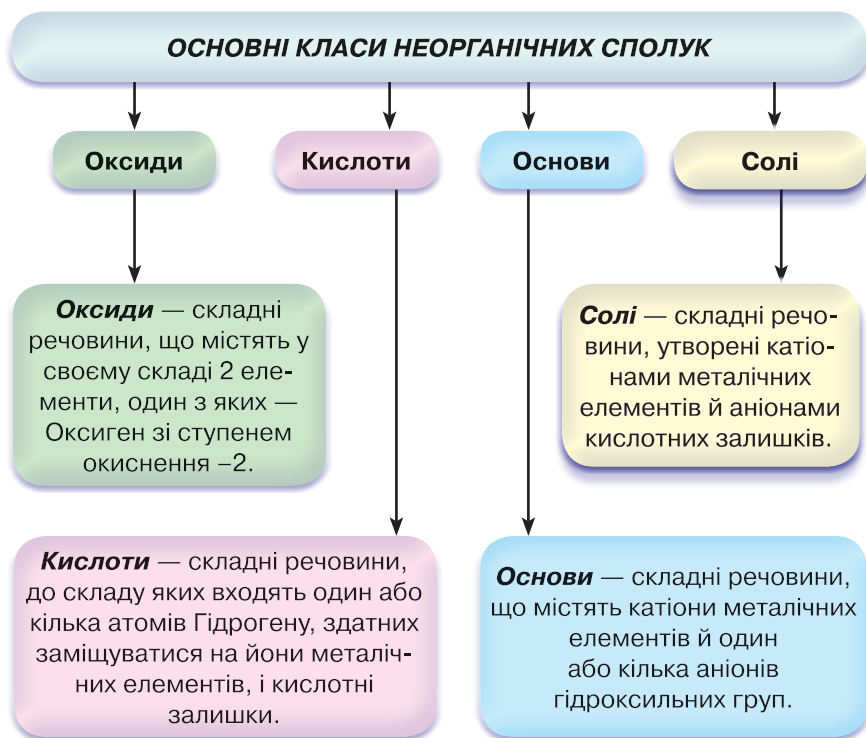


Рис. 41. Схема класифікації основних класів неорганічних сполук

Склад, назви, класифікація оксидів.



Установіть за наведеним визначенням склад оксидів.

У 7 класі ви частково ознайомилися з речовинами, що утворюють цілий клас неорганічних сполук. Про їхній склад ідеться у визначеннях.

Під час вивчення курсу хімії ставиться завдання оволодіти основами самонавчання, що допоможе вам здійснювати самоосвіту впродовж життя. У цьому вам допоможуть уміння самостійно конструювати поняття, вирізняти в тексті головне, а також здатність оперувати цими вміннями. Такий підхід сприятиме концентрації вашої уваги та виокремленню суттєвих ознак у навчальному матеріалі.



Наведіть приклади відомих вам оксидів.

За сучасною науковою українською номенклатурою назви оксидів походять від *назви елемента* з додаванням слова *оксид* (рис. 42).

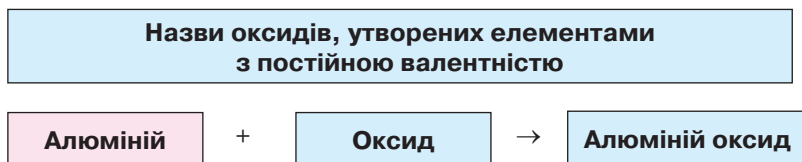


Рис. 42. Схема утворення назв оксидів, до складу яких входять елементи з постійною валентністю

Наприклад: калій оксид K_2O , барій оксид BaO , алюміній оксид Al_2O_3 .

Якщо ж у складі оксиду є елемент зі змінною валентністю, то її вказують у назві римською цифрою, узятю в дужки (рис. 43).

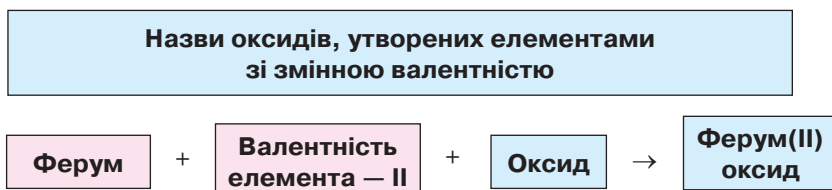


Рис. 43. Схема утворення назв оксидів, до складу яких входять елементи зі змінною валентністю

Наприклад: FeO — ферум(II) оксид, Fe_2O_3 — ферум(III) оксид, MnO — манган(II) оксид, Mn_2O_3 — манган(III) оксид, MnO_2 — манган(IV) оксид, Mn_2O_7 — манган(VII) оксид.



На які групи класифікують оксиди?

Щоб відповісти на це запитання, знову звернемося до першої класифікації хімічних елементів на металічні й неметалічні.



Пригадайте, як називають оксиди, утворені неметалічними і металічними елементами.



Металічні елементи утворюють з Оксигеном сполуки, які є **оксидами** (основними, кислотними, амфотерними), а неметалічні — **кислотні оксиди**.

У періодах періодичної системи є елементи, розміщені на межі між металічними і неметалічними елементами. Вони утворюють оксиди, що мають подвійну хімічну природу, тобто виявляють властивості основних і кислотних оксидів. Такі оксиди називають **амфотерними**.

Класифікацію оксидів наведено в таблиці 10.

Таблиця 10

Класифікація оксидів

Група оксидів	Які елементи утворюють?	Приклади, записані формулами
Солетворні оксиди		
Оснóвні	Металічні (лужні, лужноземельні, Li, Na, K, Rb, Ca, Ba, Sr)	Na₂O, K₂O, CaO, BaO, SrO
Кислотні	Неметалічні (S, Si, N, P, C, Cl) і металічні елементи зі ступенями окиснення +5, +6, +7 (Mn ₂ O ₇)	SO₃, P₂O₅, NO₂, Mn₂O₇
Амфотерні	Ti, що в періодах розміщені на межі між металічними і неметалічними елементами (Be, Zn, Al)	BeO, ZnO, Al₂O₃
Несолетворні оксиди		
До групи несолетворних оксидів належать такі, що не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей. Їх утворюють кілька неметалічних елементів .		CO, N₂O, NO



Користуючись даними таблиці 10, узагальніть відомості про класифікацію оксидів.

Кислоти, їхній склад, назви та класифікація. У повсякденному житті людина часто використовує кислоти. Здебільшого вони мають органічне походження: оцтова (розчин, відомий під назвою *оцет*), лимонна, яблучна, щавлева, молочна тощо.



Оцініть значення названих органічних кислот у житті людини.

Серед великого розмаїття неорганічних сполук вирізняють кислоти, що, як і оксиди, утворюють окремий клас речовин.





Від чого, на ваш погляд, походить загальна назва цього класу речовин?

Найпоширенішими є хлоридна HCl , сульфатна H_2SO_4 й ортофосфатна H_3PO_4 кислоти. Із наведених прикладів формул неорганічних кислот бачимо, що вони містять атоми Гідрогену, які зв'язані з іншими атомами (хлоридна) або групою атомів (сульфатна, ортофосфатна). На основі цих даних можна сформулювати визначення кислот.



Сформулюйте самостійно визначення поняття «кислота» й звірте його з наведеним раніше (див. рис. 41, с. 116). Чи вдалося вам його сформулювати правильно?

Установіть за визначенням склад кислот.

Отже, враховуючи склад цих речовин, можна зробити висновок, що в складі молекул кислот містяться один або кілька атомів Гідрогену, які можуть заміщуватися атомами металічних елементів, і кислотні залишки.

Кислотний залишок — це атом або група атомів. Наприклад, хлоридна кислота містить атом Cl , сульфатна й карбонатна — групи атомів, відповідно SO_4 і CO_3 .

Ознайомимося зі складом і назвами кислот, опрацювавши дані *таблиці 11* (с. 120).

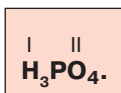


Подумайте й поясніть, як визначити валентність кислотного залишку, знаючи валентність атомів Гідрогену.

Оскільки атоми Гідрогену одновалентні, то валентність кислотного залишку визначають за числом атомів Гідрогену в складі кислоти, що можуть заміщуватися на атоми металічних елементів. У кожній кислоті наявний елемент, який утворює цю кислоту. Його валентність легко встановити, якщо кислотний залишок містить тільки один атом. Але якщо кислотний залишок складний, то його валентність обчислюють за формулою кислоти.

Для прикладу візьмемо ортофосфатну кислоту H_3PO_4 .

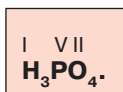
1. Запишемо її формулу й поставимо значення валентності для Гідрогену й Оксигену:



2. Зважаючи на те, що молекула є електронейтральною частинкою, обчислюємо кількість одиниць валентності для атомів Оксигену. Молекула Оксигену містить 4 атоми. Оскільки кожний атом виявляє валентність II, то для чотирьох атомів $2 \cdot 4 = 8$. Для трьох атомів Гідрогену вона становить 3.

Тому значення валентності Фосфору становить $8 - 3 = 5$.

3. Позначимо це у формулі:



З таблиці 11 стає зрозумілим походження назв неорганічних кислот.

Таблиця 11

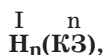
Склад і назви неорганічних кислот і кислотних залишків

Кислота		Кислотний залишок		
Формула	Назва за сучасною номенклатурою	Формула кислотного залишку	Валентність	Назва кислотного залишку*
HCl	хлоридна	Cl	I	хлорид
H ₂ S	сульфідна	S	II	сульфід
HNO ₃	нітратна	NO ₃	I	нітрат
H ₂ SO ₄	сульфатна	SO ₄	II	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	SO ₃	II	сульфіт
H ₂ SiO ₃	силікатна	SiO ₃	II	силікат
H ₂ CO ₃	карбонатна	CO ₃	II	карбонат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	PO ₄	III	ортофосфат

* Назви кислотних залишків походять від назви відповідної кислоти, якщо забрати закінчення *-на*.

За назвами кислотних залишків називають солі.

Загальна формула кислот:



де n — число атомів Гідрогену й, відповідно, валентність кислотного залишку;

КЗ — кислотний залишок.



Поясніть це самостійно.

Класифікація кислот. Проаналізувавши хімічний склад кислот, бачимо, що спільним для них є наявність атомів Гідрогену. Їх може бути один або кілька. Це вважають *першою ознакою* класифікації кислот. Відповідно до цієї ознаки кислоти класифікують на: **одноосновні**, якщо у складі кислоти наявний 1 атом Гідрогену; **двоосновні**, якщо атомів Гідрогену 2; **триосновні**, якщо цих атомів 3. Крім того, спостерігається різний склад кислотних залишків, зокрема в деяких з них наявний Оксиген, а в інших — відсутній. Це *друга ознака*, яку взято за основу класифікації кислот. За вмістом Оксигену чи його відсутністю в складі кислотного залишку кислоти поділяють на **безоксигенові** й **оксигеновмісні**.

Класифікацію кислот зображено на *рисунку 44*.

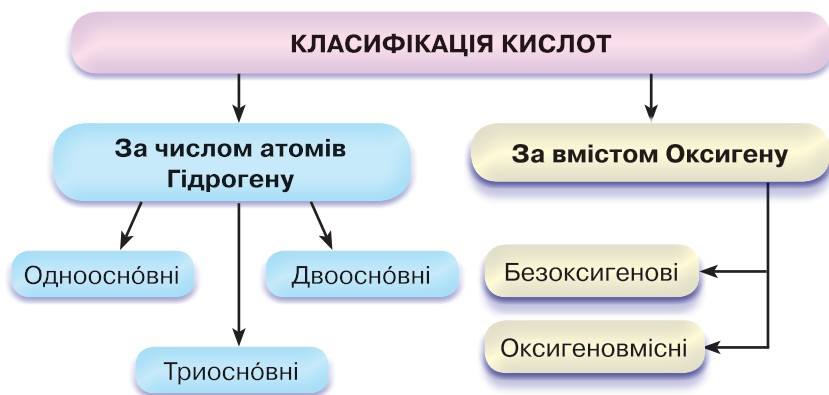


Рис. 44. Схема класифікації кислот



Визначте самостійно, до яких груп належать кислоти, наведені в таблиці 11.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Складні неорганічні речовини поділяють на 4 групи: **оксиди, кислоти, солі** й **основи**.
- **Оксиди** — складні речовини, що містять у своєму складі 2 елементи, один з яких — Оксиген зі ступенем окиснення -2 . Існують солетворні й несолетворні оксиди. **Солетворні** — це **основні, кислотні** й **амфотерні** оксиди.
- Назви оксидів походять від назви елемента з додаванням слова *оксид*. Якщо валентність елемента є змінною, її вказують після назви елемента римськими цифрами, узявши в дужки.



- **Кислоти** — складні речовини, до складу яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на атоми металів, і кислотні залишки.
- Назви кислотних залишків відповідають назвам кислот, якщо забрати закінчення **-на**.
- Кислоти класифікують за наявністю атомів Гідрогену (**одноосновні, двоосновні, триосновні**) та за вмістом Оксигену (**оксигеновмісні й безоксигенові**).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть класи неорганічних сполук, зі складом, назвами та класифікацією яких ви ознайомилися.
2. Сформулюйте визначення: а) оксидів; б) кислот.
3. Наведіть приклади: а) оксидів; б) кислот. Складіть їхні формули.
4. Назвіть солетворні оксиди й наведіть приклади.
5. Поясніть походження назв: а) оксидів; б) кислот — за сучасною науковою українською номенклатурою.
6. Класифікуйте оксиди на групи за їхніми формулами: Li_2O , NO_2 , CO_2 , ZnO , CaO , SO_3 , BaO , Al_2O_3 , P_2O_5 , MgO . Назвіть їх.
7. Складіть формули кислот і класифікуйте їх за: а) вмістом атомів Гідрогену; б) вмістом Оксигену.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Багато оксидів утворюють мінерали, які використовують у ювелірній справі як дорогоцінні камені. Наприклад, кварц (рис. 45, а) — силіцій(IV) оксид; корунд — Al_2O_3 ; сапфір (рис. 45, б) — різновид корунду з домішками сполук Титану; берил (рис. 45, в) — Al_2O_3 , BeO , SiO_2 .



а



б



в

Рис. 45. Кристали, утворені оксидами:

а — кварц; б — сапфір; в — берил



§ 21. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК, ЇХНІ СКЛАД І НОМЕНКЛАТУРА. СОЛІ, ОСНОВИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати* визначення солей, основ;
- *знати* склад солей, основ;
- *називати* середні солі, основи;
- *пояснювати* походження назв солей, основ;
- *порівнювати* склад середніх солей, основ (розчинних і нерозчинних), амфотерних гідроксидів;
- *класифікувати* основи й солі за складом.



Подумайте та скажіть, де в побутових умовах ви маєте справу із солями.

Солі, їхній склад і назви. Солі розглядають як похідні кислот. Під час хімічних реакцій у кислотах атоми Гідрогену частково або повністю заміщуються йонами (катоінами) металічних елементів. Тому до складу солей входять катоіни металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Солі, утворені внаслідок заміщення всіх атомів Гідрогену в кислоті на йони металічних елементів (катоіни), називають *середніми*. Наприклад, калій хлорид KCl , натрій сульфід Na_2S , натрій карбонат Na_2CO_3 , калій силікат K_2SiO_3 .



Проаналізуйте склад і назви зазначених солей та поясніть утворення назв середніх солей.

Очевидно, що назви середніх солей походять від назви катоіна металічного елемента й назви кислотного залишку (рис. 46).

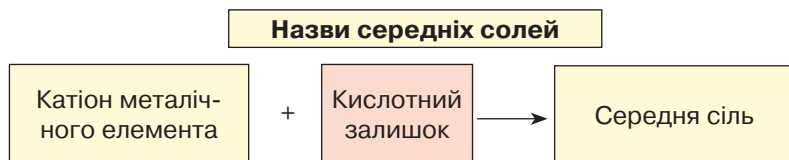


Рис. 46. Схема утворення назв середніх солей

Назви кислотних залишків легко запам'ятати, якщо ви добре знаєте назви кислот (див. табл. 11, с. 120). Сіль, до складу якої входить катоін Натрію та аніон Хлору, називають *натрій хлоридом*. Якщо сіль містить 2 катоіни Калію та сульфат-аніон —



кислотний залишок сульфатної кислоти, — це *калій сульфат*, а якщо 3 катіони Натрію та ортофосфат-аніон — кислотний залишок ортофосфатної кислоти, — це *натрій ортофосфат*.

Залежно від того, катіон якого металічного елемента заміщує атоми Гідрогену, одна й та сама кислота може утворювати багато солей. Наприклад, хлоридна кислота утворює, крім натрій хлориду, ще калій хлорид, кальцій хлорид, магній хлорид, цинк хлорид, алюміній хлорид тощо. Отже, усі солі цієї кислоти мають загальну назву *хлориди*. Те саме стосується будь-якої іншої кислоти.

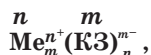
Загальні назви солей неорганічних кислот і приклади їхніх формул наведено в *таблиці 12*.

Таблиця 12

Назви й формули неорганічних кислот і солей

Назва кислоти	Формула кислоти	Загальна назва солей	Приклади формул середніх солей
хлоридна	HCl	хлориди	KCl , ZnCl_2 , AlCl_3
фторидна	HF	фториди	NaF , CaF_2 , CrF_3
йодидна	HI	йодиди	KI , MgI_2 , ZnI_2
сульфідна	H_2S	сульфіди	PbS , Na_2S , ZnS
сульфатна	H_2SO_4	сульфати	Na_2SO_4 , CaSO_4
сульфітна	H_2SO_3	сульфіти	K_2SO_3 , CaSO_3
карбонатна	H_2CO_3	карбонати	MgCO_3 , FeCO_3
силікатна	H_2SiO_3	силікати	Na_2SiO_3 , K_2SiO_3
нітратна	HNO_3	нітрати	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3
ортофосфатна	H_3PO_4	ортофосфати	AlPO_4 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

Загальна формула солей:



де Me — металічний елемент; n — кількість кислотних залишків; n^+ — заряд йона металічного елемента; КЗ — кислотний залишок; m — число йонів металічного елемента; m^- — заряд аніона КЗ.

Якщо метал виявляє змінну валентність, то він може сполучатися з різною кількістю кислотних залишків однієї й тієї самої кислоти. Наприклад, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ — хром(II) нітрат, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ —



хром(III) нітрат. У назвах таких солей обов'язково вказують валентність елемента римською цифрою, узявши її в дужки.

Складання формул солей за валентністю. У § 20 згадувалося про те, що валентність кислотного залишку легко визначити за кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Це важливо під час складання формул солей.



Пригадайте, як складають формули бінарних сполук.

Під час складання формул бінарних сполук треба пам'ятати, що сума валентностей атомів металічних елементів має дорівнювати сумі одиниць валентності кислотних залишків.

Наприклад, треба скласти формулу ферум(III) сульфату. Щоб виконати це завдання, пропонуємо скористатися *алгоритмом складання формули* і його *схемою* (рис. 47).

1. Запишіть формули металічного елемента й кислотного залишку.

2. Проставте римськими цифрами валентність металічного елемента й кислотного залишку.

3. Знайдіть найменше спільне кратне для чисел, що відповідають валентностям металічного елемента й кислотного залишку.

4. Поділіть найменше спільне кратне по чергово на валентність металічного елемента й кислотного залишку, визначте індекси й проставте їх унизу біля відповідних атомів чи груп атомів. Якщо до складу солі входить кілька кислотних залишків, їх беруть у круглі дужки й унизу проставляють індекс.

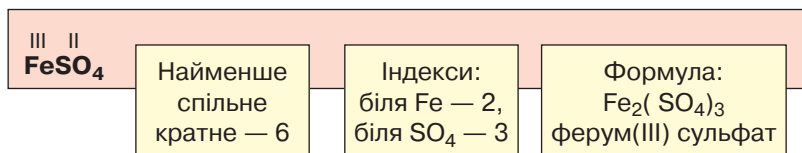


Рис. 47. Схема алгоритму складання формул солей

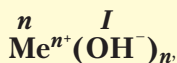
Основи, їхній склад і назви, класифікація. Основи розглядають як сполуки оксидів із водою. Тому їхня загальна назва — *гідрати оксидів*, або *гідроксиди*.



Пригадайте з курсу хімії 7 класу, що ви знаєте про взаємодію оксидів металічних і неметалічних елементів із водою.



Загальна формула основ:



де Me^{n+} — катіон металічного елемента; n — число гідроксид-іонів; n^+ — заряд катіона металічного елемента; OH^- — гідроксид-іон.

Число гідроксильних груп залежить від валентності металічного елемента.

Розчинні у воді основи називають **лугами**. За таблицею розчинності (див. додаток 2, с. 203) можна визначити розчинні й нерозчинні у воді основи.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Соли** — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів й аніонами кислотних залишків.
- Соли, утворені внаслідок заміщення всіх атомів Гідрогену в кислоті на йони металічних елементів (катіони), називають **середніми**.
- **Назви солей** походять від назви катіона з додаванням назви аніона. Якщо металічний елемент виявляє змінну валентність, її проставляють після назви катіона римською цифрою в круглих дужках.
- **Основи** — складні речовини, що містять катіони металічних елементів та один або кілька аніонів гідроксильних груп.
- **Назви основ** походять від назви катіона з додаванням слова *гідроксид*. Якщо металічний елемент виявляє змінну валентність, як і в солях, її проставляють римською цифрою в круглих дужках.
- **Основи** класифікують за: а) розчинністю у воді (розчинні — **луги** і нерозчинні); б) числом гідроксильних груп (одно-, дво- й багатокислотні).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) солей; б) основ. Поясніть їхній склад.
2. Наведіть приклади: а) середніх солей; б) основ.
3. Назвіть за хімічними формулами:
 - а) солі CaCO_3 , MgSiO_3 , Na_2S , FeSO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, KCl , ZnI_2 , K_3PO_4 ;
 - б) основи NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
4. Складіть формули солей за їхніми назвами: кальцій карбонат, алюміній сульфат, магній ортофосфат, калій сульфід, натрій силікат, барій нітрат, ферум бромід.
5. Назвіть, користуючись таблицею розчинності (с. 203), ознаки, за якими класифікують основи, і наведіть приклади основ: а) розчинних у воді й нерозчинних; б) одно- й двоокислотних.



