

ПАВЛО ПОПЕЛЬ, ЛЮДМИЛА КРИКЛЯ

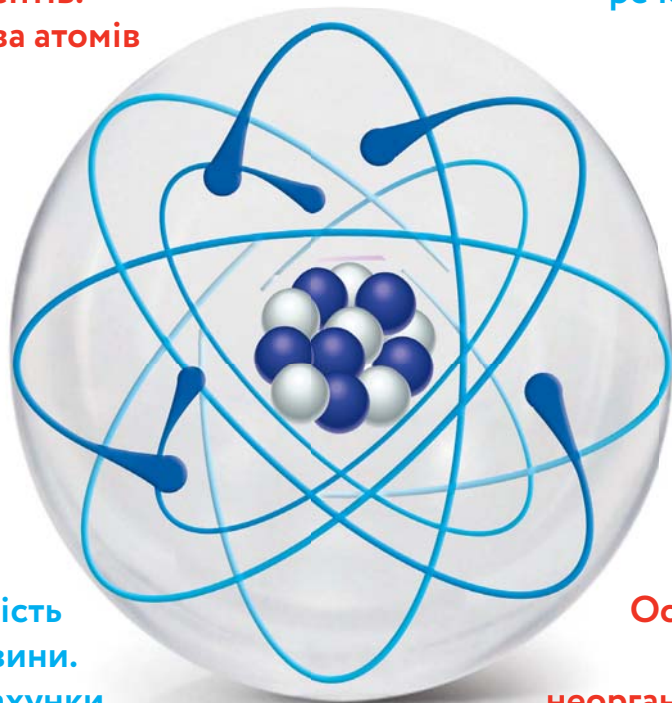
Хімія

ПІДРУЧНИК

Періодична
система
хімічних
елементів.
Будова атомів

8 КЛАС

Хімічний
зв'язок.
Будова
речовини



Кількість
речовини.
Розрахунки
за хімічними
формулами

Основні
класи
неорганічних
сполук

Періодична система хімічних елементів (короткий варіант)

Періоди	Групи																			
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII					
1	H 1 Гідроген 1,0079 Водень 1s ¹																(H)		He 2 Гелій 4,0026 1s ²	
2	Li 3 Літій [He]2s ¹		Be 4 Берилій [He]2s ²		B 5 Бор [He]2s ² 2p ¹		C 6 Карбон 12,011 Вуглець [He]2s ² 2p ²		N 7 Нітроген 14,0067 Азот [He]2s ² 2p ³		O 8 Оксиген 15,999 Кисень [He]2s ² 2p ⁴		F 9 Флуор 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵		Ne 10 Неон 20,180 [He]2s ² 2p ⁶					
3	Na 11 Натрій [Ne]3s ¹		Mg 12 Магній [Ne]3s ²		Al 13 Алюміній 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹		Si 14 Силіцій 28,086 [Ne]3s ² 3p ²		P 15 Фосфор 30,974 [Ne]3s ² 3p ³		S 16 Сулфур 32,06 Сірка [Ne]3s ² 3p ⁴		Cl 17 Хлор 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵		Ar 18 Аргон 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶					
4	K 19 Калій 39,098 [Ar]4s ¹		Ca 20 Кальцій 40,08 [Ar]4s ²		21 Sc 44,956 Скандій		22 Ti 47,87 Титан [Ar]3d ² 4s ²		23 V 50,941 Ванадій [Ar]3d ³ 4s ²		24 Cr 51,996 Хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹		25 Mn 54,938 Манган [Ar]3d ⁵ 4s ²		26 Fe 55,845 Ферум Залізо [Ar]3d ⁶ 4s ²		27 Co 58,933 Кобальт [Ar]3d ⁷ 4s ²		28 Ni 58,69 Нікель [Ar]3d ⁸ 4s ²	
	29 Cu 63,546 Купрум [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹		30 Zn 65,41 Цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ²		31 Ga Галій 69,72 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹		32 Ge Германій 72,64 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²		33 As Арсен 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³		34 Se Селен 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴		35 Br Бром 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵		36 Kr Криптон 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶					
5	Rb 37 Рубідій 85,468 [Kr]5s ¹		Sr 38 Стронцій 87,62 [Kr]5s ²		39 Y 88,906 Ітрій [Kr]4d ¹ 5s ²		40 Zr 91,22 Цирконій [Kr]4d ² 5s ²		41 Nb 92,906 Ніобій [Kr]4d ⁴ 5s ¹		42 Mo 95,94 Молібден [Kr]4d ⁵ 5s ¹		43 Tc [98] Технецій [Kr]4d ⁵ 5s ²		44 Ru 101,07 Рутеній [Kr]4d ⁷ 5s ¹		45 Rh 102,905 Родій [Kr]4d ⁸ 5s ¹		46 Pd 106,4 Паладій [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰	
	47 Ag 107,868 Аргентум [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹		48 Cd 112,41 Кадмій [Kr]4d ¹⁰ 5s ²		49 In Індій 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹		50 Sn Станум 118,71 Олово [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²		51 Sb Стибій 121,76 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³		52 Te Телур 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴		53 I Йод 126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵		54 Xe Ксенон 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶					
6	Cs 55 Цезій 132,91 [Xe]6s ¹		Ba 56 Барій 137,33 [Xe]6s ²		57 La* 138,905 Лантан [Xe]5d ¹ 6s ²		72 Hf 178,49 Гафній [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²		73 Ta 180,948 Тантал [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²		74 W 183,84 Вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²		75 Re 186,207 Реній [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²		76 Os 190,2 Осмій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²		77 Ir 192,22 Іридій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²		78 Pt 195,09 Платина [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	
	79 Au 196,967 Аурум [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹		80 Hg 200,59 Меркурій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²		81 Tl Талій 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹		82 Pb Плюмбум 207,2 Свинець ...6s ² 6p ²		83 Bi Бісмут 208,980 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³		84 Po Полоній [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴		85 At Астат [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵		86 Rn Радон [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶					
7	Fr 87 Францій [223] [Rn]7s ¹		Ra 88 Радій [226] [Rn]7s ²		89 Ac** [227] Актиній [Rn]6d ¹ 7s ²		104 Rf [261] Резерфордій [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²		105 Db [262] Дубній [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²		106 Sg [266] Сиборгій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²		107 Bh [264] Борій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²		108 Hs [267] Гасій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²		109 Mt [268] Майтнерій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²		110 Ds Дармштадтій [271]	
	111 Rg [272] Рентгеній		112 Cn [285] Коперницій		Nh 113 Ніхоній [286]		114 Fl Флеровій [289]		115 Mc Московій [286]		Lv 116 Ліверморій [293]		Ts 117 Теннессій [294]		Og 118 Оганессій [294]					
Вищі оксиди	E ₂ O		EO		E ₂ O ₃		EO ₂		E ₂ O ₅		EO ₃		E ₂ O ₇		EO ₄					
Леткі сполуки з Гідрогеном							EH ₄		EH ₃		H ₂ E		HE							
*Лантаноїди	58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ¹ Церій	59 Pr 140,908 4f ³ 5d ⁰ Празеодим	60 Nd 144,24 4f ⁴ 5d ⁰ Неодим	61 Pm [145] 4f ⁵ 5d ⁰ Прометій	62 Sm 150,4 4f ⁶ 5d ⁰ Самарій	63 Eu 151,96 4f ⁷ 5d ⁰ Європій	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ Гадоліній	65 Tb 158,925 4f ⁹ 5d ⁰ Тербій	66 Dy 162,50 4f ¹⁰ 5d ⁰ Диспрозій	67 Ho 164,93 4f ¹¹ 5d ⁰ Гольмій	68 Er 167,26 4f ¹² 5d ⁰ Ербій	69 Tm 168,93 4f ¹³ 5d ⁰ Тулій	70 Yb 173,04 4f ¹⁴ 5d ⁰ Ітербій	71 Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ Лютецій						
**Актиноїди	90 Th 232,038 5f ¹⁴ 6d ² Торій	91 Pa [231] 5f ² 6d ¹ Протактиній	92 U 238,029 5f ³ 6d ¹ Уран	93 Np [237] 5f ⁴ 6d ¹ Нептуній	94 Pu [244] 5f ⁶ 6d ⁰ Плутоній	95 Am [243] 5f ⁷ 6d ⁰ Америцій	96 Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ Кюрій	97 Bk [247] 5f ⁹ 6d ¹ Берклій	98 Cf [251] 5f ¹⁰ 6d ⁰ Каліфорній	99 Es [252] 5f ¹¹ 6d ⁰ Ейнштейній	100 Fm [257] 5f ¹² 6d ⁰ Фермій	101 Md [258] 5f ¹³ 6d ⁰ Менделевій	102 No [259] 5f ¹⁴ 6d ⁰ Нобелій	103 Lr [262] 5f ¹⁴ 6d ¹ Лоуренсій						

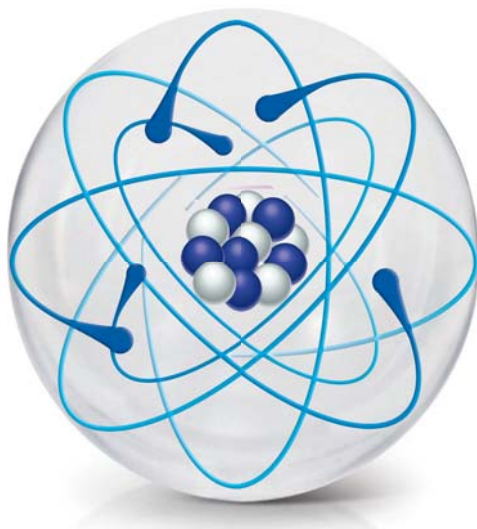
s-елементи
 p-елементи
 d-елементи
 f-елементи
 Для f-елементів наведено лише змінювані частини електронних формул

ПАВЛО ПОПЕЛЬ, ЛЮДМИЛА КРИКЛЯ

Хімія

ПІДРУЧНИК
для 8 класу
закладів загальної
середньої освіти

2-ге видання, перероблене



РЕКОМЕНДОВАНО
Міністерством освіти і науки України

а | Київ
Видавничий центр «Академія»
2021

УДК 546(075.3)
П57

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

(наказ Міністерства освіти і науки України від 22.02.2021 № 243)

Видано за державні кошти. Продаж заборонено

Попель П.

П57 Хімія : підруч. для 8 кл. закл. заг. серед. освіти / Павло Попель, Людмила Крикля. — 2-ге вид., переробл. — Київ : ВЦ «Академія», 2021. — 232 с. : іл.

ISBN 978-966-580-626-4

Підручник підготовлено за навчальною програмою з хімії для 7—9 класів закладів загальної середньої освіти. У ньому розміщено матеріал із розділів «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома», «Хімічний зв'язок. Будова речовини», «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Основні класи неорганічних сполук», практичні роботи, лабораторні досліді, вправи, задачі, завдання для домашнього експерименту, додатковий матеріал для допитливих, а також словник хімічних термінів, предметний покажчик, список літератури і перелік інтернет-сайтів для учнів.

УДК 546(075.3)

ISBN 978-966-580-626-4

© Попель П. П., Крикля Л. С.,
1-ше видання, 2016
© Попель П. П., Крикля Л. С.,
2-ге видання, перероблене, 2021
© Штогрин В. М., дизайн-концепція,
палітурка, 2021

Шановні восьмикласники!

На уроках хімії в 7 класі відбулося ваше знайомство із цікавою наукою про речовини та їх перетворення. Ви зрозуміли суть важливих хімічних термінів, з'ясували, що таке хімічні елементи і як їх позначають, навчилися записувати формули речовин і хімічні рівняння, здійснювати найпростіші хімічні розрахунки, виконувати досліди.

Вам стало відомо, що речовин існує безліч, а частинок, із яких вони складаються, — лише три типи: атоми, молекули, йони. Ви дізналися багато цікавого про Оксиген — один із найважливіших хімічних елементів, про властивості його простої речовини — кисню, а також сполуки з Гідрогеном — води. Довідалися про деякі інші оксиди і продукти їх реакцій з водою — основи та кислоти.

У 8 класі хімія розкриє нові таємниці. Ви дізнаєтесь, що порядок, який існує у світі хімічних елементів, простих і складних речовин, ґрунтується на періодичному законі, відкритому 150 років тому видатним ученим Дмитром Івановичем Менделєєвим. Розглядатимемо будову атомів, молекул, йонів, з'ясуємо, чому і як саме сполучаються найменші частинки в кожній речовині. Значну увагу на уроках хімії буде зосереджено на найважливіших групах (класах) сполук, вивченні їхніх хімічних властивостей, виконанні різноманітних дослідів із речовинами.

Як користуватися підручником

Для ефективної роботи з підручником потрібно знати і розуміти його структуру. На початку кожного параграфа вказано, яке значення має викладений у ньому навчальний матеріал, а в кінці параграфів сформульовано висновки. Текст, поданий дрібнішим шрифтом, призначений для тих, хто бажає розширити й поглибити свої знання з хімії. Додаткову інформацію і цікаві факти вміщено на

полях. Основні означення виділено кольором, а нові терміни, важливі твердження і слова із логічним наголосом — курсивом. Текст до лабораторних дослідів і практичних робіт подано на кольоровому тлі.

Після кожного параграфу наведено завдання, вправи і задачі різних типів; вони розміщені переважно за зростанням складності. У кінці підручника містяться відповіді до деяких задач і вправ, словник термінів, а також предметний покажчик. Він допоможе швидко знайти сторінку підручника, на якій ідеться про певний термін, речовину, явище тощо. Для допитливих подано переліки додаткової літератури та деяких інтернет-сайтів.

Вдумлива робота з підручником допоможе вам зрозуміти зв'язки між складом, будовою і властивостями речовин, навчитися передбачати й пояснювати хімічні перетворення.

Хімічний експеримент

До практичних робіт необхідно ретельно готуватися. Рекомендації щодо правил роботи і безпеки в хімічному кабінеті, яких ви дотримувалися в 7 класі, виконуйте і в цьому навчальному році. Домашній експеримент здійснюйте лише з дозволу батьків.

Кожен з вас уже переконався, що вивчати хімію необхідно для того, щоб розуміти, як побудований навколишній світ, за якими законами він розвивається, щоб уміти використовувати різні речовини, не руйнуючи природу, а оберігаючи й примножуючи її багатства.

Бажаємо вам успіхів у навчанні!

Автори

1 розділ

Періодичний закон. Періодична система хімічних елементів. Будова атомів

Бурхливий розвиток науки хімії в останні півтора століття став можливим завдяки відкриттю Д. І. Менделєєвим періодичного закону. За допомогою цього закону вченим вдалося пояснити багато хімічних фактів, спрогнозувати та обґрунтувати різні закономірності у світі речовин.

Зміст періодичного закону розкриває періодична система хімічних елементів. Вона є незамінним джерелом інформації для всіх, хто вивчає хімію, досліджує речовини та їх перетворення.

Після з'ясування складної будови атома періодичний закон отримав потужну теоретичну підтримку. Виявилось, що хімічний характер елементів і властивості речовин залежать від кількості електронів у атомах, їхньої енергії, здатності атомів втрачати або приєднувати електрони.

Періодичний закон використовують не лише хіміки, а й фізики, геологи, біологи, учені, які працюють у суміжних із хімією наукових напрямках.

1 Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як розвивалися уявлення про хімічний елемент;
- дізнатися про спроби класифікації хімічних елементів.

Розвиток уявлень про хімічний елемент. Давньогрецькі філософи вважали, що всі речовини складаються із чотирьох елементів-першоначал: вогню, повітря, води і землі. На їхню думку, ці «стихії» є носіями певних якостей, притаманних речовинам, — теплоти, холоду, вологості й сухості. Таких поглядів дотримувалися й алхіміки.

Термін «елемент», який за змістом наближається до сучасного, з'явився в науці в XVII ст. Англійський хімік Р. Бойль назвав елементом те, що є межею розкладу речовини. Такий смисл вкладав у слово «елемент» і М. В. Ломоносов. Якби ми жили тоді, то розуміли би під елементом атом.

Французький учений А.-Л. Лавуазьє вважав елементом просту речовину, оскільки її неможливо розкласти на інші речовини. Однак тепер відомо, що не розкладається й чимало складних речовин, наприклад оксиди SiO_2 , Al_2O_3 , а проста речовина озон легко перетворюється на іншу просту речовину — кисень: $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$. Не розрізняв елемент і просту речовину англійський учений Дж. Дальтон. Пізніше Д. І. Менделєєв висловив таку думку: «Просте тіло є речо-

виною..., а під елементом слід розуміти складові частини простих і складних тіл».

На межі ХІХ—ХХ ст. учені встановили, що атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Відтоді почали визначати хімічний елемент як *вид атомів із певним зарядом ядра*. Нині, характеризуючи якісний склад води, кожен із вас скаже, що ця речовина утворена молекулами, які містять атоми двох видів (із зарядами ядер +1 і +8). Отже, вода є сполукою двох елементів — Гідрогену та Оксигену.

Спроби класифікації хімічних елементів. У часи становлення науки хімії вчені намагалися «навести порядок» серед кількох десятків відомих тоді хімічних елементів, здійснити їхню класифікацію, тобто згрупувати елементи за певними ознаками.

Класифікацію простих речовин, на основі якої пізніше виникла одна із класифікацій хімічних елементів, запропонував наприкінці ХVІІІ ст. А.-Л. Лавуазьє. Він поділив прості речовини на *метали* і *неметали*. Така класифікація була надто загальною та недосконалою. Деякі прості речовини (наприклад, графіт, телур) за певними властивостями нагадували метали, а за іншими — неметали. Однак поділ простих речовин на дві великі групи відіграв важливу роль у розвитку хімії.

Серед металів і серед неметалів траплялися дуже схожі речовини. Учені їх об'єднали в окремі групи, які отримали такі загальні назви: лужні метали, лужноземельні метали, галогени, інертні гази.

Лужні метали. Це — літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій. Вони легкі, м'які (мал. 1), легкоплавкі, у хімічних реакціях виявляють дуже високу активність (мал. 2).

Цікаво знати

Інертні гази іноді називають благородними газами.



Мал. 1.
Натрій можна
різати ножем



Мал. 2.
Реакція цезію
з водою



Мал. 3.
Так зберігають
лужні метали

Перебуваючи за звичайних умов на повітрі, лужні метали швидко взаємодіють із киснем, водяною парою. Тому їх зберігають у гасі в герметично закритих посудинах (мал. 3) або в ампулах, з яких видалено повітря. Указані метали назвали лужними, бо вони реагують з водою з утворенням лугів — розчинних основ із загальною формулою MOH .

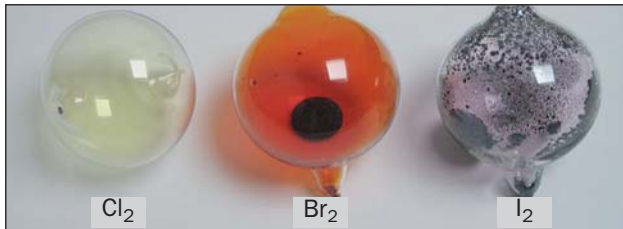
Лужноземельні метали. До цих речовин належать магній, кальцій, стронцій, барій, радій. Вони нагадують лужні метали, реагують із багатьма речовинами, але не так активно. Продуктами їх реакцій з водою є луги¹, загальна формула яких — $M(OH)_2$.

Галогени. Так називають найактивніші неметали — фтор, хлор, бром, йод. Ці прості речовини складаються із двоатомних молекул: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . За звичайних умов фтор і хлор — гази, бром — рідина, а йод — тверда речовина (мал. 4). Найактивнішим серед галогенів та інших неметалів є фтор.

Галогени реагують із воднем з утворенням сполук, що мають формули HF , HCl , HBr , HI . Ці сполуки за звичайних умов є газами, добре розчиняються у воді. Галогени взаємодіють із багатьма металами. Про-

¹ Магній гідроксид до лугів не зараховують.

Мал. 4.
Хлор, бром, йод



дукти таких реакцій — солі. Назва «галогени» й походить від грецького слова halos — сіль (вам відома сполука Натрію з Хлором — NaCl, кухонна сіль).

Інертні гази. Ці прості речовини було відкрито у другій половині XIX ст. Таку назву вони отримали тому, що не взаємодіють з іншими речовинами. До інертних газів належать гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Вони складаються не з молекул, як інші гази, а з атомів.

Цікаво знати

Інертний газ гелій учені спочатку виявили на Сонці і тільки через 13 років — на нашій планеті.

Елементи, від яких походять розглянуті прості речовини, мають аналогічні загальні назви: *лужні елементи, лужноземельні елементи, галогени, інертні елементи.*

Наприкінці 20-х років XIX ст. німецький учений В. Деберайнер розподілив частину подібних елементів на трійки, або *тріади*:



У першій тріаді опинилися лужні елементи, у другій — лужноземельні, у четвертій — галогени. Розмістивши елементи у тріадах за збільшенням відносних атомних мас, Деберайнер виявив цікаву закономірність: напівсума відносних атомних мас двох крайніх у тріаді елементів приблизно чи точно дорівнювала відносній атомній масі «центрального» елемента. Покажемо це для першої тріади:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

Крім того, властивості простої речовини і сполук цього елемента виявилися «проміжними» порівняно із властивостями простих речовин і сполук двох сусідніх елементів.

Сформувати тріади з інших елементів Деберайнеру не вдалося.

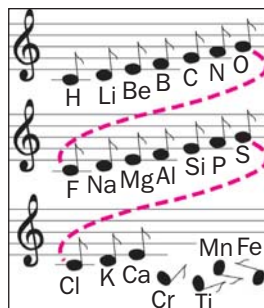
У 1865 р. англійський учений Дж. Ньюлендс розмістив відомі тоді хімічні елементи за збільшенням відносних атомних мас у ряд:

H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...

Він помітив, що в багатьох випадках кожний восьмий елемент є подібним до обраного за перший. Схожими були й відповідні прості речовини. Цікаво, що таку особливість має звуковий ряд у музиці: кожна перша і восьма ноти мають однакові назви і схоже звучання.

► Знайдіть у наведеному ряду елементи, подібні до Калію.

Закономірність, виявлену Ньюлендсом, назвали *правилом октав*. Вона спостерігалася на початку ряду елементів, але далі порушувалась (мал. 5). Наприклад, Манган не був схожим на Фосфор, а Ферум — на Сульфур. Число 8, як свідчить історія хімічної науки, спочатку вважалось якимось магічним, але після з'ясування будови атома воно отримало наукове обґрунтування (§ 5, 6).



Мал. 5.
«Октави»
хімічних
елементів

Більш вдалу спробу класифікації хімічних елементів здійснив у 1862 р. німецький хімік Л. Маєр. Він запропонував таблицю, в якій розмістив елементи за збільшенням відносних атомних мас (табл. 1). У її стовпчиках були елементи з однаковою валентністю. Учений включив до своєї таблиці 28 хімічних елементів, тобто значно менше, ніж було відомо на той час.

Таблиця 1

Таблиця хімічних елементів Л. Маєра*

Значення валентності					
IV	III	II	I	I	II
...	Li 7,03	(Be 9,3?)
C 12,0	N 14,04	O 16,00	F 19,0	Na 23,05	Mg 24,0
Si 28,5	P 31,0	S 32,07	Cl 35,46	K 39,13	Ca 40,0
...	As 75,0	Se 78,8	Br 79,97	Rb 85,4	Sr 87,6
Sn 117,6	Sb 120,6	Te 128,3	I 126,8	Cs 133,0	Ba 137,1
Pb 207,0	Bi 208,0	(Tl 204?)	...

* У клітинках наведено використані Маєром відносні атомні маси.

Розглянуті спроби вчених здійснити класифікацію хімічних елементів створили передумови для відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону.

ВИСНОВКИ

Уявлення про хімічний елемент із розвитком науки змінювалися. Раніше хіміки не розрізняли хімічний елемент і просту речовину. Було виокремлено кілька груп подібних простих речовин; серед них — лужні метали, галогени, інертні гази.

Перші спроби класифікації хімічних елементів охоплювали лише їх частину і не мали достатнього обґрунтування.



1. Що раніше вважали хімічним елементом і як визначають його нині?
2. Виберіть ознаки, які були використані А.-Л. Лавуазьє, В. Деберайнером, Дж. Ньюлендсом, Л. Маєром для класифікації простих речовин і хімічних елементів: властивості простих речовин, поширеність елементів у природі, склад характерних сполук, значення відносних атомних мас, значення валентності елементів.
3. Охарактеризуйте розміщення елементів кожної тріади Деберайнера в періодичній системі.
4. Зіставте відносну атомну масу Бромю з напівсумою відносних атомних мас Хлору і Йоду.
5. Порівняйте ряд елементів Дж. Ньюлендса з їх послідовністю в періодичній системі та вкажіть відмінності.

2 Періодичний закон

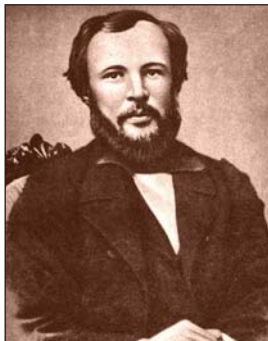
Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про природний ряд хімічних елементів і закономірності в ньому;
- зрозуміти зміст періодичного закону.

Відкриття періодичного закону. Проблема класифікації хімічних елементів захопила у 60-ті роки XIX ст. Д. І. Менделєєва (мал. 6). Він шукав закономірності та взаємозв'язки, які охоплювали б усі елементи, а не лише їх частину.

Взявши за основу маси атомів, Менделєєв (як і Ньюлендс, Маєр) розмістив усі відомі на той час 63 хімічні елементи в ряд за збільшен-

Мал. 6.
Д. І. Менделєєв
(початок
другої
половини
XIX ст.)

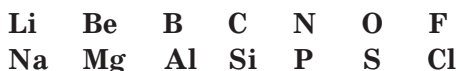


ням відносних атомних мас. Наводимо початок цього ряду¹ (Гелію й Неону в ньому немає; обидва елементи було відкрито пізніше):

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

У ряду за неметалічним елементом Гідрогеном бачимо металічні елементи (їх клітинки темніші), потім — неметалічні елементи, далі — знову металічні елементи. Отже, *хімічний характер елементів у ряду періодично повторюється*.

Менделєєв поділив складений ряд на фрагменти (це відомі вам *періоди*), які починалися з типових металічних елементів (лужних) і закінчувалися типовими неметалічними елементами (галогенами):



Учений виявив, що в кожному фрагменті хімічний характер елементів, значення їхньої валентності, властивості простих речовин, склад і властивості сполук змінюються поступово. Переконаємося в цьому,

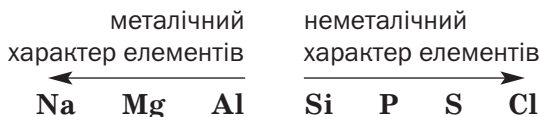
¹ Під символами елементів розміщено округлені значення відносних атомних мас.

розглянувши один із фрагментів (під символами елементів наведено максимальні значення валентності, формули вищих оксидів, гідроксидів, кислот):

Na I Na ₂ O NaOH	Mg II MgO Mg(OH) ₂	Al III Al ₂ O ₃ Al(OH) ₃	Si IV SiO ₂ H ₂ SiO ₃	P V P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄	S VI SO ₃ H ₂ SO ₄	Cl VII Cl ₂ O ₇ HClO ₄
--------------------------------------	--	--	---	---	--	--

В обраному фрагменті на першому місці перебуває лужний елемент Натрій, який є одновалентним, утворює дуже активні метал натрій, оксид Na₂O і луг NaOH. За Натрієм розміщений двовалентний Магній, від якого походять речовини з меншою хімічною активністю — метал магній, оксид MgO і малорозчинна основа Mg(OH)₂. Наступний елемент також є металічним. Це — тривалентний Алюміній. Його оксид і гідроксид за деякими хімічними властивостями відрізняються від аналогічних сполук Магнію. Силіцій, Фосфор, Сульфур і Хлор — неметалічні елементи. Максимальні значення їхньої валентності зростають від 4 до 7. Хімічна активність неметалів, утворених цими елементами, підвищується; найактивніший серед них — хлор. Це стосується і кислот, які відповідають вищим оксидам елементів.

Один із висновків зі щойно викладеного такий: *металічний характер елементів у фрагменті їх ряду посилюється справа наліво, а неметалічний характер — зліва направо:*



Ряд хімічних елементів, складений за збільшенням атомних мас, Д. І. Менделєєв

назвав *природним рядом*, тобто таким, що існує незалежно від людини в самій природі.

Закономірності, виявлені в природному ряду хімічних елементів, привели вченого до відкриття в 1869 р. *періодичного закону*, або *закону періодичності*. За Менделєєвим, *властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас*.

Періодичність у хімії — це повторення (але не копіювання) хімічного характеру елементів, особливостей будови атомів, складу, будови і властивостей речовин через певну кількість елементів у їх природному ряду.

Причину періодичності у світі елементів Менделєєву не вдалося розкрити: в ті часи наука ще не набула достатнього розвитку. Однак учений вірив, що згодом це обов'язково станеться.

Менделєєв не обмежився фактичним матеріалом, який мала хімічна наука. Він радив хімікам у разі порушення елементом загальної закономірності у природному ряду перевірити значення його атомної маси. Учений передбачив не лише відкриття нових елементів, а й значення їхніх відносних атомних мас, властивості простих речовин, існування сполук у природі тощо.