6. Класифікуйте речовини на 4 класи за їхніми формулами: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Al_2O_3 , HF , NaCl , K_2SO_4 , H_2S , AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , ZnO , HNO_3 , MnO_2 , LiOH , H_2SO_3 , CuO , NaNO_3 . Назвіть їх.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Елементи зі змінною валентністю можуть утворювати основні, кислотні й амфотерні оксиди (табл. 13).

Таблиця 13

Класифікація оксидів Хрому

Формула	Валентність елемента в оксиді	Назва	Характер
CrO	II	хром(II) оксид	основний
Cr_2O_3	III	хром(III) оксид	амфотерний
CrO_3	VI	хром(VI) оксид	кислотний

Як бачимо, оксид, у якому елемент виявляє найнижчу валентність, є основним, найвищу — кислотним, а оксид, у якому валентність проміжна, виявляє амфотерний характер.

- В організмі людини сіль накопичується переважно в шкірі. Якщо харчування позбавлене солі, то її втрати в крові досить великі. У такому випадку шкіра передає запаси солі в кров для підтримання її сталої концентрації. Це фізіологічне явище досить часто діє позитивно в разі шкірних та інших захворювань. Тому в разі потреби призначають безсольові дієти.



§ 22. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення основних, кислотних та амфотерних оксидів;
- *характеризувати* фізичні властивості оксидів; хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів; поняття «амфотерність»;
- *порівнювати* хімічні властивості основних, кислотних й амфотерних оксидів;
- *складати* рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів;



- *формувати* дбайливе ставлення до води як оксиду, що забезпечує життєдіяльність живих організмів, ініціативність і підприємливість щодо збереження водних ресурсів; навички безпечного поводження з оксидами, які заподіюють шкоду людині, сільському господарству, виробництву.



Пригадайте назви оксидів, що утворюються в атмосфері внаслідок господарської діяльності людини.

Що вам відомо про найпоширеніший на Землі оксид — воду?

Фізичні властивості оксидів. Оксиди як сполуки елементів з Оксигеном досить поширені в природі. За нормальних умов вони перебувають у різних агрегатних станах: газоподібному, рідкому та твердому. Наведемо приклади. Поширені в природі й утворені внаслідок господарської діяльності людини карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид, нітроген(IV) оксид є газами. Як вам відомо, великі концентрації цих газів в атмосфері спричиняють утворення кислотних дощів. Силіцій(IV) оксид, фосфор(V) оксид, магній оксид та інші тверді речовини — безбарвні або мають характерне забарвлення. Зокрема, хром(III) оксид — зелений, магній оксид — білий, ферум(III) оксид і нітроген(IV) оксид — бурого кольору, а силіцій(IV) оксид — безбарвний. Розглянувши зразки оксидів, ви наочно переконаєтеся в цьому.

Багатьом оксидам притаманний характерний запах. Наприклад, сульфур(IV) оксид і нітроген(IV) оксид — задушливі гази; карбон(II) оксид і карбон(IV) оксид — без запаху, отруйні.

У твердому стані оксиди утворюють атомні, йонні або молекулярні структури (кристалічні ґратки). До оксидів із молекулярними кристалічними ґратками належать карбон(IV) оксид, вода (*див. рис. 33, с. 82*). Атомні кристалічні ґратки має силіцій(IV) оксид (*див. рис. 36, с. 84*), йонні — алюміній оксид.

Для оксидів з атомними структурами характерна висока твердість, із молекулярними — легкість. Температури плавлення та кипіння змінюються в широкому діапазоні.



Складіть самостійно формули всіх згаданих у тексті оксидів.

Хімічні властивості основних оксидів. Оскільки оксиди є сполуками елементів з Оксигеном, то їм притаманні як спільні, так і відмінні властивості. Ураховуючи назви цих груп оксидів, можна сформулювати їхнє визначення.





Осно́вні оксиди — оксиди, яким відповідають основи.

Наприклад, натрій оксиду Na_2O відповідає основа натрій гідроксид NaOH , кальцій оксиду CaO — кальцій гідроксид Ca(OH)_2 .

Осно́вні оксиди взаємодіють із водою, кислотами й кислотними оксидами.



Пригадайте реакцію сполучення кальцій оксиду з водою, складіть рівняння реакції. Назвіть речовину, що утворилася.

1. Дія на індикатори.

Дослід 1. Наллємо в 3 пробірки добутий розчин кальцій гідроксиду й доллємо по черзі лакмус, метиловий оранжевий і фенолфталеїн. Спостерігаємо зміну забарвлення відповідно на синій, жовтий та малиновий. Отже, під час взаємодії кальцій оксиду з водою утворюється луг — основа, розчинна у воді.

Дослідимо хімічні властивості інших осно́вних оксидів за допомогою експерименту.

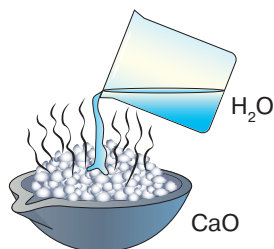


Рис. 50. Взаємодія кальцій оксиду з водою

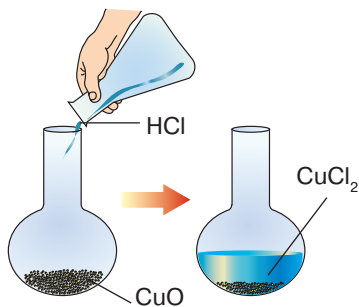
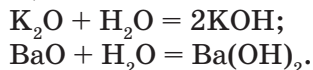


Рис. 51. Взаємодія купрум(II) оксиду із хлоридною кислотою

2. Взаємодія з водою.

Дослід 2. Крім кальцій оксиду (рис. 50), з водою реагують оксиди лужних і лужноземельних металічних елементів (K_2O , BaO):



Продуктами цих реакцій є основи — відповідно, калій та барій гідроксиди. Обидва гідроксиди добре розчинні у воді.

3. Взаємодія з кислотами.

Дослід 3. Насиплемо в колбу купрум(II) оксид (чорний порошок) і доллємо хлоридну кислоту. Під час нагрівання утворюється прозора рідина блакитного кольору. У процесі реакції вміст купрум(II) оксиду зменшується (рис. 51).



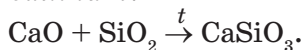


Пригадайте, які ознаки хімічних реакцій вам відомі.

У розчині є сіль купрум(II) хлорид, яка надає розчину блакитного забарвлення.

4. Взаємодія з кислотними оксидами.

Цікавим прикладом взаємодії оксидів між собою є реакції, на яких ґрунтується виробництво скла. Унаслідок взаємодії кальцій та силіцій(IV) оксидів за нагрівання утворюється сіль — *кальцій силікат*:



У промисловості виробляють різні види скла сплавлянням оксидів. Віконне скло має хімічний склад $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Хімічні властивості кислотних оксидів. Одна з властивостей кислотних оксидів вам уже відома. Це взаємодія з основними оксидами. Крім того, вони реагують із водою та основами. Доведемо це експериментально.

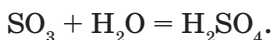
1. Взаємодія з водою.

Вуглекислий газ, який пропускають під тиском крізь воду, частково взаємодіє з нею. Унаслідок такої взаємодії утворюється гідроксид із кислотними властивостями — *карбонатна кислота*. Це дуже слабка кислота, тому вона має здатність розпадатися до реагентів:



Розщеплення карбонатної кислоти до реагентів можна спостерігати, якщо відкрити пляшку з газованою водою.

Однак не всі кислотні оксиди з водою утворюють нестійкі кислоти. За взаємодії сульфур(VI) оксиду з водою утворюється стійка сульфатна кислота:



Складіть самостійно рівняння реакції взаємодії фосфор(V) оксиду з водою. Назвіть тип реакції та сформулюйте її визначення.

Взаємодія з водою кислотних оксидів, які потрапляють в атмосферу під час хімічних виробництв, призводить до утворення кислотних дощів. Вам уже відомо, що кислотні дощі



негативно впливають на рослинний і тваринний світ. Також підвищується кислотність ґрунтів, що зумовлює зниження врожайності та якості сільськогосподарських культур. Підвищення концентрації кислот у воді річок та озер спричиняє вимирання водних тварин. Крім того, кислотні дощі роз'їдають металеві покриття будинків, фарби, руйнують пам'ятки архітектури й культури.



Запропонуйте заходи боротьби з кислотними дощами.

Зверніть увагу на те, що не всі кислотні оксиди реагують із водою.

Вам відомо, що береги багатьох річок, озер і морів укриті силіцій(IV) оксидом — *піском*, який безпосередньо стикається з водою, однак реакція не відбувається. Але гідрат цього оксиду є — це силікатна кислота H_2SiO_3 .

2. Взаємодія з лугами.

Звернемося знову до досліду.

Дослід 4. Наллємо в хімічну склянку розчин натрій гідроксиду та додамо кілька крапель розчину фенолфталеїну (рис. 52, а). Розчин набуває малинове забарвлення (рис. 52, б). Продуємо крізь зафарбований розчин вуглекислий газ. Розчин знебарвлюється (рис. 52, в).

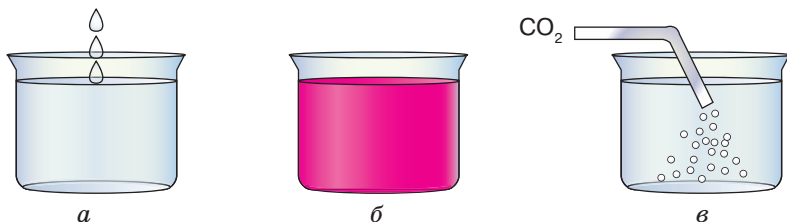
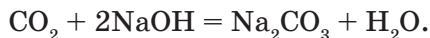


Рис. 52. Взаємодія карбон(IV) оксиду з розчином натрій гідроксиду

Знебарвлення розчину вказує на те, що відбулася хімічна реакція:



Утворилися сіль — натрій карбонат і вода.



Кислотні оксиди — оксиди, яким відповідають кислоти.

Наприклад: SO_2 — H_2SO_3 , SO_3 — H_2SO_4 , P_2O_5 — H_3PO_4 .



Хімічні властивості амфотерних оксидів. Поняття «амфотерність» стосується сполук, що виявляють подвійні хімічні властивості. Якщо йдеться про амфотерні оксиди, то, очевидно, вони мають виявляти властивості як основних, так і кислотних. До таких оксидів належать цинк та алюміній оксиди, оксиди тривалентних Феруму та Хрому, берилій оксид тощо.

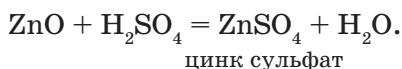


Складіть самостійно формули зазначених оксидів за їхніми назвами.

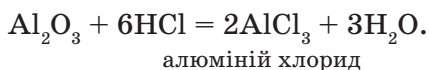
Розглянемо хімічні властивості амфотерних оксидів на прикладі цинк та алюміній оксидів.

1. Взаємодія з кислотами.

Якщо до цинк оксиду долити розчин сульфатної кислоти, відбувається реакція з утворенням солі — цинк сульфату:

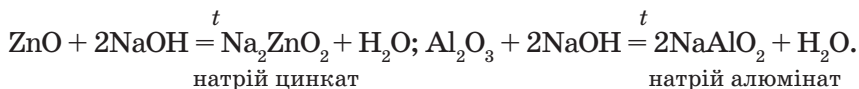


Так само реагує з кислотами алюміній оксид:



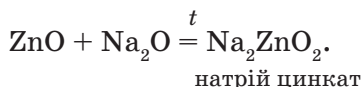
2. Взаємодія з лугами.

Реакції амфотерних оксидів із лугами відбуваються за нагрівання:



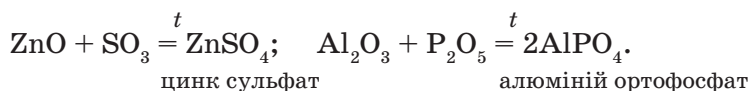
3. Взаємодія з основними оксидами.

Амфотерні оксиди реагують з основними оксидами з утворенням солей:



4. Взаємодія з кислотними оксидами.

За високих температур амфотерні оксиди взаємодіють із найбільш активними кислотними:



Проаналізувавши продукти реакцій амфотерних оксидів із кислотами, лугами, основними й кислотними оксидами, бачимо, що внаслідок усіх цих реакцій утворюються **солі**.



Амфотерні оксиди — оксиди, які виявляють властивості основних і кислотних оксидів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Оксиди** в природі перебувають у трьох агрегатних станах. У твердому стані вони утворюють молекулярні, атомні і йонні структури (кристалічні ґратки). Деякі мають забарвлення, інші — прозорі. Температури плавлення і кипіння оксидів змінюються в широкому діапазоні. Оксиди лужних і лужноземельних елементів реагують із водою.
- **Основні оксиди** — оксиди, яким відповідають основи. Вони реагують із водою, кислотами й кислотними оксидами. Під час реакцій із кислотами й кислотними оксидами утворюються солі.
- **Кислотним оксидам** відповідають кислоти. Вони взаємодіють із водою (виняток — SiO_2), основними оксидами й основами. Продуктами взаємодії кислотних оксидів з основними та основами є солі.
- **Амфотерні оксиди** виявляють властивості основних і кислотних оксидів. Продуктами їхніх реакцій є солі.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Перелічіть фізичні властивості оксидів.
2. Розпізнайте за хімічними формулами основні, кислотні й амфотерні оксиди: CuO , MgO , Fe_2O_3 , SO_3 , P_2O_5 , Al_2O_3 , K_2O , SiO_2 , BaO , ZnO , CO_2 , BeO , NO_2 , Li_2O , Na_2O , SO_2 .
3. Допишіть продукти реакцій, поставте коефіцієнти:
 - а) $\text{MgO} + \text{HCl} = \dots$; б) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \dots$;
 - г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; р) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; д) $\text{ZnO} + \text{NaOH} = \dots$;
 - е) $\text{SO}_3 + \text{ZnO} = \dots$; є) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \dots$; ж) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} = \dots$.
4. Опишіть практичне значення реакції взаємодії кальцій оксиду з водою.
5. Установіть, між якими з попарно взятих речовин, записаних формулами, можлива взаємодія:
 - а) BaO і H_2O ; б) SO_2 і HCl ; в) SO_2 і K_2O ; г) CaO і HCl ;
 - р) K_2O і NaOH ; д) CO_2 і NaOH ; е) SO_2 і P_2O_5 ; є) BaO і H_2SO_4 .



6. Поясніть, як експериментально перевірити, що від взаємодії основних оксидів із водою утворюються луги, а кислотних — кислоти.
7. Складіть формули оксидів за назвами й класифікуйте сполуки: калій оксид, фосфор(V) оксид, барій оксид, сульфур(VI) оксид. Складіть можливі реакції цих оксидів із: а) водою; б) розчином сульфатної кислоти; в) розчином натрій гідроксиду.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Цинк оксид ZnO використовують для виробництва цинкового білила, що застосовують як фарбу в малярстві. Цей оксид міститься в пудрі, є невід'ємною складовою присипок, суспензій, гігієнічних паст і мазей.
- Великі монокристали, які одержують від сплавлення алюміній оксиду з оксидами Феруму, Купруму, Титану й Ванадію, застосовують у ювелірній справі, а суміш алюміній та хром(III) оксидів — як наждачний порошок.
- *Кольорове скло* (рис. 53) виробляють, використовуючи комбінації різних оксидів, які додають до сировини. Наприклад, додаючи купрум(II) оксид, отримують синьо-зелене забарвлення скляних виробів, кобальт(II) оксид — синє, хром(III) оксид — зелене.

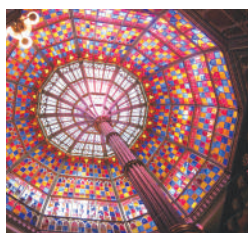


Рис. 53. Вироби з кольорового скла



§ 23. ПОШИРЕНІСТЬ У ПРИРОДІ ТА ВИКОРИСТАННЯ ОКСИДІВ. ВПЛИВ НА ДОВКІЛЛЯ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати* про поширеність оксидів у природі, застосування оксидів у різних галузях промисловості й побуті;
- *характеризувати* найпоширеніші оксиди, вплив деяких оксидів на довкілля;
- *пояснювати* значення оксидів, їхнє використання в різних галузях господарства й побуті.



Поширеність оксидів у природі. Оксиди — хімічні сполуки, які дуже часто трапляються в природі. В основному до них належать сполуки активних металічних і неметалічних елементів.

Вода — найпоширеніший оксид на Землі (рис. 54). Вона заповнює всі западини земної поверхні, утворюючи річки, озера, моря та океани. Просочуючись у ґрунт, вода утворює ґрунтові й підземні води. Ця дивовижна речовина міститься в гірських породах і мінералах. Розчиняючи деякі потрібні для здоров'я людини солі, утворює цілющі мінеральні джерела, біля яких розташовані курорти й лікувальні заклади.



Рис. 54. Вода в трьох станах:

а — рідкому; б — твердому; в — газоподібному

Без води не можуть існувати живі організми — людина, рослини та тварини. В організмі людини вода бере участь у всіх біохімічних процесах, підтримує об'єм і пружність клітин.

Для життя та підтримування здоров'я людині потрібна чиста вода, без домішок шкідливих речовин, що потрапляють у водойми внаслідок господарської діяльності. Тому всі люди, які живуть на нашій планеті, мають берегти воду — це справжнє диво природи, чиї таємниці ще не до кінця розкриті.

Силіцій(IV) оксид теж належить до найбільш поширених природних оксидів. Насамперед це *пісок*. У природі він залягає окремими пластами, а також устилає дно водойм: річок, морів, океанів. Крім піску, природа подарувала людині й прозорий мінерал *кварц* (див. рис. 45, а; с. 122). Деякі його кристали мають гігантські розміри. Кварц утворює багато кристалічних різновидів: гірський кришталь, димчастий кварц, аметист, котяче око та ін., які, завдяки домішкам, мають різноманітне забарвлення. Кварц використовують у різних приладах — оптичних, електронних, теле-



й радіоапаратурі, для виготовлення кварцового скла, як дорогоцінні камені в ювелірній справі тощо.

Алюміній оксид є складовою природних мінералів *алюмосилікатів*. До них належать *польовий шпат* $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ і *коалініт* $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Алюміній оксид входить до складу *бокситу* — мінералу, з якого видобувають алюміній.

Мінерал *корунд*, що має високу твердість, використовують для виготовлення шліфувальних кругів. Він утворює два кольорові різновиди: *рубін* (рис. 55), що має інтенсивне червоне забарвлення, і *сапфір* (рис. 45, б; с. 122) — синього кольору, які використовують для виготовлення дорогоцінних прикрас.



Рис. 55. Рубін

Ферум оксиди входять до складу відомих у металургії залізних руд, яких є досить багато. У металургійній промисловості найчастіше використовують червоний залізняк, до складу якого входить ферум(III) оксид Fe_2O_3 (рис. 56, а), відомий як руда гематит. Ферум(II, III) оксид Fe_3O_4 (рис. 56, б) є основною складовою магнітного залізняка. Руда магнетит містить до 72,4 % Феруму.

У природі трапляються й інші залізняки, зокрема бурі й шпатові, однак їхні руди мають інший хімічний склад. Усі мінерали, що містять елемент Ферум, є основною сировиною для виробництва заліза і його сплавів.

Магній оксид у природі — це мінерал *периклаз*. Магній оксид MgO (рис. 57) ще називають *паленою магнезією*, що пов'язано зі способом її виробництва в промисловості. Магній оксид міститься в таких сполуках, як *тальк* $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ й *азбест* $CaO \cdot MgO \cdot 4SiO_2$. Вони мають високу вогнестійкість.



Рис. 56. Ферум оксиди:

а — ферум(III) оксид; б — ферум(II, III) оксид



Рис. 57. Магній оксид



Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ CO_2) поширений в атмосфері. У складі повітря міститься приблизно 0,03 % цього газу. Він відіграє активну роль у процесі фотосинтезу. Накопичення вуглекислого газу в повітрі спричиняє парниковий ефект.

Використання оксидів. Частково про використання оксидів уже згадувалося. Широкий спектр використання цих сполук залежить насамперед від різноманітності їхніх фізичних і хімічних властивостей. Докладнішу інформацію про використання оксидів містить *таблиця 14*.

Таблиця 14

Використання оксидів

Назва	Формула	Використання
Гідроген оксид (вода)	H_2O	Для виробництва кисню та водню; охолодження ядерних реакторів; виготовлення розчинів речовин, напоїв; для вироблення електроенергії; миття й прання; приготування їжі. Крім того, у виробництві мінеральних добрив, хімічних сполук. Для лікування використовують мінеральні води цілющих джерел.
Кальцій оксид (негашене вапно)	CaO	Для виробництва гашеного вапна, що, як і негашене, використовують як будівельний матеріал, і хлорного вапна; для вапнування ґрунтів; у хімічних лабораторіях; для виробництва скла, цементу, кераміки.
Силіцій(IV) оксид (кремнезем)	SiO_2	У силікатній промисловості: виробництво скла, цементу, бетону, цегли, керамічної плитки; для виготовлення термостійкого посуду, кварцового скла, а також як будівельний матеріал. Мінерал кварц використовують для виготовлення лінз, ювелірних прикрас, деталей годинників, спецодягу.
Алюміній оксид (боксит)	Al_2O_3	Для виплавляння алюмінію та його сплавів, які застосовують у літако-, ракето- й машинобудуванні; виробництва абразивних матеріалів, штучних корундів, ювелірних виробів.



Назва	Формула	Використання
Ферум(II, III) оксид (магнетит)	Fe_3O_4	Для виплавляння заліза, найпоширеніших сплавів — чавуну та сталі.
Магній оксид	MgO	Для виробництва гуми. У керамічній промисловості — для виробництва вогнетривкої цегли. Палену магнезії використовують у медичній практиці для виготовлення таблеток і капсул, у харчовій промисловості — як емульгатор і харчову добавку (E-530).