Сучасне формулювання періодичного закону. Д. І. Менделєєв, як і його сучасники, не знав, яку будову має атом. Але він був упевнений, що причину періодичності у змінах хімічного характеру елементів, властивостей речовин необхідно шукати в самих атомах. Менделєєв розумів, що періодичний закон потребує глибшого пізнання.

Відкриття складної будови атома допомогло вченим встановити, що фундаментальною характеристикою кожного елемента є

заряд ядра атома, а не маса. Тому нині періодичний закон формулюють так:

властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.

Періодичний закон — один із основних законів природи. Він розкриває єдність хімічних елементів і взаємозв'язок між ними. Вивчаючи хімію, ви будете часто звертатися до цього закону, знайдете нові факти, що підтверджують його, зможете передбачати хімічні властивості речовин і ймовірність перебігу реакцій за їх участю.

ВИСНОВКИ

Розмістивши хімічні елементи в ряд за зростанням відносних атомних мас, Менделєєв відкрив періодичний закон. Нині цей закон формулюють так: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.

Періодичний закон є одним з основних законів природи. Він становить фундамент хімічної науки.



6. У фрагменті природного ряду елементів, який починається з Літію і закінчується Флуором, укажіть хімічний характер кожного елемента і тип його простої речовини. Який метал і який неметал серед цих простих речовин мають бути найактивнішими в хімічних реакціях?
7. Поясніть значення слова «періодичність». Які зміни у природі можна охарактеризувати цим словом? Зіставте за змістом слово «періодичність» зі словами «неперервність», «поступовість».

8. Періодичною чи поступовою є зміна максимальних значень валентності елементів у їх природному ряду? Відповідь проілюструйте прикладами.
9. Укажіть відмінність між сучасним формулюванням періодичного закону і тим, яке дав Менделєєв.

3 Періодична система хімічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- отримати додаткову інформацію про структуру періодичної системи;
- користуватися коротким і довгим варіантами періодичної системи.

Періодична система — джерело відомостей про хімічні елементи. Після того як Д. І. Менделєєв поділив природний ряд хімічних елементів на фрагменти, він розмістив під першим фрагментом другий, під другим — третій і т. д. Утворилася таблиця, а в її стовпчиках опинилися подібні елементи — лужні, лужноземельні, галогени тощо. Так було створено *періодичну систему хімічних елементів*.

Періодична система елементів є невід’ємним атрибутом шкільного хімічного кабінету. Її можна знайти в кожному підручнику з хімії. Періодичною системою постійно користуються всі, хто вивчає або викладає хімію, добуває чи досліджує речовини. За розміщенням елемента в періодичній системі можна з’ясувати склад і будову його атома, передбачити хімічні властивості утворених елементом простої речовини, різних сполук.

Періодична система має форму таблиці. Тому її називають *табличним виразом*

*періодичного закону*¹. Існують два основних варіанти системи — *короткий* (форзац І) і *довгий* (Додаток 2).

Вам відомо, що в кожній клітинці періодичної системи містяться:

- символ хімічного елемента;
- його порядковий (атомний) номер;
- назва елемента;
- назва простої речовини, якщо вона відрізняється від назви елемента.

У клітинках короткого варіанта системи наведено ще й значення відносних атомних мас і дані про електронну будову атомів.

Структура періодичної системи. Періодична система хімічних елементів складається з *періодів* і *груп*.

Період — це фрагмент природного ряду хімічних елементів від лужного елемента² до інертного.

Кожний варіант періодичної системи має сім періодів. У довгому варіанті періодом є один рядок системи, а в короткому — один чи два сусідні рядки.

Перший період, другий і третій називають малими періодами, а четвертий, п'ятий, шостий і сьомий — великими. Періоди нумерують арабськими цифрами.

Група — стовпчик хімічних елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті.

Періодична система містить вісім груп елементів. Їх прийнято нумерувати римськими цифрами. Кожна група складається з

¹ Назва періодичної системи англійською — periodic table.

² Перший період започатковує Гідроген.

двох підгруп — головної та побічної. Головні підгрупи позначено в періодичній системі латинською літерою *a*, побічні — літерою *b*. У короткому варіанті системи символи елементів головних підгруп зміщені вліво від центра клітинок, а символи елементів побічних підгруп — вправо. Розпізнати підгрупи можна й так: клітинки елементів головних підгруп забарвлені в рожевий або жовтий колір, а елементів побічних підгруп — у синій або зелений (форзац I, Додаток 2).

Фрагменти обох варіантів періодичної системи подано на малюнку 7.

Мал. 7. Періоди, групи та підгрупи в довгому (а) і короткому (б) варіантах періодичної системи

Головні підгрупи
Побічні підгрупи

Групи	Ia	IIa	IIIb	IVb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
Періоди												
1	H											He
2	Li	Be					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

а

Головні підгрупи

Групи	a I b	a II b	a III b	a IV b
Періоди				
1	H			
2	Li	Be	B	C
3	Na	Mg	Al	Si
4	K	Ca	Sc	Ti
	Cu	Zn	Ga	Ge

Побічні підгрупи

б

- Назвіть елементи I та IV груп, які належать: а) до головних підгруп; б) до побічних підгруп.

У нижніх частинах обох варіантів періодичної системи є два окремі рядки, у кожному з

яких перебувають 14 елементів. У верхньому рядку розміщено елементи із загальною назвою «лантаноїди» (тобто подібні до Лантану), а в нижньому — «актиноїди» (схожі на Актиній). Більшість цих елементів було відкрито у ХХ ст. Вони належать до побічної підгрупи ІІІ групи. Лантаноїди — елементи 6-го періоду, актиноїди — 7-го. Для зручності ці елементи винесено за межі основного поля періодичної системи.

Знаючи місце елемента в періодичній системі, можна робити різні передбачення. Одне з них стосується хімічного характеру елемента. У 7 класі ви дізналися, що в довгому варіанті системи є ламана лінія, проведена від Бору до Астату. Ліворуч від неї перебувають металічні елементи, а праворуч — неметалічні. Деякі елементи, розміщені поблизу цієї лінії (Ge, Sb, Po), утворюють прості речовини, які за певними властивостями нагадують метали, а за іншими — неметали. У головних підгрупах містяться як металічні елементи, так і неметалічні, а в побічних підгрупах — лише металічні елементи.

► Елементи яких типів розміщені в підгрупах Іа, Іb, ІVа, ІVb?

Найбільш схожими є елементи однієї підгрупи, а між елементами головної та побічної підгруп кожної групи нерідко існують суттєві відмінності.

ВИСНОВКИ

Періодична система хімічних елементів є табличним виразом періодичного закону.

Короткий і довгий варіанти періодичної системи складаються з періодів і груп; кожна група містить головну та побічну підгрупи.

Період — це фрагмент природного ряду елементів, який започатковує лужний елемент, а завершує інертний. Група — стовпчик елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті. У групах (підгрупах) містяться подібні елементи.

Ламана лінія в довгому варіанті періодичної системи поділяє її на дві частини. Зліва від цієї лінії перебувають металічні елементи, а справа — неметалічні.



10. Що називають періодом і групою хімічних елементів?
11. Скільки періодів у періодичній системі? Порівняйте їх за кількістю хімічних елементів.
12. Скільки груп у періодичній системі? Скільки підгруп має кожна група? Як їх називають і розрізняють?
13. У якій групі періодичної системи міститься найбільше хімічних елементів? Назвіть їх кількість.
14. Які відомості про елемент № 9 надає періодична система?
15. Заповніть таблицю:

Хімічний елемент		Порядковий номер	Розміщення в періодичній системі		
символ	назва		період	група	підгрупа
С					
			4	V	a
		26			

16. Назвіть хімічні елементи, які перебувають:
 - а) у 2-му періоді, V групі;
 - б) у 5-му періоді, IV групі, головній підгрупі;

- в) у 4-му періоді, VII групі, побічній підгрупі;
г) у 6-му періоді, VIII групі, побічній підгрупі.

Для кожного елемента вкажіть порядковий номер.

17. Серед наведених чисел укажіть ті, які відповідають порядковим номерам металічних і неметалічних елементів: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 36.
18. За розміщенням у періодичній системі Бром, Магній, Манган, Селен укажіть, металічним чи неметалічним є кожний елемент.
19. Назвіть по два хімічні елементи, що найбільш подібні до:
- | | |
|--------------|-------------|
| а) Стронцію; | в) Стануму; |
| б) Фосфору; | г) Хлору. |

4

Склад атомів

Матеріал параграфу допоможе вам:

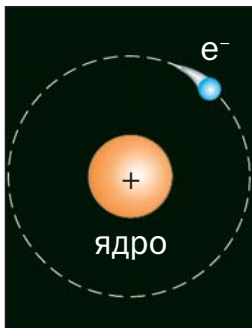
- з'ясувати склад атомів та їхніх ядер;
- визначати кількість протонів, нейтронів, електронів в атомі.

Складники атома. Уявлення давніх філософів про атом як найдрібнішу однорідну й неподільну частинку речовини не змінювалися протягом століть. Однак наприкінці XIX ст. і в першій третині XX ст. учені виявили, що в атомі містяться ще дрібніші частинки.

Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що атом є найменшою електронейтральною частинкою речовини, яка складається із позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього (мал. 8).

Ви також знаєте, що величина заряду ядра і кількість електронів в атомі збігаються із порядковим (атомним) номером елемента. Ядро в десятки тисяч разів менше за

Мал. 8.
Модель атома
Гідрогену



атом, однак у ньому зосереджена майже вся маса атома.

► Укажіть заряди ядер і кількість електронів в атомах Гідрогену і Карбону.

Дослідження будови атома показали, що в його ядрі містяться *протони*¹ і *нейтрони*². Загальна назва цих частинок — *нуклони*³.

Протон має такий самий за значенням заряд, як і електрон, але позитивний: +1. Кількість протонів визначає заряд ядра атома і збігається з кількістю електронів. Нейтрон — незаряджена частинка. Протон позначають p^+ , а нейтрон — n^0 .

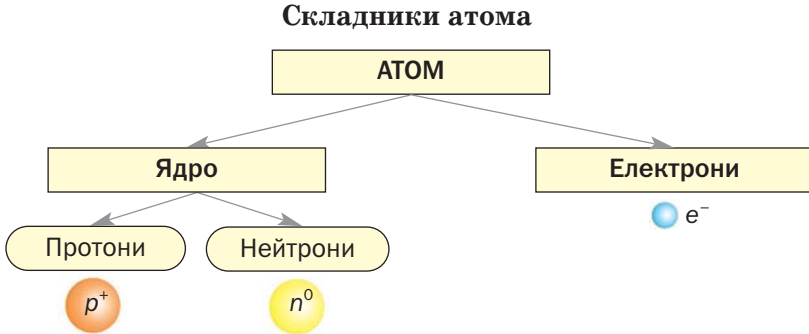
Отже, в атомі співіснують частинки трьох типів — із позитивним, негативним зарядом, а також ті, що не мають заряду (схема 1).

Електрони притягуються до атомного ядра так званими електростатичними силами, однак не падають на ядро, оскільки рухаються з високою швидкістю. Протони і нейтрони утримуються разом у ядрі завдяки дії особливих, «ядерних», сил. Природу цих сил остаточно ще не з'ясовано.

¹ Термін походить від грецького слова *prōtos* — перший, найпростіший.

² Термін походить від латинського слова *neutrum* — ні те, ні інше.

³ Термін походить від латинського слова *nucleus* — ядро.



Для характеристики частинок, що містяться в атомах, як і для самих атомів, використовують не абсолютні, а відносні маси. Маси протона і нейтрона приблизно однакові й майже у 2000 разів більші за масу електрона. Значення відносних мас протона і нейтрона дорівнюють одиниці.

Протонне і нуклонне числа. Кількість протонів в атомі називають *протонним числом*. Його вказують нижнім індексом зліва від символу елемента: ${}_4\text{Be}$.

► Які значення протонних чисел мають елементи Флуор і Натрій?

Зважаючи на будову атома, можна дати таке означення хімічного елемента:

хімічний елемент — вид атомів із певним протонним числом.

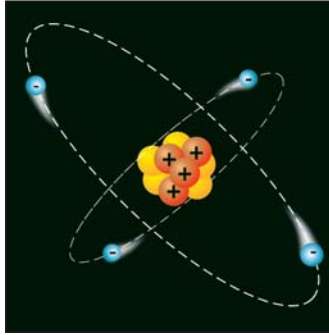
Сумарну кількість протонів і нейтронів в атомі називають *нуклонним числом*. Його позначають літерою A

$$A = N(p^+) + N(n^0),$$

а значення вказують верхнім індексом зліва від символу елемента: ${}^9\text{Be}$.

Кількість нейтронів дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами. Цих

Мал. 9.
Модель атома
Берилію



частинок в атомі Берилію налічується $9 - 4 = 5$ (мал. 9).

- Визначте кількості нейтронів в атомах Флуору і Натрію.

Нуклонне
 число \rightarrow ${}^9\text{Be}$
 Протонне
 число \rightarrow ${}_4$

Берилій, Флуор і Натрій належать до двадцяти хімічних елементів, у кожного з яких усі атоми однакові за складом і мають однакові нуклонні числа (вони майже збігаються з відносними атомними масами):

**Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb,
 Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi.**

В атомах будь-якого іншого елемента містяться різні кількості нейтронів; ці атоми різняться за нуклонними числами, а отже, й за масою.

Підсумуємо викладене вище і запишемо відповідні математичні вирази.

- Оскільки атом є електронейтральним, він містить однакову кількість протонів і електронів, що дорівнює порядковому номеру хімічного елемента:

$$N(p^+) = N(e^-) = Z.$$

кількість протонів кількість електронів порядковий номер елемента

- Кількість нейтронів у будь-якому атомі становить різницю між нуклонним чис-

лом і кількістю протонів (чи електронів) або порядковим номером елемента:

$$N(n^0) = A - N(p^+).$$

кількість нейтронів нуклонне число кількість протонів

Для
20 елементів
 $A \approx A_r$

Кількість нейтронів в атомах двадцяти елементів, указаних вище, можна обчислити, використавши значення відносних атомних мас:

$$N(n^0) = A_r - N(p^+).$$

кількість нейтронів відносна атомна маса кількість протонів

ВИСНОВКИ

Атом складається з ядра і електронів. Ядро має позитивний заряд; у ньому містяться протони та нейтрони і зосереджена майже вся маса атома. Кількість протонів та електронів в атомі однакова і збігається з порядковим номером елемента. Кількість нейтронів в атомі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.



20. Назвіть частинки, які містяться в атомі. Чим вони різняться? Який склад атомного ядра?
21. Яких частинок у будь-якому атомі однакова кількість?
22. Чи існують атоми, в яких немає:
 - а) протонів;
 - б) електронів;
 - в) нейтронів?
23. Запишіть символи елементів Мангану, Ауруму і Бісмуту разом із відповідними протонними і нуклонними числами.
24. Назвіть хімічний елемент, атом якого має найбільшу кількість електронів: Si, B, N, Cl.
25. Укажіть у переліку хімічний елемент, в атомі якого міститься найменша кількість протонів: C, Mg, K, Ar.

26. Заповніть порожні клітинки в таблиці:

Хімічний елемент				Кількість частинок в атомі		
назва	символ	протонне число	нуклонне число	протони	електрони	нейтрони
Цезій						
					13	
		27				

27. Укажіть хімічний елемент, атом якого має найбільшу кількість нейтронів: Sc, As, Mn.

28. В атомі якого хімічного елемента містяться 24 нейтрони і 42 інші частинки?

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

Ізотопи

Ядра атомів хімічного елемента містять однакову кількість протонів, але можуть різнитися за кількістю нейтронів¹. Такі види атомів елемента називають *ізотопами*.

У природі найбільше атомів Гідрогену, ядра яких складаються лише з однієї частинки — протона. Разом із кількома тисячами таких атомів трапляється атом, у ядрі якого міститься ще й нейтрон. Фізики, здійснивши у 1934 р. складний експеримент, отримали атоми елемента № 1 із двома нейтронами в ядрі. Отже, Гідроген має три ізотопи — два природних і один штучний (мал. 10). Нуклонні числа для цих ізотопів — 1, 2 і 3, а назви — Протій, Дейтерій і Тритій².

Мал. 10.
Моделі
ізотопів
Гідрогену



¹ Кожний із двадцяти елементів, зазначених у § 4, має однакові за складом атоми.

² Ізотопи інших елементів називають так, як і відповідні елементи.

Ізотопи позначають за допомогою символів або назв елементів разом із нуклонними числами: ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$, ${}^3\text{H}$, Хлор-35, Хлор-37. Використовують також повні позначення ізотопів: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$.

Якщо хімічний елемент має кілька ізотопів, то його відносну атомну масу обчислюють з урахуванням вмісту кожного ізотопу в їх природній суміші. Наприклад, атомів ${}^{35}\text{Cl}$ серед усіх атомів Хлору — 75,53 %, а ${}^{37}\text{Cl}$ — 24,47 %. Значення відносної атомної маси цього елемента отримують так:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,7553 \cdot 35 + 0,2447 \cdot 37 \approx 35,5.$$

Деякі ізотопи хімічних елементів використовують у наукових дослідженнях, медицині, атомній енергетиці.

5 Сучасна модель атома

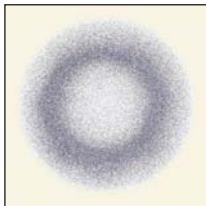
Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, що таке орбіталь, енергетичний рівень і підрівень;
- з'ясувати форми і розміщення орбіталей у просторі;
- визначати максимальну кількість електронів на енергетичному рівні та підрівні.

Електронні орбіталі. Результати досліджень електронів, здійснених у 20-ті роки ХХ ст., свідчили про те, що ці частинки відрізняються від звичайних фізичних тіл. Точно визначити траєкторію руху електрона або його координати в будь-який момент у просторі неможливо; він може перебувати будь-де в атомі (мал. 11).

Частина простору в атомі, де перебування електрона найбільш імовірне, називають орбіталлю.

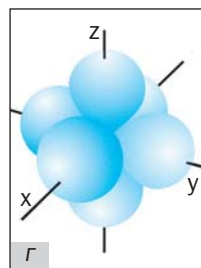
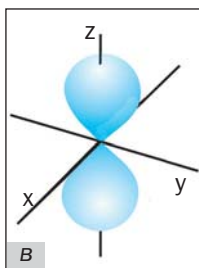
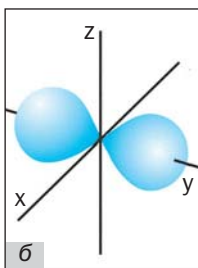
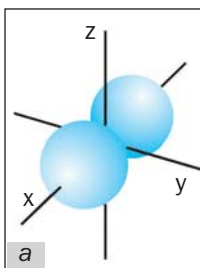
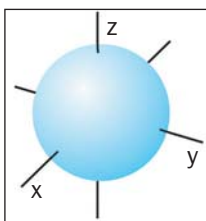
Мал. 11.
«Місця
перебування»
електрона
в атомі
Гідрогену



Орбіталь із електроном схожа на мікроскопічну хмару (існує термін «електронна хмара»). У ній розподілені маса і заряд електрона.

Орбіталі різняться за формою¹. Найпростіша серед них — *сферична* (мал. 12), тобто форма кулі (в її центрі розміщене ядро атома). Таку орбіталь позначають літерою *s*, а електрон у ній називають *s*-електроном. Другий різновид форми — *гантелеподібна* (мал. 13).

Мал. 12.
Сферична
орбіталь
(*s*-орбіталь)



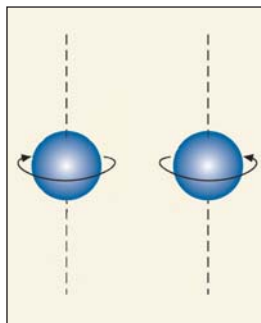
Мал. 13.
Гантелеподібні орбіталі (*p*-орбіталі):
a, б, в — *p*-орбіталі з різною орієнтацією в просторі;
г — три *p*-орбіталі в одному атомі

¹Форми орбіталей визначено за допомогою розрахунків.

Її має p -орбіталь. Такі орбіталі розміщені в просторі вздовж осей x, y, z ; тому їх ще називають p_x -, p_y -, p_z -орбіталями. У них перебувають p -електрони. Існують ще d - і f -орбіталі, які мають складніші форми.

Будь-яку орбіталь спрощено зображують маленьким квадратом \square , а електрон у ній — стрілкою: $\square \uparrow$.

У кожній орбіталі може перебувати один або два електрони. Ці два електрони різняться між собою за ознакою, яку називають *спіном*¹ і спрощено інтерпретують як обертання електрона навколо власної осі. Один з електронів обертається навколо осі за годинниковою стрілкою, другий — проти неї, тобто має протилежний спін (мал. 14). Електрони із різними спінами позначають в орбіталі протилежно спрямованими стрілками: $\square \uparrow \downarrow$.



Мал. 14.
Електрони
з різними
спінами

Орбіталь, у якій містяться два електрони, є заповненою. Якщо в орбіталі перебуває один електрон, його називають *неспареним*, а якщо їх два — *спареними*.

Енергетичні рівні. Найважливішою характеристикою електрона, яку можна визначи-

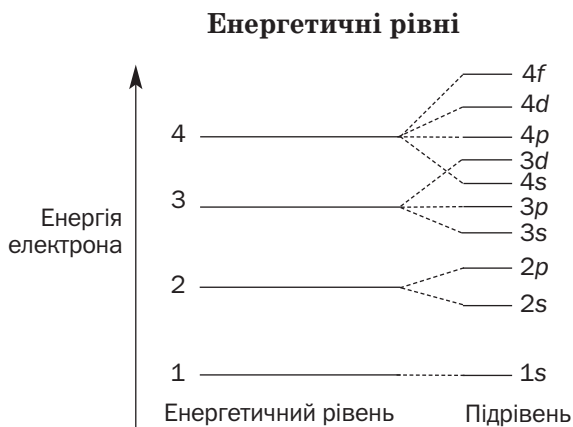
¹Термін походить від англійського слова spin — обертатися.

ти досить точно, є його *енергія*. Електрони, що займають в атомі одну чи кілька орбіталей однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

Чим компактніша орбіталь і чим ближче до ядра перебуває електрон, тим його енергія менша.

Сучасна модель атома враховує енергію електронів. У цій моделі електрони розподіляють за так званими *енергетичними рівнями* (схема 2). Кожний енергетичний рівень заповнюють електрони з однаковою чи дуже близькою енергією. Електрони першого рівня мають найменшу енергію; вони перебувають найближче до ядра атома. Другий рівень займають електрони з вищою енергією, третій — зі ще вищою і т. д.

Схема 2



Замість терміна «енергетичний рівень» нерідко використовують інший — «електронна оболонка».

Енергетичні рівні складаються з *підрівнів*, причому номер рівня вказує на кількість підрівнів. Так, перший рівень має один підрівень, другий — два, третій — три, четвертий — чотири і т. д. (схема 2).

Розподіл електронів за енергетичними рівнями. Кожний енергетичний рівень містить обмежену кількість електронів. Їхню максимальну кількість визначають за формулою

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

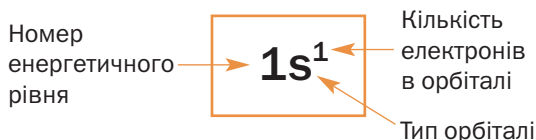
де n — номер рівня.

На *першому енергетичному рівні* може перебувати не більше $2 \cdot 1^2 = 2$ електронів. Вони розміщуються в одній орбіталі (сферичній), є s -електронами, мають однакову енергію, але різняться своїми спінами.

Заповнення електронами першого енергетичного рівня проілюструємо так званими електронними формулами (мал. 15) та їхніми графічними варіантами:



Мал. 15.
Електронна
формула

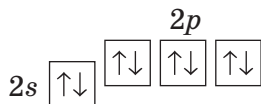


Другий енергетичний рівень може вмістити максимум $2 \cdot 2^2 = 8$ електронів. Два з них займають одну s -орбіталь, але більшого об'єму, ніж та, що належить першому рівню. Вони також мають протилежні спіни. Решта (шість) електронів другого рівня є p -електронами. Оскільки в кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів, то p -орбіталей повинно бути $6 : 2 = 3$. Це орбіталі одного енергетичного рівня; вони мають однаковий об'єм і розміщені вздовж осей координат (мал. 13).

Електронна формула заповненого другого енергетичного рівня —



Сферична орбіталь для електрона вигідніша за гантелеподібну. Тому s -електрони другого енергетичного рівня мають трохи нижчу енергію, ніж p -електрони. Це можна показати у графічному варіанті електронної формули, розмістивши p -орбіталі вище за s -орбіталь:



Отже, другий енергетичний рівень складається з двох підрівнів. Їх позначають так само, як і відповідні електрони: $2s$ -підрівень, $2p$ -підрівень (схема 2).

Цікаво знати

Електрони починають надходити у $3d$ -орбіталі після заповнення $4s$ -орбіталі.

Третій енергетичний рівень вміщує не більше $2 \cdot 3^2 = 18$ електронів. На ньому є три підрівні — $3s$, $3p$ і $3d$. Якщо на s -підрівні може бути не більше двох електронів, на p -підрівні — не більше шести, то максимальна кількість електронів на d -підрівні становить десять ($18 - 2 - 6 = 10$). Це — d -електрони; вони займають п'ять орбіталей.

- Запишіть електронну формулу та її графічний варіант для третього енергетичного рівня, повністю заповненого електронами.

Сучасна модель атома дає змогу відтворити його електронну будову, оцінити здатність атома втрачати чи приєднувати електрони, можливості атома сполучатися з іншими атомами. Усе це зумовлює хімічні властивості простих і складних речовин.

ВИСНОВКИ

Частину простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають

орбіталлю. Орбіталі мають кілька форм. У сферичній орбіталі містяться *s*-електрони, а в гантелеподібній — *p*-електрони. Орбіталь може містити один або два електрони.

Властивість електрона, яка нагадує обертання навколо власної осі, називають спіном.

У сучасній моделі атома електрони розподіляють за енергетичними рівнями та підрівнями. Кожний рівень і підрівень вміщує обмежену кількість електронів.



29. Що таке орбіталь? Які форми мають *s*- і *p*-орбіталі? Порівняйте за змістом термін «орбіталь» і слово «орбіта».
30. Як розміщені у просторі *p*-орбіталі одного атома? Чому в позначенні *s*-орбіталі немає індексу (наприклад, s_x)?
31. Установіть відповідність:
- | | |
|--|---|
| 1) <input type="checkbox"/> | а) заповнена орбіталь; |
| 2) <input type="checkbox" value="↑"/> | б) спарені електрони; |
| 3) <input type="checkbox" value="↑↓"/> | в) електрони
з протилежними спінами; |
| | г) неспарений електрон; |
| | д) порожня (вакантна)
орбіталь. |
32. Назвіть характеристики, за якими один електрон може відрізнитися від іншого чи бути подібним до нього.
33. Енергія якої частинки менша: *s*-електрона на 1-му енергетичному рівні чи *p*-електрона на 2-му енергетичному рівні? Відповідь поясніть.
34. Чи завжди енергія електрона 3-го енергетичного рівня більша, ніж електрона 2-го рівня? Чи зміниться відповідь, якщо порівнювати енергію електрона 4-го рівня і електрона 3-го рівня? Використайте схему 2.
35. Який запис, на вашу думку, дає більше інформації про електрони, що містяться в атомі — електронна формула чи її графічний варіант? Чому?
36. Серед указаних підрівнів назвіть ті, які в атомі неможливі: $6p$, $2d$, $1p$, $5s$.

6 Електронна будова атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, що електронна будова атома відповідає його стану з найменшою енергією;
- складати електронні формули атомів.

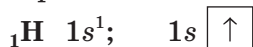
Розміщення електронів в атомах. Усе в навколишньому світі прагне перейти у стан із найменшою енергією. Такий стан є найстійкішим і тому найвигіднішим. Принцип найменшої енергії визначає й електронну будову атома.

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їхня енергія була мінімальною.

Розглянемо, як електрони заповнюють енергетичні рівні та підрівні в атомах різних елементів.

В атомі елемента № 1 Гідрогену міститься лише один електрон. Згідно із принципом найменшої енергії, цей електрон має перебувати якомога ближче до ядра, тобто належати першому енергетичному рівню і займати $1s$ -орбіталь.

Електронна формула атома Гідрогену¹ та її графічний варіант:

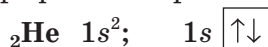


Атом елемента № 2 Гелію містить два електрони. Чи може другий електрон надійти на перший енергетичний рівень? Так,

¹ Запис електронної формули атома ще називають електронною конфігурацією.

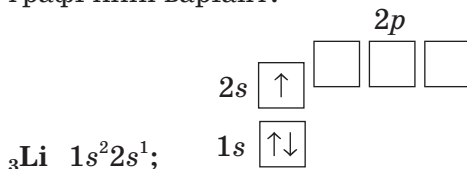
бо максимальна «ємність» першого рівня — 2 електрони. Ці частинки перебуватимуть в одній орбіталі й матимуть різні спіни.

Запишемо електронну формулу атома Гелію та її графічний варіант:



В атомі елемента № 3 Літію — 3 електрони. Два електрони займають $1s$ -орбіталь; перший енергетичний рівень заповнюється, і третій електрон надходить на другий рівень (схема 2, с. 31). Із $2s$ - і $2p$ -орбіталей він «обирає» ту, в якій матиме нижчу енергію, тобто $2s$ -орбіталь.

Електронна формула атома Літію та її графічний варіант:



Електрони на останньому енергетичному рівні атома називають *зовнішніми*. В атомі елемента Літію — один зовнішній електрон; він перебуває у $2s$ -орбіталі.

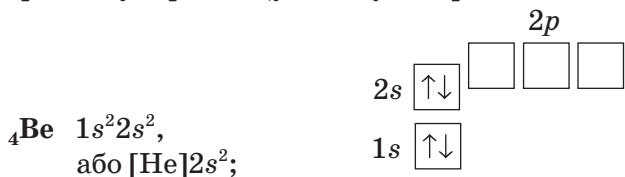
Щоб виділити в атомі зовнішні електрони, використовують скорочений запис електронної формули. Для атома Літію він такий: $[\text{He}]2s^1$. Символ елемента Гелію у квадратних дужках означає, що внутрішня електронна оболонка атома Літію така сама, як і в атома Гелію ($1s^2$). Скорочені записи електронних формул атомів містяться в короткому варіанті періодичної системи (форзац I, мал. 16).

Мал. 16.
Клітинка
Літію
в періодичній
системі

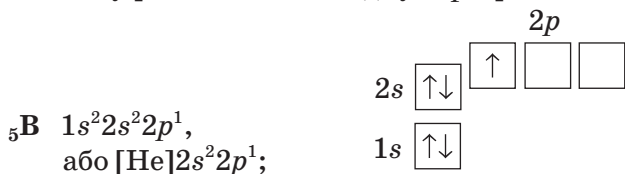
Li	3
Літій	6,941
[He]2s ¹	

Іноді електронні формули атомів записують, зазначаючи лише зовнішні електрони. Відповідна формула для атома Літію — ... $2s^1$.

В атомі елемента № 4 Берилію — 4 електрони. Четвертий електрон «складає пару» третьому й розміщується у $2s$ -орбіталі:



Атом елемента № 5 Бору має 5 електронів. П'ятий електрон належить другому енергетичному рівню і займає одну із p -орбіталей:

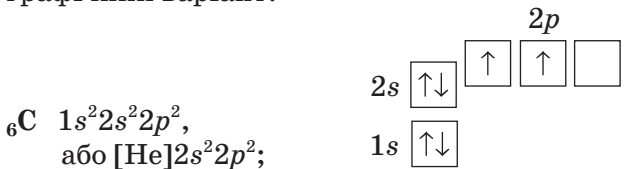


Цікаво знати

Електронну будову атомів елементів, відкритих останнім часом, остаточно не з'ясовано.

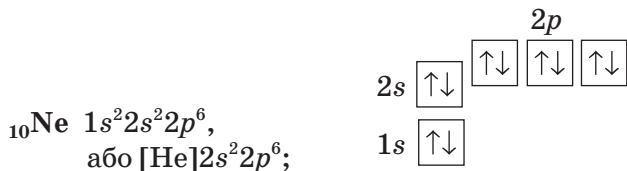
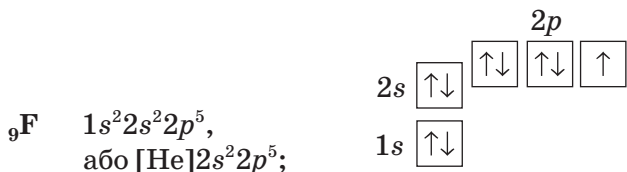
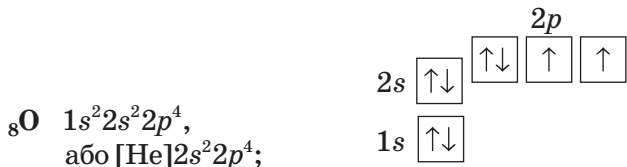
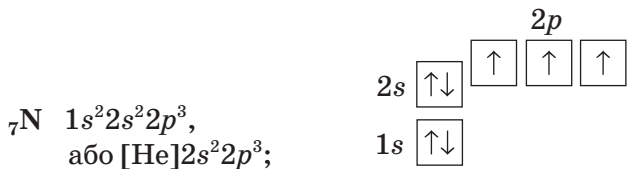
В атомі елемента № 6 Карбону з'являється шостий електрон. Він може або «підселитися» до п'ятого електрона в p -орбіталь, або зайняти вільну p -орбіталь. Реалізується друга можливість: електрони, маючи однойменні заряди, відштовхуються один від одного; їм вигідніше перебувати в різних орбіталах.

Електронна формула атома Карбону та її графічний варіант:



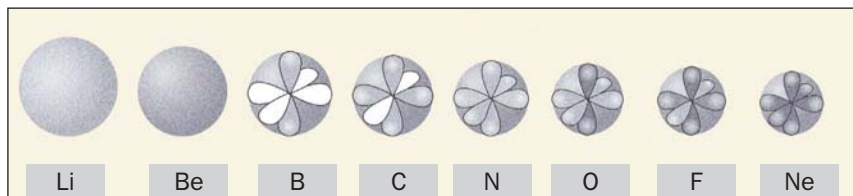
Ураховуючи те, що кожний електрон намагається зайняти вільну орбіталь останнього підрівня, а в разі її відсутності «підселяється» до іншого електрона (ці електрони матимуть протилежні спіни), запишемо

електронні формули атомів решти елементів 2-го періоду:

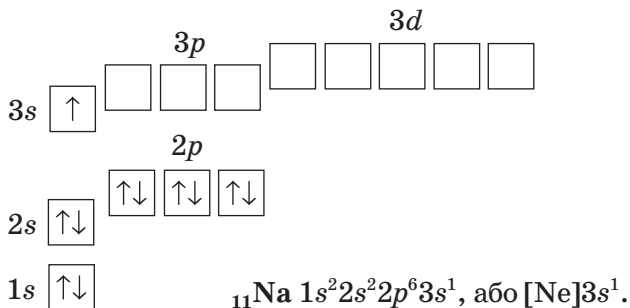


Мал. 17.
Атоми
елементів
2-го періоду

Атоми елементів 2-го періоду з орбітальними зовнішнього енергетичного рівня зображено на малюнку 17 (напівзаповнені орбіталі — світло-сірі, повністю заповнені — темно-сірі).



В атомі елемента № 11 Натрію починається заповнення третього енергетичного рівня. На ньому з'являється один електрон, який розміщується в $3s$ -орбіталі:

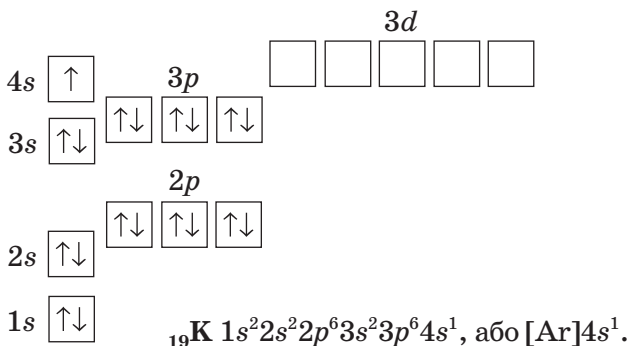


► Складіть електронні формули атомів інших елементів 3-го періоду.

Зверніть увагу на такі факти:

- кількість енергетичних рівнів атома, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, в якому міститься хімічний елемент;
- кількість зовнішніх електронів в атомі така сама, що й номер групи, в якій перебуває елемент¹.

Складемо електронну формулу атома Калію (елемент № 19), який започатковує наступний, 4-й період:



В атомі елемента № 20 Кальцію 20-й електрон також розміщується в 4s-орбіталі, маючи протилежний спіні.

¹ Атом Гелію є винятком.

► Запишіть електронну формулу атома Кальцію.

Ви бачите, що в атомі не буває електронів з однаковими характеристиками. Вони розміщуються або в різних орбіталях, або в одній, але із різними спінами.

Складаючи електронні формули атомів інших елементів 4-го періоду, потрібно врахувати, що енергія електронів на підрівнях зростає в такому порядку (схема 2):



В атомах Хрому і Купруму послідовність заповнення орбіталей дещо порушується: один електрон переходить із 4s-орбіталі в 3d-орбіталь (форзац 1).

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їхня енергія була мінімальною.

Електронні формули атомів складають, дотримуючись послідовності зростання енергії електронів у різних орбіталях. Енергетичні рівні заповнюють електронами, починаючи з s-орбіталей. Потім заповнюють p-орбіталі, розміщуючи в кожній спочатку по одному електрону.

Кількість енергетичних рівнів з електронами, що має атом, збігається з номером періоду, в якому міститься елемент, а кількість зовнішніх електронів — із номером групи.



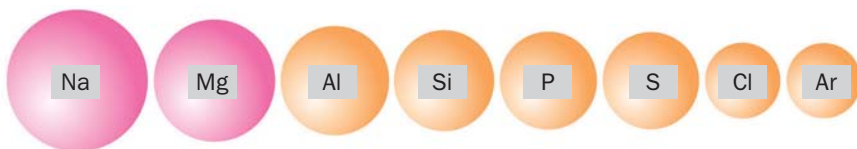
37. Назвіть елемент 2-го періоду, в атомі якого на останньому енергетичному рівні перебуває 6 електронів. Скільки серед них спарених електронів, а скільки — неспарених?

Радіуси атомів залежать від зарядів ядер і кількості енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони.

Вам відомо, що атоми елементів одного періоду мають однакову кількість енергетичних рівнів. Заряди ядер атомів елементів у періоді зростають. Чим більший заряд ядра, тим ближче до нього перебувають електрони й тим менший радіус атома. Таку залежність пояснює закон фізики, згідно з яким частинка з більшим зарядом сильніше притягує іншу, протилежно заряджену частинку.

Радіуси атомів елементів у періоді зменшуються зі зростанням заряду ядер атомів.

Зміну розмірів атомів елементів 3-го періоду ілюструє малюнок 18.



Мал. 18.
Відносні
розміри атомів
елементів
3-го періоду

► Зіставте радіуси атомів металічних і неметалічних елементів 3-го періоду.

Якщо порівняти розміри атомів елементів у будь-якій головній підгрупі, то чим більше енергетичних рівнів має атом, тим його радіус більший (мал. 19).

Радіуси атомів елементів у головній підгрупі збільшуються зі зростанням кількості енергетичних рівнів.

Пояснимо, чому радіуси атомів елементів однієї підгрупи залежать від кількості енергетичних рівнів, а не від зарядів ядер атомів. Для прикладу візьмемо лужні елемен-

8 Періодичний закон і електронна будова атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти фізичну суть періодичного закону;
- дізнатися про класифікацію елементів за електронною будовою атомів;
- прогнозувати можливі значення валентності елемента за кількістю зовнішніх електронів в атомі й місцем елемента в періодичній системі.

Фізична суть періодичного закону. Звернемо увагу на заповнення електронами зовнішніх енергетичних рівнів атомів перших 18 елементів (мал. 20). Ви бачите, що в природному ряду хімічних елементів кількість зовнішніх електронів в атомах та їх розміщення в орбіталях періодично повторюються. Наприклад, в атомах Гідрогену, Літію, Натрію на останньому енергетичному рівні перебуває один *s*-електрон, в атомах Гелію, Берилію, Магнію — два *s*-електрони, в атомах Флуору, Хлору — два *s*-електрони і п'ять *p*-електронів.

Мал. 20.
Зовнішні енергетичні рівні атомів елементів перших трьох періодів

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1s ¹ (I)*							He 1s ²
2	Li 2s ¹ (I)	Be 2s ² (II)	B 2s ² 2p ¹ (III)	C 2s ² 2p ² (IV)	N 2s ² 2p ³ (IV)	O 2s ² 2p ⁴ (II)	F 2s ² 2p ⁵ (I)	Ne 2s ² 2p ⁶
3	Na 3s ¹ (I)	Mg 3s ² (II)	Al 3s ² 3p ¹ (III)	Si 3s ² 3p ² (IV)	P 3s ² 3p ³ (V)	S 3s ² 3p ⁴ (VI)	Cl 3s ² 3p ⁵ (VII)	Ar 3s ² 3p ⁶

* У дужках наведено значення валентності елемента (єдине або максимальне).

Зовнішніх електронів в атомах елементів 2-го і 3-го періодів Літій, Берилій, Натрій, Магній, Алюміній небагато — від одного до трьох. Це — металічні елементи. Атоми неметалічних елементів містять зазвичай більше таких електронів — від 4 до 8. Отже, за кількістю зовнішніх електронів в атомах можна передбачити хімічний характер елемента.

Оскільки склад останнього енергетичного рівня атома впливає на хімічний характер елемента, то *періодичність зміни електронної будови атомів елементів спричиняє періодичність змін складу і властивостей речовин*. У цьому полягає фізична суть періодичного закону.

Класифікація елементів за електронною будовою атомів. В основу однієї з класифікацій хімічних елементів покладено електронну будову атомів. Залежно від типу орбіталі, в якій розміщуються електрони з найбільшою енергією (§ 5, схема 2), розрізняють *s-елементи, p-елементи, d-елементи і f-елементи*. Клітинки елементів кожного типу в періодичній системі мають певний колір — рожевий (*s-елементи*), жовтий (*p-елементи*), синій (*d-елементи*), зелений (*f-елементи*).

s-Елементи (крім Гелію) належать до головних підгруп I та II груп, а *p-елементи* — до головних підгруп III—VIII груп. У побічних підгрупах містяться *d-елементи*, а *f-елементи* належать до побічної підгрупи III групи. Це — лантаноїди та актиноїди; їх винесено за межі основного поля періодичної системи.

Періодична система і валентність хімічних елементів. Існує зв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі і значеннями їхньої валентності. Цей зв'язок ілюструють такі закономірності:

- максимальне значення валентності елемента збігається з номером групи, в якій він перебуває;
- значення валентності неметалічного елемента у сполуці з Гідрогеном або металічним елементом дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщений неметалічний елемент;
- неметалічні елементи парних груп мають парні значення валентності, а неметалічні елементи непарних груп — непарні значення валентності.

Підтвердимо наведені закономірності формулами сполук елемента VI групи Сульфуру:



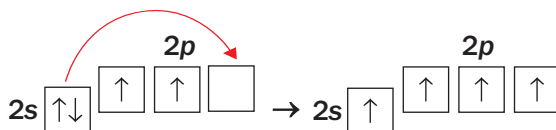
Максимальні значення валентності певних хімічних елементів відрізняються від номерів відповідних груп періодичної системи. Наприклад, елемент VI групи Оксиген є двовалентним, а елемент VII групи Флуор — одновалентним. Чому це так, пояснимо нижче.

Електронна будова атомів і валентність хімічних елементів. Згідно з інформацією, наведеною на малюнку 20, номер групи, в якій перебуває *s*- чи *p*-елемент, збігається з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома. Отже, валентність елементів визначається електронною будовою атомів і залежить не лише від кількості електронів, а й від їх розміщення в орбіталах. Атом Гідрогену має єдиний електрон ($1s^1$); значення валентності цього елемента дорівнює 1. На другому (останньому) енергетичному рівні атома Літію перебуває один електрон ($2s^1$), а атома Флуору — сім електронів ($2s^2 2p^5$), серед яких один є неспареним

($\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow}$). Літій і Флуор —

одновалентні елементи. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні — шість електронів ($2s^2 2p^4$), у тому числі два неспарених ($\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow); цей елемент двовалентний. Отже, кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе (іноді — єдине) значення валентності елемента¹.

Карбон у своїх простих речовинах і сполуках (окрім чадного газу CO) є чотиривалентним, хоча на зовнішньому енергетичному рівні його атома перебуває лише два неспарених електрони. Під час поглинання цим атомом певної порції енергії його електронна будова змінюється — один електрон із 2s-орбіталі переходить у вакантну 2p-орбіталь, і кількість неспарених електронів збільшується до чотирьох:



Аналогічний перерозподіл електронів між орбіталями (в межах одного енергетичного рівня) відбувається в атомах Фосфору, Сульфуру, Хлору, багатьох інших елементів.

В атомах Оксигену і Флуору на останньому енергетичному рівні немає вільних орбіталей. Тому електронна будова атомів не може змінитися, й обидва елементи виявляють сталу валентність.

Атоми Гелію і Неону містять лише спарені електрони, а орбіталі останніх енергетичних рівнів є заповненими. Ці елементи не мають такої властивості, як валентність; їхні атоми не сполучаються між собою або з іншими атомами.

¹ Значення валентності елементів головних підгруп II і III груп відповідають кількості всіх зовнішніх електронів в атомах.

Фізична суть періодичного закону полягає в тому, що зі зростанням зарядів ядер періодично змінюється електронна будова атомів, а це зумовлює періодичну зміну хімічного характеру елементів, їхньої валентності, складу та властивостей речовин.

За електронною будовою атомів розрізняють *s*-, *p*-, *d*- і *f*-елементи.

Номер групи, у якій міститься *s*- чи *p*-елемент, указує на кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома, а також на максимальне значення валентності елемента. Можливі значення валентності елемента збігаються з кількістю неспарених електронів у його атомі.



46. Поступово чи періодично змінюється зі зростанням порядкового номера хімічного елемента:
 - а) загальна кількість електронів в атомі;
 - б) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні?
47. Випишіть у стовпчик символи хімічних елементів, що починаються з літери N. Після кожного символу вкажіть назву і тип відповідного елемента (*s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елемент).
48. Елементи яких типів мають такі електронні формули атомів:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^1$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
49. Не складаючи електронних формул, укажіть кількість електронів на останньому енергетичному рівні атомів Cl, Pb, As, Kr.
50. Назвіть кілька хімічних елементів, максимальне значення валентності яких дорівнює 7.
51. Укажіть можливі значення валентності хімічного елемента, якщо електронна формула його атома:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 - б) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

9 Характеристика хімічного елемента

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати алгоритм, за яким характеризують хімічний елемент;
- скласти характеристику елемента.

Зрозумівши суть періодичного закону, знаючи, яка інформація про хімічні елементи міститься в періодичній системі, і спираючись на електронну будову атома, ви можете скласти характеристику елемента. Вона знадобиться під час розв'язування різних вправ. Пропонуємо скористатися наведеним нижче планом.

1. Назва і символ елемента, його місце в періодичній системі (номер періоду, номер групи, головна чи побічна підгрупа).

2. Відносна атомна маса.

3. Склад атома, тобто кількість у ньому протонів, електронів і нейтронів (якщо елемент належить до двадцяти елементів, указаних у § 4).

4. Електронна будова атома, тобто розміщення електронів на енергетичних рівнях і підрівнях, а також в орбіталах різних типів.

5. Тип елемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), його хімічний характер (металічним чи неметалічним є елемент).

6. Значення валентності елемента (за номером групи періодичної системи, у якій він міститься, за кількістю неспарених електронів в атомі).

7. Тип простої речовини елемента (метал чи неметал), її назва.

5. Фосфор належить до *p*-елементів, тому що під час заповнення електронами орбіталей атома останній електрон надходить у *p*-орбіталь. Фосфор — неметалічний елемент, оскільки в його атомі більше трьох зовнішніх електронів (§ 8). Окрім цього, він перебуває справа від ламаної лінії в довгому варіанті періодичної системи.

6. Максимальне значення валентності Фосфору — 5 (це елемент V групи), а мінімальне — 3 (такою є кількість неспарених електронів в атомі).

7. Фосфор утворює кілька простих речовин, які є неметалами. Найважливіші серед них — червоний і білий фосфор. Загальна назва цих речовин — фосфор — така сама, що й елемента (у клітинці періодичної системи вказано лише одну назву).

► Охарактеризуйте елемент Флуор.

Звернемо увагу на елемент № 1 Гідроген. Його розміщують у двох клітинках періодичної системи, які належать головним підгрупам I та VII груп. Кожний варіант розміщення елемента має свої підстави. Гідроген, як і лужні елементи, є одновалентним; його атом містить на останньому (єдиному) енергетичному рівні один електрон. Водночас Гідроген подібний до галогенів. Це неметалічний елемент. Єдине значення його валентності збігається з мінімальним значенням валентності галогенів. Проста речовина Гідрогену газ водень H_2 складається з двоатомних молекул, як і галогени; він має деякі спільні властивості з ними.

Якому ж розміщенню Гідрогену в періодичній системі надати перевагу? Одноставної думки в хіміків немає. Тому цей елемент можна виявити і в першій, і в сьомій групі. Складаючи характеристику Гідрогену, потрібно враховувати обидва варіанти його розміщення в періодичній системі.

Хімічний елемент характеризують, указуючи його місце в періодичній системі, символ, порядковий номер, відносну атомну масу, склад і електронну будову атома, хімічний характер, тип, значення валентності. Крім цього, наводять назву і тип простої речовини елемента.



52. За планом, наведеним у параграфі, охарактеризуйте:
- | | |
|-------------|--------------|
| а) Літій; | в) Алюміній; |
| б) Оксиген; | г) Сульфур. |
53. У поданому переліку вкажіть хімічні елементи, для яких не можна визначити кількість нейтронів у ядрі атома за відносною атомною масою: Na, Cl, H, Al, Fe.
54. Назвіть кілька хімічних елементів, максимальні значення валентності яких не збігаються з номерами груп, де вони розміщені.
55. Неметалічні елементи яких груп періодичної системи мають мінімальне значення валентності, що дорівнює 2? Назвіть ці елементи.
56. У чому подібні водень і хлор — проста речовина елемента VII групи? Чим відрізняється водень від натрію — простої речовини елемента I групи?

10

Періодичний закон, хімічний характер елементів і властивості простих речовин

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як змінюється характер елементів у періодах і головних підгрупах;
- передбачати хімічні властивості простих речовин та їхню активність з урахуванням розміщення елементів у періодичній системі.

Хімічний характер елементів. Ви знаєте, що існують металічні та неметалічні елементи. Перші розміщені в періодичній системі на початку кожного періоду і в середині великих періодів. Їхні атоми мають на останньому енергетичному рівні зазвичай від одного до трьох електронів (табл. 2). Неметалічні елементи завершують періоди. Зовнішніх електронів у їхніх атомах більше — від 4 до 8.

Таблиця 2

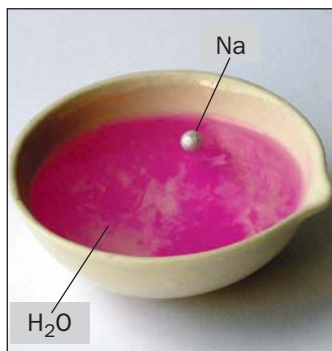
Склад останнього енергетичного рівня атомів елементів 3-го періоду

Групи							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^23p^1$	Si $3s^23p^2$	P $3s^23p^3$	S $3s^23p^4$	Cl $3s^23p^5$	Ar $3s^23p^6$
Металічні елементи			Неметалічні елементи				

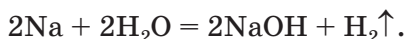
Металічні елементи утворюють прості речовини метали, а неметалічні — прості речовини неметали. *Хімічний характер елемента оцінюють передусім за хімічними властивостями його простої речовини, тобто враховують, чи бере вона участь у реакціях, характерних для металів або неметалів, і яку хімічну активність виявляє при цьому.*

Хімічна активність металів — простих речовин елементів одного періоду. Зіставимо активність простих речовин металічних елементів 3-го періоду в реакціях з водою. Помістимо маленький кусочок натрію у воду, в яку попередньо додали 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Відразу утворюється газ (це супроводжується шипінням), а метал унаслідок виділення теплоти під час взаємодії речовин плавиться, і його блискуча кулька «бігатиме» по воді (мал. 22), доки не зникне.

Мал. 22.
Реакція натрію з водою (додано індикатор фенолфталеїн)



Індикатор забарвлюється в малиновий колір, що свідчить про утворення луку:



Магній реагує з водою лише за нагрівання (мал. 23)



а алюміній навіть у киплячій воді залишається незмінним.

Na Mg Al
←
активність зростає


Результати цих дослідів свідчать, що хімічна активність металів щодо води зростає від алюмінію до натрію.

Мал. 23.
Відношення магнію до води (додано індикатор фенолфталеїн):
а — холодної;
б — гарячої



Хімічна активність металів — простих речовин елементів головної підгрупи. Звернемо увагу на взаємодію з водою простих речовин елементів головної підгрупи II групи. Берилій не реагує з водяною парою

Be
Mg
Ca



активність
зростає

навіть за досить високої температури, магній взаємодіє з гарячою водою, а кальцій реагує з нею вже за звичайних умов.

► Складіть рівняння реакції кальцію з водою.

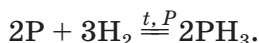
Дослідивши інші реакції за участю металів, можна виявити таку закономірність:

металічний характер елементів і хімічна активність металів посилюються в періодах справа наліво, а в головних підгрупах — згори донизу.

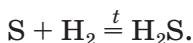
Отже, доходимо висновку: *типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті періодичної системи.* Це — Францій, Цезій, Радій.

Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів одного періоду. Порівняємо особливості перебігу реакцій простих речовин неметалічних елементів 3-го періоду з воднем.

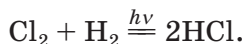
Силіцій не реагує з воднем, а фосфор взаємодіє з ним за температури понад 300 °С і підвищеного тиску:



Сірка починає реагувати з воднем за температури 120 °С:

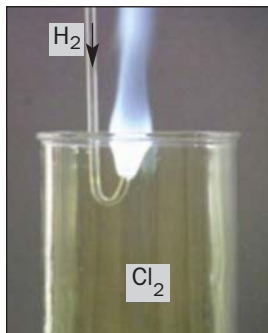


Суміш хлору з воднем за освітлення вибухає (у темряві реакція не відбувається):



Якщо водень підпалити в повітрі, а потім трубку, через яку він проходить, опустити в посудину з хлором, то горіння триватиме (мал. 24).

Мал. 24.
Горіння водню
в атмосфері
хлору



Si P S Cl₂
 $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$
 активність
 зростає

Ці та інші факти свідчать про те, що активність названих неметалів зростає від силіцію до хлору.

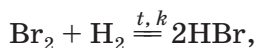
Аналогічну зміну хімічної активності спостерігаємо і в неметалів, утворених елементами 2-го періоду. Азот реагує з воднем лише під час нагрівання й за наявності каталізатора (продукт реакції — амоніак NH₃). Суміші кисню і водню, а також фтору і водню вибухають; перша — після підпалювання, друга — за звичайних умов і навіть у темряві.

► Складіть рівняння відповідних реакцій.

Завершують періоди хімічні елементи, які утворюють найпасивніші неметали; ці прості речовини називають інертними газами.

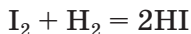
Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів головної підгрупи. Зіставимо перебіг реакцій із воднем галогенів — простих речовин елементів головної підгрупи VII групи.

Про реакції фтору і хлору з воднем ішлося вище; фтор виявляє більшу активність, ніж хлор. Бром взаємодіє з воднем лише під час нагрівання й за наявності каталізатора



а реакція йоду з воднем

F₂ ↑
 Cl₂ ↑
 Br₂ ↑
 I₂ ↑
 активність
 зростає



не відбувається повністю за будь-яких умов.

Отже, хімічна активність галогенів зростає від йоду до фтору.

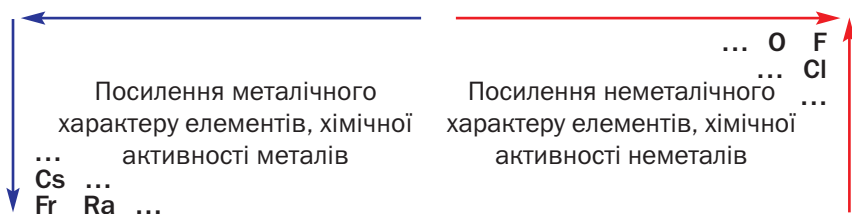
Неметалічний характер елементів і хімічна активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

Типові неметалічні елементи перебувають у правому верхньому куті періодичної системи. Це — Флуор, Хлор, Оксиген.

Матеріал параграфа підсумовує схема 3.

Схема 3

Зміни хімічного характеру елементів і активності простих речовин у періодичній системі



ВИСНОВКИ

Хімічний характер елемента зумовлений хімічними властивостями його простої речовини.

Металічний характер елементів і активність металів посилюються в періодах справа наліво, в головних підгрупах — згори донизу, а неметалічний характер елементів і активність неметалів — у протилежних напрямках.

Типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті довгого варіанта періодичної системи, а типові неметалічні елементи — у правому верхньому куті.

Оксиди, яким відповідають основи, називають *основними* (Na_2O та ін.), а ті, яким відповідають кислоти, — *кислотними* (SO_3 та ін.).

Найхарактернішими і найважливішими для елементів є вищі оксиди. Ви знаєте, що в такому оксиді хімічний елемент виявляє максимально можливе для нього значення валентності; воно збігається з номером групи періодичної системи, в якій міститься елемент.

Простежимо, як змінюються властивості вищих оксидів залежно від розміщення хімічних елементів у періодичній системі.

Розглянемо вищі оксиди елементів 2-го періоду (табл. 3).

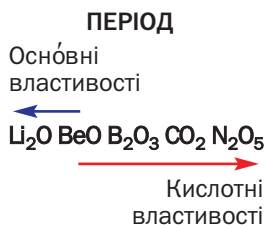
Таблиця 3

Вищі оксиди хімічних елементів 2-го періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксиду	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Тип оксиду	Оснóвний	Амфотерний	Кислотний			—		

Перший елемент цього періоду — металічний Літій. Він утворює оснóвний оксид Li_2O . Другим є Берилій, також металічний елемент. Його оксид BeO має хімічні властивості, притаманні як оснóвним, так і кислотним оксидам. Такі сполуки, як берилій оксид, називають *амфотерними*; їх докладно розглядатимемо в § 30. Інші елементи 2-го періоду є неметалічними елементами. Бор, Карбон і Нітроген утворюють кислотні оксиди B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 . У перших двох оксидів кислотні властивості виражені слабко, а у третього — повною мірою.