У таблиці 14 наведено неповний перелік використання оксидів. Вивчаючи хімічні властивості оксидів, ви ознайомилися з реакціями їхньої взаємодії з водою. На цих реакціях ґрунтується виробництво основ і кислот. Під час взаємодії основних і кислотних оксидів між собою утворюються солі. Солі ж отримують і внаслідок реакцій основних оксидів із кислотами та кислотних оксидів — з основами.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Оксиди** — хімічні сполуки, які часто трапляються в природі. Це оксиди активних металічних і неметалічних елементів.
- **Вода** — найпоширеніший на Землі оксид.
- До поширених оксидів належать оксиди Феруму, Алюмінію, Кальцію, Силіцію тощо.
- Оксиди широко використовують в усіх галузях господарства, що зумовлено їхніми різноманітними фізичними та хімічними властивостями.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

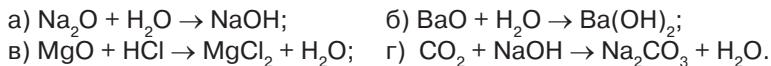
1. Класифікуйте оксиди за їхніми формулами: FeO , SiO_2 , ZnO , CO , CO_2 , SO_3 , Cr_2O_3 , BaO , Al_2O_3 , CrO , MnO_2 , BeO , MnO_3 , B_2O_3 , P_2O_5 , K_2O , NO , CaO , NO_2 , Na_2O , MgO , SO_2 , SiO_2 .
2. Допишіть праві частини рівнянь реакцій і поставте коефіцієнти, де це потрібно:

а) $\text{Mg} + \text{O}_2 = \dots$; б) $\text{P} + \text{O}_2 = \dots$; в) $\text{Zn} + \text{O}_2 = \dots$;
 г) $\text{H}_2 + \text{O}_2 = \dots$; ґ) $\text{Fe} + \text{O}_2 = \dots$; д) $\text{Al} + \text{O}_2 = \dots$

Назвіть утворені речовини.



3. Перетворіть схеми реакцій на рівняння, поставивши, де це потрібно, коефіцієнти, і вкажіть, для чого можна використати ці реакції:



4. Допишіть продукти реакцій, поставте коефіцієнти:



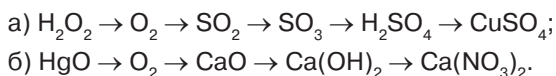
Назвіть речовини, що утворилися внаслідок реакцій.

5. Складіть рівняння реакцій між речовинами:

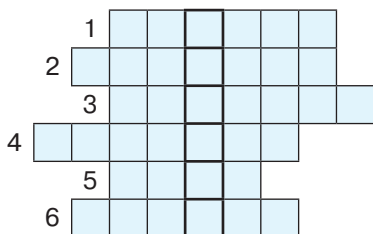
- а) калій оксидом і водою;
 б) барій оксидом і сульфатною кислотою;
 в) кальцій оксидом і сульфур(VI) оксидом;
 г) сульфур(IV) оксидом і натрій гідроксидом;
 ґ) фосфор(V) оксидом і водою.

Поясніть, які хімічні властивості оксидів вони характеризують.

6. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються за схемами:



7. Розв'яжіть кросворд у зошиті. Заповніть горизонтальні рядки. У вертикальному стовпці отримаєте загальну назву одного з класів неорганічних сполук.



1. Складова частина ядра.
2. Назва солей, які отримують під час взаємодії цинк оксиду з лугами.
3. Назва речовин, до складу яких входять катіони Гідрогену.
4. Назва солей хлоридної кислоти.
5. Найпоширеніший оксид на Землі.
6. Назва солей йодидної кислоти.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Пісок SiO_2 наявний у деяких живих організмах. Наприклад, у крові й плазмі людини його масова частка становить 0,001 %.
- Проникнення пилу піску в бронхи й легені викликає тяжкі захворювання дихальних шляхів — *силікози*.
- Силікагель є однією з форм силіцій(IV) оксиду. Його використовують як гігроскопічну речовину, осушувач. Він міститься в складі медичного препарату «Біле вугілля».



§ 24. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ МАСИ, ОБ'ЄМУ, КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* алгоритми розв'язання розрахункових задач за рівняннями хімічних реакцій;
- *розуміти* потребу в хімічних обчисленнях, їхню важливість для виробничих процесів і в повсякденному житті;
- *обчислювати* маси реагентів і продуктів реакцій, об'єми газів (н. у.) за відомою масою або кількістю речовини, кількість речовини за відомими масою чи об'ємом.

Уміння виконувати хімічні обчислення має велике практичне значення, адже знання з хімії є дієвими та вкрай необхідними для виробничих процесів. Вам уже відомо про виготовлення розчинів із певною масовою часткою розчиненої речовини. Для того щоб виготовити такий розчин правильно, потрібно вміти обчислювати масу речовини й води для певної маси розчину.

У процесі становлення хімії як науки, завдяки відкриттю закону збереження маси речовин, учені довели, що під час хімічних реакцій речовини використовуються в певних кількісних відношеннях. А отже, і продукти реакцій утворюються в певних відношеннях.

Володіючи вмінням складати рівняння хімічних реакцій, можна здійснити розрахунки так, щоб реагенти або продукти реакцій використовувалися повністю. У промислових масштабах це створює умови для безвідходного виробництва, уникнення втрат речовин, що реагують чи утворюються внаслідок реакції.

Серед розроблених і затверджених 12 принципів «зеленої хімії», запропонованих американськими хіміками П. Анастасом і Дж. Уорнером (1998 р.), указується на необхідність *запобігання утворенню відходів*, не залишаючи їх для утилізації та захоронення, і *максимального укрупнення складових частин*, тобто реакцій синтезу, так, щоб кінцевий продукт



містив максимальне кількісне відношення реагентів, із найменшою кількістю відходів або без них. Здійснити ці вимоги неможливо без уміння робити математичні розрахунки.

З цією метою в хімії за рівняннями хімічних реакцій здійснюють обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів реакції або її продуктів. Розглянемо це на прикладах.

1. Обчислення мас реагентів і продуктів реакції.

Задача 1. Обчисліть масу кальцій оксиду, що прореагує з водою масою 72 г.

Відомо:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ г}$$

$$m(\text{CaO}) = ?$$

Розв'язання

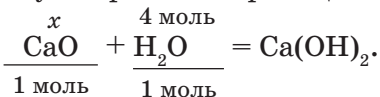
I спосіб

1. Обчислюємо, якій кількості речовини відповідає маса води 72 г, за формулою:

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

$$\text{Отримуємо } n = \frac{72 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль.}$$

2. Записуємо рівняння реакції:



3. Масу визначаємо за формулою:

$$m = M \cdot n.$$

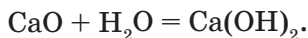
4. Обчислюємо масу кальцій оксиду:

$$m(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 224 \text{ г.}$$

Відповідь: у реакції з водою масою 72 г прореагує CaO масою 224 г.

II спосіб

1. Складаємо рівняння реакції кальцій оксиду з водою:



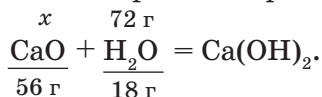
2. Обчислюємо значення молярних мас речовин, що реагують:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль.}$$



3. Записуємо молярні маси й відомі дані, використавши рівняння реакції:



4. Підписавши числові значення молярних мас під формулами речовин, за якими будемо виконувати обчислення, а невідомі — над формулами, отримаємо пропорцію. Відповідно до пропорції:

$$x : 56 = 72 : 18.$$

5. Обчислюємо невідоме, позначене x :

$$x = \frac{56 \text{ г} \cdot 72 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 224 \text{ г}.$$

Відповідь: у реакції з водою масою 72 г прореагує CaO масою 224 г.

2. Обчислення мас реагентів за масою продукту реакції.

Задача 2. Обчисліть, які маси фосфор(V) оксиду та води треба взяти, щоб отримати ортофосфатну кислоту масою 68,6 г.

Відомо:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 68,6 \text{ г}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) \text{ — ?}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

І спосіб

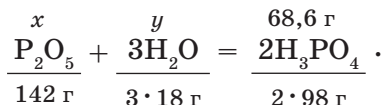
1. Обчислюємо молярні маси реагентів і продукту реакції:

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}.$$

2. Записуємо рівняння реакції так, як у задачі 1, тобто підписуємо відомі дані під формулами речовин, а невідомі — над формулами:



3. Обчислюємо маси реагентів за відомою масою ортофосфатної кислоти:
 $x : 142 = 68,6 : 196$; $y : 54 = 68,6 : 196$.
 Звідси:

$$x = \frac{142 \text{ г} \cdot 68,6 \text{ г}}{196 \text{ г}} = 49,7 \text{ г};$$

$$y = \frac{54 \text{ г} \cdot 68,6 \text{ г}}{196 \text{ г}} = 18,9 \text{ г}.$$

Відповідь: щоб отримати 68,6 г ортофосфатної кислоти, треба взяти 49,7 г P_2O_5 і 18,9 г H_2O .

II спосіб

- Обчислюємо кількість речовини ортофосфатної кислоти в масі 68,6 г:
 $68,6 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 0,7 \text{ моль}$.
- Обчислюємо маси реагентів:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142 \text{ г} \cdot 0,7 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 49,7 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{54 \text{ г} \cdot 0,7 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 18,9 \text{ г}.$$

Відповідь: щоб отримати 68,6 г ортофосфатної кислоти, треба взяти 49,7 г P_2O_5 і 18,9 г H_2O .

3. Обчислення маси продукту реакції за масою реагентів.

Задача 3. Обчисліть масу ферум(II) хлориду, що утвориться внаслідок взаємодії ферум(II) оксиду масою 43,2 г з хлоридною кислотою.

Відомо:

$$m(\text{FeO}) = 43,2 \text{ г}$$

HCl

$$m(\text{FeCl}_2) = ?$$

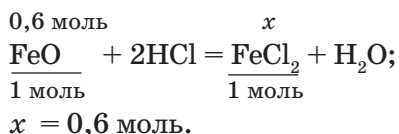
Розв'язання

I спосіб

- Обчислюємо, якій кількості речовини відповідає ферум(II) оксид масою 43,2 г, за формулою:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{43,2 \text{ г}}{72 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль}.$$

2. Записуємо рівняння реакції:



3. Масу визначаємо за формулою:

$$m = M \cdot n;$$

$$m(\text{FeCl}_2) = 127 \text{ г/моль} \cdot 0,6 \text{ моль} = 76,2 \text{ г.}$$

II спосіб

1. Обчислюємо молярні маси ферум(II) оксиду та ферум(II) хлориду:

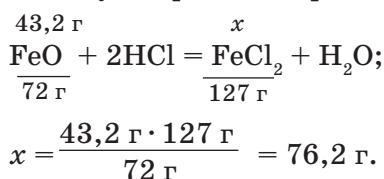
$$M(\text{FeO}) = 56 + 16 = 72 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 72 \text{ г};$$

$$M(\text{FeCl}_2) = 56 + 2 \cdot 35,5 = 127 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 127 \text{ г.}$$

2. Записуємо рівняння реакції:



Відповідь: унаслідок взаємодії ферум(II) оксиду масою 43,2 г з хлоридною кислотою утвориться ферум(II) хлорид масою 76,2 г.

4. Обчислення об'єму реагенту за масою іншого реагенту.

Задача 4. Залізо масою 3,92 г повністю прореагувало з хлором з утворенням ферум(III) хлориду. Обчисліть об'єм хлору (н. у.), що прореагував.

Відомо:

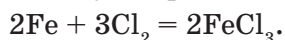
$$m(\text{Fe}) = 3,92 \text{ г}$$



$$V(\text{Cl}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо молярну масу заліза:

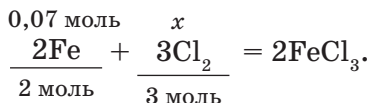
$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль.}$$

3. Обчислюємо кількість речовини заліза в порції масою 3,92 г:

$$n = 3,92 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,07 \text{ моль.}$$



4. На основі рівняння складаємо пропорцію:



$$\text{Отже, } x = \frac{0,07 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,105 \text{ моль}.$$

5. Обчислюємо об'єм 0,105 моль хлору, знаючи, що молярний об'єм становить 22,4 л/моль:

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,105 \text{ моль} = 2,352 \text{ л}.$$

Відповідь: із залізом масою 3,92 г прореагує хлор об'ємом 2,352 л (н. у.).

5. Обчислення об'єму продукту реакції за масою реагенту.

Задача 5. Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), що утвориться під час згоряння сірки масою 9,6 г.

Відомо:

$$m(\text{S}) = 9,6 \text{ г}$$



$$V(\text{SO}_2) = ?$$

Розв'язання

I спосіб

1. Обчислюємо кількість речовини сірки масою 9,6 г за формулою:

$$n = \frac{m}{M}; \quad n = \frac{9,6 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

2. Обчислюємо об'єм сульфур(IV) оксиду за формулою: $V = V_m \cdot n$. Отримуємо:

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 6,72 \text{ л}.$$

Відповідь: під час згоряння сірки масою 9,6 г утвориться сульфур(IV) оксид об'ємом 6,72 л (н. у.).

II спосіб

1. Обчислюємо масу 1 моль сірки й об'єм 1 моль сульфур(IV) оксиду:

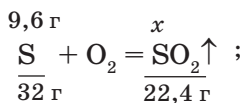
$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; \quad m(1 \text{ моль}) = 32 \text{ г};$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль};$$

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



2. Записуємо рівняння реакції:



$$x = \frac{9,6 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{32 \text{ г}} = 6,72 \text{ л.}$$

Відповідь: під час згоряння сірки масою 9,6 г утвориться сульфур(IV) оксид об'ємом 6,72 л (н. у.).

6. Обчислення кількості речовини реагенту та продукту реакції за відомою кількістю речовини іншого реагенту.

Задача 6. Обчисліть кількість речовини азоту, що прореагував, і кількість речовини амоніаку, який утворився внаслідок реакції, якщо прореагував водень кількістю речовини 9 моль. Який об'єм амоніаку (н. у.) відповідає такій кількості речовини?

Відомо:

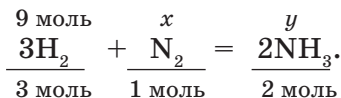
$$n(\text{H}_2) = 9 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}_2) = ?$$

$$V(\text{NH}_3) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції, підписуємо відомі дані під формулами речовин, а невідомі — над ними:



2. Обчислюємо кількості речовин азоту й амоніаку:

$$x = \frac{9 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 3 \text{ моль};$$

$$y = \frac{9 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 6 \text{ моль.}$$

3. Обчислюємо об'єм амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 6 \text{ моль} = 134,4 \text{ л.}$$

Відповідь: у реакції з воднем кількістю речовини 9 моль прореагував азот кількістю речовини 3 моль і утворився амоніак кількістю речовини 6 моль. Об'єм такої кількості речовини амоніаку становить 134,4 л (н. у.).



Задача 7. Обчисліть масу магній сульфату й кількість речовини водню, що утвориться під час взаємодії магнію масою 21,6 г із сульфатною кислотою.

Відомо:

$$m(\text{Mg}) = 21,6 \text{ г}$$

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

$$m(\text{MgSO}_4) \text{ — ?}$$

$$n(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Обчислюємо масу 1 моль магнію, магній сульфату й кількість речовини 1 моль водню:

$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}; m(1 \text{ моль}) = 24 \text{ г};$$

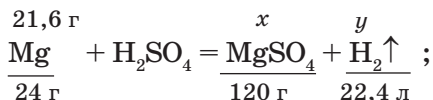
$$M(\text{MgSO}_4) = 24 + 32 + 4 \cdot 16 = 120 \text{ г/моль};$$

$$m(1 \text{ моль}) = 120 \text{ г};$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль};$$

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

2. Записуємо рівняння реакції:



$$x = \frac{21,6 \text{ г} \cdot 120 \text{ г}}{24 \text{ г}} = 108 \text{ г};$$

$$y = \frac{21,6 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{24 \text{ г}} = 20,16 \text{ л}.$$

3. Обчислюємо кількість речовини водню, що виділився:

$$n(\text{H}_2) = n = \frac{V}{V_m};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{20,16 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,9 \text{ моль}.$$

Відповідь: під час взаємодії магнію масою 21,6 г із сульфатною кислотою утвориться магній сульфат масою 108 г і виділиться водень кількістю речовини 0,9 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Використовуючи рівняння реакцій, здійснюють хімічні обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції.
- Щоб розв'язати задачу правильно, потрібно пам'ятати алгоритм (порядок розв'язання), знати поняття «молярна маса»,

«молярний об'єм» і формули для їхнього розрахунку з похідними, уміти обчислювати молярну масу за формулою речовини.

- Необхідно пам'ятати й використовувати фізичні величини, якими вимірюють молярну масу, молярний об'єм, кількість речовини, масу й об'єм, густину.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Унаслідок взаємодії ферум(II) оксиду з хлоридною кислотою утворився ферум(II) хлорид масою 12,7 г. Обчисліть масу ферум(II) оксиду, що прореагував.
2. Під час згоряння фосфору в реакцію вступив кисень об'ємом 11,2 л (н. у.). Обчисліть кількість речовини фосфору, що згорів.
3. Кальцій оксид повністю прореагував із водою. Маса утвореного кальцій гідроксиду — 22,2 г. Обчисліть кількість речовини та масу кальцій оксиду, що прореагував.
4. Крізь розчин, що містив натрій гідроксид масою 4 г, пропустили карбон(IV) оксид до утворення натрій карбонату. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду (н. у.) і масу утвореного продукту реакції.
5. Обчисліть кількість речовини барій оксиду та масу сульфатної кислоти, які вступили в реакцію, якщо утворився барій сульфат масою 23,3 г.
6. Обчисліть масу й кількість речовини магній оксиду, якщо згорів магній масою 14,4 г. Який об'єм кисню (н. у.) витратився при цьому?
7. Обчисліть кількість речовини та маси продуктів реакції, якщо в реакції з купрум(II) оксидом прореагувала нітратна кислота масою 12,6 г.



§ 25. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *розрізнати* фізичні властивості кислот;
- *визначати* зміну забарвлення індикаторів у кислому середовищі;
- *характеризувати* хімічні властивості кислот;
- *наводити приклади* рівнянь реакцій, що характеризують хімічні властивості кислот;
- *прогнозувати* перебіг реакцій взаємодії кислот із металами;
- *досліджувати* хімічні властивості кислот.





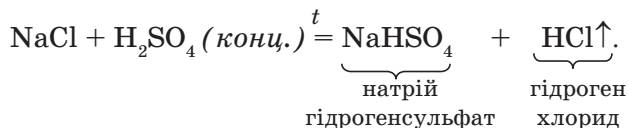
Пригадайте, які речовини називають *кислотами*, їхні назви та класифікацію.

Фізичні властивості кислот. *Кислоти* — неорганічні речовини, які за нормальних умов майже всі є рідинами (H_2SO_4 , HNO_3) або твердими речовинами (H_3PO_4 , H_2SiO_3). Деякі з них — леткі (HCl). Кислоти переважно важчі за воду, безбарвні. Леткі кислоти мають запах. Їхньою характерною властивістю є здатність розчинятися у воді (виняток — H_2SiO_3). Оскільки спільними в складі кислот є атоми Гідрогену, то вони зумовлюють кисле середовище їхніх розчинів. Деякі з кислот, як-от: хлоридна, сульфатна, нітратна, — токсичні й небезпечні для життя і функціонування живих організмів. Вони роз'їдають органічні речовини, спричиняють опіки. Під час роботи з кислотами необхідно дотримуватися правил безпеки.

Розглянемо докладніше фізичні властивості найпоширеніших у виробництві кислот.

Хлоридна кислота — водний розчин гідроген хлориду. Прозора рідина, що на повітрі «димить». У концентрованому розчині цієї кислоти масова частка гідроген хлориду становить 36–40 %. Вона важча за воду, має характерний різкий запах. Вдихання парів концентрованої хлоридної кислоти викликає подразнення й опіки дихальних шляхів. Під час роботи з хлоридною кислотою потрібно дотримуватися правил техніки безпеки. Модель молекули хлоридної кислоти зображено на *рисунок 26* (див. с. 74).

У лабораторії хлоридну кислоту отримують розчиненням гідроген хлориду у воді. Гідроген хлорид (традиційна назва — *хлороводень*) добувають шляхом взаємодії натрій хлориду NaCl із концентрованою сульфатною кислотою за нагрівання:



Сульфатна кислота — безбарвна рідина, нелетка, в'язка, з густиною $1,84 \text{ г/см}^3$. Під час розчинення у воді дуже нагрівається, аж до закипання розчину, що спричиняє його розбрикування. Щоб уникнути цього, *потрібно кислоту вливати у воду*, а не навпаки. Характерною властивістю концентрованої



сульфатної кислоти є здатність легко вбирати вологу (*гігроскопічність*). Цю властивість часто застосовують у промисловості для осушення газів. Модель молекули сульфатної кислоти зображено на *рисунку 58*.

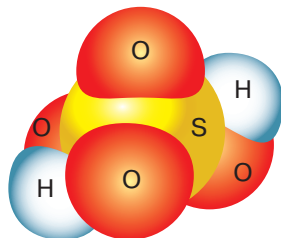


Рис. 58.

Модель молекули сульфатної кислоти

Нітратна кислота — безбарвна рідина з різким задушливим запахом. Концентрована кислота має жовте забарвлення, яке набуває внаслідок розчинення в ній нітроген(IV) оксиду. Масова частка кислоти в концентрованому розчині досягає 98 %. Вона руйнує білок. У разі потрапляння на шкіру спричиняє пожовтіння, опіки. Модель молекули нітратної кислоти зображено на *рисунку 59*.

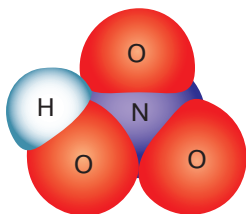


Рис. 59. Модель молекули нітратної кислоти

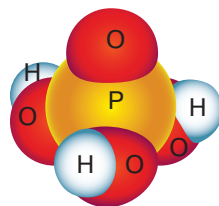


Рис. 60. Модель молекули ортофосфатної кислоти

Ортофосфатна кислота — безбарвна, тверда кристалічна речовина, добре розчинна у воді, важча за воду. За температури понад 40 °С перетворюється на в'язку безбарвну рідину. На відміну від інших кислот, не отруйна. Модель її молекули зображено на *рисунку 60*.

Хімічні властивості кислот. Вам відомо, що до складу неорганічних кислот входять атоми Гідрогену, що є спільним для цього класу сполук, і кислотні залишки.

Наявність у молекулах кислот атомів Гідрогену зумовлює подібні хімічні властивості. Дослідимо їх, застосувавши хімічний експеримент.

1. Зміна забарвлення індикаторів.

У хімії для визначення кислого або лужного середовища розчинів застосовують розчини індикаторів (*рис. 61, с. 152*),



з якими ви вже ознайомлені. У шкільних лабораторіях переважно використовують такі: лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн, універсальний індикаторний папір.

Кислоти змінюють забарвлення індикаторів: лакмусу — на червоний, метилового оранжевого — на рожевий, універсальний індикаторний папір набуває червоний колір.

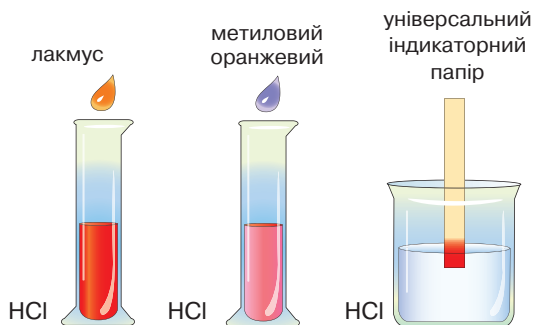


Рис. 61. Зміна забарвлення індикаторів у кислотах

2. Взаємодія кислот із металами.

Спільною властивістю кислот є їхня взаємодія з металами.

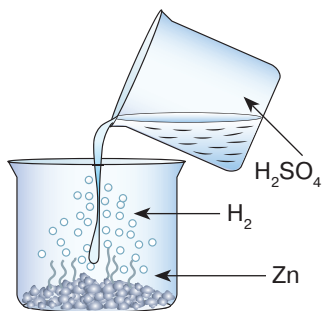
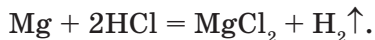
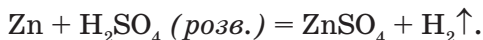


Рис. 62. Взаємодія цинку із сульфатною кислотою

Якщо до порошку магнію додати хлоридну кислоту, відбувається характерне «закипання» суміші внаслідок утворення й інтенсивного виділення газу водню, що витіснився магнієм із кислоти. Рівняння реакції:



Так само виділення водню спостерігається, якщо до гранул цинку додати розчин сульфатної кислоти (рис. 62):



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії сульфатної кислоти з магнієм і залізом.

Однак потрібно з'ясувати, чи всі метали однаково реагують із розчинами кислот. Щоб дати відповідь на це запитання, виконаємо лабораторний дослід 2.





ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 2

ВЗАЄМОДІЯ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ З МЕТАЛАМИ

Завдання. Дослідіть, як взаємодіє хлоридна кислота з металами. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками, хлоридна кислота, порошки металів — магнію, заліза, міді.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами й дотримуйтеся їх, виконуючи досліди.

Хід роботи

Насипте приблизно однакову кількість порошку магнію, заліза й міді в 3 пробірки. Долийте до кожної з них хлоридну кислоту об'ємом по 1 мл. Спостерігайте за хімічними реакціями.

Запишіть результати спостережень у таблицю в зошиті. Складіть рівняння реакцій, де це можливо, і зробіть відповідні висновки.

Метал	Спостереження	Рівняння реакції	Висновок
Mg			
Fe			
Cu			

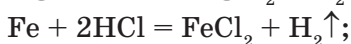
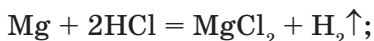
Загальний висновок: _____

Отже, у пробірці з магнієм інтенсивно виділяється водень, із залізом теж відбувається реакція, проте значно повільніше. А мідь із розчином хлоридної кислоти не взаємодіє.



Зверте складені вами рівняння реакцій із поданими нижче. Чи відповідає ваш варіант тому, що в підручнику?

Рівняння реакцій:



Це дослідження нашттовхнуло вчених на думку про те, що хімічна активність металів є неоднаковою. Одні метали виявляють більшу, інші — меншу активність під час хімічних перетворень.



На основі експериментальних досліджень російський учений *М. Бекетов* розмістив метали в **ряд активності** металів.

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

→ Хімічна активність послаблюється →

Виявлено, що метали, розміщені в ряді активності до водню, здатні витискувати його з кислот, утворюючи просту речовину водень (виняток — нітратна кислота). Метали, які розміщені після водню (іх 5), із розчинами кислот не реагують. Кожний наступний метал у ряді є менш хімічно активним, ніж попередній. Самі ж метали заміщають атоми Гідрогену в кислоті. Такий тип реакцій називають *реакціями заміщення*.



Реакції заміщення — реакції, що відбуваються між простою і складною речовинами, унаслідок чого атоми простої речовини заміщають атоми в складній.

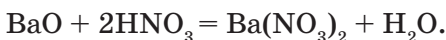
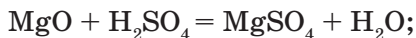
Крім водню, під час реакції утворюється сіль відповідного металу.



Наведіть самостійно приклади реакцій заміщення та складіть їхні рівняння.

3. Взаємодія кислот з основними оксидами (§ 22, с. 130–131).

Як приклади таких хімічних перетворень, наведемо кілька рівнянь реакцій:



На відміну від реакцій заміщення, у процесі взаємодії кислот з основними оксидами беруть участь дві складні речовини. Уважно розглянувши рівняння, побачимо, що під час цих перетворень відбувається обмін між складовими частинками речовин. Такий тип реакцій називають *реакціями обміну*.



Реакції обміну — реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються складовими частинками.





Пригадайте ще 2 типи хімічних реакцій, які ви вивчили в 7 класі. Сформулюйте їхнє визначення.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Кислоти за нормальних умов є рідинами або твердими речовинами. Вони важчі за воду, безбарвні, добре розчиняються у воді. Водні розчини — кислі на смак, роз'їдають органічні речовини.
- Кислоти **змінюють забарвлення індикаторів**: лакмусу — на червоний, метилового оранжевого — на рожевий, універсальний індикаторний папір набуває червоний колір.
- Кислоти (крім нітратної) взаємодіють **із металами**, що в ряді активності розміщені до водню. Продуктами реакцій є **сіль відповідного металу й водень**.
- **Реакції заміщення** — реакції, що відбуваються між простою і складною речовинами, унаслідок чого атоми простої речовини заміщають атоми в складній.
- Кислоти взаємодіють з **основними оксидами** з утворенням **солі та води**.
- **Реакції обміну** — реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються складовими частинками.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як дослідити зміну забарвлення індикаторів у кислому середовищі.
2. Охарактеризуйте загальні фізичні властивості кислот.
3. Охарактеризуйте на конкретних прикладах взаємодію кислот із: а) металами; б) основними оксидами.
4. Наведіть приклади реакцій: а) заміщення; б) обміну. Сформулюйте їхнє визначення.
5. Допишіть праві частини рівнянь, поставте коефіцієнти й визначте, до якого типу належать ці реакції:

а) $Zn + HCl = \dots + H_2\uparrow$;	б) $Al + H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + \dots$;
в) $Fe_2O_3 + HCl = \dots + H_2O$;	г) $K_2O + HNO_3 = \dots + H_2O$;
г) $P + O_2 = \dots$;	д) $KClO_3 = KCl + \dots$.
6. На кальцій оксид масою 11,2 г подіяли розчином нітратної кислоти до повного розчинення. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної середньої солі.
7. Алюміній кількістю речовини 0,3 моль повністю прореагував із розчином сульфатної кислоти. Обчисліть масу солі й об'єм газу (н. у.), що виділився під час реакції.





ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Заваріть невелику порцію чаю, розлийте його у 2 склянки. Додайте до першої склянки сік лимона, до другої — половину чайної ложки оцту. Порівняйте результати досліджень. Що спостерігаєте? Поясніть явища, що спостерігаються.

Дослід 2. Покладіть у 2 склянки приблизно однакові порції алюмінію (подрібнений алюмінієвий дріт) і заліза (залізний цвях). Залийте їх оцтом і поставте на кілька годин у безпечне місце. Що спостерігаєте? Поясніть явища, що спостерігаються.



§ 26. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ, ЇХНЯ ВЗАЄМОДІЯ З ОСНОВАМИ Й СОЛЯМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* взаємодію кислот з основами й солями;
- *наводити приклади* рівнянь реакцій, що підтверджують взаємодію кислот з основами й солями;
- *прогнозувати* перебіг реакцій між розчинами кислот і солей;
- *планувати* експеримент, проводити його, описувати спостереження, робити висновки.

Зазначимо, що, крім уже вивчених хімічних властивостей кислот, вони виявляють здатність вступати в хімічну взаємодію з основами й солями.

Дослідимо ці властивості кислот за допомогою експериментів.

1. Взаємодія кислот з основами.



Пригадайте класифікацію основ.

З § 25 ви довідалися, що кислоти можна виявити за допомогою індикаторів. Якщо розчини реагентів і продуктів реакцій є прозорими, то перебіг реакцій практично не спостерігається. Тому реакції взаємодії кислот із *лугами* (розчинними у воді основами) здійснюють із використанням індикаторів. За зміною забарвлення індикатора роблять висновок про те, що реакція відбулася.

Виконаємо *демонстраційний дослід 1*.



Дослід 1. До пробірки, у яку налито 1–1,5 мл хлоридної кислоти, додамо кілька крапель розчину лакмусу (рис. 63).

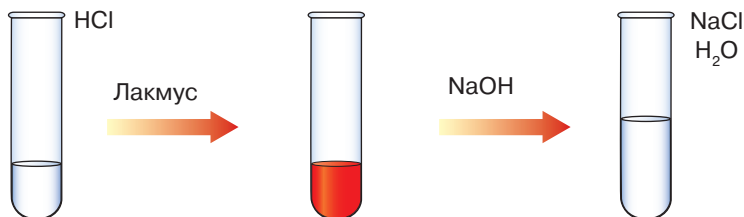
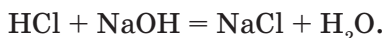


Рис. 63. Взаємодія хлоридної кислоти з натрій гідроксидом

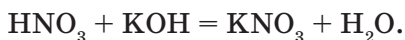
Що спостерігаємо? Дійсно, у хлоридній кислоті розчин забарвлення на червоний колір.

До цієї ж пробірки доллемо такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Спостерігаємо знебарвлення лакмусу. Отже, між кислотою та лугом відбулася хімічна взаємодія. Складемо рівняння реакції:



З рівняння бачимо, що серед продуктів реакції немає ні кислоти, ні лугу.

Так само відбуваються реакції взаємодії будь-яких кислот із лугами, наприклад:



Продуктами розглянутих реакцій є солі — відповідно, натрій хлорид і калій нітрат — і вода.

Кислоти взаємодіють із нерозчинними основами. Як і з лугами, продуктами реакцій є сіль і вода. З цими реакціями ви ознайомитеся, вивчаючи хімічні властивості основ.



Визначте, до якого типу належать реакції взаємодії кислот із лугами. Сформулюйте визначення.

2. Взаємодія кислот із солями.

Кислотам властиво взаємодіяти з розчинами солей. Реакції між ними відбуваються, якщо внаслідок взаємодії спостерігається: а) виділення газу; б) випадання осаду або в) одним із продуктів реакції є вода.

Спостерігатимемо ці реакції за допомогою демонстраційних дослідів 2 і 3.



Дослід 2. У пробірку з розчином нітратної кислоти долємо розчин натрій карбонату (або всиплемо суху сіль). Спостерігаємо бурхливе виділення бульбашок газу (рис. 64). Рівняння реакції:

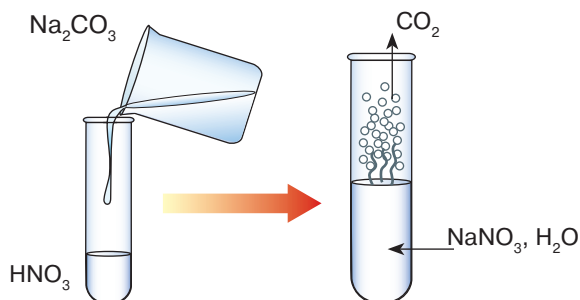
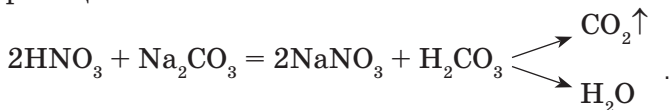


Рис. 64. Взаємодія розчину нітратної кислоти з розчином натрій карбонату

Унаслідок реакції обміну між нітратною кислотою та натрій карбонатом утворюється нова сіль і нова кислота — карбонатна H_2CO_3 . Вона належить до нестійких кислот, тому відразу ж розкладається на карбон(IV) оксид (вуглекислий газ), виділення якого спостерігаємо, і воду.

Інакше цю реакцію можна записати так:



3. Розпізнавання хлоридної та сульфатної кислот.

Деякі кислоти реагують із розчинами солей з утворенням характерних осадів, за наявності яких виявляють кислотний залишок. Ознайомимося з реакціями, що відбуваються з випаданням осаду, виконавши досліди з розпізнавання хлоридної та сульфатної кислот. Знання таких реакцій дасть змогу якісно визначити речовини.

Дослід 3. Наллємо (обережно!) на дно двох колб по черзі розчини хлоридної та сульфатної кислот об'ємом по 1–2 мл. До колби з хлоридною кислотою додамо кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату AgNO_3 (рис. 65, а), до дру-



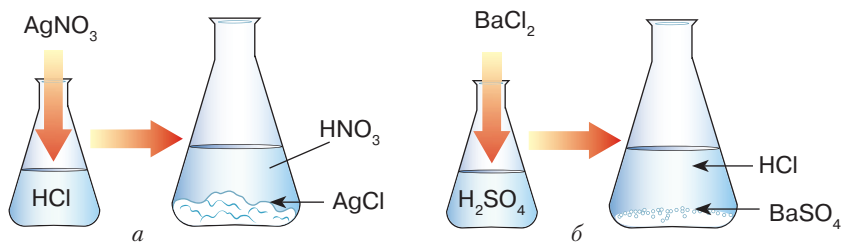



Рис. 65. Розпізнавання кислот:
а — хлоридної; б — сульфатної

гої колби — розчин барій хлориду BaCl_2 (рис. 65, б). В обох колбах спостерігаємо випадання білого осаду.

 Визначте, користуючись таблицею розчинності (див. додаток 2, с. 203), які речовини випали в осад.

Уважно розглянувши обидва осади, бачимо, що вони різні. Осад аргентум хлориду — сирнистий (подібний до звурдженого молока), а барій сульфату — інтенсивно білий.

Якщо до обох пробірок з утвореними осадами обережно долити розчин нітратної кислоти й перемішати їхній вміст, то змін не спостерігаємо. Це означає, що осади нерозчинні в нітратній кислоті.

 Складіть самостійно рівняння обох реакцій. Зазначте, до якого типу вони належать.

Отже, за допомогою згаданих вище солей можна розпізнати хлоридну й сульфатну кислоти. Зокрема, *реактивом* для виявлення хлоридної кислоти є *аргентум(I) нітрат*, а для виявлення сульфатної — *барій хлорид*.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Кислоти взаємодіють із розчинними у воді **основами** (лугами), унаслідок чого утворюються сіль і вода. Реакцію спостерігають із використанням індикатора.
- Кислоти реагують із **розчинами солей** з утворенням нової солі й нової кислоти.
- Реакції між кислотами й солями відбуваються, якщо внаслідок взаємодії виділяється газ, випадає осад або одним із продуктів реакції є вода.
- Хлоридну й сульфатну кислоти можна виявити за певними реакціями: хлоридну — під час взаємодії з аргентум(I) нітратом



(випадає білий сирнистий осад); сульфатну — з розчином барій хлориду (випадає білий осад). Обидва осади нерозчинні в кислотах.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Охарактеризуйте взаємодію кислот із: а) основами; б) солями.
- Наведіть приклади реакцій, що підтверджують взаємодію кислот із: а) основами; б) солями.
- Допишіть праві частини рівнянь, поставте коефіцієнти й визначте, до якого типу належать ці реакції:

а) $\text{ZnO} + \text{HCl} = \dots + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \dots$;
 в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{HNO}_3 = \dots + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \dots + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{HCl} + \dots$; д) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \dots$.
- Складіть рівняння реакцій за наведеними схемами:

а) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$;
 б) $\text{KClO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$.
- Сульфатна кислота кількістю речовини 0,3 моль повністю прореагувала з натрій гідроксидом. Обчисліть масу й кількість речовини натрій гідроксиду, що вступив у реакцію.
- Унаслідок реакції хлоридної кислоти з аргентум(І) нітратом утворився білий сирнистий осад масою 14,35 г. Обчисліть маси реагентів реакції.
- Під час реакції натрій гідроксиду з карбон(IV) оксидом утворилася сіль кількістю речовини 0,2 моль. Обчисліть масу натрій гідроксиду й об'єм карбон(IV) оксиду, що прореагували. Назвіть утворену сіль.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Караг Ієн* — озеро на сході острова Ява, розташоване в кратері вулкана Ієн, є найбільшою природною кислотною водоймою (ширина 361 м і глибина 200 м). Воно заповнене концентрованою сульфатною кислотою. Подібні термальні кислотні озера трапляються в Аргентині.
- Суміш нітратної та хлоридної кислот називають *царською водою*. Таку назву ця суміш отримала завдяки тому, що вона єдина може розчинити «царя» всіх металів — золото.
- Існують кислоти середньої сили й слабкі. Наприклад, ортофосфатна кислота — середньої сили. Її застосовують як харчову добавку Е-338 — це один з інгредієнтів газованих напоїв, зокрема «кока-коли». Ортофосфатну кислоту використовують для виробництва фосфорних мінеральних добрив, кормових добавок, оброблення деревини для надання стійкості проти вогню, у стоматології для зняття емалі перед пломбуванням зубів.



- До слабких кислот належить **борна кислота** H_3BO_3 — кристалічний порошок або кристали білого чи майже білого кольору. Має антисептичну, фунгістатичну й в'язучу дії. Застосовують у фармакології як лікувальний засіб; у промисловості — для виготовлення керамічних виробів.



§ 27. ПОШИРЕНІСТЬ КИСЛОТ У ПРИРОДІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* найпоширеніші в природі кислоти;
- *знати* поширеність кислот у природі;
- *пояснювати* поширеність кислот у природі.

Вам відомо, що назва *кислоти* пов'язана з речовинами, які мають характерний кислий смак. У природі вони поширені в організмах рослин, тварин і людини, містяться в складі ґрунтів, утворюють термальні кислотні озера, випадають на землю як кислотні дощі, є компонентами їжі.



Пригадайте й назвіть продукти, яким властивий кислий смак.

Усі нестигли фрукти, зокрема яблука, сливи, вишні, черешні й алича, зазвичай дуже кислі. Кислий смак їм надають органічні кислоти, які містяться в соках цих фруктів. Так, кислий смак лимонам надає лимонна кислота, щавлю — щавлева, яблукам — яблучна.

Деякі продукти, скисаючи, теж стають кислими завдяки утворенню в них кислот. Зокрема, у кислому молоці під дією молочнокислих бактерій утворюється молочна кислота. Вона ж наявна в усіх молочнокислих продуктах. У кропиві, ягодах смородини, листках і корі верби багато саліцилової кислоти. Кислоти є і в організмах деяких представників тваринного світу. Хто з вас не відчував укусу мурашки? Це дія мурашиної кислоти, яку комаха виробляє для власного захисту.

Усе, що говорилося про поширеність цих речовин, стосується органічних кислот. Але природа наділила живі організми й неорганічними кислотами — як у рослинному, так і в тваринному світі. Наприклад, у ядрах кісточок абрикосів, слив, вишень у невеликій кількості міститься дуже отруйна ціанідна кислота.

Деякі жуки для захисту виділяють сульфатну кислоту.



Хлоридну кислоту виробляє організм людини. Її містить шлунковий сік. За участю цієї кислоти відбувається процес травлення. Як антисептик, вона знешкоджує в шлунку бактерії, які потрапляють туди з їжею.

У багатьох природних джерелах Трускавця, Східниці й Немирова мінеральні води насичені сульфідною кислотою, завдяки чому вони мають характерний запах. В інших джерелах Трускавця, Сваляви, Миргорода у воді розчинена карбонатна кислота, що, розкладаючись, виділяє бульбашки вуглекислого газу.

У районах, де розвинуті виробництво й перероблення сірки, в атмосфері накопичуються сульфур(IV) і сульфур(VI) оксиди, які, сполучаючись із дощовою водою, утворюють кислоти. Такий самий процес спостерігається під час виробництва нітратної кислоти.

Кислоти є речовинами, що відіграють важливу роль у життєдіяльності людини.

Широке застосування ці речовини набули в хімічній промисловості. За участю кислот отримують солі, зокрема хлориди, сульфати, нітрати, сульфіди, ортофосфати. Кислоти використовують у фармацевтичній, металургійній, туковій (виробництво мінеральних добрив) промисловості, для виробництва вибухових речовин, барвників, інших кислот тощо.

Заходи безпеки під час роботи з кислотами

1. Хлоридна, сульфатна й нітратна кислоти належать до сильних кислот. Тому під час роботи з ними необхідно дотримуватися правил безпеки. У разі вдихання парів цих кислот відбувається сильне подразнення слизових оболонок носа, очей і горла, спричиняючи опіки. Так само виникають опіки, якщо кислота потрапляє на шкіру або в очі.