Кислотні властивості вищих оксидів посилюються в періодах зліва направо, а основні властивості — у протилежному напрямі.



Пояснимо, чому в таблиці 3 під символами Оксигену, Флуору і Неону містяться риски. Оксиду Оксигену, зрозуміло, не існує. Сполука OF_2 до оксидів не належить; її назва — оксиген фторид. Інертний елемент Неон не утворює жодної сполуки.

Властивості вищих оксидів у головних підгрупах кожної групи хімічних елементів також змінюються поступово. Для прикладу візьмемо оксиди елементів III групи (табл. 4).

Таблиця 4

**Вищі оксиди хімічних елементів
головної підгрупи III групи**

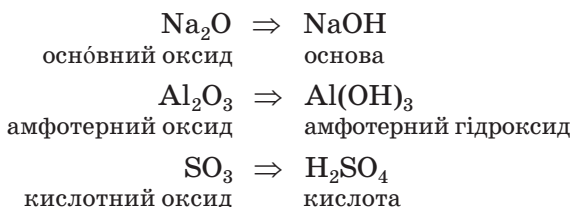
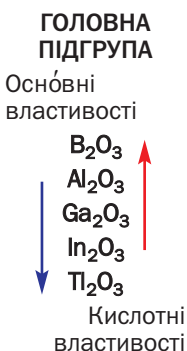
Елемент	Формула оксиду	Тип оксиду
B	B_2O_3	Кислотний
Al	Al_2O_3	Амфотерний
Ga	Ga_2O_3	
In	In_2O_3	
Tl	Tl_2O_3	Основний

Кислотні властивості вищих оксидів посилюються в головних підгрупах знизу догори, а основні властивості — у протилежному напрямі.

- ▶ Зіставте властивості оксидів елементів головної підгрупи II групи. Чи підтверджується для них щойно зроблений висновок?

Основи, кислоти, амфотерні гідроксиди.
Продуктами реакцій оксидів з водою є основи

або кислоти¹. Значна кількість оксидів не взаємодіє з водою, але відповідні основи або кислоти існують (їх добувають іншими способами). Якщо така сполука походить від основного оксиду, то вона є основою, якщо від кислотного — кислотою, а якщо від амфотерного оксиду — *амфотерним гідроксидом*:



Очевидно, що зміни оснóвних і кислотних властивостей сполук, які походять від оксидів, у періодах і головних підгрупах мають бути такими самими, що й для оксидів. Про це свідчать відомості, подані в таблиці 5.

Таблиця 5

Основи, амфотерні гідроксиди і кислоти, утворені хімічними елементами 2-го і 3-го періодів

Групи						
I	II	III	IV	V	VI	VII
Li LiOH основа (луг)	Be Be(OH) ₂ амф. гідроксид	B H ₃ BO ₃ кислота *	C H ₂ CO ₃ кислота *	N HNO ₃ кислота ***	—	—
Na NaOH основа (луг)	Mg Mg(OH) ₂ основа	Al Al(OH) ₃ амф. гідроксид	Si H ₂ SiO ₃ кислота *	P H ₃ PO ₄ кислота **	S H ₂ SO ₄ кислота ***	Cl HClO ₄ кислота ***

Примітка. Однією зірочкою позначено малоактивні кислоти, двома зірочками — кислоту середньої активності, трьома — кислоти високої активності.

¹ Їхня спільна назва — гідрати оксидів.

Існує зв'язок між хімічними властивостями складних речовин і розміщенням хімічних елементів у періодичній системі.

Оснóвні властивості вищих оксидів і сполук, які походять від них, посилюються в періодах справа наліво, у головних підгрупах — згори донизу, а кислотні властивості — у протилежних напрямках.



62. Чи містить періодична система інформацію про оксиди? Якщо так, то яку саме і який її варіант — довгий чи короткий?
63. До якого типу оксидів, на вашу думку, належать оксид Рубідію, оксиди Йоду? Відповіді обґрунтуйте.
64. Укажіть у кожній парі сполуку, в якій оснóвні або кислотні властивості виявлятимуться більшою мірою:

а) Li_2O , Na_2O ;	в) KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
б) SiO_2 , P_2O_5 ;	г) H_2TeO_4 , H_2SeO_4 .
65. Напишіть формули вищих оксидів елементів 3-го періоду. Зіставте їхні властивості, використавши наведені в параграфі відомості про сполуки, які походять від цих оксидів. Складіть таблицю вищих оксидів елементів 3-го періоду, подібну до таблиці 3.

12

Значення періодичного закону

Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти значення періодичного закону для розвитку хімії та інших природничих наук;
- переконатися в необхідності використання періодичного закону та періодичної системи під час вивчення хімії.

Сучасну хімію неможливо уявити без періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів. Періодичний закон, або закон періодичності, акумулює найважливіші знання про хімічні елементи, утворені ними прості та складні речовини. Він дає змогу пояснити багато хімічних фактів, допомагає виявити та обґрунтувати різні закономірності у світі хімічних елементів, речовин та їх перетворень, передбачити можливості добування нових сполук.

Д. І. Менделєєв, спираючись на періодичний закон, залишив у періодичній системі порожні клітинки, оскільки вважав, що в них буде розміщено ще не відомі, але існуючі в природі елементи. Невдовзі було відкрито перший елемент, передбачений Менделєєвим (його назвали Галієм), потім — другий (Скандій), третій (Германій). Це був тріумф періодичного закону, який виявив не лише узагальнювальну, а й передбачувальну силу.

Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону спонукало до пошуків причин періодичності серед елементів, простих речовин і однотипних сполук. Учені зосередили свої зусилля на дослідженні атомів, їхньої природи. З'ясування у ХІХ—ХХ ст. складної будови атома допомогло підтвердити розміщення деяких елементів у періодичній системі (наприклад, Аргону і Калію, Телуру і Йоду), яке не узгоджувалося з їхніми відносними атомними масами. Періодичний закон отримав нове формулювання і розкрив свою фізичну суть (§ 8). Менделєєв писав, що «періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудову й розвиток обіцяє».

Значення періодичного закону для хімічної науки величезне. Його успішно використо-

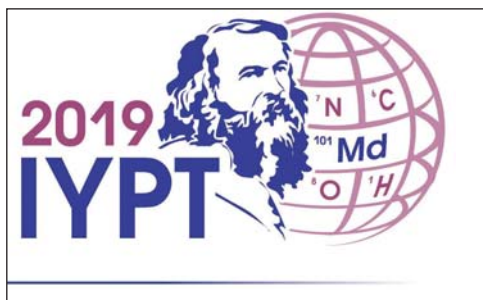
Цікаво знати

Метал галій плавиться в долоні; його температура плавлення +30 °С.

вують і в інших природничих науках; цей закон допомагає досягнути наукову картину матеріального світу. Учені-біологи довели, що подібні елементи та їхні сполуки можуть виконувати схожі функції в організмі, іноді — замінювати одне одного. На підставі хімічних аналізів багатьох гірських порід, мінералів, руд геологи виявили, що подібні елементи часто трапляються в природі разом. Досліджуючи сполуки аналогічного складу, фізики встановили схожість їхньої внутрішньої будови і фізичних властивостей.

У 2019 р. світова хімічна спільнота відзначала 150-річчя періодичної системи хімічних елементів (мал. 25).

Мал. 25.
Емблема
Міжнародного
року
періодичної
системи



Періодичний закон і періодична система становлять основу вивчення хімії елементів. Не варто запам'ятовувати склад і хімічні властивості великої кількості речовин. Це й неможливо зробити. Логіка вивчення хімії в університетах ґрунтується на порівнянні складу і властивостей простих речовин і сполук елементів кожної групи періодичної системи, а також кожної підгрупи. Вам потрібно навчитися виділяти, розуміти і передбачати найголовніше про хімічні елементи та речовини, залучаючи періодичний закон і використовуючи періодичну систему.

Характер змін властивостей простих речовин і сполук елементів у періодах і групах дає змогу виявити та обґрунтувати подібність деяких елементів 2-го і 3-го періодів, розміщених у періодичній системі по діагоналі. Так, прості речовини бор і силіцій складаються з атомів, є напівпровідниками, мають дуже високі температури плавлення. Схожими за хімічними властивостями є сполуки Літію і Магнію, Берилію й Алюмінію, хоча елементи в кожній парі мають різні значення валентності.

ВИСНОВКИ

Періодичний закон — основний закон хімії. Він встановлює зв'язок між усіма хімічними елементами, дозволяє передбачити їхній характер, властивості простих речовин і сполук.

Періодичний закон використовують у фізиці, біології, геології, інших природничих науках.

Вивчати хімію, не спираючись на періодичний закон і періодичну систему хімічних елементів, неможливо.



66. Чому періодичний закон сприяв відкриттю нових хімічних елементів?
67. Знайдіть у періодичній системі елемент Менделевій, відкритий у 1955 р. Назвіть номери періоду і групи, де перебуває цей елемент.
68. Назвіть можливі причини наявності подібних хімічних елементів в одному мінералі.
69. Дізнайтеся з інтернету про те, які заклади вищої освіти, науково-дослідні інститути мають ім'я Менделєєва, які поштові марки і монети випущено на честь ученого, періодичного закону і періодичної системи. Зробіть повідомлення про результати свого пошуку на уроці хімії.

2 розділ

Хімічний зв'язок. Будова речовини

Атоми майже всіх хімічних елементів з'єднуються з такими самими або іншими атомами. Багато атомів будь-якого металічного елемента, сполучаючись, утворюють метал. В алмазі, графіті, червоному фосфорі містяться з'єднані між собою атоми неметалічних елементів. Два атоми Оксигену сполучаються в молекулу O_2 ; із таких молекул складається газ кисень. Вода містить молекули H_2O , кожна з яких утворена двома атомами Гідрогену й одним атомом Оксигену. Існують речовини (наприклад, натрій хлорид $NaCl$, кальцій оксид CaO), які складаються не з атомів чи молекул, а з йонів.

Взаємодію між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом, називають хімічним зв'язком.

Під час утворення хімічного зв'язку енергія виділяється, а під час руйнування поглинається.

13

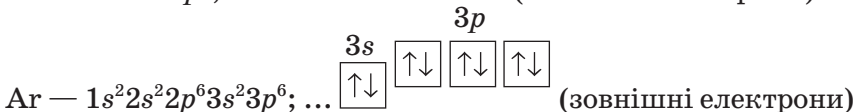
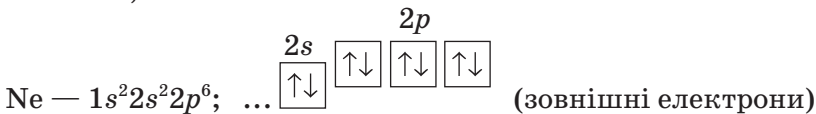
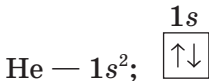
Стійкість електронних оболонок. Йони

Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти, які електронні оболонки атомів є найстійкішими;
- записувати формули йонів;
- визначати електронну будову йонів;
- з'ясувати, чим йони відрізняються від атомів.

Електронна будова атомів інертних елементів. Серед усіх простих речовин лише інертні гази — гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон — складаються з окремих атомів. Протягом тривалого часу вченим не вдавалося здійснити хімічні реакції за участю інертних газів; їхні атоми «не бажали» сполучатися з атомами інших елементів¹. Причина хімічної пасивності цих речовин стала зрозумілою після відкриття будови атомів.

Електронна будова атомів інертних елементів 1—3 періодів є такою:



Два електрони в атомі Гелію заповнюють перший енергетичний рівень. Електронна оболонка атома Неону складається із двох

¹ У другій половині ХХ ст. хіміки добули деякі сполуки Криптону, Ксенону й Радону із Флуором і Оксигеном.

заповнених рівнів: перший містить 2 електрони, а другий — 8. В атомі Аргону, крім цих рівнів, є третій, незавершений; на ньому розміщуються 8 електронів, які заповнюють 3s- і 3p-підрівні.

Атоми Криптону, Ксенону і Радону теж мають на останньому (незавершеному) енергетичному рівні по 8 електронів — два s-електрони та шість p-електронів.

Узявши до уваги хімічну пасивність інертних газів і електронну будову атомів відповідних елементів, доходимо такого висновку: *зовнішня 8-електронна оболонка для атома є вигідною і стійкою*¹. Її часто називають *електронним октетом*².

Електронний октет
 ns^2np^6

Атоми інших елементів здатні змінювати свою електронну будову так, щоб їхній зовнішній енергетичний рівень містив вісім електронів. Якщо таке відбувається, то атоми перетворюються на йони.

Йони. Частинки цього типу містяться у складі багатьох сполук.

Йон — заряджена частинка, яка утворюється з атома внаслідок втрати або приєднання ним одного чи кількох електронів.

Катіони
 H^+, Ba^{2+}

Аніони
 Cl^-, S^{2-}

Якщо атом втрачає, наприклад, один електрон, він перетворюється на йон із зарядом +1, а в разі приєднання ним двох електронів — на йон із зарядом -2. Позитивно заряджені йони називають *катіонами*, негативно заряджені — *аніонами*.

У хімічній формулі йона заряд позначають верхнім індексом справа від символу елемента. Спочатку записують цифру (оди-

¹ Стійкість атома Гелію зумовлена тим, що в нього єдиний енергетичний рівень повністю заповнений електронами.

² Слово походить від латинського octo — вісім.

Цікаво знати

Найбільший заряд йона металічного елемента +4, а йона неметалічного елемента –3.

ницю не вказують), а потім — знак заряду: Na^+ , Ba^{2+} , H^+ , Cl^- , S^{2-} . Хімічну формулу першого йона читають «натрій-плюс», останнього — «ес-два-мінус». Ці частинки називатимемо так: йон (або катіон) Натрію, йон (або аніон) Сульфуру.

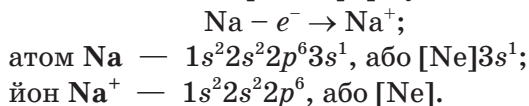
Існують також йони, кожний із яких утворений кількома атомами. Наприклад, натрій гідроксид NaOH , крім катіонів Na^+ , містить аніони OH^- (гідроксид-іони).

Утворення позитивно заряджених йонів. Елемент № 11 Натрій розміщений у періодичній системі після інертного елемента Неону. Ядро атома Натрію містить 11 протонів (заряд ядра становить +11); навколо нього перебуває стільки ж електронів. Серед них один електрон належить зовнішньому (третьому) енергетичному рівню, а вісім — передостанньому рівню ($2s^2 2p^6$).

Під час хімічної реакції атом Натрію легко втрачає $3s$ -електрон і перетворюється на йон. Заряд цієї частинки визначаємо так: +11 (заряд ядра, або сумарний заряд протонів) – 10 (сумарний заряд електронів) = +1. Оскільки ядро залишається незмінним, то йон, як і атом, належить елементу Натрію.

Електронна будова катіона Na^+ така сама, що й атома інертного елемента Неону (обидві частинки містять по 10 електронів). Цей йон є стійким, оскільки має зовнішній електронний октет.

Запишемо схему перетворення атома Натрію на йон та електронні формули частинок:



Електронний октет міг би утворитися внаслідок надходження на третій енергетичний рівень атома Натрію додаткових 7 електро-

нів. Однак цього не відбувається. Очевидно, атому легше втратити один електрон, ніж приєднати сім електронів.

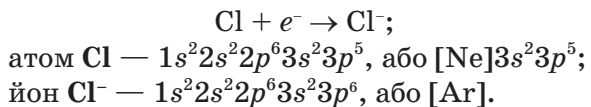
Катіони Na^+ є у складі майже всіх сполук Натрію, серед яких — натрій оксид Na_2O , натрій гідроксид NaOH , натрій хлорид NaCl .

- Напишіть схему перетворення атома Магнію на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

Атоми металічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні невелику кількість електронів (зазвичай від одного до трьох) і здатні втрачати їх, перетворюючись на катіони.

Утворення негативно заряджених йонів. В атомі елемента № 17 Хлору на зовнішньому енергетичному рівні розміщено 7 електронів ($3s^23p^5$). Цей атом здатний приєднати один електрон (який може віддати йому, наприклад, атом Натрію) і перетворитися на йон Cl^- . Електронна будова аніона Хлору така сама, що й атома інертного елемента Аргону.

Схема перетворення атома Хлору на йон та електронні формули цих частинок такі:



Аніони Cl^- містяться в більшості сполук металічних елементів із Хлором, зокрема в натрій хлориді NaCl .

- Напишіть схему перетворення атома Оксигену на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

Атоми неметалічних елементів (окрім інертних) мають на зовнішньому енергетичному рівні від чотирьох до семи електронів і здатні приєднувати додаткові електрони, перетворюючись на аніони.

Йони елементів головних підгруп містять на зовнішньому енергетичному рівні октет електронів.

Відносні маси йонів практично такі самі, що й відносні атомні маси відповідних хімічних елементів, оскільки маса електронів надзвичайно мала.

Відмінності йонів від атомів. Йон і атом кожного хімічного елемента мають однакові позитивні заряди ядер, але різну кількість електронів. Тому катіони й аніони, на відміну від атомів, — заряджені частинки.

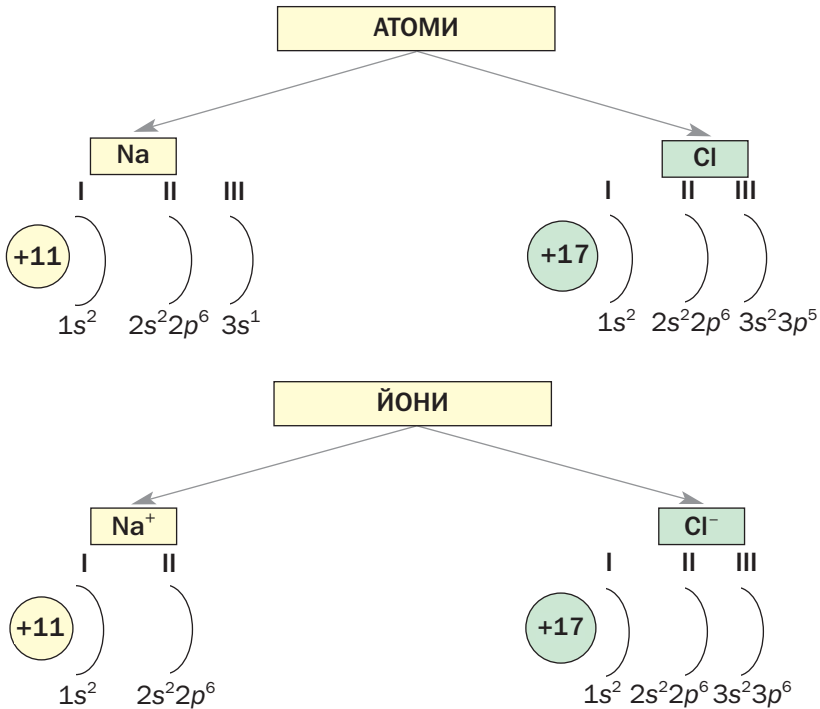
Різна електронна будова атома і йона зумовлює різні розміри цих частинок. Атом Натрію має на 3-му енергетичному рівні один електрон, а в йоні Натрію електрони розміщені лише на двох енергетичних рівнях. Тому радіус йона Na^+ значно менший, ніж атома Натрію. В атомі Хлору і йоні Cl^- електрони перебувають на трьох енергетичних рівнях. Однак у йона Cl^- на один електрон більше. Тому радіус йона Хлору трохи більший.

Електронну будову атомів Na і Cl , йонів Na^+ і Cl^- наведено на схемі 4.

Йони відрізняються від атомів і за властивостями. Атоми, з яких складається метал натрій, здатні взаємодіяти з молекулами води, а йони Na^+ із цими молекулами не реагують. Атоми Хлору легко сполучаються в молекули Cl_2 , тоді як із йонами Cl^- цього не відбувається.

Гідроген — єдиний неметалічний елемент, атом якого може перетворитися не лише на аніон H^- , а й на катіон H^+ . Йони H^+

Характеристики атомів і йонів Натрію та Хлору



містяться у водному розчині будь-якої кислоти, надають йому кислого смаку, змінюють забарвлення індикаторів. Атоми Гідрогену таких властивостей не мають. На відміну від йонів вони легко сполучаються в молекули H_2 , з яких складається проста речовина водень. Йони H^- відрізняються за властивостями від атомів Гідрогену і йонів H^+ . Зокрема, вони не можуть перебувати у воді, оскільки взаємодіють із її молекулами.

ВИСНОВКИ

Найстійкіші зовнішні електронні оболонки атомів містять вісім електронів.

Йон — заряджена частинка, яка утворюється з атома внаслідок втрати або приєднання ним одного чи кількох електронів.

Атоми металічних елементів здатні втрачати електрони й перетворюватися на позитивно заряджені йони (катіони), а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на негативно заряджені йони (аніони).

Катіони мають менші радіуси, ніж відповідні атоми. Аніони за своїми радіусами майже не відрізняються від атомів. Йони мають інші властивості, ніж атоми.



70. Що спільного в електронній будові атомів інертних елементів?
71. Яка частина містить більше електронів:
 - а) атом чи відповідний катіон;
 - б) атом чи відповідний аніон?
72. Укажіть, які з елементів — Rb, Br, Sr, N — здатні утворювати катіони, а які — аніони. Визначте заряд йона кожного елемента і напишіть хімічні формули цих частинок.
73. Складіть електронні формули йонів Be^{2+} , P^{3-} , F^- і K^+ .
74. Назвіть три катіони і два аніони, електронна будова яких така сама, що і йона F^- .
75. Атом якого хімічного елемента має таку саму електронну будову, що і йон Алюмінію? Складіть електронну формулу частинки та зобразіть її графічний варіант.
76. Напишіть хімічні формули частинок, у яких електронна будова зовнішнього енергетичного рівня — $3s^23p^6$.
77. В атомі якого елемента міститься на 2 електрони менше, ніж у йоні Магнію?
78. Складіть електронну формулу частинки, яка має 16 протонів і 18 електронів. Назвіть цю частинку.
79. Напишіть схеми утворення катіона й аніона Гідрогену із атома. Яка частинка має найменший радіус — катіон, аніон чи атом Гідрогену? Чому?
80. Укажіть у поданому переліку частинку із найбільшим радіусом і найменшим радіусом: атом Ar, йони K^+ , Ca^{2+} , Cl^- . Відповідь обґрунтуйте.

14

Йонний зв'язок. Йонні сполуки

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, як сполучаються йони один з одним;
- зрозуміти будову йонних речовин;
- пояснювати фізичні властивості сполук, які складаються з йонів.

Йонний зв'язок. Йонні сполуки. Існує багато речовин, які утворилися внаслідок сполучення позитивно і негативно заряджених йонів завдяки дії електростатичних сил.

Взаємодію між протилежно зарядженими йонами в речовині називають йонним зв'язком.

Катіон і аніон притягуються один до одного тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту — чим менші їхні радіуси. Про це свідчить один із законів фізики.

Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками.

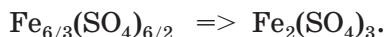
До речовин, які мають йонну будову, належать більшість оксидів металічних елементів, луги, сполуки лужних елементів із галогенами, Сульфуром тощо. Ці речовини містять катіони металічних елементів (наприклад, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}). Аніонами в йонних оксидах є йони O^{2-} , в лугах — OH^- , в інших йонних сполуках — Cl^- , S^{2-} , NO_3^- тощо. Зауважимо, що жодна сполука двох неметалічних елементів, наприклад хлороводень HCl , вуглекислий газ CO_2 , йонів не містить.

Для того щоб скласти формулу йонної сполуки, потрібно знати, якими катіоном і аніоном вона утворена, а також заряди цих частинок. Оскільки кожна речовина є електронейтральною, то в йонній сполуці сума зарядів усіх катіонів та аніонів дорівнює нулю.

ВПРАВА. Скласти хімічну формулу сполуки, яка містить йони Fe^{3+} і SO_4^{2-} .

Розв'язання

Записуємо формули катіона й аніона з невеликим проміжком між ними: $\text{Fe}^{3+} \text{SO}_4^{2-}$. Визначаємо найменше число, яке ділиться без залишку на значення зарядів йонів, тобто найменше спільне кратне чисел 3 і 2. Це — число 6. Ділимо його на 3 і 2 й отримуємо відповідні індекси в хімічній формулі сполуки:



Формула йонної сполуки вказує на співвідношення в ній катіонів і аніонів. Наприклад, у літій оксиді Li_2O



Будова йонних сполук. Йонні сполуки за звичайних умов є кристалічними речовинами.

Кристали кожної речовини мають характерну форму (мал. 26), яка є результатом певного й упорядкованого розміщення в речовині



Мал. 26.
Природні
кристали

ні атомів, молекул або йонів. Якщо розглянути кухонну сіль кризь збільшувальне скло, то можна побачити кристали-кубики.

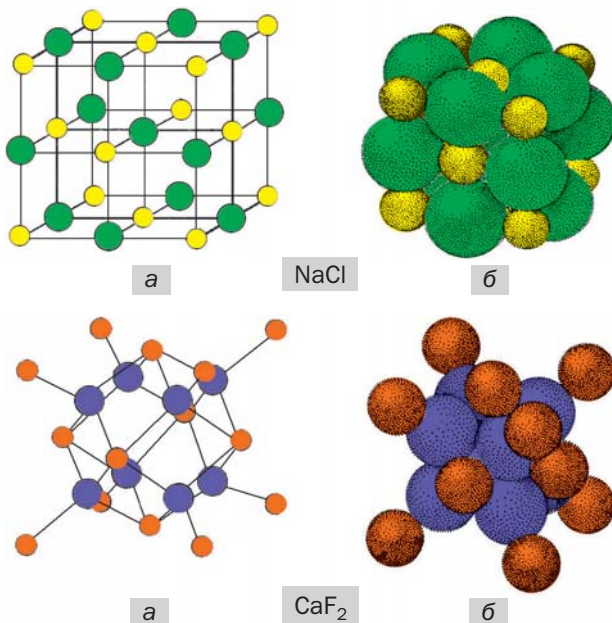
У кристалі йонної речовини кожен катіон перебуває в контакті з певною кількістю аніонів, а аніон — із такою самою або іншою кількістю катіонів. У будь-якому напрямку спостерігається чітке чергування катіонів та аніонів. Послідовність розміщення йонів усередині кристала залежить від складу речовини, тобто співвідношення катіонів і аніонів, а також від співвідношення радіусів цих частинок.

Існують також аморфні йонні речовини. До них, зокрема, належить скло. Воно складається з різних йонів, які безладно розміщені в речовині. Зі скла можна виготовити предмет будь-якої форми, навіть схожий на кристал, але якщо його розбити, то отримаємо безформні уламки.

Кристалічні ґратки. Внутрішню будову кристалів описують за допомогою моделі, назва якої — *кристалічні ґратки*. Це схема або тривимірний макет розміщення частинок у маленькому об'ємі кристала (мал. 27). За такою моделлю можна відтворити будову речовини в цілому.

Кульки в кристалічних ґратках імітують йони, атоми, молекули. Ці частинки перебувають у так званих вузлах кристалічних ґраток. У кулестержневих моделях (мал. 27, а) кульки мають довільні розміри й не торкаються одна одної. Використовують ще й масштабні моделі (мал. 27, б). У них радіуси кульок пропорційні радіусам частинок, і найближчі кульки контактують одна з одною (частинки щільно «упаковані» в кристалі). Кулестержнева модель є наочнішою, бо маленькі кульки в ній не заважають «зазирнути» всередину кристала.

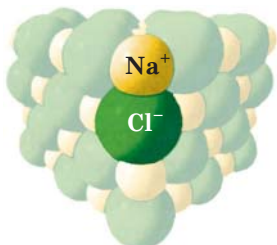
Мал. 27.
Кристалічні ґратки йонних сполук:
а — куле-стержневі моделі;
б — масштабні моделі.
Жовті кульки — катіони Na^+ , «цегляні» — Ca^{2+} ; зелені — аніони Cl^- , сині — F^-



Якщо в кристалічних ґратках йонної сполуки виділити найменший фрагмент, що повторюється, то він відповідає її хімічній формулі (мал. 28).

Фізичні властивості йонних сполук. Йони сполучаються один з одним досить міцно. Для того щоб зруйнувати йонний зв'язок, необхідно затратити чималу енергію. Цим пояснюють високі температури плавлення і кипіння більшості йонних речовин. Під час плавлення кристали руйнуються, зв'язки між йонами послаблюються, а під час кипіння йони відокремлюються один від

Мал. 28.
Найменший повторюваний фрагмент кристалічних ґраток кухонної солі



одного й «вилітають» із рідини. Натрій хлорид NaCl плавиться за температури $801\text{ }^\circ\text{C}$ (її не можна досягти, нагріваючи речовину за допомогою спиртівки чи лабораторного газового пальника), а кипить за температури $1465\text{ }^\circ\text{C}$. Температури плавлення і кипіння іншої йонної сполуки — магній оксиду MgO — ще вищі: 2825 і $3600\text{ }^\circ\text{C}$. Пояснити це можна так. Йони Mg^{2+} і O^{2-} мають більші заряди і менші радіуси, ніж йони Na^+ і Cl^- відповідно, і тому міцніше сполучаються. Отже, щоб розплавити магній оксид, потрібно нагріти сполуку до вищої температури, ніж натрій хлорид.

Йонні речовини у твердому стані не проводять електричний струм, а в рідкому (розплавленому) стані є електропровідними.