2. Під час роботи з кислотами необхідно користуватися засобами індивідуального захисту: окулярами, гумовими рукавицями, гумовим фартухом і наруканниками.

3. Працюючи з концентрованими кислотами, потрібно дотримуватися таких застережних заходів: а) лабораторні досліди й практичні роботи виконувати у витяжній шафі з увімкненою примусовою вентиляцією; б) переливання кислот із пляшечок здійснювати з використанням спеціальних засобів (піпеток, груш, лійок, мірних циліндрів).



4. Під час виготовлення розчинів кислот треба спочатку налити потрібну кількість води, а потім невеликими порціями доливати кислоту.

5. Не слід виливати концентровані кислоти в раковини, їх спочатку треба нейтралізувати.

6. Зберігати кислоти в лабораторії потрібно тільки в спеціально відведеному місці з відповідними написами.

7. У разі потрапляння кислоти на шкіру пошкоджене місце необхідно промити великою кількістю проточної води, а потім уражену ділянку обробити розчином натрій гідрогенкарбонату з масовою часткою солі 5 %.

8. Якщо кислота потрапила в очі, необхідно їх промити під струменем води, легко промокнути рушником і звернутися до лікаря за медичною допомогою.

9. Розливу на підлозі чи столі кислоту потрібно засипати піском (стружкою засипати не можна), потім зібрати просочений пісок лопаткою та засипати содою. Після видалення соди промити місце великою кількістю води.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислоти** — поширені в природі речовини, що входять до складу соків овочів і фруктів, шлункового соку, мінеральних вод тощо.
- Під час роботи з кислотами в лабораторії необхідно дотримуватися заходів безпеки.
- Ці речовини набули широке застосування в хімічній, металургійній і фармацевтичній промисловості.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть найпоширеніші в природі кислоти органічного і неорганічного походження.
2. Наведіть приклади поширення неорганічних кислот у рослинному та тваринному світі. Назвіть їх.
3. Поясніть роль кислот у життєдіяльності людини.
4. Установіть відповідність між формулами кислот і відповідних їм оксидів.

Формула кислоти

A HNO_3

Б H_3PO_3

В H_2SO_3

Г H_2CO_3

Оксид

1 SO_2

2 N_2O_5

3 CO_2

4 SO_3

5 P_2O_3



5. Складіть рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) воднем і бромом; б) нітроген(V) оксидом і водою; в) натрій хлоридом і сульфатною кислотою; г) воднем і йодом; г') воднем і сіркою; д) калій силікатом і нітратною кислотою.
6. Обчисліть об'єм водню (н. у.) і масу бромю, що прореагували, якщо утворився гідроген бромід масою 40,5 г.
7. Обчисліть, яку масу силікатної кислоти можна отримати за взаємодії калій силікату кількістю речовини 0,9 моль із сульфатною кислотою.
8. На цинк кількістю речовини 0,25 моль подіяли надлишком хлоридної кислоти. Обчисліть масу утвореної солі й об'єм водню (н. у.), що виділився.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Усі цитрусові містять багато лимонної кислоти. Якщо систематично споживати їх зранку натщесерце, то вони можуть роз'їдати слизову оболонку шлунка, унаслідок чого виникає печія.
- Аскорбінову кислоту, відому як вітамін С, у великій кількості містять свіжі фрукти й овочі. Особливо багаті на вітамін С чорна смородина, лимони, плоди шипшини, томати. За нестачі цього вітаміну в організмі людини виникає цинга й інші захворювання, пов'язані зі зниженням імунітету.



§ 28. ВИКОРИСТАННЯ КИСЛОТ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* кислоти, які найчастіше використовують у різних галузях господарства України;
- *описувати* сфери застосування кислот;
- *характеризувати* використання найпоширеніших кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної, ортофосфатної.



Пригадайте хімічні формули хлоридної, сульфатної, нітратної та ортофосфатної кислот і класифікуйте їх на групи за вмістом Гідрогену й Оксигену.

Вивчаючи хімічні властивості кислот, ви переконалися в тому, що їм властиво вступати в хімічну взаємодію з багатьма речовинами. Усі реакції кислот із металами,



основними оксидами, основами (розчинними у воді й нерозчинними), солями пов'язані з утворенням багатьох інших речовин, в основному солей, які використовують у господарських цілях. Однак найширшого застосування набули хлоридна, сульфатна, нітратна й ортофосфатна кислоти. Лідерами серед них є хлоридна й сульфатна кислоти, які найчастіше використовують у промисловому виробництві.

Ознайомимося більш докладно із способами використання кожної з цих кислот у різних галузях господарства України (рис. 66–69).

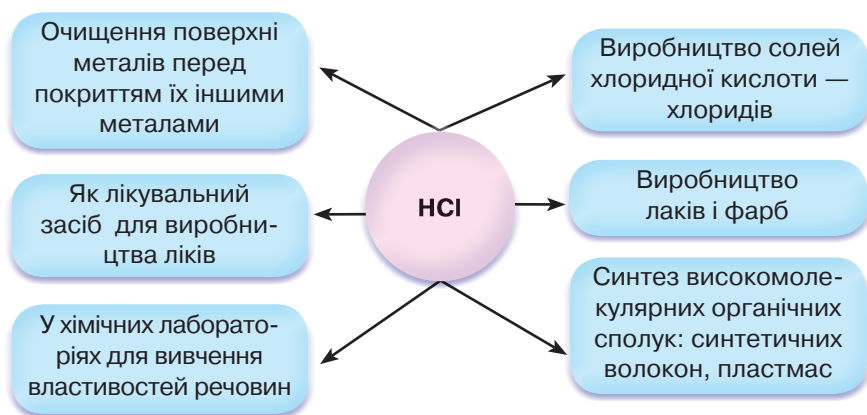


Рис. 66. Використання хлоридної кислоти

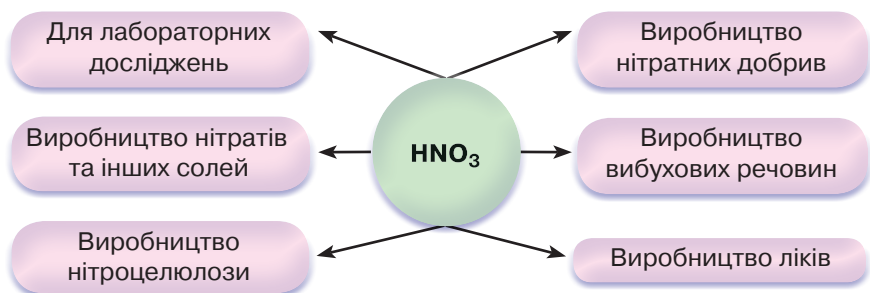


Рис. 67. Використання нітратної кислоти





Рис. 68. Використання сульфатної кислоти

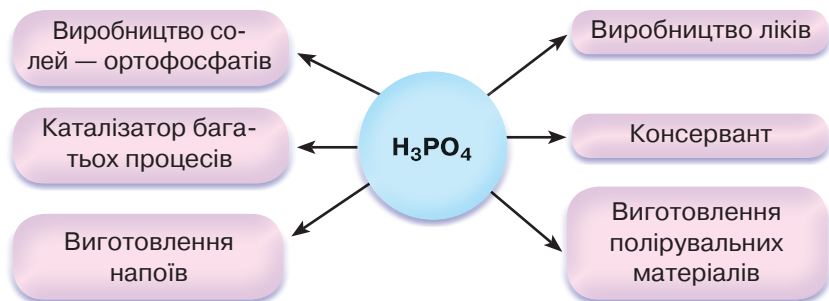


Рис. 69. Використання ортофосфатної кислоти



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислоти** широко використовують у хімічній, металургійній, текстильній, фармацевтичній, харчовій, лако-фарбовій, нафтопереробній і туковій промисловості; виробництві синтетичних мийних засобів, як електроліт тощо. Найчастіше у виробництві використовують хлоридну, сульфатну, нітратну й ортофосфатну кислоти.
- Кислоти використовують для виробництва інших кислот, солей, органічних речовин, очищення нафтопродуктів, у хімічних лабораторіях тощо.
- Інформацію про використання кислот у різних галузях господарства України наведено в схемах (рис. 66–69).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть кислоти, які найчастіше використовують у промисловості.
2. Поясніть використання кислот: а) хлоридної; б) сульфатної; в) нітратної; г) ортофосфатної.
3. Складіть рівняння реакцій, за якими можна виявити хлоридну й сульфатну кислоти.
4. Добудьте кальцій ортофосфат реакцією обміну. Обчисліть масу кальцій оксиду, що прореагує, якщо маса утвореного ортофосфату становить 6,2 г.
5. На свіжодобутий ферум(II) гідроксид масою 13,5 г подіяли хлоридною кислотою до його повного розчинення. Обчисліть масу утвореного ферум(II) хлориду.
6. На розчин аргентум(I) нітрату кількістю речовини 0,2 моль подіяли хлоридною кислотою в надлишку. Обчисліть масу та кількість речовини утвореного осаду.
7. Натрій сульфід масою 2,52 г прореагував із нітратною кислотою до повної їх взаємодії. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної солі й об'єм газу (н. у.), що виділився.



§ 29. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИННИХ І НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ. РЕАКЦІЯ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* фізичні властивості лугів і нерозчинних основ;
- *розпізнавати* розчини лугів і відрізнити їх від розчинів кислот;
- *характеризувати* хімічні властивості лугів і нерозчинних основ;
- *складати* рівняння реакцій, що підтверджують властивості лугів і нерозчинних основ.



Пригадайте та сформулюйте визначення поняття «основа».

Фізичні властивості основ. За нормальних умов *розчинні основи (луги)* — тверді кристалічні, білого кольору речовини. Переважно всі вони розчиняються у воді в будь-яких відношеннях, утворюючи прозорі розчини, мильні на дотик. Їм властиве явище *гігроскопічності* (вбирання водяної пари



з повітря), тому луги зберігають у закритих посудинах. Кальцій гідроксид є малорозчинним лугом. Унаслідок розчинення лугів у воді виділяється тепло. Основи, утворені лужними й лужно-земельними металами, роз'їдають органічні речовини (целюлозу, білок). Звідси утворилися назви натрій і калій гідроксидів, відповідно, *їдкий натр* і *їдке калі*. Через це під час роботи з лугами необхідно дотримуватися правил безпеки.

Нерозчинні основи — тверді речовини з різним забарвленням: ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — зеленувато-білий, ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурий, цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — білий, купрум(II) гідроксид — синій.



Укажіть ознаки, за якими класифікують основи, і назвіть групи цих речовин.

Заходи безпеки під час роботи з лугами. Відомо, що з розчинами лугів потрібно поводитися дуже обережно, оскільки вони роз'їдають шкіру, слизову оболонку очей, а також папір і тканину. Тверді луги ще інтенсивніше діють на органічні речовини.

Отже, під час роботи з твердими лугами та їхніми розчинами необхідно **дотримуватися правил безпеки**.

1. Тверді луги (гранули) тримати в закритій посудині, щоб ізолювати від вологи й вуглекислого газу, який є в повітрі.

2. Не брати речовини руками, не розбризкувати.

3. Під час роботи з концентрованими лугами потрібно дотримуватися застережних заходів: одягати халат або фартух, гумові рукавиці й захисні окуляри.

4. Під час приготування розчину лугу необхідно певну його наважку насипати в посудину із широким горлом, залити потрібною кількістю води й ретельно перемішати.

5. Концентровані луги, перш ніж виливати їх у раковину, треба нейтралізувати або сильно розвести водою.

6. Зберігати концентровані луги необхідно в спеціально відведеному місці з відповідними написами.

7. Якщо луг було випадково розлито, його потрібно засипати піском або стружкою, потім видалити пісок або стружку й залити це місце сильно розведеною соляною або оцтовою кислотою. Після цього видалити кислоту ганчіркою, вимити водою стіл і рукавиці.



8. У разі потрапляння лугу на шкіру пошкоджене місце потрібно промити великою кількістю проточної води, потім — розчином оцтової кислоти з масовою часткою 4 % або розчином борної кислоти з масовою часткою 2 %.

9. За попадання лугу в очі необхідно промити їх проточною водою, потім — розчином борної кислоти, злегка промокнути рушником і звернутися до лікаря.

Хімічні властивості розчинних у воді основ. Вам відомо, що основи бувають розчинні у воді (луги) і нерозчинні. Розглянемо хімічні властивості цих двох груп основ.



Пригадайте склад основ і поясніть, що впливає на спільні властивості цих сполук.

До складу основ входять катіони металічних елементів і гідроксид-аніони (гідроксильні групи). Спільні властивості основ зумовлені наявністю гідроксид-аніонів, оскільки катіони металічних елементів у складі основ різні.

Охарактеризуємо хімічні властивості лугів.

1. Дія лугів на індикатори.

Як і кислоти, луги здатні змінювати забарвлення індикаторів. Дослідимо зміну забарвлення індикаторів у лужному середовищі, виконавши *демонстраційні досліди 1 і 2*.

Д о с л і д 1. Наллємо розчин натрій гідроксиду об'ємом 0,5 мл у 3 пробірки й у хімічну склянку. Додамо по кілька крапель: у першу пробірку — розчину лакмусу, у другу — метилового оранжевого, у третю — фенолфталеїну. У хімічну склянку з розчином лугу опустимо універсальний індикаторний папір (*рис. 70, с. 170*).

Д о с л і д 2. Виконайте такі самі дослідження з розчином калій гідроксиду.

Спостерігаємо, як змінилося забарвлення індикаторів.

Ви переконалися, що в розчинах лугів індикатори змінюють забарвлення: лакмус — на синій колір, метиловий оранжевий — на жовтий, а фенолфталеїн — на малиновий. Універсальний індикаторний папір у лужному середовищі стає синім.



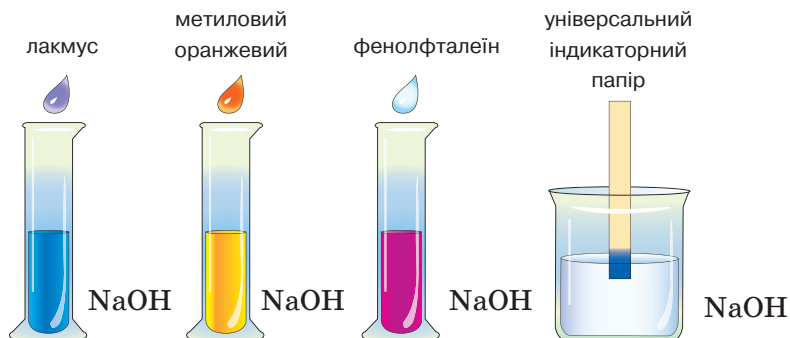
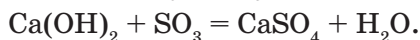
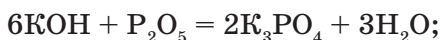


Рис. 70. Зміна забарвлення індикаторів у лужному середовищі

2. Взаємодія лугів із кислотними оксидами.

Під час вивчення кислотних оксидів ви вже ознайомилися з цією властивістю розчинних у воді основ (див. § 22, с. 132). Наведемо інші приклади взаємодії лугів із кислотними оксидами:



Проаналізувавши рівняння реакцій, ви впевнилися, що під час взаємодії лугів із кислотними оксидами утворюється новий клас речовин — солі й вода.

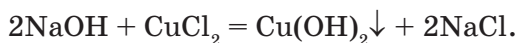


Поясніть, до якого типу належать наведені хімічні реакції. Сформулюйте їхнє визначення.

3. Взаємодія лугів із солями.

Розчинні у воді основи взаємодіють із розчинами солей. Доведемо це експериментально, виконавши *демонстраційний дослід 3*.

Д о с л і д 3. У пробірку з розчином натрій гідроксиду об'ємом 1–1,5 мл долємо такий самий об'єм розчину купрум(II) хлориду (рис. 71). Наприкінці реакції спостерігаємо випадання синього осаду. Утворилася нерозчинна основа — купрум(II) гідроксид. Складемо рівняння реакції:



Зазначимо, що реакції між розчинами лугів і солей відбуваються за тих самих умов, що й взаємодія кислот із солями.



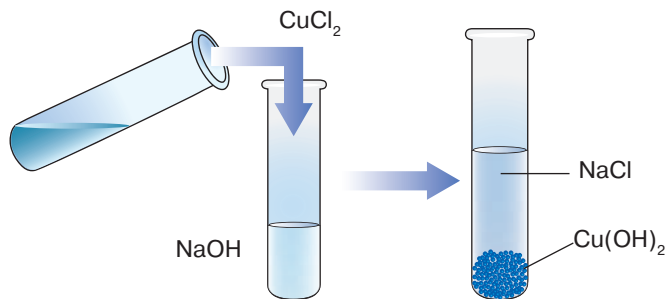


Рис. 71. Взаємодія розчину натрій гідроксиду з купрум(II) хлоридом

4. Взаємодія лугів із кислотами.

Ця властивість основ вам уже відома. Для кращого засвоєння матеріалу виконаємо *лабораторний дослід 3*. Щоб спостерігати перебіг хімічних реакцій, скористаємося індикаторами.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 3

ВЗАЄМОДІЯ ЛУГІВ ІЗ КИСЛОТАМИ В РОЗЧИНІ

Завдання. Дослідіть взаємодію лугів із кислотами. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками; препарувальне скельце; нагрівач; піпетка; тримач; розчини натрій, калій та кальцій гідроксидів, фенолфталеїну; хлоридна кислота.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з лугами й кислотами та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Дослід 1. Налийте по черзі (обережно!) у 3 пробірки розчини натрій, калій та кальцій (вапняна вода) гідроксидів об'ємом по 1–1,5 мл. Додайте до кожної з них по кілька крапель фенолфталеїну. Потім долийте приблизно такі самі об'єми кислот: у першу пробірку — хлоридної, у другу — сульфатної, а в третю — нітратної. Які зміни спостерігаєте? Запишіть спостереження у таблицю в зошиті. Зробіть висновки про явища, що спостерігаються.



Розчин лугу	Зміна забарвлення після додавання фенолфталеїну	Кислота, що реагує з лугом			Зміна забарвлення після доливання кислоти
		хлоридна	сульфатна	нітратна	
NaOH					
KOH					
Ca(OH) ₂					

Висновок: _____

Дослід 2. Крапніть на препаративне скельце кілька крапель розчину речовини, що утворилася після реакції, й обережно випаруйте. Що спостерігаєте? Запишіть висновок у зошиті.

Висновок: _____



Складіть самостійно рівняння реакцій між лугами й кислотами, які ви використовували в дослідах.

Як ви переконалися, продуктами реакцій є *сіль відповідної кислоти і вода*.



Пригадайте, властивості яких іще речовин характеризують такі реакції.



Реакції між основою та кислотою з утворенням солі й води називають **реакціями нейтралізації**.



Чому, на ваш погляд, саме так називають ці реакції?

Дійсно, у процесі реакції кислота нейтралізувала луг. Реакції нейтралізації мають практичне застосування. У побуті, коли на шкіру потрапляє кислота, уражене місце промивають проточною водою та нейтралізують слабким розчином лугу.

Хімічні властивості нерозчинних основ.

1. Взаємодія нерозчинних основ із кислотами.

З'ясуємо, чи взаємодіють нерозчинні у воді основи з кислотами, і якщо так, то що є продуктами реакцій.



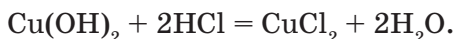
Виконаємо *демонстраційний дослід 4*.

Дослід 4. Щоб виконати дослід, можемо використати нерозчинну основу — купрум(II) гідроксид, яку отримали в досліді 3, або добути її заново. Для цього до розчину купрум(II) сульфату доллемо розчин натрій гідроксиду.



Складіть самостійно рівняння реакції утворення купрум(II) гідроксиду.

Доллемо хлоридну кислоту до осаду нерозчинної основи (рис. 72). Осад розчиняється й утворюється блакитний розчин солі купрум(II) хлориду:



Продуктами реакції є, знову ж таки, *сіль і вода*.

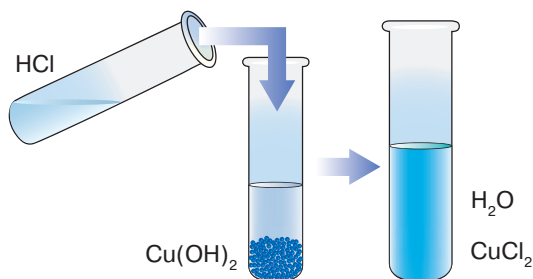


Рис. 72. Взаємодія купрум(II) гідроксиду з хлоридною кислотою

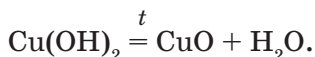
Зважаючи на те, що реакція нейтралізації характерна для кислот і основ, зазначимо: *усі основи (розчинні й нерозчинні у воді) взаємодіють із розчинами кислот, а всі кислоти (розчинні й нерозчинні) — тільки з лугами*.

2. Розклад нерозчинних основ унаслідок нагрівання.

Дослідженнями доведено, що нерозчинні у воді основи під час нагрівання легко розкладаються на відповідний оксид і воду. Це ще раз підтверджує, що ці сполуки є гідроксидами.

Виконаємо *демонстраційний дослід 5*.

Дослід 5. Добудемо нерозчинну основу, як описано в досліді 4. Нагріємо свіжоосаджений осад, що утворився на дні пробірки. Через кілька хвилин спостерігаємо зміну синього осаду на чорний (рис. 73, с. 174). Утворився купрум(II) оксид. Рівняння реакції:



Отже, унаслідок нагрівання нерозчинні у воді основи розкладаються на відповідний *оксид* і *воду*.

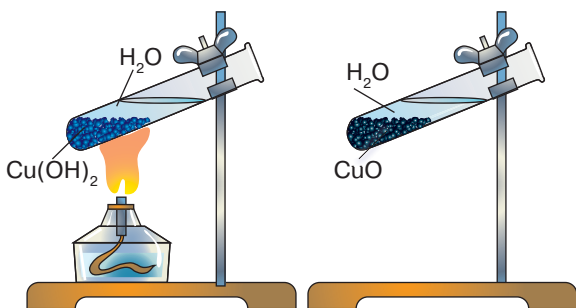


Рис. 73. Розкладання купрум(II) гідроксиду внаслідок нагрівання



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Спільні властивості основ зумовлені наявністю в їхньому складі гідроксид-іонів.
- Усі основи — тверді речовини. Луги — білого кольору, добре розчинні у воді. Нерозчинні основи мають різне забарвлення.
- **Луги** змінюють забарвлення індикаторів, взаємодіють із кислотними оксидами, кислотами (реакція нейтралізації), розчинами солей.
- **Реакції нейтралізації** — реакції між основою та кислотою з утворенням солі й води.
- **Нерозчинні основи** взаємодіють із кислотами та розкладаються під час нагрівання на відповідний оксид і воду.
- Під час роботи з лугами й кислотами **необхідно дотримуватися правил безпеки**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Випишіть формули основ із наведеного переліку хімічних формул: FeO , LiOH , Zn(OH)_2 , HCl , K_2O , Mg(OH)_2 , H_2SO_4 , NH_4OH , CaO , CaCO_3 , KOH , Fe(OH)_3 , Cr_2O_3 , Ca(OH)_2 , HNO_3 , Ba(OH)_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Назвіть їх.
2. Сформулюйте визначення: а) основ; б) реакції нейтралізації.
3. Складіть формули гідроксидів за їхніми назвами: барій гідроксид, калій гідроксид, ферум(II) гідроксид, магній гідроксид, купрум(II) гідроксид, купрум(I) гідроксид, літій гідроксид.
4. Перетворіть схеми реакцій на рівняння, дописавши формули пропущених речовин і дівравши коефіцієнти:

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \dots$; г) $\text{KOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; д) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$.
- Розчин, що містив барій гідроксид масою 17,1 г, повністю нейтралізували розчином сульфатної кислоти. Обчисліть масу нерозчинної речовини, що випала в осад.
 - У розчин, що містив кальцій гідроксид кількістю речовини 0,2 моль, додали сульфур(VI) оксид до утворення кальцій сульфату. Обчисліть кількість речовини й масу утвореної солі.
 - Складіть рівняння реакцій за схемами:
 - $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Нерозчинні основи не змінюють забарвлення індикаторів.
- Луги можуть розкладатися тільки за дуже високих температур.
- **Натрій гідроксид** інакше називають *їдким натром* або *каустичною содою*. Назву *їдкий* отримав через те, що він мильний на дотик і роз'їдає шкіру. Має широке застосування, зокрема у виробництві дизельного біопалива, мийних засобів (твердого мила), у нафтопереробній та паперовій промисловості. У побуті використовують для чищення каналізаційних труб.
- **Кальцій гідроксид** — основа, відома в будівництві як *гашене вапно*. Змішавши його з піском і водою, отримують масу, яку використовують для штукатурення стін. Ця основа утворює суспензію, відому під назвою *вапняне молоко*. Після розділення суспензії зверху збирається прозорий розчин — *вапняна вода*. Вапняне молоко застосовують під час виробництва цукру та для боротьби зі шкідниками й хворобами рослин.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Приготуйте розчин фенолфталеїну й універсальний індикаторний папір.

Дослід 1. Налийте у 2 склянки по черзі вапняну воду (гідроксид кальцію) і розчин нашатирного спирту. У першу склянку опустіть універсальний індикаторний папір, у другу — крапніть розчин фенолфталеїну. Поясніть явища, що спостерігаються.

Дослід 2. Витисніть сік лимона й долийте його невеликими порціями в першу склянку до відновлення попереднього забарвлення індикаторного паперу. Поясніть, яка реакція відбулася.

Дослід 3. Витисніть сік яблука. Долийте його в другу склянку. Поясніть явище, що спостерігається.





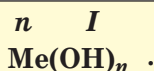
§ 30. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* формули амфотерних гідроксидів;
- *характеризувати* поняття «амфотерність», фізичні та хімічні властивості амфотерних гідроксидів;
- *складати* рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів із кислотами й лугами, пояснювати їхні типи;
- *досліджувати* хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

З явищем амфотерності ви ознайомилися під час вивчення амфотерних оксидів. Гідроксидам воно також властиве. Цю групу речовин зображають загальною формулою, що характерна для основ:



Однак, на відміну від основ, амфотерні гідроксиди мають подвійну хімічну природу: за взаємодії з кислотами реагують як основи, а за взаємодії з лугами — як кислоти.

До амфотерних належать гідроксиди, утворені елементами Берилієм, Алюмінієм, Цинком. Серед елементів, що виявляють змінну валентність, — Ферум, Хром, Плюмбум і Станум.

Кожному амфотерному гідроксиду відповідає амфотерний оксид. Наприклад: $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — ZnO , $\text{Al}(\text{OH})_3$ — Al_2O_3 , $\text{Be}(\text{OH})_2$ — BeO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — Fe_2O_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$ — SnO .

Фізичні властивості амфотерних гідроксидів. *Амфотерні гідроксиди* — тверді речовини немалекулярної будови, нерозчинні у воді. Мають різне забарвлення: цинк та алюміній гідроксиди — білого кольору, ферум(III) гідроксид — бурого (рис. 74, а).

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів. Ознайомимося з хімічними властивостями амфотерних гідроксидів на прикладі цинк та алюміній гідроксидів.

Реакція взаємодії амфотерних гідроксидів із кислотами відбувається як взаємодія типової нерозчинної основи з кислотою. Продуктами цієї реакції є сіль і вода.



Виконаємо демонстраційні досліди 1–3, що підтверджують кислотні й основні властивості амфотерних гідроксидів.

Дослід 1. *Добування цинк гідроксиду*. Наллємо в пробірку розчин цинк хлориду об'ємом 1–1,5 мл і краплями, злегка струшуючи пробірку, додамо розчин натрій гідроксиду. На дні пробірки утворюється білий драглистий осад. Це і є цинк гідроксид (рис. 74, б). Рівняння реакції:

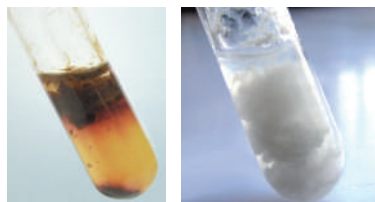
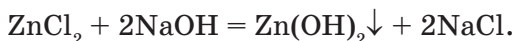


Рис. 74. Випадання осаду:
а — ферум(III) гідроксиду;
б — цинк гідроксиду



Для того щоб дослідити амфотерність отриманої речовини, розділимо свіжоутворений осад, переливши половину в іншу пробірку. Потім продовжимо дослідження.

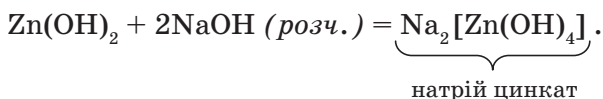
Дослід 2. *Взаємодія цинк гідроксиду з кислотою*. До однієї пробірки з осадом цинк гідроксиду доллємо розчин сульфатної кислоти. Осад розчиняється. Це вказує на те, що хімічна реакція відбулася.



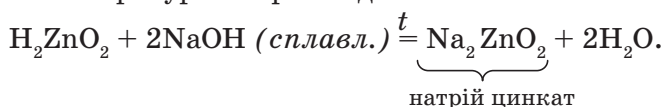
Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії цинк та алюміній гідроксидів із сульфатною кислотою, назвіть утворені продукти реакцій.

Дослід 3. *Взаємодія цинк гідроксиду з лугом*. До іншої пробірки з цинк гідроксидом доллємо краплями розчин лугу. Осад теж розчиняється. Як і в попередньому досліді, утворюються сіль і вода. Отже, цинк гідроксид виявляє властивості кислоти.

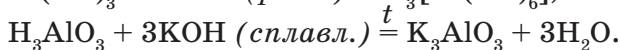
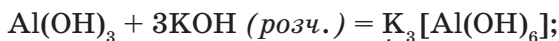
Реакція спостерігається краще, якщо до певної порції розчину лугу доливати цинк гідроксид:



Така реакція відбувається і між твердими речовинами за високих температур. Наприклад:



Складемо рівняння реакції взаємодії алюміній гідроксиду з калій гідроксидом у розчині та під час сплавлення:



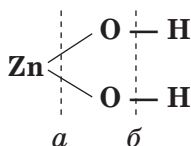
Назвіть утворені речовини.

Отже, цинк гідроксид та алюміній гідроксид — амфотерні речовини. Вони вступають у хімічну взаємодію з кислотами, виявляючи властивості основ, і з лугами, виявляючи властивості кислот.



Здатність сполук виявляти кислотні й основні властивості називають **амфотерністю**.

Як пояснити явище амфотерності? Розглянемо будову цинк гідроксиду:



З графічної формули бачимо, що хімічні зв'язки утворюються між атомами Цинку й Оксигену та між атомами Оксигену й Гідрогену. Учені довели, що сила цих зв'язків приблизно однакова. Тому під час взаємодії з кислотами розрив зв'язку відбувається по лінії *a*, з лугами — по лінії *б*. Це є підтвердженням того, що властивості речовин залежать не тільки від їхнього складу, а й від будови.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Амфотерність** — здатність сполук виявляти кислотні й основні властивості.
- Амфотерні гідроксиди — тверді речовини немалекулярної будови, нерозчинні у воді. Мають різне забарвлення.
- **Амфотерні гідроксиди** — хімічні сполуки, які виявляють кислотні й основні властивості: за взаємодії з кислотами реагують як основи, а з лугами — як кислоти.
- Амфотерні гідроксиди реагують із кислотами й лугами в розчинах і під час сплавлення. Продуктами реакцій є солі.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Сформулюйте визначення явища амфотерності.
- Назвіть елементи, що виявляють здатність утворювати амфотерні сполуки. Назвіть ці сполуки.
- Допишіть один із продуктів реакцій і поставте коефіцієнти:
а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \dots + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} (\text{розч.}) = \dots$
- Складіть рівняння реакцій взаємодії хром(III) гідроксиду з:
а) хлоридною кислотою; б) сульфатною кислотою; в) розчином натрій гідроксиду, якщо внаслідок реакції утвориться комплексна сполука складу $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.
- До свіжоосадженого цинк гідроксиду масою 0,99 г додали розчин сульфатної кислоти в надлишку. Обчисліть масу утвореного цинк сульфату.
- Поясніть спосіб добування амфотерних гідроксидів у лабораторних умовах.
- До двох порцій свіжоосадженого цинк гідроксиду кількістю речовини по 0,2 моль долили: у першу пробірку — розчин нітратної кислоти в надлишку, у другу — розчин натрій гідроксиду до повного розчинення осаду. Обчисліть маси та кількість речовин утворених солей. Назвіть ці солі.



§ 31. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *пояснювати* фізичні властивості солей;
- *характеризувати* хімічні властивості середніх солей;
- *досліджувати* взаємодію солей із металами й лугами, двох солей між собою;
- *робити висновки* про фізичні й хімічні властивості середніх солей, висновки з експерименту.



Пригадайте визначення солей. Наведіть приклади середніх солей.

Фізичні властивості солей. *Соли* — тверді кристалічні речовини, що належать до йонних сполук. За таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. додаток 2, с. 203) неважко з'ясувати, що ці сполуки





Рис. 75. Забарвлення розчинів різних солей

по-різному розчиняються у воді. Серед солей є розчинні, малорозчинні й нерозчинні. Їхні розчини мають різне забарвлення (рис. 75). Розчини солей Купруму (CuSO_4 , CuCl_2) мають яскраво-блакитне забарвлення, ферум(III) хлориду FeCl_3 — жовте, біхромати $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — оранжеве. Температури плавлення та кипіння солей дуже високі.



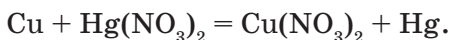
Подумайте й скажіть, до яких солей за розчинністю у воді належить кухонна сіль.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Солі, як і представники інших класів неорганічних сполук, здатні вступати в хімічну взаємодію з простими і складними речовинами. Розглянемо властивості середніх солей.

1. Взаємодія розчинів солей із металами.

Працями *М. Бекетова* доведено, що метали виявляють різну хімічну активність. Тому в реакціях між металом і сіллю тільки активніший метал витіснить менш активний.

Наприклад, якщо мідну монету покласти в розчин ртуті(II) нітрату, вона поступово покриється шаром ртуті, а мідь перейде в розчин. Рівняння реакції:



Дослідимо взаємодію солей з металами, виконавши лабораторний дослід 4.



Бекетов Мико́ла Микола́йович (1827–1911) — російський фізико-хімік. Розробив теорію витіснення металів, установив ряд активності металів, описав метод відновлення металів за допомогою алюмінію. Захистив докторську дисертацію на тему «Дослідження над явищами витіснення одних металів іншими». Учений працював у Харківському університеті, де вперше читав курс фізичної хімії як самостійну наукову дисципліну. Був членом Петербурзької академії наук. Праці М. Бекетова і його учнів заклали підвалини харківської фізико-хімічної школи.





ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 4

ВЗАЄМОДІЯ МЕТАЛІВ ІЗ СОЛЯМИ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

Завдання. Дослідіть взаємодію розчинів солей із металами.

Обладнання та реактиви: хімічні склянки; розчини солей: купрум(II) сульфату, ферум(II) сульфату, аргентум(I) нітрату; залізний цвях, до якого прив'язана нитка; дві мідні пластини.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Візьміть 3 хімічні склянки. У першу склянку налейте розчин купрум(II) сульфату, у другу — ферум(II) сульфату, у третю — аргентум(I) нітрату. Опустіть у першу склянку залізний цвях, прив'язаний до нитки (рис. 76, а), у другу й третю — мідні пластини (рис. 76, б, в). Спостерігайте через кілька хвилин перебіг реакцій.

Порівняйте результати досліду й опишіть спостереження.

Зробіть відповідні висновки.

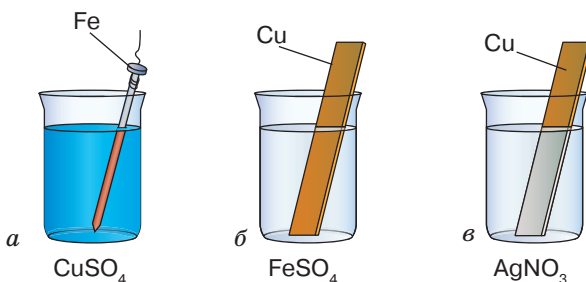
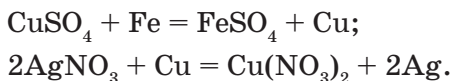


Рис. 76. Взаємодія металів із розчинами солей

Пояснимо отримані результати. У першому випадку на поверхні залізного цвяха з'являється червоний наліт. Це виділилася мідь. У другому випадку з мідною пластинкою не відбувається жодних змін. А під час занурення такої ж мідної пластини в розчин аргентум(I) нітрату на її поверхні осідає срібло. Отже, у першій і третій склянках реакції відбулися, а в другій — ні.

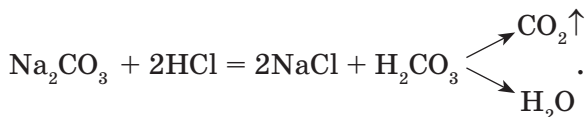


Порівнявши активність металів, що вступають у реакцію, і тих, які входять до складу солей, можна зробити висновок: **реакція відбувається тоді, коли метал є активнішим за той, що входить до складу солі**, як і визначив учений М. Бекетов (див. с. 154). Рівняння реакцій:



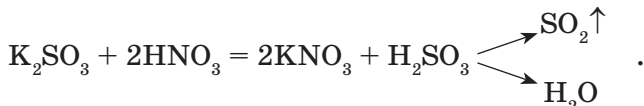
2. Взаємодія солей із кислотами.

Водні розчини солей реагують із кислотами, унаслідок чого утворюється нова сіль і нова кислота. Якщо до розчину натрій карбонату долити хлоридну кислоту, то відбувається бурхливе виділення газу. Це вказує на те, що реакція відбулася:



Утворена карбонатна кислота є нестійкою і розкладається на вуглекислий газ і воду.

Однак не тільки карбонати взаємодіють із кислотами з виділенням газу. Під час доливання до розчину калій сульфіту нітратної кислоти теж спостерігається виділення газу. Це сульфур(IV) оксид. Рівняння реакції:



Вам відомо, що реакції відбуваються, коли внаслідок їхнього перебігу випадає осад. Візьмемо розчин барій хлориду й подіємо на нього розчином сульфатної кислоти. Спостерігаємо випадання білого осаду (див. рис. 65, б, с. 159).



Складіть самостійно рівняння цієї реакції.

Вам також відома реакція між аргентум(I) нітратом і хлоридною кислотою. Під час цієї реакції випадає білий сирнистий осад (див. рис. 65, а, с. 159) аргентум(I) хлориду.

Отже, зробимо висновок про взаємодію розчинів солей із кислотами. **Реакції між солями й кислотами в розчинах відбуваються за умови, якщо:**



1) *утворюються нова сіль і нова кислота. Нова кислота є нестійкою та розкладається на відповідний їй оксид і воду. Унаслідок реакції виділяється газ;*

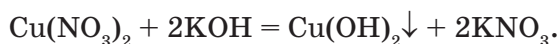
2) *утворюється нерозчинна в кислотах речовина, що випадає в осад.*

3. *Взаємодія солей із лугами.*



Складіть самостійно рівняння реакцій взаємодії цинк сульфату, плумбум(II) хлориду, ферум(III) нітрату з натрій гідроксидом.

За допомогою реакцій солей із лугами можна розпізнавати наявність у складі солі йонів металічних елементів. Наприклад, ви вже спостерігали взаємодію купрум(II) хлориду з натрій гідроксидом, унаслідок якої утворюється синій осад купрум(II) гідроксиду. Такий осад випадає, якщо до будь-якої розчинної солі Купруму долити розчин лугу:



Отже, виявити в розчині наявність солей Купруму (йонів Cu^{2+}) можна *за реакцією взаємодії з лугом*.

За забарвленням і зовнішнім виглядом осадів у реакціях солей із лугами виявляють й інші йони металів у складі солей. Виконаємо *лабораторний дослід 5*.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 5

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ ЛУГАМИ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

Завдання 1. Дослідіть взаємодію водних розчинів солей і лугів. Визначте, за яких умов ці реакції відбуваються.

Обладнання та реактиви: пробірки, хімічні склянки або пластина із заглибинами; білий і чорний екрани; таблиця розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей; розчини ферум(II) сульфату й ферум(III) хлориду, натрій сульфату й алюміній нітрату, а також натрій, калій, кальцій і барій гідроксидів.



Пригадайте визначення реакцій обміну. Назвіть умови, за яких вони відбуваються.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.



Хід роботи

Дослід 1. Налийте у 2 пробірки розчини ферум(II) сульфату й ферум(III) хлориду об'ємом по 1–1,5 мл. Додайте в кожную з них кілька крапель розчину натрій гідроксиду.

Відбулися реакції з випаданням осадів: ферум(II) гідроксиду зеленуватого кольору (рис. 77, а) і ферум(III) гідроксиду бурого забарвлення (рис. 77, б).

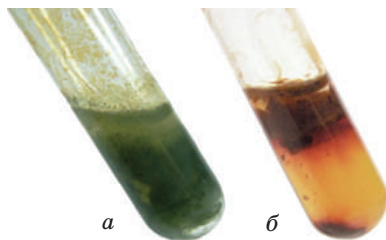
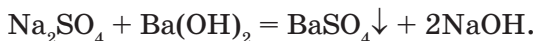


Рис. 77. Взаємодія солей металів з натрій гідроксидом:

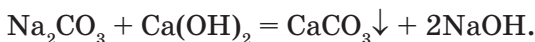
а — ферум(II) сульфату; б — ферум(III) хлориду

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин натрій сульфату об'ємом 1–1,5 мл. Долийте краплями розчин барій гідроксиду. Утворився білий осад барій сульфату. Рівняння реакції:



Якщо до осаду долити кислоту, то він не розчиняється.

Дослід 3. Налийте в пробірку розчин натрій карбонату об'ємом 1–1,5 мл. Долийте розчин кальцій гідроксиду приблизно такого самого об'єму. Відбулася реакція:



Знову ж таки випав білий осад, який після доливання кислоти розчиняється.

У результаті лабораторних досліджень ви переконалися, що за участю лугів можна визначати катіони металічних елементів. Реактивом на ці катіони є гідроксид-аніони.

Завдання 2. Оформте результати досліджень у зошиті. Зробіть відповідні висновки.

Рівняння реакцій на катіони металічних елементів, що входять до складу солей, наведено в таблиці 15.



Визначення йонів металічних елементів

Йон	Рівняння реакції	Характерна ознака
Cu^{2+}	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Синій осад
Mg^{2+}	$\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = 2\text{KCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$	Білий осад, розчиняється в кислотах
Fe^{2+}	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$	Зеленувато-білий осад, що буріє
Fe^{3+}	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	Бурий осад
Al^{3+}	$\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	Білий драглистий осад, розчиняється в кислотах і лугах
Zn^{2+}	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Білий осад, розчиняється в кислотах і лугах

Знання ознак реакцій розчинів солей із лугами використовують для розв'язування експериментальних задач.

4. Взаємодія розчинів солей між собою.

Розчинні у воді солі вступають у реакції обміну.



Пригадайте, як розпізнати хлоридну та сульфатну кислоти.

Дослідимо експериментально, чи можна виявити солі цих кислот за допомогою тих самих реактивів. Виконаємо лабораторний дослід 6.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 6

РЕАКЦІЯ ОБМІНУ МІЖ СОЛЯМИ В РОЗЧИНІ

Завдання. Дослідіть взаємодію водних розчинів солей. Визначте тип реакцій та оформте результати досліджень у зошиті. Зробіть відповідні висновки.

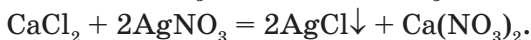
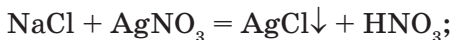
Обладнання та реактиви: пробірки або пластина із заглибинами; чорний і білий екрани; розчини солей натрій хлориду, кальцій хлориду, аргентум(I) нітрату, натрій і калій сульфатів, барій хлориду, хлоридної та сульфатної кислот.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.