Відомо, що електричний струм — це напрямлений рух заряджених частинок (електронів, йонів). У кристалі йони зафіксовані й переміщуватися не можуть. Під час плавлення кристали перетворюються на рідину, в якій йони рухаються в довільних напрямках. Унаслідок занурення в розплав електродів, з'єднаних із джерелом постійного струму (акумулятором), катіони починають рухатися до негативно зарядженого електрода, аніони — до позитивно зарядженого. Так у розплавленій йонній речовині виникає електричний струм.

ВИСНОВКИ

Йонний зв'язок — це взаємодія між протилежно зарядженими йонами в речовині.

До йонних сполук належать багато оксидів та інших сполук металічних елементів.

Більшість йонних сполук за звичайних умов перебуває у кристалічному стані.

Будову кристала описують за допомогою кристалічних ґраток. Кожний йон у кристалі йонної сполуки оточений кількома протилежно зарядженими йонами.

Йонний зв'язок досить міцний. Тому йонні речовини мають високі температури плавлення і кипіння. У розплавленому стані сполуки, які складаються з йонів, проводять електричний струм.



81. Який хімічний зв'язок називають йонним?
82. Укажіть хімічні формули, які належать йонним речовинам: CO_2 , O_2 , Al_2O_3 , NH_3 , Na_2S , HCl , BaF_2 , Fe . Поясніть свій вибір.
83. Напишіть формули йонів, із яких складаються:
 - а) оксиди ZnO , Cr_2O_3 ;
 - б) основи LiOH , Ba(OH)_2 .
84. Складіть формули сполук, що утворені такими йонами:
 - а) Ag^+ і O^{2-} ;
 - б) Sr^{2+} і OH^- ;
 - в) Al^{3+} і NO_3^- ;
 - г) Na^+ і PO_4^{3-} .
85. Що таке кристалічні ґратки? Які частинки розміщені у вузлах кристалічних ґраток речовин CaS , Li_3N , BaH_2 , KOH ?
86. Яка сполука, на ваш погляд, має вищу температуру плавлення:
 - а) Li_2O чи Na_2O ;
 - б) CaO чи CaF_2 ?Відповіді обґрунтуйте і перевірте, знайшовши відповідну інформацію в інтернеті.
87. Обчисліть масові частки йонів у сполуках Mg_3N_2 і Mg(OH)_2 .

15

Ковалентний зв'язок

Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти, як сполучаються атоми один з одним;

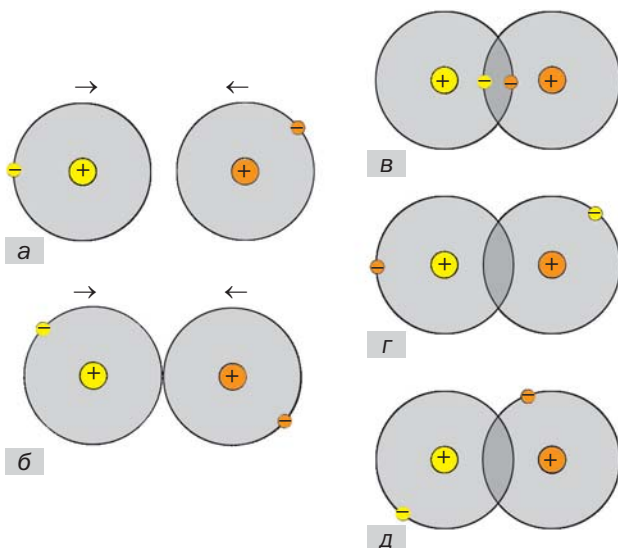
- з'ясувати, який зв'язок називають ковалентним;
- розрізнити простий, подвійний і потрійний ковалентний зв'язок;
- складати повні та скорочені електронні формули молекул.

Сполучатися можуть не лише протилежно заряджені йони, а й електронейтральні атоми — однакові чи різні. Завдяки цьому існують речовини молекулярної та атомної будови.

Зв'язок у молекулі H_2 . Молекула водню складається із двох атомів Гідрогену, кожен з яких має один електрон (мал. 29, а). Електронна формула атома Гідрогену — $1s^1$, а її графічний варіант — $1s \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$.

Для того щоб утворилася молекула H_2 , двом атомам Гідрогену передусім необхідно зблизитися. Зі зменшенням відстані між ними посилюється притягання негативно зарядженого електрона одного атома до позитивно зарядженого ядра іншого атома.

Мал. 29.
Утворення молекули H_2 :
а — два окремі атоми Гідрогену;
б — контакт атомів;
в, г, д — молекула H_2 із перекритими орбіталями і різним розміщенням електронів

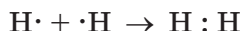


У певний момент орбіталі двох атомів сконтактують (мал. 29, б), а потім почнуть проникати одна в одну. Відштовхування між позитивно зарядженими ядрами атомів зростатиме. У якийсь момент сили притягання та відштовхування зрівняються, і атоми зупиняться (мал. 29, в). Через утворену ділянку перекривання орбіталей електрони постійно «мандруватимуть» від одного атома до іншого (мал. 29, в—д). Кожен атом Гідрогену отримуватиме додатковий електрон і вигідну двоелектронну оболонку (як в атома інертного елемента Гелію). У двох атомів виникає спільна електронна пара.

Зв'язок між атомами, зумовлений утворенням спільних електронних пар, називають ковалентним¹ зв'язком.

Ковалентний зв'язок у молекулі водню зображують двома способами: **H:H** або **H—H**. Перший запис називають *електронною формулою молекули*; у ньому кожен електрон позначають крапкою. Другий запис — *графічна формула*, відома вам із курсу хімії 7 класу. Відтепер ви знатимете, що рискою позначають спільну електронну пару двох атомів.

Утворення молекули водню з атомів можна зобразити схемою



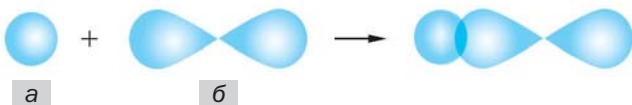
Зв'язок у молекулі HCl. Розглянемо, як сполучаються два різні атоми — Гідрогену і Хлору — в молекулу HCl.

► Запишіть електронні формули цих атомів.

¹Слово походить від латинського префікса *co* (у перекладі — з, разом) і терміна «валентність».

Мал. 30.

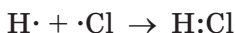
Перекривання орбіталей атомів під час утворення молекули HCl:
 а — 1s-орбіталь атома H;
 б — 3p-орбіталь атома Cl із неспареним електроном



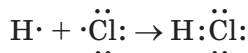
Електронна і графічна формули молекули хлороводню —



а схема утворення молекули HCl із атомів така:

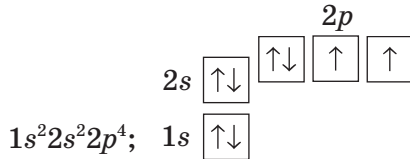


Формулу молекули з позначенням спільної електронної пари називають *спрощеною* електронною формулою. Якщо вказати всі зовнішні електрони кожного атома, то отримаємо *повну* електронну формулу. Відповідна схема утворення молекули хлороводню має такий вигляд:

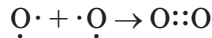


Зв'язок у молекулах O₂ і N₂. Між атомами Оксигену в молекулі кисню O₂ існує ковалентний зв'язок, який відрізняється від зв'язків у молекулах H₂ і HCl.

Електронна формула атома Оксигену та її графічний варіант:



У p -орбіталах атома Оксигену перебувають два неспарені електрони. Під час сполучення двох атомів ці електрони утворюють дві спільні електронні пари:



Тепер кожний атом Оксигену має вісім зовнішніх електронів. Повна електронна формула молекули кисню $\ddot{O}::\ddot{O}$, а графічна формула $O=O$.

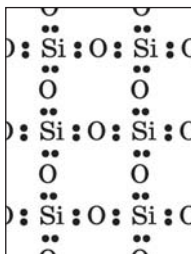
Ковалентний зв'язок, що реалізується за допомогою однієї спільної електронної пари (наприклад, у молекулах H_2 , HCl), називають *простим* зв'язком. Якщо атоми мають дві спільні пари електронів (наприклад, у молекулі O_2), то зв'язок є *подвійним*. Існує ще й *потрійний* зв'язок, який здійснюється трьома спільними електронними парами. Ним сполучені атоми в молекулі азоту N_2 :



Ковалентний зв'язок існує в простих і складних речовинах не тільки молекулярної, а й атомної будови (мал. 31). Лише в інертних газах він відсутній.

Із викладеного матеріалу можна зробити висновок: необхідною умовою для утворен-

Мал. 31.
Ковалентні зв'язки в силіцій(IV) оксиді SiO_2



ня ковалентного зв'язку між атомами є наявність у кожного з них одного або кількох неспарених електронів. Запам'ятайте: *атоми неметалічних елементів сполучаються між собою ковалентним зв'язком.*

ВИСНОВКИ

Ковалентний зв'язок реалізується між двома атомами внаслідок утворення однієї, двох або трьох спільних електронних пар із неспарених електронів цих атомів.

Зв'язок між атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називають простим зв'язком, за допомогою двох пар — подвійним, а трьох пар — потрійним.

Ковалентними зв'язками сполучаються один з одним атоми неметалічних елементів.



88. Який хімічний зв'язок називають ковалентним? Між якими частинками він реалізується?
89. Поясніть, чому не може брати участь в утворенні ковалентного зв'язку:
 - а) атом Магнію;
 - б) атом Неону.
90. Серед наведених формул укажіть ті, які належать речовинам із ковалентним зв'язком: Br_2 , H_2O , NaBr , BaS , K_2O , Ca_3N_2 , CH_4 .
91. Запишіть спрощені та повні електронні формули, а також графічні формули молекул I_2 , SiH_4 і SO_3 .
92. Розгляньте утворення ковалентного зв'язку внаслідок сполучення двох атомів Флуору в молекулу F_2 . Назвіть орбіталі, які зазнають перекивання. Опишіть особливості цього зв'язку.
93. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі води. Складіть схеми утворення цієї молекули з атомів Гідрогену і Оксигену, використавши спрощені та повні електронні формули частинок. Зобразіть графічну формулу молекули води.

16

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність елементів

Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти, чому в молекулі на атомах різних елементів виникають електричні заряди;
- розрізнити полярний і неполярний ковалентний зв'язок;
- з'ясувати, яку властивість атома називають електронегативністю.

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Складних речовин молекулярної та атомної будови існує значно більше, ніж простих. Тому ковалентний зв'язок між різними атомами трапляється частіше, ніж між однаковими. У таких випадках спільні електронні пари зазвичай належать «більшою мірою» одному з атомів.

Розглянемо молекулу хлороводню HCl . Згідно з результатами досліджень, два електрони, що забезпечують ковалентний зв'язок у цій молекулі, частіше перебувають в атомі Хлору, ніж в атомі Гідрогену. Спільна електронна пара виявляється зміщеною до атома Хлору:



У результаті атом Хлору набуває невеликого негативного заряду, меншого за одиницю (він дорівнює $-0,2$), а атом Гідрогену — такого самого заряду за значенням, але позитивного ($+0,2$).

Для загального позначення дробових зарядів на атомах використовують грецьку літеру δ («дельта») разом зі знаком «+» або «-».

Розглянуту особливість ковалентного зв'язку в молекулі хлороводню зображують так:



Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають полярним зв'язком, а за відсутності такого зміщення — неполярним зв'язком.

Полярний ковалентний зв'язок реалізується в молекулах багатьох складних речовин — HF, NH₃, SO₃, SiCl₄, H₃PO₄ тощо, а також у йонах OH⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻ та ін. Неполярним ковалентним зв'язком сполучені атоми в молекулах неметалів, у деяких речовинах атомної будови (наприклад, графіті, алмазі).

► Який вид ковалентного зв'язку існує в молекулах Br₂, HBr?

Електронегативність елементів. Хімічні елементи зазвичай різняться здатністю утримувати спільні електронні пари ковалентних зв'язків.

Властивість атома елемента зміщувати у свій бік електронну пару, спільну з іншим атомом, називають електронегативністю.

Зваживши на полярність ковалентного зв'язку в молекулі HCl, можна стверджувати, що Хлор — більш електронегативний елемент, ніж Гідроген.

Для кількісної оцінки електронегативності елементів використовують таблицю, складену американським ученим Л. Полінгом (табл. 6). Згідно з нею найменш електронегативним елементом є Цезій, а най-

більш електронегативним — Флуор. Металічні елементи мають нижчі значення електронегативності, ніж неметалічні. Це й зрозуміло, оскільки атоми металічних елементів здатні втрачати електрони й перетворюватися на катіони, а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на аніони.

Таблиця 6

Значення електронегативності елементів 1—3 періодів

Період	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
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 —

У періодах електронегативність елементів зростає зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.

У таблиці 6 відсутні значення електронегативності Гелію, Неону, Аргону. Атоми цих елементів не здатні сполучатися з іншими атомами, а також перетворюватися на катіони чи аніони.

Передбачити полярність чи неполярність ковалентного зв'язку, користуючись таблицею електронегативності, дуже просто. Якщо атоми мають однакову електронегативність, то зв'язок між ними неполярний. Неполярні ковалентні зв'язки існують, наприклад, у молекулах N₂, PH₃, CS₂. Атоми неметалічних елементів із різною електронегативністю сполучаються полярними ковалентними зв'язками.

Цікаво знати

Електричний заряд на кожному атомі Гідрогену в молекулі води становить $+0,17$, а на атомі Оксигену $-0,34$.

Розглянемо молекулу води H_2O . Між атомом Оксигену і кожним атомом Гідрогену існує простий ковалентний зв'язок; таких зв'язків у молекулі — два. Оскільки Оксиген має вищу електронегативність (3,5), ніж Гідроген (2,1), то його атом зміщує до себе спільні електронні пари:



Отже, ковалентні зв'язки в молекулі води є полярними.

- Зобразіть графічну формулу молекули амоніаку NH_3 та позначте над символами елементів часткові заряди на атомах.

Чим більшою є різниця електронегативності елементів, тим полярніший зв'язок між їхніми атомами.

- У якій молекулі — HCl чи HI — ковалентний зв'язок більш полярний?

ВИСНОВКИ

Якщо ковалентний зв'язок утворюється між атомами різних елементів, то вони здебільшого набувають невеликих зарядів унаслідок зміщення спільних електронних пар від одних атомів до інших. Такий ковалентний зв'язок називають полярним. Якщо зміщення спільних електронних пар немає, то зв'язок є неполярним.

Властивість атома зміщувати до себе електронну пару, спільну з іншим атомом, називають електронегативністю. Електронегативність елементів зростає в періодах зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.

- пояснювати фізичні властивості молекулярних речовин;
- зрозуміти будову і фізичні властивості речовин, які складаються з атомів.

Міжмолекулярна взаємодія. Речовина незалежно від її будови може перебувати у трьох агрегатних станах. Твердий і рідкий стани молекулярних речовин існують завдяки тому, що молекули притягуються одна до одної, хоча кожна є незарядженою частинкою. Таке явище називають *міжмолекулярною взаємодією*.

На відміну від міцних ковалентного та йонного зв'язків, взаємодія між молекулами досить слабка. Вона зумовлена притяганням електронів атомів однієї молекули до ядер атомів інших молекул, а в багатьох випадках — ще й взаємним притяганням атомів із невеликими протилежними зарядами, які належать різним молекулам. Такий вид взаємодії реалізується, наприклад, у воді, деяких органічних сполуках. Він є важливою умовою для існування живих організмів на нашій планеті.

Фізичні властивості молекулярних речовин. Унаслідок того, що молекули слабко притягуються одна до одної, речовини молекулярної будови істотно відрізняються від йонних сполук за фізичними властивостями. Для молекулярних речовин характерні легкість, низька твердість, невисокі температури плавлення і кипіння. Деякі речовини, які складаються з молекул, під час нагрівання переходять із твердого стану в газуватий, минаючи рідкий. Таке явище називають сублимацією¹. Цю властивість мають, наприклад, йод I₂, карбон(IV) оксид

¹Термін походить від латинського слова *sublimare* — підняти вгору.

Мал. 32.
Сублімація
йоду (а)
і карбон(IV)
оксиду (б)



CO_2 (мал. 32)¹. Лід за температури, нижчої за $0\text{ }^\circ\text{C}$, також перетворюється на пару, щоправда, досить повільно. Завдяки цьому випрана білизна висихає і на морозі.

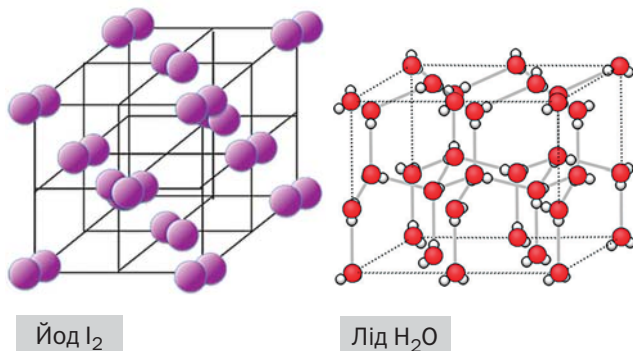
Чимало молекулярних речовин мають запах. Вам добре відомий різкий запах сульфур(IV) оксиду, або сірчистого газу SO_2 ; речовина утворюється під час запалювання сірника (сірка є у складі його голівки). Газ амоніак NH_3 також легко впізнати за запахом. Він виділяється з водного розчину цієї сполуки, відомого під назвою «нашатирний спирт». Не можна сплутати за запахом з іншими речовинами оцтову кислоту CH_3COOH , водний розчин якої (оцет) використовують у побуті.

Молекулярні речовини в будь-якому агрегатному стані не проводять електричний струм, оскільки складаються з електронейтральних частинок. Багато твердих речовин цього типу утворюють кристали (мал. 33).

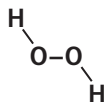
Хімічні формули деяких молекулярних речовин мають кратні індекси. Це стосується, наприклад, формули гідроген пероксиду

¹ Твердий карбон(IV) оксид називають «сухим льодом». За підвищення температури він не плавиться, а перетворюється на газ (вуглекислий). Сухий лід раніше використовували для зберігання морозива.

Мал. 33.
Кристалічні
гратки
молекулярних
речовин



(перекису водню) H_2O_2 . Графічна формула молекули сполуки:



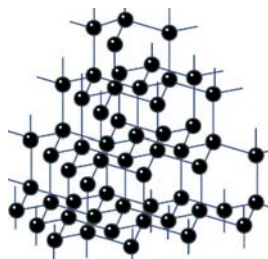
Хімічну формулу H_2O_2 , яка показує реальний склад молекули гідроген пероксиду, називають істинною, а запис HO — найпростішою формулою. Для більшості молекулярних речовин істинні формули збігаються з найпростішими.

Речовини атомної будови. Існують речовини, у яких усі атоми сполучені один з одним ковалентними зв'язками. Серед них — прості речовини кількох неметалічних елементів (наприклад, бор, графіт, алмаз, силіцій), деякі складні речовини (наприклад, силіцій(IV) оксид SiO_2).

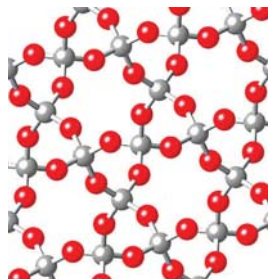
Кристал речовини, яка складається з атомів, є ніби однією гігантською молекулою (мал. 34). Внаслідок того, що ковалентні зв'язки міцні, речовини атомної будови мають високі температури плавлення і кипіння, практично не розчиняються у воді та інших розчинниках, а деякі вирізняються дуже високою твердістю (алмаз, силіцій(IV) карбід SiC).



Алмаз С



Кварц SiO_2



Мал. 34.
Речовини
атомної
будови та їхні
кулестержневі
моделі

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

Ознайомлення з фізичними властивостями речовин різної будови

Вам видано графіт (речовина атомної будови), сечовину (речовина молекулярної будови) і калій бромід (речовина йонної будови).

У вашому розпорядженні є штатив із пробірками, шпатель, промивалка з водою, скляна паличка, лабораторний штатив із кільцем, порцелянові чашки, сухе пальне, керамічна підставка.

Розгляньте кожну речовину. Визначте, чи розчиняються речовини у воді.

Дослідіть поведінку речовин під час нагрівання. Яку речовину вдалося розплавити?

Зазначте в таблиці будову кожної речовини, тип хімічного зв'язку, який реалізується в ній, та фізичні

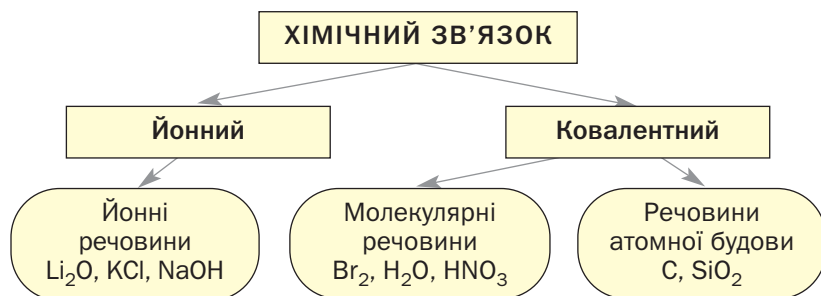
властивості — агрегатний стан, колір, характер часточок, розчинність у воді, здатність до плавлення за помірного нагрівання:

Характеристика речовини	Речовина		
	графіт	сечовина	калій бромід

Викладені в цьому і попередніх параграфах відомості про хімічний зв'язок і будову речовин підсумовує схема 5.

Схема 5

Типи хімічного зв'язку і будова речовин



Метали мають атомну будову. Однак у них реалізується інший тип хімічного зв'язку — *металічний*, який відрізняється від йонного і ковалентного. Метали складаються зі щільно «упакованих» атомів. Їхні зовнішні орбіталі перекриваються, і електрони постійно переходять від одних атомів до інших. Завдяки цьому метали виявляють характерні фізичні властивості, зокрема проводять електричний струм.

ВИСНОВКИ

Молекули притягуються одна до одної досить слабо. Тому речовини молекуляр-

ної будови мають невисоку твердість, низькі температури плавлення і кипіння, а деякі — запах. Молекулярні речовини не проводять електричний струм.

У речовинах атомної будови всі атоми міцно сполучені між собою. Характерні фізичні властивості таких речовин — високі температури плавлення і кипіння. Вони не розчиняються у воді, мають високу твердість.



103. Що називають міжмолекулярною взаємодією? Чим вона зумовлена?
104. Сполука X за звичайних умов перебуває у твердому стані, має запах, а за слабкого нагрівання плавиться. Молекулярною чи йонною є ця сполука? Який тип хімічного зв'язку в ній реалізований?
105. У поданому переліку вкажіть речовини молекулярної будови: парафін, етиловий спирт, калій гідроксид, кальцій оксид, азот, олово, силіцій(IV) оксид. Поясніть свій вибір.
106. Чи можна передбачити будову речовини (йонну, молекулярну, атомну) за її зовнішнім виглядом, агрегатним станом? Відповідь обґрунтуйте.
107. Установіть відповідність:

Формула речовини	Температура плавлення, °C
1) NaN ;	а) +638;
2) HCl ;	б) –114.

Дайте необхідні пояснення.

108. Спробуйте пояснити, чому прості речовини галогени за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах: фтор F_2 і хлор Cl_2 — гази, бром Br_2 — рідина, йод I_2 — тверда речовина.
109. Хлороводень HCl і фтор F_2 мають молекули приблизно однакової маси (підтвердьте це), але істотно різняться за температурами кипіння: $-85\text{ }^\circ\text{C}$ (HCl) та $-188\text{ }^\circ\text{C}$ (F_2). У чому, на вашу думку, причина такої відмінності?
110. Карборунд SiC — сполука атомної будови. Спрогнозуйте фізичні властивості речовини та перевірте ваше передбачення, відшукавши відповідну інформацію в інтернеті.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Дослідження фізичних властивостей речовин

Вам видано такі кристалічні речовини:

варіант 1 — калійна селітра, кварцовий пісок, сірка;

варіант 2 — кальцинована сода, лимонна кислота, алюміній.

У вашому розпорядженні є штатив із пробірками, промивалка з водою, скляна паличка, лабораторний штатив із кільцем, порцелянова чашка, сухе пальне, керамічна підставка.

Розгляньте речовини. Який колір і характер часточок кожної з них? Зовнішній вигляд яких речовин свідчить про те, що вони є кристалічними?

Перевірте, чи розчиняються речовини у воді.

З'ясуйте поведінку речовин під час нагрівання. Зауважимо, що серед речовин кожного варіанта в полум'ї сухого пального розплавиться лише одна — із найнижчою температурою плавлення. Визначте цю речовину, відшукавши відповідні відомості в інтернеті або довіднику, і здійсніть її нагрівання.

Заповніть таблицю, вказавши фізичні властивості кожної речовини — колір, характер часточок, розчинність у воді, температуру плавлення, і зробіть висновок щодо будови й типу хімічного зв'язку в ній:

Характеристика речовини	Речовина		

З розділ

Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

Кілька століть тому алхіміки перед початком дослідів і після їх завершення зважували речовини, визначали їхні об'єми. Після відкриття Ломоносовим і Лавуазьє закону збереження маси речовин під час реакцій хімія почала швидко розвиватися, набуваючи статусу точної науки. Нині розрахунки є невід'ємною частиною хімічних досліджень.

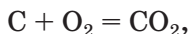
18

Кількість речовини

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти суть фізичної величини «кількість речовини», а також одиниці її вимірювання — моля;
- з'ясувати, скільки і яких частинок міститься в 1 моль речовини;
- розв'язувати задачі на обчислення або використання кількості речовини.

Кількість речовини. Вам відомо, що речовини мають різну будову — атомну, молекулярну, йонну. Перетворення одних речовин на інші відбуваються внаслідок сполучення атомів у молекули, розпаду молекул на атоми, перегрупування атомів або йонів. Коментуючи реакцію горіння вуглецю



ви скажете, що кожний атом Карбону взаємодіє з однією молекулою кисню з утворенням молекули вуглекислого газу.

Щоб підготувати хімічний досвід, немає потреби перераховувати атоми, молекули реагентів. Це й неможливо зробити. Хіміки використовують фізичну величину, яка визначається кількістю найменших частинок речовини в певній її порції. Назва цієї величини — *кількість речовини*. Її позначають латинською літерою *n*; раніше для цього використовували грецьку літеру *v* («ню»).

Цікаво знати

Кількість речовини використовують для характеристики складу розчинів у наукових дослідженнях.

Одиницею вимірювання кількості речовини є моль¹.

Порція простої речовини атомної будови в 1 моль містить 602 000 000 000 000 000 000 000 атомів. Це число можна записати як $602 \cdot 10^{21}$ (21 — кількість нулів у першому записі числа), або $6,02 \cdot 10^{23}$. В 1 моль² речовини молекулярної будови міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

► Скільки молекул міститься в 1/2 моль вуглекислого газу?

У разі йонних сполук і складних речовин атомної будови число $6,02 \cdot 10^{23}$ стосується

¹ Термін походить від латинського слова *moles* — безліч.

² Слово «моль» не відмінюється, якщо перед ним є число, але відмінюється, якщо числа немає. Приклади словосполучень: взято 5 моль заліза, означення моля.

груп частинок (йонів, атомів), наявних у хімічній формулі речовини¹. Для натрій хлориду NaCl — це катіон Na^+ і аніон Cl^- , а для силіцій(IV) оксиду SiO_2 — атом Силіцію і два атоми Оксигену.

1 моль — порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, молекул або наявних у її хімічній формулі груп атомів чи йонів.

► Скільки катіонів і аніонів в 1 моль літій оксиду?

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ обрано не випадково. Учені визначили, що саме стільки атомів міститься, наприклад, у 12 г графіту, а молекул — у 18 г води. Ці маси чисельно дорівнюють відносній атомній масі Карбону ($A_r(\text{C}) = 12$) або відносній молекулярній масі води ($M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$).

Уявлення про порції деяких речовин в 1 моль можна отримати з малюнка 35.

Поняття «кількість речовини» використовують не лише щодо речовин, а й щодо окремих частинок, зокрема йонів.

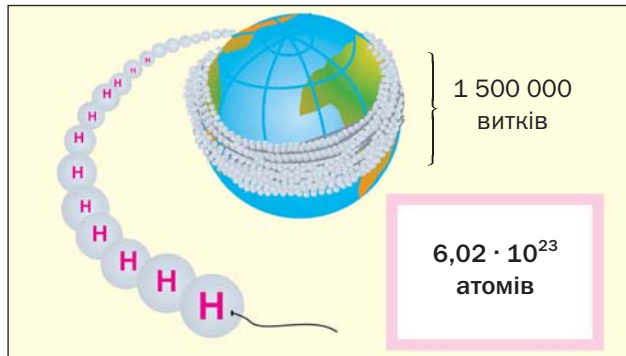
Мал. 35.
Порції речовин
в 1 моль:
а — алюміній;
б — вода;
в — кухонна
сіль



¹Таку групу йонів або атомів називають формульною одиницею.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ в мільярди разів перевищує кількість волосин на головах, у вусах, бородах усіх людей, які живуть на Землі. Якщо вкрити земну поверхню такою кількістю тенісних м'ячиків, то товщина цього «покриття» досягатиме 100 км. Якщо ж розмістити $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену, найменших серед усіх атомів, упритул один до одного в лінію, то її довжина становитиме приблизно $6 \cdot 10^{10}$ км. Ниткою такої довжини можна обмотати земну кулю по екватору понад 1 500 000 разів (мал. 36).