Хід роботи

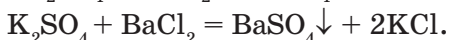
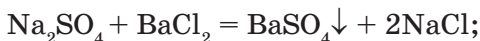
Дослід 1. Візьміть 3 пробірки. Налийте в першу пробірку хлоридну кислоту, у другу — розчин натрій хлориду, у третю — розчин кальцій хлориду об'ємом по 1–1,5 мл. До кожної з пробірок долийте розчин аргентум(I) нітрату. Порівняйте результати взаємодії хлоридної кислоти та її солей із розчином аргентум(I) нітрату. Рівняння реакцій:



Як бачимо, унаслідок обох реакцій відбулося утворення солей із випаданням осаду, який не розчиняється в надлишку нітратної кислоти. Такий самий осад утворився під час реакції хлоридної кислоти з аргентум(I) нітратом.

Отже, *аргентум(I) нітрат є реактивом для виявлення хлоридної кислоти та її солей.*

Дослід 2. Налийте в 3 пробірки по черзі розчини сульфатної кислоти, натрій і калій сульфатів об'ємом по 1–1,5 мл. Долийте до кожної з них розчин барій хлориду. Рівняння реакцій:



Порівняйте результати взаємодії сульфатної кислоти та її солей із розчином барій хлориду. Перевірте, чи розчиняються осадки в нітратній кислоті, зробіть висновок.

Отже, як свідчать результати досліджень, *барій хлорид є реактивом для виявлення сульфатної кислоти та її солей.*

Зверніть увагу на те, що солі вступають у реакції обміну між собою тільки в розчинах.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИЙ МЕТОД У ХІМІЇ. Розв'язування експериментальних задач. Вивчаючи властивості речовин, ви неодноразово виконували лабораторні дослідження чи спостерігали демонстраційні. Лабораторні дослідження та практичні роботи виконують обов'язково з використанням *експериментальних задач*.

Експериментальні задачі відрізняються від розрахункових тим, що їхнє розв'язування супроводжується проведенням дослідів (експериментів). Такий спосіб отримання нових знань називають *експериментальним*.



Які ж експериментальні задачі ви вивчили в темі «Основні класи неорганічних сполук»? З-поміж відомих типів експериментальних задач виокремимо такі, що передбачають ознайомлення з хімічними речовинами та їх розпізнавання, добування речовин, здійснення ланцюжків перетворень і пояснення явищ, що спостерігаються (табл. 16).

Таблиця 16

Типи експериментальних задач

Тип задач	Приклади експериментальних задач
Пояснення явищ, що спостерігаються	Поясніть, чому під час доливання оцту до харчової соди відбувається бурхливе виділення газу.
Ознайомлення із хімічними властивостями певних речовин	Охарактеризуйте загальні хімічні властивості хлоридної кислоти.
Розпізнавання речовин за їхніми характерними властивостями	Розпізнайте експериментально, у якій із пробірок міститься кислота, а в якій — луг. Розпізнайте за допомогою реакцій натрій хлорид і калій сульфат.
Доведення якісного складу речовин	Доведіть експериментально, що видана речовина — магній сульфат.
Добування речовин	Запропонуйте 2 способи добування цинк хлориду. Складіть рівняння реакцій.
Здійснення ланцюжків перетворень	Виконайте досліди за схемою: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$. Поясніть результати досліджень.

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 умовах. Виконаємо *лабораторний дослід 7*.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 7

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЇ ЗАДАЧІ НА ПРИКЛАДІ РЕАКЦІЇ ОБМІНУ

Завдання 1. У двох пробірках під шифрами є хлоридна кислота й розчин натрій гідроксиду. Визначте експериментально, у якій із пробірок міститься кожна речовина.



Завдання 2. Добудьте цинк гідроксид і доведіть його амфотерний характер.

Завдання 3. Здійсніть реакцію нейтралізації між нітратною кислотою та кальцій гідроксидом.

Завдання 4. Є розчини солей: натрій хлориду, натрій сульфату й купрум(II) сульфату. Визначте експериментально кожен з них.

Обладнання та реактиви: штатив із пробірками; розчини індикаторів; цинк хлорид, натрій хлорид, натрій сульфат, купрум(II) сульфат, аргентум(I) нітрат, барій гідроксид, натрій гідроксид, нітратна кислота.

Хід роботи

Розв'яжіть запропоновані експериментальні задачі. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Підсумовуючи результати лабораторних досліджень, можна зробити такі висновки.

1. Реактивом для виявлення хлоридів є аргентум(I) нітрат (точніше, позитивно заряджений йон Аргентуму Ag^+). Унаслідок реакцій випадає *білий сирнистий осад аргентум(I) хлориду*.

2. Реактивом для виявлення сульфатів є барій хлорид або інші розчинні сполуки Барію (точніше, позитивно заряджений йон Барію Ba^{2+}). Унаслідок реакцій випадає *білий нерозчинний у кислотах осад барій сульфату*. Інші реакції на катіони металічних елементів наведено в таблиці 15 (див. с. 185).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Розчини солей взаємодіють із металами, якщо метал, що входить до складу солі, менш хімічно активний.
- Розчини солей реагують із кислотами. Реакції між солями й кислотами в розчинах відбуваються, якщо внаслідок взаємодії: 1) **виділяється газ**; 2) **випадає осад**; 3) **утворюється вода**.
- Під час взаємодії розчинів солей із лугами утворюються нова сіль і нова основа.
- Розчини солей взаємодіють між собою. Реакції відбуваються, якщо один із продуктів реакції випадає в осад. **Аргентум(I) нітрат є реактивом для виявлення хлоридної кислоти та її солей, а барій хлорид — сульфатної кислоти та її солей.**
- Розв'язування експериментальних задач базується на використанні якісних реакцій. Метод отримання нових знань за допомогою експерименту називають **експериментальним**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Перелічіть відомі вам фізичні властивості солей.
2. Визначте за таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. додаток 2, с. 203) розчинні й нерозчинні солі з переліку речовин, що записані формулами: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, MgCl_2 , CaCO_3 , CuSO_4 , AgCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, BaSO_4 , AgBr , Na_2S , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, FeBr_3 , MgSO_4 , CrCl_3 , BaI_2 , HgS .
3. Допишіть у правій частині рівняння формули продуктів реакцій, поставте коефіцієнти й поясніть, які хімічні властивості солей вони характеризують:
 - а) $\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \dots$;
 - б) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \dots$;
 - в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \dots$;
 - г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{NaCl} + \dots$;
 - ґ) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{HgS} + \dots$;
 - д) $\text{Mg} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb} + \dots$;
 - е) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \dots$.
4. На кальцій карбонат масою 5 г подіяли надлишком розчину нітратної кислоти. Обчисліть об'єм (н. у.) утвореного газу.
5. Магній карбонат масою 16,8 г нагріли до повного розкладання. Твердий залишок розчинили в надлишку сульфатної кислоти. Обчисліть масу утвореної солі. Назвіть сіль.
6. Запропонуйте спосіб виявлення розчинів натрій хлориду й натрій сульфату.
7. Запропонуйте 3 способи отримання магній сульфату, користуючись знаннями про хімічні властивості речовин, і складіть рівняння реакцій.




§ 32. ПОШИРЕНІСТЬ СОЛЕЙ У ПРИРОДІ І ЇХНЕ ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати й пояснювати* поширеність солей у природі;
- *називати* найпоширеніші солі, що входять до складу ґрунтів і води;
- *характеризувати* практичне значення солей для життя та господарської діяльності людей, використання їх живими організмами.



 Пригадайте з курсів природознавства й географії, які речовини входять до складу ґрунтів.

Солі — речовини, поширені в природі. Багато солей міститься в ґрунтах, ґрунтових і мінеральних водах, водах морів та океанів. Крім того, вони входять до складу гірських порід, мінералів і руд.

Розглянемо найпоширеніші групи солей, що відіграють важливу роль у житті людини.

Хлориди — солі хлоридної кислоти (рис. 78). Трапляються в природі як мінерал *сильвініт*, що являє собою зрощені кристали натрій і калій хлоридів: $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$. Натрій хлорид утворює не тільки соляні поклади, відомі під назвою мінерал *галіт*, а й печери. У великих кількостях ця сіль наявна в морській воді.



Рис. 78. Хлориди: а — сильвініт; б — натрій хлорид; в — калій хлорид

Найширше використання серед хлоридів має *натрій хлорид*. Насамперед це — незмінний харчовий продукт, у побуті й харчовій промисловості — консервант. У медицині під час тяжких захворювань використовують фізіологічний розчин. На високотемпературних виробництвах питну воду підсолюють, щоб не зневоднювалися організми працівників. Натрій хлорид є сировиною хімічної промисловості. Зокрема, методом електролізу добувають натрій гідроксид, водень і хлор; у лабораторіях і промисловості — хлоридну кислоту, соду.

Калій хлорид застосовують як мінеральне калійне добриво. Методом електролізу з нього виробляють калій гідроксид, металічний калій та хлор.

Карбонати — солі, що досить часто трапляються в природі. Це крейда, мармур, вапняк. Справжнім дивом природи є утворення сталактитів (рис. 79) і сталагмітів у печерах, що супроводжується взаємоперетворенням карбонатів на гідрогенкарбонати й навпаки.



Карбонати застосовують у будівельній справі для виробництва негашеного CaO й гашеного $\text{Ca}(\text{OH})_2$ вапна. *Мармур* набув широкого використання в архітектурі й будівництві як облицювальний, а в мистецтві — як скульптурний матеріал. У сільському господарстві карбонати використовують для вапнування ґрунтів.



Рис. 79. Сталактитова печера

Натрій карбонат у промислових масштабах застосовують для виробництва мила, скла, синтетичних мийних засобів та емалей, а в побуті — для пом'якшення води.

Основною складовою вапняку, мармуру, крейди є кальцій карбонат CaCO_3 . Зрощені кристали кальцій і магній карбонатів $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ містить *доломіт*, ферум карбонат — складова *сидериту*.

Силікати — солі силікатної кислоти — у природі трапляються як *слюда*, *глина* та *сланці* (рис. 80). Горючі сланці є висококалорійним і дешевим паливом. Натрій, калій і кальцій силікати використовують для виплавлення скла, виробництва цементу, кераміки.



а



б



в

Рис. 80. Силікати: а — слюда; б — глина; в — горючі сланці

Сульфати в природі поширені як *гіпс* (кристалогідрат — речовина, у складі якої є вода й кальцій сульфат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), *глауберова сіль* $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, *мідний купорос* $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Сульфати використовують у медицині (гіпсові пов'язки), скульптурній справі (вироби з гіпсу, барельєфи, горельєфи, статуетки, статуї, наочні експонати), виробництві скла (віконного й кольорового), на будівництві.

Нітрати в природних умовах — рідкісні сполуки. Натрій нітрат відомий як *натрієва*, або *чилійська*, *селітра*, калій



нітрат — *індійська селітра*, кальцій нітрат — *норвезька селітра*. Нітрати використовують як мінеральні добрива, у виробництві сірників, вибухових речовин і чорного пороху, а натрій нітрат — як консервант. Аргентум(I) нітрат наносять тонким шаром на фото- й рентгенівські плівки, завдяки чому відбувається фотографування, а в медицині — діагностика захворювань внутрішніх органів. Посрібнення металевих виробів також відбувається за участю аргентум(I) нітрату.

Ортофосфати в природі трапляються як поклади *фосфоритів* й *апатитів*. До їхнього складу входить кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. У промисловості використовують переважно для виробництва фосфорних добрив та ортофосфатної кислоти.

У земній корі чимало солей сульфідної кислоти — **сульфідів**, зокрема цинк сульфід ZnS — *цинкова обманка*, молібден сульфід MoS_2 — *молібденіт*, ферум сульфід FeS — *пірит*, плумбум сульфід PbS — *свинцевий блиск* та ін. Усе це — руди, з яких виплавляють відповідні метали.

Води багатьох джерел мають специфічний смак завдяки вмісту розчинених солей. Вам відомо, що за тривалого кип'ятіння води утворюється накип. Це солі карбонатної кислоти: *карбонати кальцію* та *магнію*, які під час кип'ятіння випадають в осад. Оскільки вони розчинні в кислотах, то видалити з посуду накип у побутових умовах можна за допомогою оцту чи лимонного соку.



Рис. 81. Висока концентрація солей у Мертвому морі спричиняє їхню кристалізацію у формі різних фігур

У морській воді у великих кількостях розчинені *натрій хлорид*, *магній хлорид*, *натрій сульфат*, *натрій бромід* та інші солі (рис. 81). Завдяки високому вмісту солей морська вода має лікувальні властивості.

Солі потрібні не тільки людині. Вони входять до складу клітинного соку всіх рослин, тканин організмів людей і тварин.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Солі** — дуже поширені речовини в природі. Найпоширеніші з них — хлориди, карбонати, силікати, сульфати, сульфіді, нітрати, ортофосфати.
- Багато солей у розчиненому стані містять прісна, морська та мінеральні води, що надає їм специфічних смакових властивостей.





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть групи найпоширеніших у природі солей.
2. Поясніть поширення в природі та використання: а) хлоридів; б) карбонатів; в) силікатів; г) сульфатів; ґ) сульфідів; д) нітратів; е) ортофосфатів.
3. Охарактеризуйте практичне значення солей для людини, рослин і тварин, використовуючи знання з біології.
4. Допишіть продукти реакцій, поставте коефіцієнти:
а) $\text{FeCl}_2 + \text{KOH} = \dots$; б) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \dots$; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} = \dots$;
г) $\text{BaCO}_3 = \dots + \dots$; ґ) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \dots$; д) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} = \dots$.
5. Здійсніть перетворення за схемою:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.
6. Дві пробірки під шифрами містять розчини натрій карбонату й калій хлориду. Поясніть, як експериментально виявити кожну з цих сполук.
7. На розчин цинк хлориду, що містив сіль кількістю речовини 0,2 моль, подіяли надлишком розчину натрій силікату. Обчисліть масу й кількість речовини утвореного осаду. Назвіть речовину, що випала в осад.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Покладіть у заглибини зрізаної пластикової пляшки мушлю слимака, черепашку з берега моря, шматок крейди, шматок мармуру, шматок шкаралупи курячого яйця. Залийте кожну з них напоєм «Кока-кола». Спостерігайте, що відбувається в кожній заглибині. Поясніть явища, що спостерігаються.

Дослід 2. Дослідіть, чи міститься в зубній пасті кальцій карбонат. Поясніть результати дослідження.



§ 33. ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК



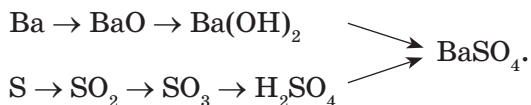
Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, між якими речовинами існують генетичні зв'язки;
- *уміти* складати схеми перетворень речовин і рівняння реакцій, які взято за основу схем;
- *пояснювати* генетичні зв'язки між простими речовинами й речовинами, що утворюють основні класи неорганічних сполук.



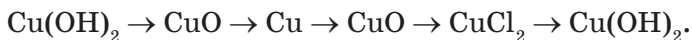
ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. Вивчаючи хімічні властивості основних класів неорганічних сполук, ви дізналися, що під час хімічних перетворень з речовин одного класу утворюються речовини інших класів. Це ще один доказ того, що між простими і складними речовинами та між основними класами неорганічних сполук існують взаємозв'язки. Їх називають *генетичними* (від грецьк. γενεσις — походження).

У хімії генетичні зв'язки зображають як ланцюжки перетворень. Розглянемо це на конкретному прикладі:



У наведеному ланцюжку перетворень є 2 ряди генетично зв'язаних речовин. Перший ряд починається металом, другий — неметалом. З металу барію через кілька перетворень отримують барій сульфат. Однак цю сіль можна одержати через низку перетворень, починаючи від неметалу сірки.

Можливі схеми генетичного зв'язку від складніших до простіших за складом речовин і знову до складніших. Наприклад:



Генетичні зв'язки між простими і складними речовинами та класами неорганічних речовин у загальному вигляді зображено схемою (рис. 82), у якій позначення *Me* означає «метал», *HeMe* — «неметал», *KЗ* — кислотний залишок.

Розгляньте уважно подану схему по вертикалі та горизонталі. У першому горизонтальному рядку зображено перетворення металів через основний оксид і гідроксид (основу) до солі, у другому — перетворення неметалів через кислотний оксид і гідроксид (кислоту) до солі.

У вертикальних стовпцях зображено взаємоперетворення речовин, що утворюють основні класи неорганічних сполук.

Зазначимо, що знання про генетичні зв'язки між класами речовин, уміння здійснювати взаємоперетворення мають практичне значення в хімічній промисловості. Це створює певні умови для виробництва нових, невідомих сполук, які люди використовують у різних галузях господарської діяльності.



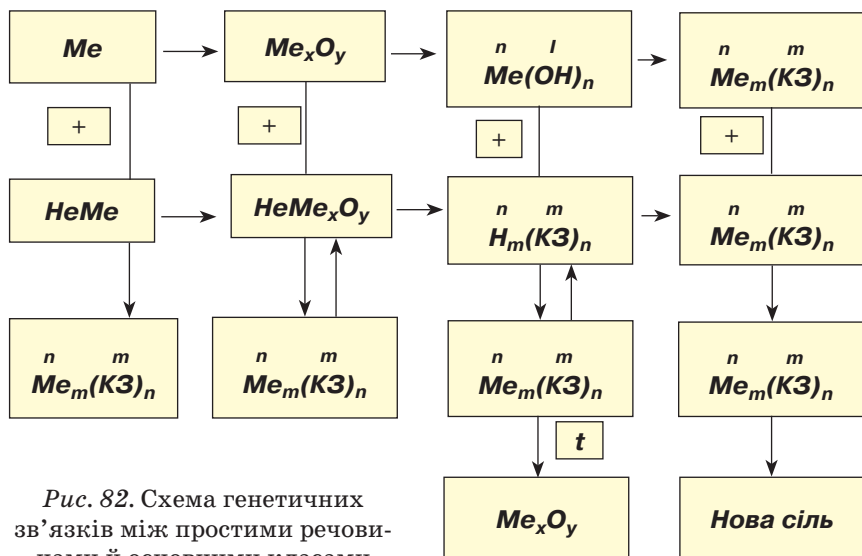


Рис. 82. Схема генетичних зв'язків між простими речовинами й основними класами неорганічних сполук



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Між простими речовинами, простими і складними речовинами існують **генетичні** взаємозв'язки.
- Найчастіше генетичні ряди починають прості речовини (метали чи неметали). Через низку перетворень — оксиди (основні, кислотні, амфотерні), гідрати оксидів (основи, кислоти, амфотерні гідроксиди) — утворюються солі.
- Генетичні ряди відображають взаємоперетворення не тільки від простої до складних речовин, а й між складними речовинами.
- Знання про генетичні зв'язки між класами речовин, уміння здійснювати взаємоперетворення мають практичне значення під час виконання лабораторних дослідів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть два генетичні ряди речовин.
2. Складіть рівняння реакцій за схемами:
 - а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$;
 - б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$;
 - в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al(OH)}_6]$;
 - г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$.
3. Сульфатну кислоту масою 19,6 г повністю нейтралізували розчином калій гідроксиду. Обчисліть маси продуктів реакції.



4. Складіть, використовуючи формули, схему генетичних зв'язків і рівняння відповідних реакцій:
 - а) натрій хлорид → хлоридна кислота → купрум(II) хлорид → купрум(II) гідроксид → купрум(II) оксид → купрум(II) нітрат;
 - б) ферум → ферум(II) сульфат → ферум(II) гідроксид → ферум(II) оксид → ферум(II) хлорид;
 - в) сірка → сульфур(IV) оксид → сульфур(VI) оксид → сульфатна кислота → купрум(II) сульфат (двома способами);
 - г) кальцій → кальцій оксид → кальцій гідроксид → кальцій карбонат → карбон(IV) оксид → натрій карбонат.
5. Доведіть експериментально, що до складу:
 - а) алюміній сульфату входять йон Алюмінію та кислотний залишок сульфатної кислоти (сульфат-аніон);
 - б) магній хлориду — йон Магнію та кислотний залишок хлоридної кислоти (хлорид-аніон).
6. Запропонуйте спосіб розпізнавання:
 - а) хлоридної та сульфатної кислот;
 - б) солей хлоридної та сульфатної кислот.
7. Здійсніть *уявний експеримент*. «Налийте» в пробірку розчин барій хлориду й обережно «долийте» розчин сульфатної кислоти. Опишіть спостереження та поясніть, чи відбулася хімічна взаємодія між цими речовинами.
8. На суміш солей барій хлориду з натрій карбонатом масою 12,68 г подіяли надлишком сульфатної кислоти. Випав осад масою 2,33 г. Обчисліть маси й кількості речовин сполук, які прореагували.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЄКТ

- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя (вчительки) тему навчального проєкту.
 1. *Неорганічні речовини — представники основних класів у будівництві й побуті.*
 2. *Хімічний склад і використання мінералів.*
 3. *Вплив хімічних сполук на довкілля і здоров'я людини.*
- II. Виконайте навчальний проєкт у довільній формі.
- III. Презентуйте проєкт у класі.



ПРАКТИЧНА РОБОТА 2

ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

Ви вже ознайомлені з експериментальним методом, за допомогою якого вивчають та описують властивості речовин.



Мета роботи: підтвердити знання властивостей оксидів, кислот, основ і солей; формувати вміння та навички експериментального вивчення властивостей речовин; спостерігати ознаки перебігу реакцій; складати рівняння реакцій, що підтверджують властивості речовин; робити висновки.

Завдання практичної роботи

I варіант

1. Здійсніть дослідження, яке підтверджує, що кальцій оксид є оснóвним, а не кислотним оксидом.

2. Дослідіть взаємодію хлоридної кислоти з: а) магнієм; б) розчином кальцій гідроксиду.

3. Доведіть експериментально, що натрій гідроксид взаємодіє з карбон(IV) оксидом. Поясніть результати дослідження.

4. Здійсніть реакцію обміну між розчинами натрій сульфату й барій хлориду. Поясніть, чи відбулася реакція.

II варіант

1. Здійсніть реакцію, яка підтверджує, що карбон(IV) оксид є кислотним, а не оснóвним оксидом.

2. Дослідіть взаємодію сульфатної кислоти з: а) кальцій оксидом; б) свіжоутвореним купрум(II) гідроксидом.

3. Доведіть експериментально, що нерозчинні у воді основи розкладаються внаслідок нагрівання.

4. Здійсніть реакцію обміну між розчинами магній хлориду й аргентум(I) нітрату. Поясніть, чи відбулася реакція.

III варіант

1. Здійсніть реакцію між натрій гідроксидом і нітратною кислотою. Поясніть перебіг реакції.

2. Доведіть експериментально, що в повітрі, яке видихає людина, міститься вуглекислий газ.

3. Дослідіть взаємодію сульфатної кислоти з: а) розчином барій гідроксиду; б) цинком. Поясніть результати дослідження.

4. Здійсніть реакцію обміну між розчином ферум(II) хлориду й калій гідроксидом. Поясніть, чи відбулася реакція.

IV варіант

1. Доведіть, що видана вам речовина є хлоридною кислотою.



2. Дослідіть взаємодію хлоридної кислоти з: а) розчином аргентум(I) нітрату; б) залізом.
3. Доведіть експериментально, що кальцій гідроксид є лугом.
4. Здійсніть реакцію обміну між розчинами цинк хлориду й натрій гідроксиду. Поясніть, чи відбулася реакція.



ПРАКТИЧНА РОБОТА 3

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ

Сама назва «експериментальна задача» вказує на специфіку виконання цього виду роботи, а саме: такі задачі розв'язують дослідним шляхом.

Мета роботи: навчитися розпізнавати речовини, встановлювати їхній якісний склад; отримувати речовини й досліджувати їхню хімічну природу; робити висновки.

Завдання практичної роботи

I варіант

1. Три пробірки під шифрами містять розчини барій хлориду, калій хлориду й нітратної кислоти. Визначте експериментально кожен з цих речовин.
2. Вам видано порошки магнію та магній оксиду. Запропонуйте 2 способи отримання магній сульфату. Доведіть ваші пояснення експериментально.
3. Доведіть, що до складу аргентум(I) нітрату входить йон Аргентуму Ag^+ .
4. Добудьте алюміній гідроксид і доведіть його подвійну хімічну природу.

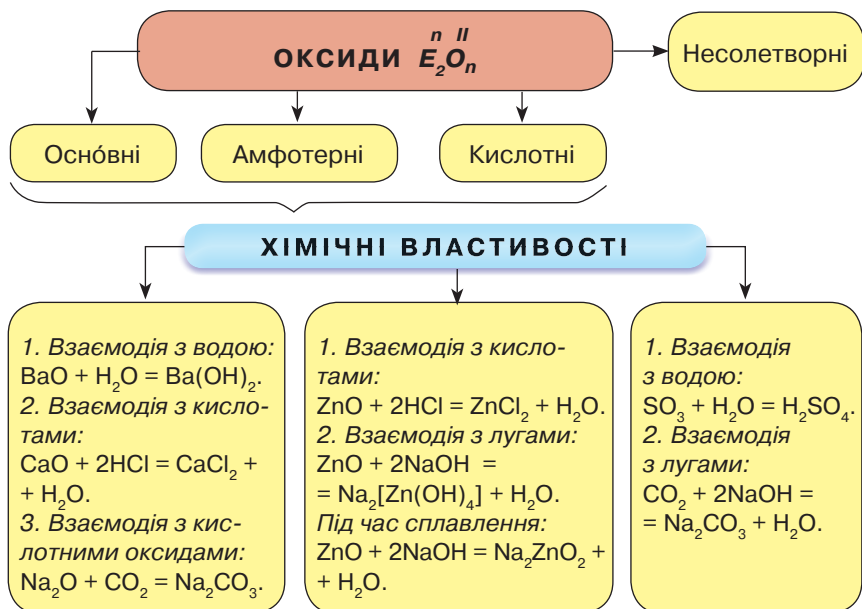
II варіант

1. Три пробірки під шифрами містять розчини натрій гідроксиду, аргентум(I) нітрату й ортофосфатної кислоти. Визначте експериментально кожен з цих речовин.
2. Вам видано порошки магнію, заліза й міді та хлоридну кислоту. Виконайте дослідження, які характеризують взаємодію кислот із металами.
3. Доведіть, що до складу купрум(II) сульфату входить йон Купруму Cu^{2+} .
4. Отримайте цинк гідроксид і доведіть його подвійну хімічну природу.

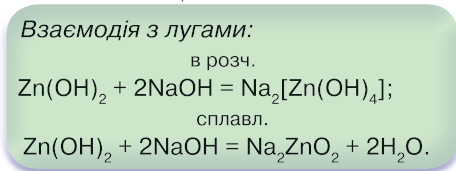
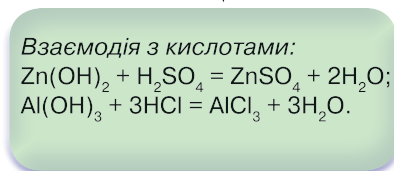


УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 4

«ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК»

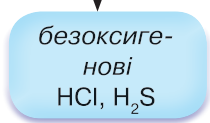
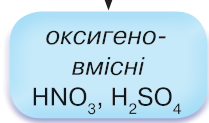


АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ $Me(OH)_n^{n I}$

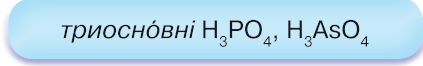
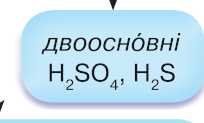
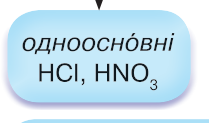


КЛАСИФІКАЦІЯ КИСЛОТ

За вмістом Оксигену



За вмістом Гідрогену



КИСЛОТИ $H_n(KЗ)$

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

1. Взаємодія з металами:
 $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$.
2. Взаємодія з основними оксидами:
 $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$.
3. Взаємодія з лугами:
 $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$.
4. Взаємодія з нерозчинними основами:
 $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$.
5. Взаємодія із солями:
 $ZnS + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2S\uparrow$.
6. Термічний розклад:
 $4HNO_3 = 4NO_2 + 2H_2O + O_2\uparrow$.

ПОШИРЕНІСТЬ У ПРИРОДІ

1. Наявні в організмах рослин, тварин і людини.
2. У великій кількості — у нестиглих фруктах: яблуках, сливах, вишнях, черешнях, аличі. Це органічні кислоти.
3. Містяться в складі ґрунтів, випадають на землю як кислотні дощі.
4. Утворюють термальні кислотні озера.
5. Їх виробляють деякі тварини (руда мурашка).
6. Є компонентами їжі.
7. Містяться в складі мінеральних вод.

ОСНОВИ $Me(OH)_n$

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

1. **Луги** — тверді кристалічні речовини білого кольору, розчинні у воді. Гігроскопічні, під час розчинення у воді виділяється тепло.
2. Роз'їдають шкіру й органічні речовини, тому необхідно дотримуватися заходів безпеки.
3. **Нерозчинні основи** — тверді речовини з різним забарвленням.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

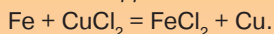
1. Взаємодія лугів із кислотними оксидами:
 $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$.
2. Взаємодія лугів із солями:
 $2KOH + CrCl_2 = Cr(OH)_2\downarrow + 2KCl$.
3. Взаємодія лугів із кислотами:
 $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2H_2O$.
4. Взаємодія нерозчинних основ із кислотами:
 $Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$.
5. Розклад нерозчинних основ унаслідок нагрівання:
 $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$.



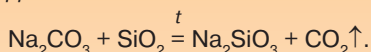
СОЛІ $Me_n(KZ)_m$

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

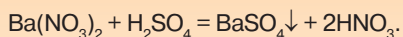
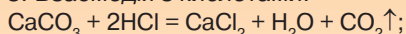
1. *Взаємодія з металами**:



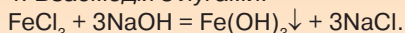
2. *Взаємодія з кислотними оксидами:*



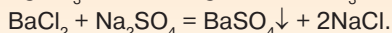
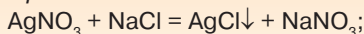
3. *Взаємодія з кислотами:*



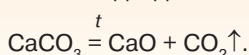
4. *Взаємодія з лугами:*



5. *Взаємодія солей між собою в розчинах:*



6. *Розклад під час нагрівання:*



*З металами реакції відбуваються тоді, коли метал є активнішим за той, що є в складі солі.

ПОШИРЕНІСТЬ У ПРИРОДІ

1. У природі найчастіше трапляються хлориди, карбонати, силікати, сульфати, нітрати, ортофосфати.

2. **Хлориди** трапляються як мінерали сильвініт $NaCl \cdot KCl$, натрій та калій хлориди.

3. **Карбонати** — це вапняк, мрамур, крейда ($CaCO_3$).

4. **Сульфати** — гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, мідний купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, глауберова сіль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

5. **Силікати** — сланці, слюда, глина.

6. **Нітрати** — натрієва селітра.

ВІДПОВІДІ ДО ЗАДАЧ

- § 6. 6. Б. § 9. 2. Б. 3. В. 4. В. 5. Б. 6. А.2.І; Б.1.ІІІ; В.3.ІІ. 7. Г–Б–А–В.
 § 16. 3. а) $30,01 \cdot 10^{23}$ молекул; б) $12,04 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць $NaCl$; по $12,04 \cdot 10^{23}$ йонів Na^+ і Cl^- ; в) $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул; г) $48,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
 4. а) 3 моль; б) 2 моль; в) 0,5 моль; г) 4 моль. § 17. 4. Б. 5. В. 6. А. 7. В.
 8. Б. 9. А. 10. Б. § 18. 1. В. 2. Б. 3. А. 4. В. 5. Б. 6. Г. 7. Б. 8. Г. 9. А. 10. В.
 § 19. 1. В. 2. А. 3. В. 4. Б. 5. В. 6. А2.ІІІ; Б1.І; В4.ІІ. 7. 44; 11. § 24. 1. 7,2 г. 2. 0,4 моль. 3. 0,3 моль; 16,8 г. 4. 1,12 л; 5,3 г. 5. 0,1 моль BaO ; 9,8 г H_2SO_4 . 6. 24 г; 0,6 моль; 72 л. 7. 0,1 моль $Cu(NO_3)_2$; 18,8 г; 0,1 моль H_2O , 18,8 г. § 25. 6. 32,8 г; 0,2 моль. 7. 51,3 г; 10,08 моль. § 26. 5. 24 г; 0,6 моль. 6. 3,65 г; 17 г. 7. 16 г $NaOH$; 4,48 л CO_2 . § 27. 6. 5,6 л; 40 г. 7. 70,2 г. 8. 34 г $ZnCl_2$; 5,6 л H_2 . § 28. 4. 3,36 г. 5. 19,05 г. 6. 28,7 г; 0,2 моль. 7. 3,4 г; 0,04 моль $NaNO_3$; 0,448 л SO_2 . § 29. 5. 23,3 г. 6. 0,2 моль; 27,2 г. § 30. 5. 1,61 г. 7. 37,8 г; 28,6 г; 0,2 моль кожної. § 31. 4. 1,12 л. 5. 24 г. § 32. 7. 28,2 г; 0,2 моль. § 33. 3. 34,8 г; 7,2 г. 8. 2,08 г; 0,01 моль; 10,6 г; 0,1 моль.



ДОДАТКИ

Додаток 1

ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

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 ²⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	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
NO ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ₃ ²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	—	—	—	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	—	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ²⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811



РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ, АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони	Катіони																			
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ni ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—
F ⁻	Р	Р	М	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	Р	Р	Р	#
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	—	—	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	#	#	Р	#	#	Н	Н	Н	#	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Р	М	М	—	—	—	М	Н	Н	#
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	М	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	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	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	#	Н	Н	Н	#
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	—	Н	#	М	М	М	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р — речовина розчинна; Н — речовина нерозчинна; # — речовина існує, але реагує з водою.
М — речовина малорозчинна; — — речовина не існує;



СЛОВНИК ХІМІЧНИХ ТЕРМІНІВ

Амфотерність — здатність сполук виявляти кислотні й основні властивості.

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

Валентність — число ковалентних хімічних зв'язків, якими атом сполучений з іншими атомами.

Галогени — природна родина активних неметалічних елементів, що утворюють прості речовини типових неметалів, молекули яких двоатомні.

Генетичний зв'язок — взаємозв'язок між простими, простими й складними речовинами, унаслідок чого з одних речовин можна отримати інші.

Групи — вертикальні стовці хімічних елементів із подібними властивостями.

Електронегативність — властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, утворену з іншим атомом.

Електрони — елементарні частинки з найменшим негативним електричним зарядом, що чисельно дорівнює заряду протона.

Енергетичний рівень — віддаль між електроном і ядром атома, що залежить від запасу енергії.

Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони віддають або приєднують електрони.

Кислоти — складні речовини, до складу яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічних елементів, і кислотні залишки.

Кількість речовини n (читають «ен») — фізична величина, що вказує на число структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які містяться в певній порції речовини.

Кристалічні ґратки — упорядкування структурних частинок речовини в просторі під час їхнього твердіння.

Молярна маса M — маса 1 моль речовини.

Молярний об'єм V_m — об'єм 1 моль речовини.

Нейтрони n — електронейтральні частинки ядра атома, відносна маса яких становить 1.

Оксиди — складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген зі ступенем окиснення -2 .

Основи — складні речовини, що містять катіони металічних елементів й один або кілька аніонів гідроксильних груп.

Періоди — горизонтальні ряди елементів, розміщених у порядку збільшення їхніх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом.

Періодична система — графічне відображення природної класифікації хімічних елементів.

Протони p — позитивно заряджені частинки ядра атома із зарядом $+1$ і відносною масою 1 а. о. м.

Радіус атома — віддаль від ядра до зовнішнього енергетичного рівня.

Солі — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів й аніонами кислотних залишків.

Хімічний зв'язок — зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), унаслідок чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.

Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).



ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Амфотерність 178
Атомна орбіталь 36, 44, 66, 72, 73
Атомні кристалічні ґратки 84–87

В

Валентність 27, 28, 55, 128
Відносна густина газів 108, 109, 111
Відносна молекулярна маса 9, 10
— формульна маса 9, 11
Вузли кристалічних ґраток 81, 87

Г

Галогени 17, 51, 72
Генетичний зв'язок 194–195
Гідроксиди 8, 16, 125, 176
Групи 26, 29, 30

Ґ

Ґратки кристалічні 52, 56, 85, 90

Е

Електрон 41, 43, 68, 73, 95
Електронегативність 69, 70
Електронна оболонка 33, 43, 48, 72
Електронна формула 45–49
Енергетичний рівень 33, 39–43, 67

З

Заряд ядра атома 51, 58, 74
Значення періодичного закону 61–63

І

Ізотопи 35
Індикатор 152, 155, 169
Інертні елементи 18, 19

Й

Йон 68, 78, 82, 83, 185
Йонні кристалічні ґратки 82, 83, 85, 90
Йонний зв'язок 77, 79

К

Катіони 78, 87
Кислоти 116, 118–122, 150–154, 200
Кислотний залишок 119, 120
Кількість речовини 92, 93, 95, 100
Ковалентний зв'язок 71–75
Кристал 79, 83
Кристалічні ґратки 81–85, 87

Л

Луги 127, 167–174
Лужні елементи 15, 19, 51

М

Маса відносна молекулярна 9
— — формульна 9, 11
— молярна 97, 100, 108, 110
Масова частка елемента 10
Модель будови атома 31

Молекулярні кристалічні ґратки
82, 84, 87, 90
Моль 92, 93, 95, 113
Молярний об'єм 103, 104, 106, 107

Н

Нейтрон 32, 66
Номер періоду 39
Нормальні умови 102
Нуклід 33
Нуклонне число 33, 66

О

Ознаки реакцій 182–183
Оксиди 116–118, 121, 130–134
Основи 116, 126, 167, 173

П

Періоди 25, 28, 53, 65
Періодична система 26, 63
Періодичний закон 23, 24, 63
Підгрупи 30
Поширеність кислот 161–164
— оксидів 136–138
— солей 190–192
Протон 32, 34, 66
Протонне число 33, 58

Р

Радіус атома 43
Реакції заміщення 154, 155, 182
— нейтралізації 172, 174
— обміну 154
Розміщення елементів у періоді
й групі 58, 61
Розчини 14, 181, 185
Ряд активності металів 154
Ряд електронегативності 70

С

Солі 116, 123–125, 179–183
Спін 39, 40, 44, 66
Стала Авогадро 92, 93, 113

Ф

Фізична сутність номера групи 52
— — періоду 51–53
Фулерени 76

Х

Хімічні реакції 6, 7, 154, 172
Хімічний зв'язок 67, 68, 73–75
Хімічний елемент 34, 56

Ч

Число Авогадро 92, 96

Я

Ядро атома 32, 69, 70



ЗМІСТ

Від авторки	3
Вступ. Повторення найважливіших питань курсу хімії 7 класу	
§ 1. Найважливіші хімічні поняття. Прості і складні речовини. Реакції розкладу та сполучення	4
§ 2. Відносна молекулярна маса, її обчислення за хімічною формулою. Масова частка елемента в складній речовині . .	9
Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів	
§ 3. Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. Поняття про лужні й інертні елементи, галогени	12
§ 4. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	20
§ 5. Періодична система хімічних елементів, її структура	24
§ 6. Будова атома. Склад атомних ядер	31
§ 7. Стан електронів в атомі.	36
§ 8. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Поняття про радіус атома	41
§ 9. Залежність властивостей елементів і їхніх сполук від електронної будови атомів	50
§ 10. Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі та будовою атома	56
§ 11. Значення періодичного закону	60
<i>Узагальнення знань із теми 1 «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів»</i>	
	65
Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини	
§ 12. Природа хімічного зв'язку. Електронегативність атомів хімічних елементів	67
§ 13. Ковалентний зв'язок. Неполарний і полярний ковалентний зв'язок	71
§ 14. Йони. Йонний зв'язок, його утворення	77
§ 15. Кристалічні ґратки. Атомні, молекулярні і йонні кристали	81
<i>Лабораторний дослід 1</i>	
	86
<i>Практична робота 1</i>	
	88
<i>Узагальнення знань із теми 2 «Хімічний зв'язок і будова речовини»</i>	
	90
Тема 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами	
§ 16. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Стала Авогадро	91



§ 17. Молярна маса	97
§ 18. Закон Авогадро. Молярний об'єм газів	102
§ 19. Відносна густина газів	108
<i>Узагальнення знань із теми 3 «Кількість речовини.</i>	
<i>Розрахунки за хімічними формулами»</i>	
	113

Тема 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 20. Класифікація неорганічних сполук, їхні склад і номенклатура. Оксиди, кислоти	115
§ 21. Класифікація неорганічних сполук, їхні склад і номенклатура. Солі, основи	123
§ 22. Фізичні та хімічні властивості оксидів	128
§ 23. Поширеність у природі та використання оксидів. Вплив на довкілля.	135
§ 24. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій	141
§ 25. Фізичні та хімічні властивості кислот	149
<i>Лабораторний дослід 2</i>	
	153
§ 26. Хімічні властивості кислот, їхня взаємодія з основами й солями	156
§ 27. Поширеність кислот у природі	161
§ 28. Використання кислот	164
§ 29. Фізичні властивості основ. Хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ. Реакція нейтралізації	167
<i>Лабораторний дослід 3</i>	
	171
§ 30. Фізичні та хімічні властивості амфотерних гідроксидів	176
§ 31. Фізичні та хімічні властивості солей	179
<i>Лабораторний дослід 4</i>	
	181
<i>Лабораторний дослід 5</i>	
	183
<i>Лабораторний дослід 6</i>	
	185
<i>Лабораторний дослід 7.</i>	
	187
§ 32. Поширеність солей у природі і їхнє практичне використання	189
§ 33. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук	193
<i>Практична робота 2</i>	
	196
<i>Практична робота 3</i>	
	198
<i>Узагальнення знань із теми 4</i>	
<i>«Основні класи неорганічних сполук»</i>	
	199
Відповіді до задач	201
Додатки	202
Словник хімічних термінів	204
Предметний покажчик	205



Навчальне видання

САВЧИН Марія Михайлівна

ХІМІЯ

**Підручник для 8 класу
закладів загальної середньої освіти**

2-ге видання, перероблене

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Підручник відповідає Державним санітарним нормам і правилам
«Гігієнічні вимоги до друкованої продукції для дітей»

В оформленні підручника використано матеріали з інтернет-
видань, що знаходяться у вільному доступі.

Редактор *С. Кашка*
Художнє оформлення, макет *О. Андрущенко, Ю. Ясінської*
Художній редактор *О. Андрущенко*
Технічне редагування та комп'ютерна верстка *Л. Ткаченко*
Коректори *Т. Мельничук, І. Барвінок*

Формат 60×90/16.

Ум. др. арк. 13,00. Обл.-вид. арк. 14,25.

Тираж 89 570 пр.

Зам. №

Видавництво «Грамота».
01033, м. Київ, вул. Паньківська, 25, оф. 15.
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 в ТОВ «КОНВІ ПРІНТ»
03680, м. Київ, вул. Антона Цедіка, 12.
Свідоцтво ДК № 6115 від 29.03.2018 р.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ (довга форма)

Періоди	Групи елементів																					
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIA					
1	← s-елементи →																← p-елементи →					
	1 H Гідроген 1,0079															2 He Гелій 4,0026						
2	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	11 Na Натрій 22,990	12 Mg Магній 24,305	← d-елементи →										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 Молібден 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	54 Xe Ксенон 131,29				
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)	86 Rn Радон (222)				
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 (264)	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)	118 Og Оганесон (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 Протактиній (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)								