Мал. 36.
1 моль атомів
Гідрогену



Числу $6,02 \cdot 10^{23}$ відповідає стала, яку назвали сталою Авогадро на честь італійського вченого А. Авогадро. Її позначення — N_A , а розмірність пояснює такий вираз:

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

Виведемо формулу для обчислення кількості речовини за кількістю найменших частинок. Припустимо, що порція речовини містить N молекул. Міркуємо так:

в 1 моль речовини міститься N_A молекул,
в n моль речовини — N молекул.

Згідно з пропорцією:

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

Амедео Авогадро (1776—1856)



Видатний італійський фізик і хімік. Висунув гіпотезу про молекулярну будову речовин, зокрема газів. Відкрив один із законів для газів (1811), згодом названий його іменем. Уточнив атомні маси деяких елементів, визначив склад молекул води, амоніаку, метану, сірководню, вуглекислого і чадного газів, деяких інших сполук. Запропонував експериментальні методи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

Розв'язування задач. Розглянемо, як розв'язують задачі на розрахунок і використання кількості речовини.

ЗАДАЧА 1. Визначити кількість речовини алюмінію, в якій міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ атомів.

Дано:

$$N(\text{Al}) = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ атомів}$$

$$n(\text{Al}) = ?$$

Розв'язання

Скористаємося формулою, яка відображає зв'язок між кількістю речовини і кількістю частинок (атомів):

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= \frac{N(\text{Al})}{N_{\text{A}}} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ &= \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Відповідь: $n(\text{Al}) = 5$ моль.

В 1 моль будь-якої молекулярної речовини завжди міститься більше, ніж 1 моль атомів. Наприклад, в 1 моль кисню O_2 — 2 моль атомів Оксигену, а в 1 моль метану CH_4 — 1 моль атомів Карбону і 4 моль атомів Гідрогену або 5 моль усіх атомів.

► Яка кількість речовини атомів міститься в 1 моль озону O_3 , у 2 моль білого фосфору P_4 , в 0,5 моль амоніаку NH_3 ?

Кількість речовини йонів у йонній сполуці обчислюють аналогічно.

ЗАДАЧА 2. Обчислити кількості речовини катіонів і аніонів у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 , взятому кількістю речовини 4 моль.

Дано:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = ?$$

$$n(\text{O}^{2-}) = ?$$

Розв'язання

Складники формули оксиду Fe_2O_3 — два йони Fe^{3+} і три йони O^{2-} . Тому 1 моль Fe_2O_3 містить 2 моль йонів Fe^{3+} і 3 моль йонів O^{2-} . У 4 моль цієї сполуки кількості речовини йонів у чотири рази більші:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 \text{ моль} = 8 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 \text{ моль} = 12 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{Fe}^{3+}) = 8 \text{ моль}$; $n(\text{O}^{2-}) = 12 \text{ моль}$.

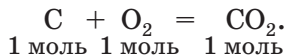
За хімічною формулою сполуки можна визначити співвідношення в ній кількостей речовини атомів, йонів. Наприклад, у метані CH_4

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

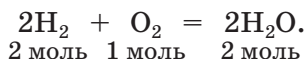
а у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Повернімося до хімічної реакції $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$, згаданої на початку параграфа. Якщо вести мову не про один атом Карбону і одну молекулу кисню чи вуглекислого газу, а про $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок кожного типу, то рівняння реакції з відповідними записами матиме такий вигляд:



Отже, кількості речовини реагентів і продуктів відповідають (або пропорційні) коефіцієнтам у хімічному рівнянні. Це справедливо для будь-якої реакції. Наводимо ще один приклад:



Кількість речовини в хімії визначають за кількістю її найменших частинок.

Одиниця вимірювання кількості речовини — моль. 1 моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, молекул, груп атомів або йонів, наявних у хімічній формулі речовини. Для обчислення кількості речовини використовують сталу Авогадро — $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.



111. Із чим пов'язують кількість речовини в хімії? Назвіть одиницю вимірювання кількості речовини.
112. Визначте кількості речовини атомів кожного елемента (усно):
 а) в 1 моль броду Br_2 ;
 б) у 3 моль сірководню H_2S ;
 в) в $1/3$ моль фосфіну PH_3 .
113. Замість крапок вставте пропущені цифри:
 а) у 3 моль води H_2O міститься ... моль молекул, ... моль атомів Гідрогену, ... моль атомів Оксигену;
 б) у 2 моль йонної сполуки $\text{Ca}(\text{OH})_2$ міститься ... моль йонів Ca^{2+} і ... моль йонів OH^- .
114. Виконайте розрахунки і заповніть таблицю:

$\text{N}(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$, моль	$n(\text{H})$, моль	$n(\text{P})$, моль	$n(\text{O})$, моль
$12,04 \cdot 10^{23}$				

115. Визначте кількість речовини вуглекислого газу, в якій містяться (усно):
 а) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул;
 б) $12,04 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену.
116. Чи може 1 моль речовини містити більш ніж $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів? Відповідь поясніть і наведіть приклади.
117. У якій кількості речовини кальцій хлориду CaCl_2 міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ йонів Ca^{2+} ? Скільки йонів Cl^- у такій порції сполуки? (Усно.)
118. Визначте кількість речовини метану CH_4 , у якій міститься стільки атомів, скільки їх перебуває:
 а) в 1 моль оксиду P_2O_3 ; в) у 2,5 моль оксиду CO .
 б) в 0,3 моль кислоти HNO_3 ;

119. У якій кількості речовини кухонної солі NaCl міститься стільки йонів, скільки їх перебуває:
- а) в 0,2 моль оксиду CaO; в) в 0,4 моль сполуки Na₂S?
б) у 2 моль оксиду Li₂O;
120. Назвіть співвідношення кількостей речовини елементів у речовинах із формулами CaO, MgF₂, HClO₄, Fe(OH)₃.
121. Прокоментуйте хімічні реакції, використавши поняття «моль»:
- а) $S + 2Cl_2 = SCl_4$; в) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2 \uparrow$.
б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;

19 Молярна маса

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярна маса»;
- обчислювати значення молярних мас простих і складних речовин;
- розв'язувати задачі з використанням молярних мас.

Молярна маса. Важливою величиною, яка пов'язана з кількістю речовини, є *молярна маса*. Її використовують у багатьох розрахунках під час підготовки до хімічного експерименту чи впровадження технологічних процесів на заводах, опрацювання результатів дослідження хімічних реакцій.

Молярна маса — це маса 1 моль речовини.

Молярну масу позначають латинською літерою *M*. Її розмірність — г/моль.

Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі. Для того щоб записати молярну масу речовини, достатньо вказати значення відповідної від-

носної атомної чи молекулярної маси і додати розмірність — г/моль:

$$A_r(\text{C}) = 12 \quad \Rightarrow \quad M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль};$$
$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 34 \quad \Rightarrow \quad M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}.$$

Складні речовини атомної та йонної будови не містять молекул. Для них молярні маси чисельно дорівнюють сумах відносних мас атомів або йонів¹ — складників хімічних формул речовин²:

$$M(\text{Li}_2\text{S}) = 2M(\text{Li}^+) + M(\text{S}^{2-}) = 46 \text{ г/моль}.$$

► Обчисліть і запишіть значення молярних мас амоніаку NH_3 і алюміній оксиду Al_2O_3 .

Оскільки поняття «моль» використовують не лише щодо речовин, а й щодо найдрібніших частинок (атомів, молекул, йонів), то і для них існують молярні маси. Зваживши на те, що маса 1 моль йонів OH^- становить $16 \text{ г} + 1 \text{ г} = 17 \text{ г}$ (масою електронів нехтують), запишемо значення молярної маси цих частинок:

$$M(\text{OH}^-) = 17 \text{ г/моль}.$$

Виведемо формулу, яка описує взаємозв'язок між масою, кількістю речовини і молярною масою. Якщо, наприклад, 1 моль атомів Гідрогену має масу 1 г, то n моль цих атомів — масу, яка в n разів більша, тобто n г. Запишемо відповідну математичну дію:

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

Загальна формула для обчислення маси за кількістю речовини:

$$m = n \cdot M.$$

¹ Про відносні маси йонів див. § 13.

² Молярні маси речовин атомної та йонної будови чисельно дорівнюють їхнім відносним формульним масам.

Звідси

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

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

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

Отже, *молярна маса — це відношення маси до кількості речовини.*

Розв'язування задач. Розглянемо два способи розв'язання задач, що потребують використання молярної маси. Один із них передбачає складання пропорції, а інший — обчислення за наведеними вище формулами.

ЗАДАЧА 1. Визначити кількість речовини метану CH_4 , якщо маса сполуки становить 6,4 г.

Дано:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ г}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Розраховуємо молярну масу сполуки:

$$\begin{aligned} M(\text{CH}_4) &= M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = \\ &= 12 \text{ г/моль} + 4 \cdot 1 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

2. Визначаємо кількість речовини метану складанням пропорції:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{CH}_4 \text{ має масу } 16 \text{ г,} \\ x \text{ моль } \text{CH}_4 \quad \quad \quad 6,4 \text{ г;} \end{array}$$

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6,4};$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 6,4 \text{ г}}{16 \text{ г}} = 0,4 \text{ моль}.$$

2-й спосіб

Скористаємося однією з формул, наведених у параграфі:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{CH}_4) = 0,4 \text{ моль}$.

ЗАДАЧА 2. Обчислити масу заліза, яка відповідає кількості речовини металу 1,5 моль.

Дано:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ моль}$$

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

Розв'язання

1-й спосіб

Залізо — проста речовина, яка складається з атомів елемента Феруму.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль.}$$

Розраховуємо масу заліза складанням пропорції:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль Fe має масу } 56 \text{ г,} \\ 1,5 \text{ моль Fe} \quad \text{—} \quad x \text{ г;} \end{array}$$

$$x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 84 \text{ г.}$$

2-й спосіб

Скористаємося однією з формул, наведених у параграфі:

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = \\ &= 1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 84 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{Fe}) = 84 \text{ г.}$

ЗАДАЧА 3. Обчислити масу 10^{24} атомів Натрію.

Дано:

$$N(\text{Na}) = 10^{24} \text{ атомів}$$

$$m(\text{Na}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1-й спосіб

Оскільки $M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$, то 1 моль атомів Натрію має масу 23 г.

Пам'ятаючи, що 1 моль елемента — це $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомів Na мають масу } 23 \text{ г,} \\ 10^{24} \text{ атомів Na} \quad \text{—} \quad x \text{ г;} \end{array}$$

$$x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ г}}{6,02} = 38,2 \text{ г.}$$

2-й спосіб

1. Розраховуємо кількість речовини Натрію:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}) &= \frac{N(\text{Na})}{N_A} = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ &= \frac{10 \text{ моль}}{6,02} = 1,66 \text{ моль.} \end{aligned}$$

2. Обчислюємо масу атомів Натрію:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}) &= n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = \\ &= 1,66 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 38,2 \text{ г.} \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ г.}$

Молярна маса — це маса 1 моль речовини. Вона чисельно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі. Для сполуки атомної чи йонної будови значення молярної маси є сумою відносних мас атомів або йонів — складників її хімічної формули.

Молярна маса є відношенням маси до кількості речовини.



122. Установіть відповідність:
- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$; | а) 44 г; |
| 2) $m(\text{CO}_2)$; | б) 44 г/моль; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$; | в) 44. |
123. Обчисліть молярні маси речовин із такими формулами: F_2 , H_2O , SO_2 , Li_2O , Mg_3N_2 , H_2SO_4 , NaOH . (Усно.)
124. Назвіть молярні маси атомів і йонів, що мають такі формули: Cu , Ar , Br , Mg^{2+} , S^{2-} .
125. Маса сполуки, взятої кількістю речовини 0,2 моль, становить 12,8 г. Визначте молярну масу сполуки. (Усно.)
126. Обчисліть масу 0,25 моль магній фосфіду Mg_3P_2 .
127. Маса якої сполуки більша — вуглекислого газу CO_2 , взятого кількістю речовини 2 моль, чи сірчистого газу SO_2 кількістю речовини 1,5 моль? (Усно.)
128. Яка кількість речовини міститься у 24 г магнію, 80 г бромю, 200 г крейди? (Усно.)
129. Де міститься найбільша кількість речовини, а де — найменша: у 10 г кальцію, 16 г кисню чи 8 г натрій гідриду NaH ? (Усно.)
130. Скільки молекул і атомів у 3,4 г амоніаку NH_3 ? (Усно.)
131. Де міститься більше молекул, атомів (усно):
- | |
|---|
| а) у 1 г вуглекислого газу CO_2 чи в 1 г сірчистого газу SO_2 ; |
| б) у 2 моль води чи в 1 моль сульфатної кислоти H_2SO_4 ? |
132. В 1 л мінеральної води «Боржомі» міститься 80 мг йонів Ca^{2+} , 55 мг йонів Mg^{2+} . Кількість яких йонів у цій воді більша? (Усно.)
133. Обчисліть масу однієї молекули води в грамах, використавши молярну масу води і сталу Авогадро.

20

Молярний об'єм. Закон Авогадро

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярний об'єм»;
- зрозуміти, чому в однакових об'ємах різних газів міститься однакова кількість молекул;
- розв'язувати задачі з використанням молярного об'єму газу.

Молярний об'єм. Порцію речовини можна характеризувати не лише за її масою, а й за об'ємом. Тому, крім молярної маси, використовують іншу фізичну величину — *молярний об'єм*.

Молярним об'ємом називають об'єм 1 моль речовини.

Позначення молярного об'єму — V_M , а одиниці вимірювання — $\text{см}^3/\text{моль}$, $\text{л}/\text{моль}$.

Із курсу фізики вам відома формула, що об'єднує масу речовини (m), її густину (ρ) і об'єм (V):

$$m = \rho \cdot V.$$

Аналогічний зв'язок існує між молярною масою і молярним об'ємом:

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$M = \rho \cdot V_M.$$

Із цієї формули отримуємо іншу:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

За нею можна обчислити молярний об'єм будь-якої речовини. Для цього потрібно розрахувати молярну масу речовини і використати значення її густини (з довідника).

Кожна тверда і рідка речовина має своє значення молярного об'єму (наприклад, для алюмінію, кухонної солі, води та етилового спирту — 10, 27, 18 і 58 см³/моль відповідно). Молярні об'єми речовин у твердому і рідкому станах, як і їхні густини, майже не залежать від температури і тиску.

Гази під час нагрівання або зниження тиску істотно розширюються, а внаслідок охолодження або підвищення тиску стискуються. Це зумовлено тим, що відстані між молекулами в газах дуже великі (у твердих і рідких речовинах найменші частинки перебувають у контакті одна з одною). Зі зміною умов змінюються також густина газу і його молярний об'єм. Тому, надаючи значення цих фізичних величин, обов'язково вказують відповідні температуру і тиск.

Нормальні умови (н. у.) — 0 °С; 760 мм рт. ст.

Для газів за н. у.
 $V_M = 22,4$ л/моль

Учені встановили, що молярний об'єм різних газів за однакових умов один і той самий. Зокрема, за температури 0 °С і тиску 760 мм рт. ст. (або 101,3 кПа) він становить 22,4 л/моль. Наведені умови називають *нормальними* (скорочено — *н. у.*).

1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

Описуючи фізичні властивості речовини, вказують її агрегатний стан за звичайних умов. У цьому разі йдеться про умови, які найчастіше існують у приміщенні, де вивчають або використовують речовину. Це — температура приблизно +20 °С і тиск приблизно 760 мм рт. ст.

Зв'язок між об'ємом (V), кількістю речовини (n) і молярним об'ємом (V_M) описує така формула (спробуйте її вивести самостійно):

$$V = n \cdot V_M.$$

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

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

Із неї можна отримати дві інші:

$$n = \frac{V}{V_M}; \quad V_M = \frac{V}{n}.$$

Отже, *молярний об'єм* — це відношення об'єму до кількості речовини.

Закон Авогадро. Ви вже знаєте, що 1 моль водню, кисню чи іншого газу займає за нормальних умов об'єм 22,4 л і містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Гіпотезу про однакову кількість молекул в однакових об'ємах різних газів, яка ґрунтувалася на результатах досліджень реакцій між газами, висловив на початку XIX ст. А. Авогадро. Отримавши подальше експериментальне підтвердження і теоретичне обґрунтування, ця гіпотеза стала законом.

Закон Авогадро формулюють так:

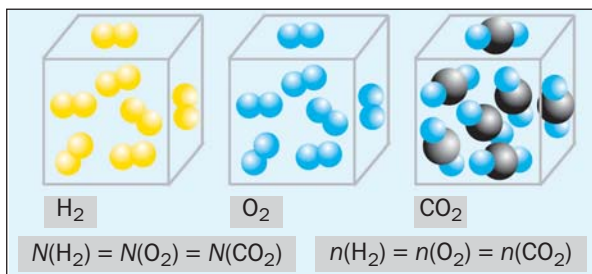
в однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакова кількість молекул¹.

Наводимо важливий наслідок закону Авогадро:

в однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску містяться однакові кількості речовини.

Викладений матеріал підсумовує малюнок 37.

Мал. 37. Однакові кількості молекул і кількості речовини в однакових об'ємах газів



¹ Для інертних газів — однакова кількість атомів.

Розв'язування задач. Розв'яжемо деякі задачі з використанням молярного об'єму газу.

ЗАДАЧА 1. Обчислити об'єм 0,4 г водню за нормальних умов.

Дано:

$$m(\text{H}_2) = 0,4 \text{ г}$$

н. у.

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

Розв'язання

1-й спосіб

1. Визначаємо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо об'єм водню складанням пропорції:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{H}_2 \text{ займає за н. у. об'єм } 22,4 \text{ л,} \\ 0,2 \text{ моль } \text{H}_2 \qquad \qquad \qquad \text{—} \qquad \qquad \qquad \text{ } x \text{ л;} \end{array}$$

$$x = V(\text{H}_2) = (0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л}) : 1 \text{ моль} = 4,48 \text{ л.}$$

2-й спосіб

1. Визначаємо кількість речовини водню:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Обчислюємо об'єм водню за відповідною формулою:

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

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л.}$

ЗАДАЧА 2. Визначити кількість молекул в 1 л кисню за нормальних умов.

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ л}$$

н. у.

$$N(\text{O}_2) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов складанням пропорції:

$$\begin{array}{l} \text{у } 22,4 \text{ л кисню міститься } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул,} \\ \text{в } 1 \text{ л кисню} \qquad \qquad \qquad \text{—} \qquad \qquad \qquad \text{ } x \text{ молекул;} \end{array}$$

$$\begin{aligned} x = N(\text{O}_2) &= \frac{1 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ л}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ &= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул).} \end{aligned}$$

2-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов. Для цього із формул

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{і} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

отримуємо:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Здійснюємо розрахунок:

$$\begin{aligned} N(\text{O}_2) &= \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,27 \cdot 10^{23} = \\ &= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул)}. \end{aligned}$$

Відповідь: $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$ молекул.

Цю задачу можна розв'язати ще одним способом. Спочатку обчислюють за відповідними формулами кількість речовини кисню, а потім — кількість молекул.

ЗАДАЧА 3. Визначити густину чадного газу CO за нормальних умов.

Дано:

CO

н. у.

$\rho(\text{CO})$ — ?

Розв'язання

1-й спосіб

1. Обчислюємо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}.$$

2. Розраховуємо густину газу за нормальних умов:

1 моль, або 28 г, CO займає за н. у. об'єм 22,4 л,
x г CO — 1 л;

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ г} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 1,25 \text{ г};$$

$$\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л}.$$

2-й спосіб

1. Обчислюємо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}.$$

2. Розраховуємо густину чадного газу за нормальних умов:

$$M = \rho \cdot V_M \Rightarrow \rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л.}$$

Відповідь: $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$

ВИСНОВКИ

Молярний об'єм — об'єм 1 моль речовини. Ця фізична величина є відношенням об'єму до кількості речовини.

Молярні об'єми твердих і рідких речовин різні, а газів (за одних і тих самих температури й тиску) — однакові. За нормальних умов (температури 0 °С і тиску 760 мм рт. ст.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

В однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакова кількість молекул (закон Авогадро).



134. Що таке молярний об'єм речовини? Як можна його розрахувати?
135. Густина азоту¹ становить 1,25 г/л. Обчисліть молярний об'єм газу.
136. Визначте молярну масу газу, якщо він має густину 1,43 г/л.
137. Обчисліть об'єми (усно):
 - а) водню, взятого кількістю речовини 10 моль;
 - б) сірководню H₂S масою 3,4 г;
 - в) чадного газу CO масою 0,28 г.
138. Людина за добу видихає разом із повітрям 500 л вуглекислого газу. Визначте масу цього об'єму газу.
139. Обчисліть молярну масу газу, якщо 60 г його займають об'єм 44,8 л. (Усно.)
140. Де міститься найбільше молекул — в 1 л води, 1 л кисню чи 1 л водню? Відповідь поясніть.
141. Визначте співвідношення об'ємів однакових мас газів — водню і метану CH₄.

¹ У цій і наступних задачах до параграфа густини, об'єми і молярні об'єми газів відповідають нормальним умовам.

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях

Згідно із законом Авогадро, однакові об'єми газів містять однакову кількість молекул (за однакових умов). Якщо кожна молекула одного газу реагує з однією молекулою іншого, наприклад під час реакції



то повинні взаємодіяти однакові об'єми речовин, скажімо 1 л H_2 та 1 л Cl_2 . У реакції



на один об'єм кисню має припадати два об'єми водню; лише за цієї умови кількість молекул водню удвічі перевищуватиме кількість молекул кисню, як того «вимагає» хімічне рівняння.

Узагальненням цих висновків є закон *об'ємних відношень газів*, який відкрив французький учений Ж. Гей-Люссак у 1808 р.: **об'єми газів, що взаємодіють і утворюються під час реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа.**

Із часом учені встановили, що ці числа є відповідними коефіцієнтами в хімічних рівняннях. Отже, для газів у реакціях (1) і (2)

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1.$$

Використання закону Гей-Люссака дає змогу хіміку або інженеру-технологу визначати, які об'єми газів потрібні для здійснення реакції. Відміряти певний об'єм газу значно легше, ніж зважити певну його масу.

21

Відносна густина газу

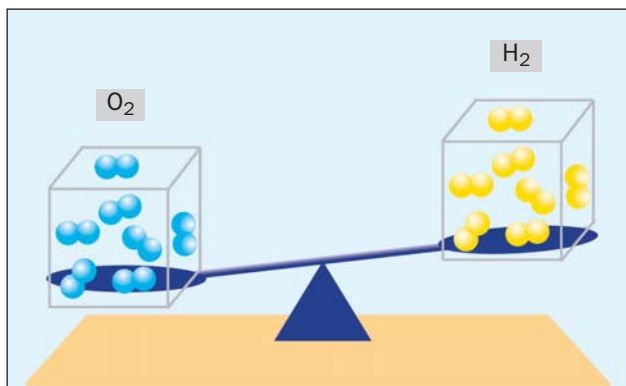
Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть відносної густини газу;
- зрозуміти, як обчислити відносну густина одного газу за іншим газом;

- розв'язувати задачі з використанням відносної густини газів.

Відносна густина газу. В однакових об'ємах різних газів міститься одна й та сама кількість молекул¹. Однак маси однакових об'ємів газів зазвичай різні, бо молекули різних речовин здебільшого мають різну масу. Маса 1 см³ кисню за нормальних умов становить 0,00143 г, а маса такого самого об'єму водню — 0,0000893 г. Отже, кисень важчий за водень (мал. 38). А у скільки разів? Поділимо масу 1 см³ кисню на масу 1 см³ водню:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г}}{0,0000893 \text{ г}} = 16.$$



Мал. 38.
Порівняння
мас однакових
об'ємів газів

Число 16 називають *відносною густиною* кисню за воднем. Цю фізичну величину позначають літерою D і записують так:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

¹ За одних і тих самих умов.

Маса 1 см^3 речовини чисельно дорівнює її густині. Густини кисню і водню (за нормальних умов) такі:

$$\rho(\text{O}_2) = 0,00143 \text{ г/см}^3,$$

$$\rho(\text{H}_2) = 0,0000893 \text{ г/см}^3.$$

Дізнатися, у скільки разів кисень важчий за водень, можна, поділивши густину кисню на густину водню:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г/см}^3}{0,0000893 \text{ г/см}^3} = 16.$$

Із цієї формули зрозуміло, чому фізичну величину, про яку йдеться в параграфі, названо відносною густиною.

Відносна густина, як і відносна атомна або молекулярна маса, не має розмірності.

Якщо взяти по $22,4 \text{ л}$ кисню і водню за нормальних умов, то маси газів (у грамах) чисельно дорівнюватимуть їхнім молярним або відносним молекулярним масам. Тому можливі такі варіанти обчислення відносної густини кисню за воднем:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Перетворимо всі наведені вище формули на загальні. Важчий газ позначимо літерою B , легший — літерою A , а відносну густину першого газу за другим — $D_A(B)$:

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Запам'ятайте: маси газів можна використувати для розрахунку відносної густини лише за умови, що $V(B) = V(A)$.

► Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за гелієм.

Гази часто порівнюють із повітрям. Хоча повітря — суміш газів, проте його можна

Цікаво знати

Найлегший з усіх газів — водень H_2 , найважчий — радон Rn .

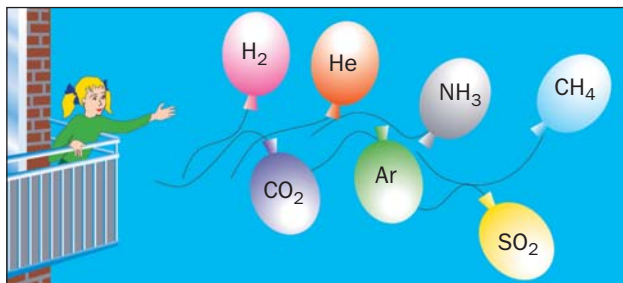
$$M_r(\text{пов.}) = 29$$

умовно вважати газом із відносною молекулярною масою 29. Це число називають *середньою відносною молекулярною масою повітря*. Воно перебуває у проміжку між числами 32 та 28 — відносними молекулярними масами кисню O_2 та азоту N_2 , основних компонентів повітря.

► Доведіть, що гази водень, гелій і метан легші за повітря.

Установити, легший чи важчий певний газ за повітря, дуже просто. Достатньо заповнити ним гумову кульку і відпустити її (мал. 39).

Мал. 39.
Рух у повітрі кульок, заповнених різними газами



Формули для розрахунку відносної густини газу B за повітрям мають такий вигляд:

$$D_{\text{пов.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29 \text{ г/моль}}.$$

Розв'язування задач. Покажемо, як розв'язують задачі з використанням викладеного в параграфі матеріалу.

ЗАДАЧА 1. Обчислити відносну густину вуглекислого газу за воднем і за повітрям.

Дано:

CO_2

$D_{H_2}(CO_2) — ?$

$D_{\text{пов.}}(CO_2) — ?$

Розв'язання

Визначаємо відносну густину вуглекислого газу за воднем і за повітрям:

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$$

$$D_{\text{пов.}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{пов.})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$$

Відповідь: $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$; $D_{\text{пов.}}(\text{CO}_2) = 1,52$.

Згідно з отриманим результатом вуглекислий газ у 1,52 раза важчий за повітря. Зрозуміло, що повітря у стільки ж разів легше за вуглекислий газ.

Знаючи відносну густина невідомого газу B за відомим газом A , можна обчислити молярну масу газу B за формулою

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A).$$

ЗАДАЧА 2. Відносна густина газу X (сполука Сульфуру) за воднем становить 17. Обчислити молярну масу газу X і визначити його формулу.

Дано:

$$D_{\text{H}_2}(X) = 17$$

$$M(X) = ?$$

$$X = ?$$

Розв'язання

1. Розраховуємо молярну масу газу X :

$$\begin{aligned} M(X) &= D_{\text{H}_2}(X) \cdot M(\text{H}_2) = \\ &= 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

2. Визначаємо формулу газу X , який є сполукою Сульфуру.

Оскільки $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$, а $M(X) = 34 \text{ г/моль}$, то в молекулі X міститься лише один атом Сульфуру. На другий елемент у молярній масі X припадає $34 \text{ г/моль} - 32 \text{ г/моль} = 2 \text{ г/моль}$. Очевидно, що цей елемент — Гідроген, і його атомів у молекулі X — два: $2M(\text{H}) = 2 \cdot 1 \text{ г/моль} = 2 \text{ г/моль}$. Отже, формула сполуки X — H_2S .

Відповідь: $M(X) = 34 \text{ г/моль}$; формула газу X — H_2S .

ВИСНОВКИ

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до

маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску). Значення відносної густини газу показує, у скільки разів він важчий за інший газ.

Газом порівняння часто слугує повітря, яке поводить як газ із відотною молекулярною масою 29.

За відотною густиною газу можна обчислити його молярну масу.



142. Зіставте фізичні величини «відносна густина» і «густина».
143. Чому для відносної густини газу не вказують умов — тиск і температуру?
144. Визначте густину повітря за нормальних умов.
145. Обчисліть відносну густину за воднем газів із такими формулами: He, Ne, CH₄, NH₃, N₂, CO, SiH₄, SO₂. (Усно.)
146. Назвіть два-три гази, які важчі за повітря, і доведіть це.
147. Газоподібна проста речовина має відносну густину за воднем 24. Визначте формулу речовини. (Усно.)
148. Відносна густина газу А за повітрям становить 1,59. Обчисліть відносну молекулярну масу цього газу.
149. Існує газ, який легший за повітря в 1,7 раза. Важчий чи легший він за метан CH₄ й у скільки разів?
150. Маса 2 л газу Х становить 3,75 г, а маса такого самого об'єму газу Y — 2,32 г. Визначте густину газу Х, а також його відносну густину за газом Y.
151. Один літр газу за нормальних умов має масу 1,96 г. Яка відносна густина цього газу за азотом?

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

Про середню молярну масу повітря

Середня відносна молекулярна маса повітря дорівнює 29, а не 30 — середньому арифметичному відносних молекулярних мас кисню (32) й азоту (28). Причина полягає в тому, що в повітрі містяться неоднакові кількості цих газів — 21 % кисню за об'ємом і 78 % азоту.

Обчислимо середню молярну масу повітря (вона кількісно дорівнює середній відносній молекулярній масі).

Припустимо, що повітря складається лише з кисню й азоту. Візьмемо наближені значення об'ємних часток¹ цих газів у повітрі:

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \quad \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

В 1 л повітря перебуватиме 0,2 л кисню і 0,8 л азоту, а у 22,4 л — $0,2 \cdot 22,4$ л, тобто 0,2 моль, кисню і $0,8 \cdot 22,4$ л, тобто 0,8 моль, азоту.

Визначаємо масу порції повітря, в якій сума кількостей речовини газів становить 1 моль:

$$\begin{aligned} m(\text{пов.}) &= n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} + 0,8 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 28,8 \text{ г} \approx 29 \text{ г}. \end{aligned}$$

Отже, $M(\text{пов.}) = 29 \text{ г/моль}$.

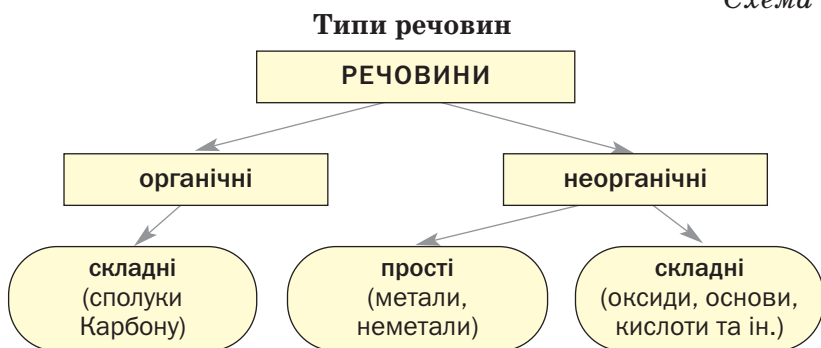
¹Об'ємну частку позначають грецькою літерою φ («фі»).

4 розділ

Основні класи неорганічних сполук

Вам відомо, що всі речовини поділяють на органічні та неорганічні (схема 6).

Схема 6



Галузь хімічної науки, яка досліджує неорганічні речовини, називають *неорганічною хімією*.

Кількість неорганічних речовин сягає сотень тисяч. Учені-хіміки поділили багато неорганічних сполук на певні групи, або класи, враховуючи їхній склад, тобто те, скільки хімічних елементів і які саме утворюють кожну сполуку. У деяких випадках

також брали до уваги хімічні властивості речовин (наприклад, здатність взаємодіяти з основами чи кислотами або і з основами, і з кислотами).

Кілька класів неорганічних сполук вважають найважливішими. Їх розглядатимемо в цьому розділі.

Ви знаєте про сполуки, загальна назва яких — *оксиди*. Під час реакцій води з деякими оксидами металічних елементів утворюються речовини, які називають *основами*, а з оксидами неметалічних елементів вода взаємодіє з утворенням *кислот*. Окрім оксидів, основ, кислот, до основних класів неорганічних сполук зараховують *амфотерні гідроксиди і солі*.

22

Оксиди

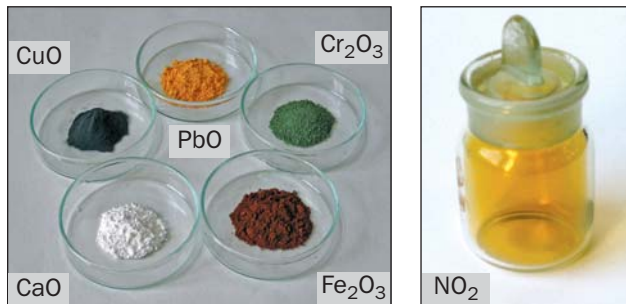
Матеріал параграфу допоможе вам:

- пригадати склад оксидів;
- скласти графічні формули молекул оксидів;
- закріпити навички зі складання хімічних назв оксидів;
- дізнатися про поширеність оксидів у природі.

Склад і формули оксидів. Вам відомо, що *оксиди* — це *сполуки елементів з Оксигеном*.

Майже всі хімічні елементи утворюють оксиди (мал. 40). Для елемента з постійною валентністю існує один оксид. Так, одновалентний Літій утворює оксид із формулою Li_2O , двовалентний Кальцій — оксид CaO , тривалентний Бор — оксид B_2O_3 . Якщо хімічний елемент має змінну валентність, то він утворює кілька оксидів. Наприклад,

Мал. 40.
Оксиди



Цікаво знати

Найбільше оксидів утворює Нітроген:
 N_2O , NO ,
 N_2O_3 , NO_2 ,
 N_2O_4 , N_2O_5 .

Оксиди
 E_mO_n

для Купруму відомі сполуки Cu_2O і CuO , а для Хрому — CrO , Cr_2O_3 і CrO_3 .

Зважаючи на можливі значення валентності хімічних елементів, запишемо ряд загальних формул оксидів: E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 , EO_4 . Ці формули наведено в окремому рядку короткого варіанта періодичної системи (форзац I). Об'єднаємо їх в одну — E_mO_n .

Нагадаємо, що найбільше значення валентності хімічного елемента зазвичай збігається з номером групи періодичної системи, де він розміщений. Оксид, у якому елемент виявляє таку валентність, називають *вищим*.

► Напишіть хімічні формули вищих оксидів Фосфору, Сульфуру і Хлору.

Для оксидів молекулярної будови, крім хімічних формул, використовують графічні формули. У такій формулі атоми з'єднують у молекулу рисками:



Кількість рисок біля кожного атома дорівнює значенню його валентності у сполуці. Важливо знати, що однакові атоми в молекулах оксидів не сполучаються. Одна риска

між атомами імітує одну спільну електронну пару, тобто простий ковалентний зв'язок, дві риси — дві спільні електронні пари (подвійний зв'язок), а три риси — три спільні електронні пари (потрійний зв'язок).

► Складіть графічну формулу молекули вуглекислого газу.

Назви оксидів. Хімічна назва оксиду, як вам відомо, складається з назви елемента, який утворив сполуку з Оксигеном, і слова «оксид»:

CaO — кальцій оксид;

B₂O₃ — бор оксид.

Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в назві кожної сполуки римською цифрою в дужках указують значення його валентності¹:

FeO — ферум(II) оксид;

Fe₂O₃ — ферум(III) оксид.

У назві сполуки відмінюється лише друге слово: кальцій оксиду, ферум(II) оксидом.

► Складіть хімічні назви оксидів із формулами MgO, SO₂, P₂O₅.

Деякі оксиди, крім хімічних назв, мають ще й традиційні (тривіальні). Такі назви, наприклад, для сполук CaO і SO₂ — «негашене вапно» і «сірчистий газ».

Поширеність оксидів у природі. Найпоширеніший оксид в атмосфері та гідросфері — вода, а в літосфері — оксид SiO₂. Ця сполука Силіцію утворює мінерал кварц, є складником піску, граніту. У повітрі міститься невелика кількість вуглекислого газу CO₂.

Цікаво знати

Для води H₂O хімічну назву «гідроген оксид» не використовують.

¹ У назві «нітроген(V) оксид» указують числове значення ступеня окиснення Нітрогену, який для сполук N₂O₅ і HNO₃ становить +5. Про це йтиметься в 9 класі.

Мал. 41.
Кристали
мінералів,
що є оксидами

Найбільше оксидів трапляється в літосфері. Вони містяться у складі гірських порід, ґрунтів, мінералів (мал. 41). Ферум(III) оксид Fe_2O_3 є головним компонентом більшості залізних руд.



Кварц SiO_2



Каситерит SnO_2



Куприт Cu_2O

ВИСНОВКИ

Оксид — сполука елемента з Оксигеном. Загальна формула оксидів — $E_m\text{O}_n$.

Оксиди мають хімічні назви, а деякі — ще й тривіальні назви. Перше слово в хімічній назві оксиду є назвою відповідного елемента, а друге слово — «оксид».

Багато оксидів трапляється в природі. Найпоширеніші серед них — вода і силіцій(IV) оксид.



152. Які сполуки називають оксидами? Укажіть серед наведених хімічних формул ті, які відповідають оксидам: PbO , Cl_2O_7 , Na_2O , LiOH , SeO_3 , HClO .
153. Складіть хімічні формули оксидів Арсену (елемент буває три- і п'ятивалентним) і Телуру (значення валентності елемента — 4 і 6).
154. Запишіть хімічні формули оксидів, які містять катіони Калію, Барію, Алюмінію.
155. Зобразіть графічні формули молекул оксидів SO_2 та I_2O_5 .

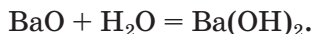
156. Запишіть формули сполук, що мають такі назви:
а) нітроген(IV) оксид; в) берилій оксид;
б) титан(III) оксид; г) манган(VII) оксид.
157. Дайте хімічні назви оксидам SrO , Mn_2O_3 , N_2O .
158. Обчисліть масові частки елементів у сульфур(IV) оксиді та сульфур(VI) оксиді.
159. Визначте масу:
а) титан(IV) оксиду кількістю речовини 2 моль (усно);
б) порції нітроген(II) оксиду, в якій налічується 10^{23} молекул.
160. Учні класу за 45 хвилин уроку видихають разом із повітрям 1,1 кг вуглекислого газу. Обчисліть об'єм, який займає цей газ за нормальних умов.

23 Основи

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати склад основ;
- використовувати таблицю розчинності неорганічних сполук у воді;
- закріпити навички зі складання хімічних назв основ.

Склад і формули основ. Вивчаючи хімію в 7 класі, ви дізналися, що деякі оксиди металічних елементів реагують з водою:



Продукти цих реакцій зараховують до класу *основ*; їхній склад відповідає загальній формулі $M(\text{OH})_n$. Основами є всі сполуки, що мають формулу $M\text{OH}$, більшість сполук із формулою $M(\text{OH})_2$ і декілька з формулою $M(\text{OH})_3$.

Усі основи — йонні речовини.

Основи
 $M(\text{OH})_n$

Основа — сполука, яка складається з катіонів металічного елемента M^{n+} і гідроксид-аніонів OH^- .

Кожна основа походить від певного оксиду. Такі оксиди називають *основними*. Заряд йона металічного елемента в основі та оксиді один і той самий. Багато основних оксидів не взаємодіють із водою; відповідні основи добувають, здійснюючи інші реакції.

► Напишіть формулу основи, якій відповідає оксид Bi_2O_3 .

Деякі сполуки, що мають загальну формулу $M(\text{OH})_n$, не зараховують до основ, оскільки вони виявляють хімічні властивості, притаманні як основам, так і кислотам. Ці сполуки називають амфотерними гідроксидами; про них ітиметься в § 30.

Основи, утворені лужними і лужноземельними елементами, розчиняються у воді. Їхня загальна назва — *луги*. Магній гідроксид до лугів не належить. Інші основи є нерозчинними.

Отримати інформацію про здатність неорганічних сполук розчинятися у воді можна з таблиці розчинності (форзац II). Наводимо її фрагмент:

Аніон	Катіони									
	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mn^{2+}	Hg^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{2+}
OH^-	р	р	—	м	м	р	н	—	н	н

Літера «р» у клітинці, яка відповідає певній сполуці, свідчить про те, що речовина добре розчиняється у воді. Літерою «м» позначено сполуки з малою розчинністю, а літерою «н» — майже нерозчинні сполуки. Риска в клітинці означає, що речовини не існує (її

не добуто). Такі ризики є в клітинках для гідроксидів AgOH і $\text{Hg}(\text{OH})_2$ (відповідні оксиди Ag_2O і HgO відомі).

Назви основ. Хімічні назви основ, як і оксидів, складаються із двох слів. Першим словом є назва елемента, який утворює основу, а другим — слово «гідроксид». Наприклад, сполуку з формулою NaOH називають «натрій гідроксид», а сполуку $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — «магній гідроксид». У назвах основ відмінюється лише друге слово: натрій гідроксиду, магній гідроксидом.

Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то в назві основи вказують значення заряду катіона після назви елемента римською цифрою (в дужках без відступу і знака «+»):

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гідроксид.

► Назвіть основи, які мають формули KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Луги, які набули найширшого використання, крім хімічних назв, мають ще й традиційні (тривіальні):

NaOH — їдкий натр;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашене вапно.

Назва першої сполуки пов'язана з тим, що натрій гідроксид та його розчини руйнують різні матеріали, спричиняють «хімічні» опіки на шкірі. Другу сполуку називають за способом її добування — «гасіння» вапна (реакція між кальцій оксидом, або негашеним вапном, і водою).

Основ, на відміну від оксидів, у природі немає.

ВИСНОВКИ

Основи — сполуки металічних елементів із загальною формулою $M(\text{OH})_n$.

Усі основи є йонними речовинами. Вони складаються з катіонів металічних елементів M^{n+} і гідроксид-аніонів OH^- .

Основи, які розчиняються у воді, називають лугами.

Хімічна назва основи складається з назви металічного елемента і слова «гідроксид».

Для кожної основи існує відповідний (основний) оксид. В обох сполуках заряд йона металічного елемента один і той самий.

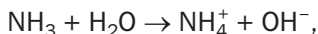


161. Які сполуки називають основами? Запишіть загальну формулу основ, у складі яких є двозарядні катіони. Що таке луги?
162. Складіть формули цезій гідроксиду, титан(III) гідроксиду.
163. Напишіть формули основ, що відповідають оксидам із такими формулами: K_2O , VO , La_2O_3 .
164. Яка кількість речовини кожного йона міститься в 1 моль основ $NaOH$, $Fe(OH)_2$?
165. Обчисліть масу 0,2 моль літій гідроксиду. (Усно.)
166. Скільки катіонів і аніонів міститься (усно):
 - а) в 0,1 моль калій гідроксиду;
 - б) в 1/2 моль магній гідроксиду?Назвіть масу кожного йона в цих порціях основ.
167. У порції якої сполуки — барій гідроксиду кількістю речовини 3 моль чи калій гідроксиду кількістю речовини 4 моль — міститься більше йонів? Відповідь пояснить.

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

Незвичайна основа

Газ амоніак NH_3 дуже добре розчиняється у воді. Цей розчин (його побутова назва — нашатирний спирт) містить невеликі кількості йонів амонію NH_4^+ та гідроксид-іонів OH^- і за хімічними властивостями нагадує розбавлений розчин лугу. Хімічне перетворення, що відбувається під час розчинення амоніаку у воді, описують схемою



а для відповідної сполуки, яка отримала назву «амонійна основа», використовують формулу NH_4OH . Виділити сполуку з розчину не вдається, оскільки вона розкладається на амоніак і воду (водяну пару).

24 Кислоти

Матеріал параграфа допоможе вам:

- класифікувати кислоти за певними ознаками;
- визначати валентність кислототворного елемента в кислоті;
- складати графічні формули молекул кислот;
- давати назви кислотам;
- дізнатися про поширеність кислот у природі.

Склад і формули кислот. Майже всі оксиди неметалічних елементів взаємодіють з водою¹. Продуктами цих реакцій є кислоти:



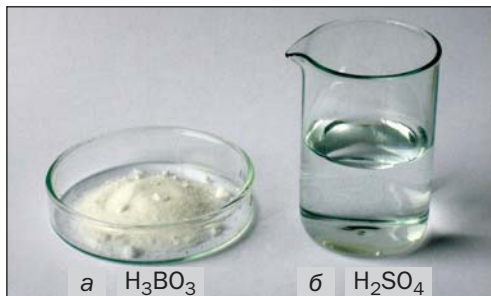
Оксиди, від яких походять кислоти, називають *кислотними*.

Кислоти, що є похідними оксидів, об'єднують у групу *оксигеновмісних* кислот (мал. 42). Їхня загальна формула — H_mEO_n .

До кислот також зараховують водні розчини сполук неметалічних елементів VI і VII груп періодичної системи з Гідрогеном — HF, HCl, H_2S та ін. Кислоти, утворені сполуками неметалічних елементів з Гідрогеном,

¹ Один із винятків — оксид SiO_2 .

Мал. 42.
Кислоти:
а — орто-
боратна
(борна);
б — сульфатна
(сірчана)

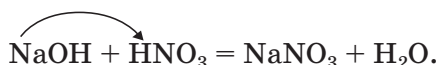
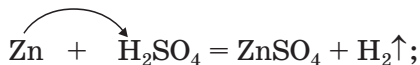


називають *безоксигеновими*; вони мають загальну формулу H_nE .

Усі кислоти — молекулярні речовини. У молекулі будь-якої кислоти міститься один або кілька атомів Гідрогену.

Кислоти — сполуки, молекули яких містять атоми Гідрогену, здатні під час хімічних реакцій заміщуватись на атоми (йони) металічних елементів.

Приклади відповідних реакцій:



Кислоти

H_nE

H_mEO_n

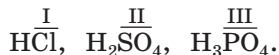
Зважаючи на кількість здатних до заміщення атомів Гідрогену, всі кислоти поділяють на *одноосновні* (наприклад, HCl , HNO_3), *двоосновні* (H_2S , H_2SO_4), *триосновні* (H_3PO_4).¹

Частина молекули кислоти (атом або групу атомів), сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають *кислотним залишком*.

За кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти визначають валентність кислотного залишку. Якщо в молекулі кислоти один атом Гідрогену, кислотний залишок одна-

¹ Існують кислоти, у молекулах яких заміщення всіх атомів Гідрогену неможливе.

лентний, якщо два атоми — залишок двовалентний і т. д.:



Отже, поняття «валентність» використовують не лише щодо атома, а й щодо групи сполучених атомів.

► Які значення валентності кислотних залишків у кислотах HNO_3 і H_2S ?

Хімічний елемент, що утворює кислоту, називають *кислототворним*. Покажемо, як можна обчислити значення його валентності в оксигеновмісній кислоті. Для прикладу візьмемо сполуку H_2SO_4 . Запишемо над символами Гідрогену й Оксигену значення валентності цих елементів:



Кількість одиниць валентності для 4-х атомів Оксигену становить $2 \cdot 4 = 8$, а для 2-х атомів Гідрогену — $1 \cdot 2 = 2$. Значення валентності атома Сульфуру розраховуємо, віднявши від першого числа друге: $8 - 2 = 6$. Отриманий результат укажемо над символом елемента:



Знаючи валентність кислототворного елемента в кислоті, можна легко визначити оксид, від якого вона походить. Наприклад, кислоті H_2SO_4 відповідає оксид SO_3 ; у ньому Сульфур також шестивалентний.

► Визначте валентність Фосфору в кислоті H_3PO_4 і складіть формулу відповідного оксиду.

Для кислот використовують не лише хімічні формули, а й графічні. Необхідно

Цікаво знати

Оксиди Хлору, які відповідають кислотам HClO_2 і HClO_3 , не відомі.

враховувати, що кислототворні атоми в молекулах майже всіх оксигеновмісних кислот сполучені ковалентним зв'язком лише з атомами Оксигену.

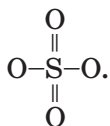
ВПРАВА. Скласти графічну формулу молекули кислоти H_2SO_4 .

Розв'язання

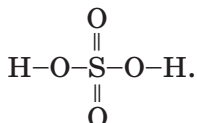
1-й спосіб. Сульфур у кислоті H_2SO_4 шестивалентний. Записуємо навколо кислототворного атома 6 рисок:



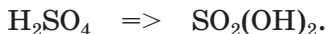
Цими рисками (одиницями валентності) сполучаємо атом Сульфур з чотирма двовалентними атомами Оксигену. Двом атомам «виділяємо» по дві риски, а для двох інших залишається по одній:



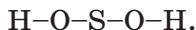
До лівого і правого атомів Оксигену додаємо по одній рисці й дописуємо по атому Гідрогену:



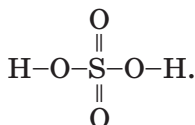
2-й спосіб. Оскільки кислота H_2SO_4 є двооснóвною, в її хімічній формулі виокремлюємо дві групи атомів OH :



Гідроксильна група одновалентна: $-\text{O}-\text{H}$. З'єднуємо рисою кожну таку групу з атомом Сульфур:



Кожний із двох атомів Оксигену, що залишилися, сполучаємо з атомом Сульфур двома рисками:



► Складіть графічну формулу молекули кислоти H_3PO_4 .

Назви кислот. Кислоти мають хімічні й тривіальні назви (табл. 7).

Таблиця 7

Найважливіші кислоти

Формула	Назва*	
	хімічна	тривіальна
HF	Фторидна	Фтороводнева, плавикова
HCl	Хлоридна	Хлороводнева, соляна ¹
H_2S	Сульфідна	Сірководнева
HNO_2	Нітритна	Азотиста
HNO_3	Нітратна	Азотна
H_2CO_3	Карбонатна	Вугільна
H_2SiO_3	Метасилікатна	Кремнієва
H_2SO_3	Сульфитна	Сірчиста
H_2SO_4	Сульфатна	Сірчана
H_3PO_4	Ортофосфатна	Фосфорна

* Наведено перші слова назв.

Назва кислоти складається із двох слів. Друге слово в усіх назвах — «кислота».

Перше слово хімічної назви кислоти походить від назви кислототворного елемента (хлоридна кислота — сполука Хлору). У цьому слові в разі безоксигенової кислоти міститься суфікс «ід» або «ид»: H_2S — сульфідна кислота. У хімічних назвах оксигеновмісних кислот суфікси інші. Якщо кислототворний елемент виявляє у сполуці свою найвищу валентність, обирають суфікс

¹ Кислоту названо соляною, оскільки раніше її добували із солі NaCl .

«ат» ($\text{H}_2\text{SO}_4^{\text{VI}}$ — сульфатна кислота), а якщо нижчу — «іт» або «ит» ($\text{H}_2\text{SO}_3^{\text{IV}}$ — сульфитна кислота). Хімічні назви кислот H_2SiO_3 і H_3PO_4 містять ще й префікси «мета», «орто» (табл. 7).

Тривіальні назви більшості кислот походять від назв простих речовин або сполук елементів із Гідрогеном.

Поширеність кислот у природі. На нашій планеті трапляється чимало кислот. Карбонатна кислота утворюється в результаті розчинення у природній воді вуглекислого газу CO_2 . Під час вивержень вулканів в атмосферу надходять сірководень H_2S і сірчистий газ SO_2 . Перша сполука, розчиняючись у воді, утворює сульфідну кислоту, а друга, реагуючи з водою, — сульфитну. Шлунковий сік містить хлоридну кислоту.

Рослинний і тваринний світ багатий на кислоти, які належать до органічних сполук. Лимонна, яблучна, щавлева кислоти містяться в деяких фруктах, ягодах, овочах (мал. 43), мурашина кислота — в мурахах (тому їхні укуси досить відчутні), кропиві. Коли скисають молоко й вино, утворюються, відповідно, молочна й оцтова кислоти. Молочна кислота також є у квашеній капусті, силосі для худоби, організмах тварин, людини.



Мал. 43.
Природні джерела органічних кислот

Кислота — сполука, молекула якої містить один або кілька атомів Гідрогену, що можуть під час реакцій заміщуватися на атоми (йони) металічного елемента.

Розрізняють безоксигенові кислоти (загальна формула H_nE) та оксигеновмісні ($H_mE O_n$). За кількістю здатних до заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти поділяють на одноосновні, двоосновні, триосновні.

Для оксигеновмісної кислоти існує відповідний (кислотний) оксид. В обох сполуках кислототворний елемент виявляє одне й те саме значення валентності.

Кислоти мають хімічні й тривіальні назви.

Кислоти поширені в природі.



168. Наведіть означення кислоти. Що таке кислотний залишок?
169. У формулах кислот H_2Te , HNO_2 , H_3AsO_4 підкресліть кислотні залишки і вкажіть їхню валентність.
170. За якими ознаками класифікують кислоти?
171. Запишіть формули кислот $HClO_3$, HBr , H_2TeO_3 , HF , HNO_2 , H_2Se , H_3AsO_4 у відповідні стовпчики таблиці:

Кислоти				
оксигено- вмісні	без- оксигенові	одно- основні	дво- основні	три- основні

172. Складіть графічні формули молекул кислот HI , $HClO$, H_2TeO_3 .
173. Зобразіть графічні формули молекул кислот HIO_3 і H_2TeO_4 , попередньо виокремивши в хімічних формулах гідроксильні групи. Які значення валентності виявляють кислототворні елементи в цих сполуках? Запишіть хімічні формули відповідних оксидів Йоду і Телуру.

174. Установіть відповідність:

Формула кислоти	Назва кислоти
1) H_2SeO_3 ;	а) селенідна;
2) H_2Se ;	б) селенатна;
3) H_2SeO_4 ;	в) селенітна.

175. Яка кількість речовини кожного хімічного елемента міститься (усно):

- а) в 0,1 моль нітратної кислоти;
- б) в 0,5 моль сульфатної кислоти?

176. Взято 6,2 г борної кислоти H_3BO_3 . Визначте кількість речовини кислоти. (Усно.)

177. Обчисліть масові частки хімічних елементів у фторидній кислоті. (Усно.)

178. Існують дві оксигеновмісні кислоти з однаковими значеннями молярних мас — 98 г/моль. Назвіть ці кислоти і напишіть їхні хімічні формули.

25 Солі

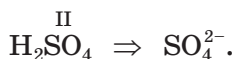
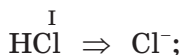
Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, що таке солі;
- складати формули і хімічні назви солей;
- дізнатися про поширеність солей у природі.

Склад і формули солей. До класу солей належить сполука, яку ми використовуємо щодня. Це — кухонна сіль NaCl . Вам відомо, що вона складається з йонів Na^+ і Cl^- . На дошці ви пишете крейдою CaCO_3 . Її також зараховують до солей. У крейді містяться йони Ca^{2+} і CO_3^{2-} .

Солі — сполуки, складниками яких є катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Йон кислотного залишку має негативний заряд, значення якого збігається зі значенням валентності залишку:



Солі
 $M_m A_n$
 $M_m (\text{EO}_n)_p$

Солі, як і кислоти, мають дві загальні формули — $M_m A_n$ і $M_m (\text{EO}_n)_p$. Першій формулі відповідають солі, що містять йони кислотних залишків безоксигенових кислот, а другій — солі, аніони яких походять від оксигеновмісних кислот. Приклади формул солей: LiF, CaS, NaNO₃, Al₂(SO₄)₃.

Для того щоб скласти формулу солі, потрібно знати заряди катіона й аніона, а також зважати на те, що сполука є електронейтральною. Відповідну вправу розглянуто в § 14. Для з'ясування значень зарядів йонів можна використовувати таблицю розчинності неорганічних сполук (форзац II).

► Складіть формулу солі, яка містить йони Fe³⁺ і NO₃⁻.

Графічні формули для солей, як і для інших йонних сполук, не використовують.

Назви солей. Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі — ще й тривіальні назви (табл. 8). Хімічна назва солі складається із двох слів. Перше слово є назвою металічного елемента, а друге походить від хімічної назви відповідної кислоти. Якщо металічний елемент утворює катіони з різними зарядами, то значення заряду вказують після назви елемента римською цифрою в дужках (табл. 8, мал. 44). За відмінками змінюється лише друге слово хімічної назви солі.

Формули та назви солей

Формула	Назва	
	хімічна	тривіальна
KNO_3	Калій нітрат	Калійна селітра
K_2CO_3	Калій карбонат	Потоаш
CaF_2	Кальцій фторид	Флюорит (мінерал)
$FeCl_2$	Ферум(II) хлорид	—
$Fe_2(SO_4)_3$	Ферум(III) сульфат	—



Мал. 44.
Солі¹

► Дайте хімічні назви солям, що мають такі формули: KF , $PbCO_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, $CrCl_3$.

Існують солі, які походять від амонійної основи NH_4OH (с. 130). У їхньому складі є катіони амонію NH_4^+ . Приклади таких сполук:

NH_4Cl — амоній хлорид;

$(NH_4)_2SO_4$ — амоній сульфат;

NH_4NO_3 — амоній нітрат.

Дві останні сполуки застосовують як добрива.

Поширеність солей у природі. У земній корі міститься багато солей (мал. 45). Біль-

¹ У кристалах цих солей, за винятком калій хромату, містяться молекули води.



$PbCrO_4$



ZnS



$BaSO_4$

Мал. 45.
Кристали
мінералів,
що є солями

шість цих сполук — силікати. Серед них є й дорогоцінні камені: блакитний топаз (алюміній силікат), золотистий циркон (цирконій силікат), безбарвний фенакіт (берилій силікат) тощо.

Існує багато покладів натрій хлориду $NaCl$ (кам'яна сіль), калій хлориду KCl (сильвін), кальцій карбонату $CaCO_3$ (крейда, вапняк, мармур). Ця сполука Кальцію становить основу черепашок, коралів, яєчної шкаралупи (мал. 46). Сульфіди ZnS , Cu_2S , PbS та інші є рудами — сировиною для виробництва металів.



Мал. 46.
Кальцій
карбонат
у живій
природі

Різні солі містяться в розчиненому стані в гідросфері. У морській воді переважають хлориди Натрію і Магнію, а у прісній — солі Кальцію і Магнію (здебільшого карбонатної та сульфатної кислот).

ВИСНОВКИ

Сіль — йонна сполука, у складі якої містяться катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку. Склад солей відповідає загальним формулам $M_m A_n$ і $M_m(EO_n)_p$.

Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі — ще й тривіальні назви.

Солі дуже поширені в природі.



179. Які сполуки називають солями? Чим солі схожі за складом з основами і чим відрізняються від них?
180. Складіть формули солей, утворених такими йонами: Li^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
181. Запишіть у відповідні клітинки поданої нижче таблиці формули йонів, які містяться в солях $Al(NO_3)_3$, $VaBr_2$, K_3PO_4 , Na_2S :

Катіони		Аніони	
одно-зарядні	багато-зарядні	одно-зарядні	багато-зарядні

182. Дайте назви солям, що мають такі формули: $NaBr$, Al_2S_3 , Li_2SO_4 , $CaSO_3$.
183. Складіть формули цезій йодиду, алюміній фториду, хром(III) сульфату, літій ортофосфату.
184. Однакова чи різна кількість речовини аніонів міститься в 20 г $CaCO_3$ і в 20 г $CaBr_2$? (Усно.)
185. У порції натрій сульфату міститься 0,5 моль SO_4^{2-} -йонів. Визначте кількість речовини і масу йонів Натрію в цій порції сполуки. (Усно.)
186. Де міститься найбільша сумарна кількість йонів — в 1 моль алюміній сульфату, 2 моль ферум(III) нітрату, 3 моль барій хлориду чи 4 моль літій фториду?
187. Для дослідів узяли однакові маси ферум(III) ортофосфату, натрій хлориду та кальцій карбонату. Зіставте сумарні кільк-

кості йонів у цих порціях солей та виберіть правильну відповідь:

- а) найбільше йонів у порції ферум(III) ортофосфату;
- б) найбільше йонів у порції натрій хлориду;
- в) найбільше йонів у порції кальцій карбонату;
- г) у взятих порціях солей однакова кількість йонів.

26 Будова, властивості та використання оксидів

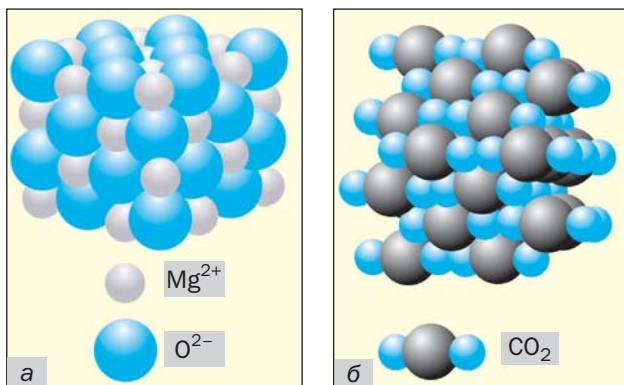
Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як залежать фізичні властивості оксидів від їхньої будови;
- засвоїти хімічні властивості основних і кислотних оксидів;
- зрозуміти, що таке реакція обміну;
- дізнатися про сфери застосування оксидів.

Будова та фізичні властивості оксидів. Фізичні властивості оксидів, як і інших речовин, залежать від того, з яких частинок вони складаються — атомів, молекул чи йонів.

Основні оксиди мають йонну будову (мал. 47, а). Протилежно заряджені йони

Мал. 47.
Моделі будови:
а — магній оксиду;
б — карбон(IV) оксиду у твердому стані



сильно притягуються один до одного. Тому ці оксиди за звичайних умов є твердими речовинами, плавляться за високої температури (табл. 9). Більшість йонних оксидів не розчиняється у воді, а інші, розчиняючись, реагують із нею.

Таблиця 9

Будова і температури плавлення деяких оксидів

Хімічна формула	Будова оксиду	Температура плавлення, °С
CaO	Йонна	2613
Li ₂ O		1438
H ₂ O	Молекулярна	0
SO ₂		-75
SiO ₂	Атомна	1710

Цікаво знати

За звичайних умов оксиди H₂O, SO₃, Cl₂O₇, Mn₂O₇ є рідинами.

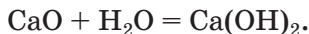
Майже всі кислотні оксиди складаються з молекул (мал. 47, б). Оскільки притягання між молекулами слабке, температури плавлення (табл. 9) і кипіння цих сполук невисокі, а їхній агрегатний стан за звичайних умов різний. Чимало кислотних оксидів є леткими, розчинними у воді (під час їх розчинення відбуваються хімічні реакції), деякі мають запах.

Силіцій(IV) оксид SiO₂ і кілька інших оксидів мають атомну будову. Це тверді речовини з високими температурами плавлення (табл. 9) і кипіння. Вони не розчиняються у воді.

Хімічні властивості оксидів. Здатність оксиду до взаємодії з іншими речовинами залежить від його типу. Розглянемо хімічні перетворення, реагентами в яких є основні та кислотні оксиди. Ви вже знаєте, що основними називають оксиди, які відповідають основам, а кислотними — ті, що відповідають кислотам.

Реакції за участю основних оксидів

Реакції з водою. Вам відомо, що серед основних оксидів лише сполуки лужних і лужноземельних елементів взаємодіють із водою, утворюючи основи (луги). Така реакція відбувається, наприклад, коли змішують негашене вапно CaO і воду:

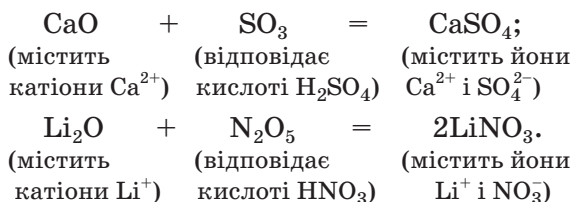


Вивести формулу її продукту (основи) можна, зважаючи на заряди катіона металічного елемента і гідроксид-аніона.

- Складіть рівняння реакції літій оксиду з водою.

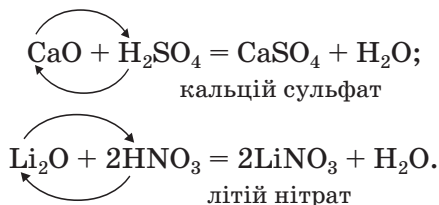
Реакції з кислотними оксидами. Основні оксиди взаємодіють зі сполуками протилежного хімічного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед них — кислотні оксиди.

Продуктом реакції між основним і кислотним оксидами є сіль. Вона складається з катіонів металічного елемента, що містилися в основному оксиді, та аніонів залишку кислоти, яка походить від кислотного оксиду. Приклади хімічних рівнянь:



- Складіть рівняння реакції кальцій оксиду з нітроген(V) оксидом.

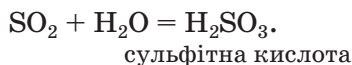
Реакції з кислотами. Основні оксиди взаємодіють не лише з кислотними оксидами, а й із кислотами з утворенням солей і води:



Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складниками, називають *реакціями обміну*.

Реакції за участю кислотних оксидів

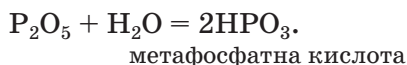
Реакції з водою. Майже всі кислотні оксиди взаємодіють з водою (виняток — оксид SiO_2) з утворенням оксигеновмісних кислот:



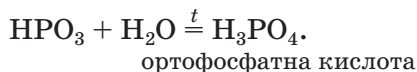
Формули кислот — продуктів реакцій кислотних оксидів із водою — виводять, складаючи разом усі атоми, наявні у формулах реагентів.

► Складіть рівняння реакції нітроген(V) оксиду з водою.

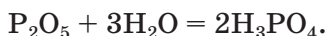
Взаємодія фосфор(V) оксиду з водою має певні особливості. За звичайних умов відбувається реакція



Її продукт під час нагрівання перетворюється на іншу кислоту:

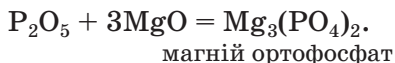


Часто записують «сумарне» хімічне рівняння:

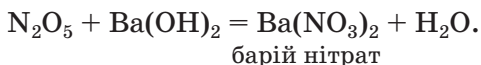
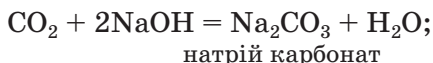


Реакції з оснóвними оксидами. Кислотні оксиди взаємодіють зі сполуками протилежного хімічного характеру — оснóвними оксидами та основами.

Про реакції між кислотними й оснóвними оксидами йшлося вище. Наводимо рівняння ще однієї реакції за участю оксиду P_2O_5 :



Реакції з основами. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей і води:



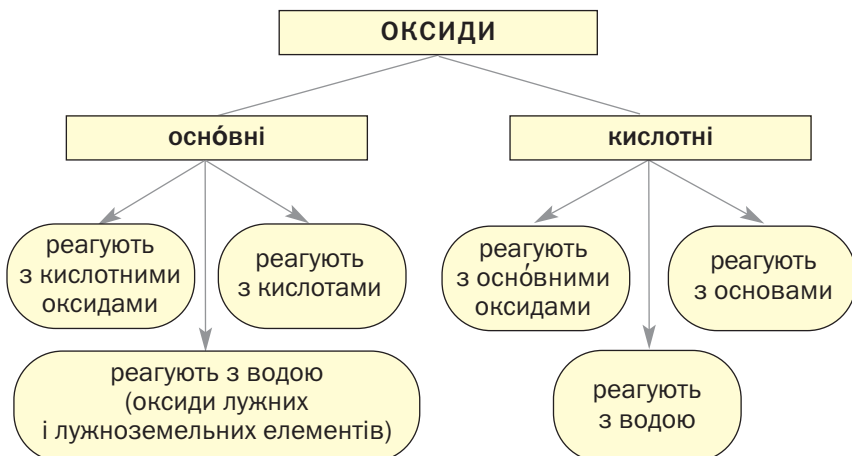
Сіль походить від кислоти, яка відповідає кислотному оксиду.

► Складіть рівняння реакції між сульфур(IV) оксидом і кальцій гідроксидом.

Викладений матеріал узагальнює схема 7.

Схема 7

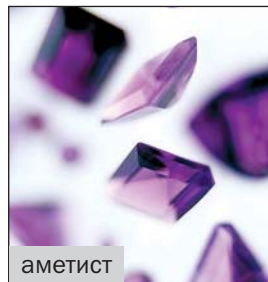
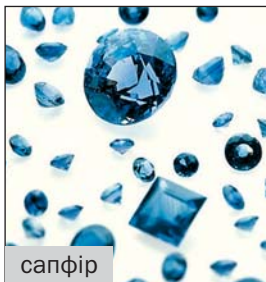
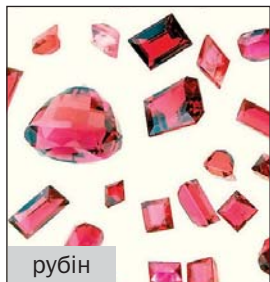
Хімічні властивості оксидів



Чимало оксидів металічних елементів виявляють і основні, і кислотні властивості. Реакції за участю цих сполук розглянуто в § 30.

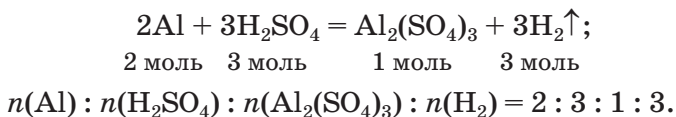
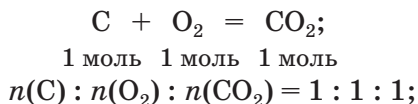
Використання оксидів. На практиці застосовують десятки оксидів. Кожен із вас знає, що найбільш уживаний оксид — вода. Із залізних руд (вони містять оксиди Феруму) добувають залізо. Кварц SiO_2 є сировиною для виробництва кварцового скла, яке, на відміну від звичайного, пропускає ультрафіолетові промені (під кварцовою лампою можна засмагати, як під сонцем). Пісок, що складається переважно з оксиду SiO_2 , використовують у виробництві скла, кераміки, а також, як і негашене вапно CaO , у будівництві. Чимало оксидів використовують як реагенти на хімічних заводах. Кристали корунду Al_2O_3 мають високу твердість. Порошок цієї сполуки використовують як абразивний матеріал для обробки металевих, керамічних та інших поверхонь. Деякі оксиди є основою фарб: Fe_2O_3 — коричневої, Cr_2O_3 — зеленої, TiO_2 або ZnO — білої. Забарвлені природні та штучні кристали алюміній оксиду — рубін (містить домішку Cr_2O_3), сапфір (містить домішки оксидів Феруму і Титану), а також силіцій(IV) оксиду — аметист (містить домішки оксидів Феруму) — використовують для виробництва ювелірних прикрас (мал. 48).

Мал. 48.
Дорогоцінне
каміння



мів газів виконують за хімічними рівняннями. Для цього використовують значення відносних атомних, молекулярних мас або молярних мас. Завдяки таким розрахункам хіміки, інженери-технологи можуть цілеспрямовано здійснювати хімічні перетворення, добувати продукти реакцій у необхідній кількості, уникати надлишку речовин-реагентів.

У цьому параграфі розглянуто розв'язування задач із використанням хімічних рівнянь. Зауважимо, що коефіцієнти в рівняннях указують на співвідношення кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій:



ЗАДАЧА 1. Обчислити кількість речовини літій гідроксиду, що утворюється під час реакції 4 моль літій оксиду з достатньою кількістю води.

Дано:

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\text{LiOH}) = ?$$

Розв'язання

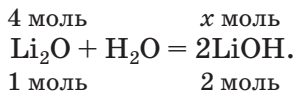
1. Складаємо хімічне рівняння:



За рівнянням реакції із певної кількості речовини літій оксиду утворюється вдвічі більша кількість речовини літій гідроксиду.

2. Готуємо запис для складання пропорції. Указуємо під формулами сполук Li_2O і LiOH їхні кількості речовини згідно з коефіцієнтами в хімічному рівнянні (1 моль і 2 моль відповідно), а над формулами — наведену в умові задачі кількість речовини.

ни оксиду (4 моль) і невідому кількість речовини гідроксиду (x моль):



3. Розраховуємо кількість речовини літій гідроксиду.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

за рівнянням реакції

з 1 моль Li_2O утворюється 2 моль LiOH ,
за умовою задачі

із 4 моль Li_2O — x моль LiOH ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: $n(\text{LiOH}) = 8$ моль.

ЗАДАЧА 2. Розрахувати масу вуглекислого газу, що прореагує із 28 г кальцій оксиду.

Дано:

$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ г}$$

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

Розв'язання

1-й спосіб

1. Складаємо хімічне рівняння:



Згідно з рівнянням, реагують однакові кількості речовини оксидів, наприклад 1 моль CaO і 1 моль CO_2 .

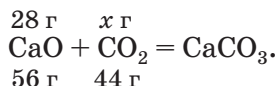
2. Обчислюємо молярні маси речовин, указаних в умові задачі:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Маса 1 моль CaO становить 56 г, а 1 моль CO_2 — 44 г.

3. Готуємо запис для складання пропорції.

Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні маси 1 моль кожної сполуки, а над формулами — відому з умови задачі масу кальцій оксиду та невідому масу вуглекислого газу:



4. Обчислюємо масу вуглекислого газу.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її:
за рівнянням реакції

56 г CaO реагують із 44 г CO₂,

за умовою задачі

28 г CaO — з x г CO₂;

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (г)}.$$

2-й спосіб

1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Розраховуємо кількість речовини кальцій оксиду:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні їхні кількості речовини згідно з коефіцієнтами, а над формулами — обчислену кількість речовини кальцій оксиду й невідому кількість речовини вуглекислого газу:

0,5 моль x моль



1 моль 1 моль

4. Обчислюємо за допомогою пропорції кількість речовини вуглекислого газу:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

5. Розраховуємо масу вуглекислого газу:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г}. \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$.

ЗАДАЧА 3. Визначити об'єм сірчистого газу (н. у.), який прореагує з натрій гідроксидом у разі утворення натрій сульфіту кількості речовини 0,2 моль.

Дано:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{SO}_3) &= \\ &= 0,2 \text{ моль} \end{aligned}$$

н. у.

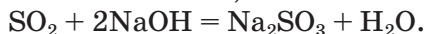
$$V(\text{SO}_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Записуємо хімічне рівняння і готуємо запис для складання пропорції:

x моль

0,2 моль



1 моль

1 моль

2. Визначаємо кількість речовини сірчистого газу.

Складаємо пропорцію і розв'язуємо її:

із 1 моль SO_2 утворюється 1 моль Na_2SO_3 ,
із x моль SO_2 — 0,2 моль Na_2SO_3 ;

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (моль)}.$$

3. Обчислюємо об'єм сірчистого газу за нормальних умов:

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

Відповідь: $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л}$.

У деяких задачах ідеться про дві реакції, що відбуваються одночасно. Найчастіше такі задачі розв'язують, складаючи математичне рівняння з одним невідомим.

ЗАДАЧА 4. Після додавання достатньої кількості води до 11,6 г суміші оксидів Літію і Кальцію утворилося 17,0 г суміші гідроксидів. Обчислити маси оксидів у суміші.

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}, \\ \text{CaO}) &= \\ &= 11,6 \text{ г} \\ m(\text{LiOH}, \\ \text{Ca(OH)}_2) &= \\ &= 17,0 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}) &— ? \\ m(\text{CaO}) &— ? \end{aligned}$$

Розв'язання

1. Приймаємо масу літій оксиду за x г.

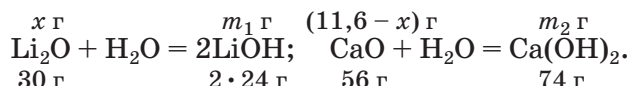
Тоді:

$$\begin{aligned} m(\text{CaO}) &= m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = \\ &= 11,6 - x \text{ (г)}. \end{aligned}$$

2. Обчислюємо молярні маси оксидів і гідроксидів Літію та Кальцію:

$$\begin{aligned} M(\text{Li}_2\text{O}) &= 30 \text{ г/моль}; M(\text{LiOH}) = 24 \text{ г/моль}; \\ M(\text{CaO}) &= 56 \text{ г/моль}; M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

3. Складаємо рівняння реакцій із записами мас реагентів і продуктів, позначивши невідомі маси сполук LiOH і Ca(OH)_2 через m_1 і m_2 відповідно:



4. Записуємо дві пропорції та виводимо математичні вирази для мас гідроксидів:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad \frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$m_2 = m(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Обчислюємо маси оксидів:

$$m_1 + m_2 = m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca(OH)}_2) = 17,0;$$

$$1,6x + 15,3 - 1,32x = 17,0;$$

$$x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (г)};$$

$$m(\text{CaO}) = 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ г}$; $m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ г}$.

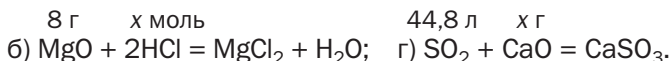
ВИСНОВКИ

Для того щоб обчислювати маси, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій, об'єми газів, що взаємодіють або утворюються, використовують хімічні рівняння.

Розв'язування задач здійснюють складанням пропорцій, а також за формулами, які відображають зв'язок між відповідними фізичними величинами.



197. У наведених записах визначте відповідні значення x (усно):



198. Обчисліть кількість речовини фосфор(V) оксиду, яка утвориться після взаємодії $0,1$ моль фосфору з достатньою кількістю кисню.

199. Реакція відбувається за рівнянням $A + 3B = 2B + 3Г$. Які кількості речовини B і $Г$ утворюються, якщо прореагує:

- $0,1$ моль A ;
- 6 моль B ? (Усно.)

200. Яка маса магній оксиду утворилася під час спалювання 12 г магнію? (Усно.)
201. Визначте об'єм сірчистого газу SO_2 (н. у.), який добуто після спалювання 16 г сірки. (Усно.)
202. Обчисліть масу кальцій нітрату, що утворився в результаті взаємодії 50 г 10 %-го розчину нітратної кислоти з кальцій оксидом.
203. Визначте об'єм вуглекислого газу (н. у.), необхідний для повного перетворення 37 г кальцій гідроксиду на кальцій карбонат.
204. Після додавання надлишку води до суміші оксидів Фосфору(V) і Силіцію(IV) утворилося 98 г ортофосфатної кислоти і залишилось 20 г твердої речовини. Обчисліть масу фосфор(V) оксиду та його масову частку в суміші оксидів.
205. Літій оксид масою 20 г додали у воду масою 180 г. Обчисліть масову частку лугу в утвореному розчині, якщо оксид повністю прореагував з водою.
206. У результаті реакції 1,52 г суміші сірчистого і вуглекислого газів із барій оксидом утворилося 6,11 г суміші солей. Визначте маси газів у суміші.

28

Властивості та використання основ

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості основ;
- засвоїти хімічні властивості основ;
- прогнозувати можливість реакції лугу із сіллю;
- дізнатися про сфери використання лугів.

Фізичні властивості основ. Вам відомо, що кожна основа складається із позитивно заряджених йонів металічного елемента і гідроксид-іонів OH^- . Основи, як і йонні оксиди, за звичайних умов є твердими речовинами. Вони повинні мати досить високі

температури плавлення. Однак за помірного нагрівання майже всі основи розкладаються на відповідний оксид і воду. Розплавити можна лише гідроксиди Натрію і Калію (температури плавлення цих сполук становлять, відповідно, 318 і 380 °С).

Більшість основ не розчиняється у воді (мал. 49). Малорозчинними є гідроксиди $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ і $Sr(OH)_2$, а добре розчинними — основи, утворені лужними елементами (Li, Na, K, Rb, Cs), і сполука $Ba(OH)_2$. Ви знаєте, що водорозчинні основи називають лугами.

Мал. 49.
Осади основ,
що утворилися
під час хімічних
реакцій у
розчинах



Луги та їхні розчини «роз'їдають» багато матеріалів, милкі на дотик, спричиняють серйозні опіки шкіри, слизових оболонок, сильно вражають очі (мал. 50). Тому натрій гідроксид має тривіальну назву «їдкий натр». Працюючи з лугами та їхніми розчинами, будьте особливо обережними. Якщо розчин лугу потрапив на руку, потрібно негайно змити його великою кількістю проточної води і звернутися за допомогою до вчителя або лаборанта. Ви отримаєте розбавлений розчин певної речовини (наприклад, оцтової кислоти), яким обробить шкіру для знешкодження залишків лугу. Після цього руку добре змийте водою.

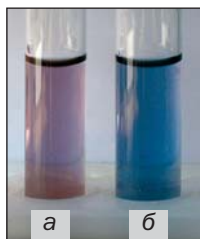
Мал. 50.
Знак
небезпеки
на етикетці
банки з натрій
гідроксидом



Хімічні властивості основ. Можливість перебігу реакцій за участю основ залежить від розчинності цих сполук у воді. Луги в хімічних перетвореннях значно активніші за нерозчинні основи, які, наприклад, із солями та деякими кислотами не реагують.

Мал. 51.
Забарвлення
індикаторів
у воді (а)
та розчині
лугу (б)

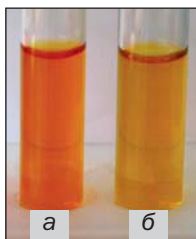
Дія на індикатори. Розчини лугів здатні змінювати забарвлення індикаторів (мал. 51). Відповідні досліди ви виконували в 7 класі. Нерозчинні основи на індикатори не діють.



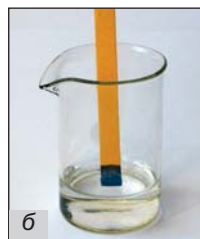
лакмус



фенолфталеїн

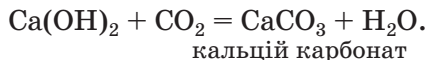
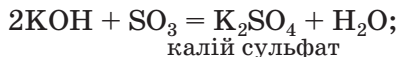


метилоранж

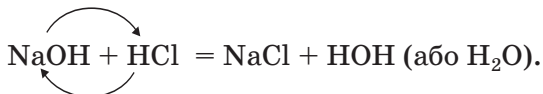


універсальний
індикатор

Реакції з кислотними оксидами. Розчинні й нерозчинні основи взаємодіють зі сполуками протилежного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед цих сполук — кислотні оксиди. Відповідні реакції було розглянуто в § 26. Наводимо додаткові приклади:



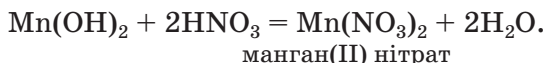
Реакції з кислотами. Під час взаємодії основи з кислотою сполуки обмінюються частинками, з яких вони складаються:



Це — реакція обміну.

З'ясувати, чи залишився луг після додавання певної порції кислоти, можна внесенням у рідину однієї-двох крапель розчину фенолфталеїну. Якщо малиновий колір не з'явиться, луг повністю прореагував із кислотою.

Приклад реакції нерозчинної основи з кислотою:



Реакцію між основою і кислотою називають *реакцією нейтралізації*.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

Взаємодія лугу з кислотою в розчині

У пробірку з розчином натрій гідроксиду додайте 1—2 краплі розчину фенолфталеїну і додавайте по краплях за допомогою піпетки розбавлений розчин сульфатної кислоти, поки не зникне забарвлення. Вміст пробірки періодично перемішуйте скляною паличкою або струшуванням.

Чому розчин знебарвився?

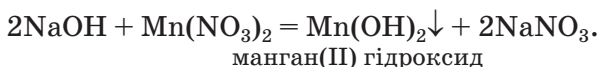
Напишіть відповідне хімічне рівняння.

Реакції лугів із солями. Взаємодія лугу із сіллю є реакцією обміну, яка відбувається в розчині. Продукти такої реакції — інші основа і сіль. *Сіль-реагент має бути розчинною у воді, а нова основа чи сіль — нерозчинною.*

З'ясуємо можливість перебігу реакції між натрій гідроксидом і манган(II) нітратом. Для цього скористаємось таблицею розчинності (наводимо її фрагмент):

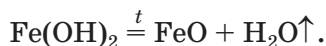
Аніони	Катіони							
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	...	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	...
OH ⁻	р	р	р		н	н	н	
NO ₃ ⁻	р	р	р		р	р	р	

Луг NaOH і сіль Mn(NO₃)₂ розчиняються у воді. Вони обмінюються своїми йонами в тому разі, якщо утвориться нерозчинна сполука. Нею є основа Mn(OH)₂, а нова сіль NaNO₃ перебуватиме в розчині. Отже, реакція в розчині між лугом і сіллю Мангану(II) відбувається:



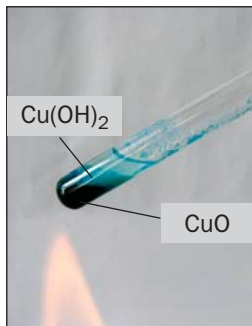
- Чи взаємодіятиме барій гідроксид із калій карбонатом у розчині? У разі позитивної відповіді складіть хімічне рівняння.

Термічний розклад. Майже всі основи (крім гідроксидів Натрію і Калію) під час нагрівання розкладаються на відповідний оксид і воду (мал. 52):

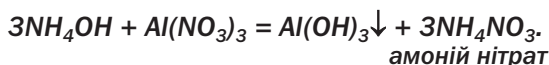
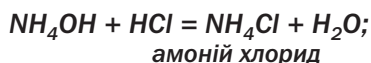
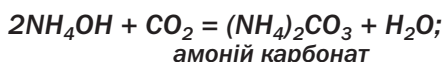


Подібно до лугів змінює забарвлення індикаторів водний розчин амоніаку NH₃ (амоній-

Мал. 52.
Термічний розклад купрум(II) гідроксиду



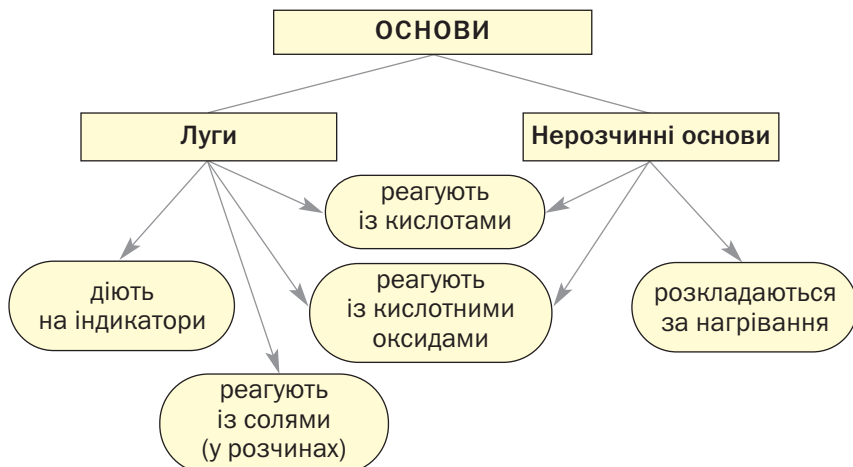
на основа¹). Він взаємодіє з кислотними оксидами, кислотами, солями:



Викладений матеріал підсумовує схема 8.

Схема 8

Хімічні властивості основ



¹ Відомості про цю основу наведено на с. 130 під рубрикою «Для допитливих».

Використання основ. Широкого застосування серед основ набули лише луги, передусім гідроксиди Кальцію і Натрію. У будівництві як в'язучий матеріал використовують кальцій гідроксид (гашене вапно). Його змішують із піском і водою, а виготовлену суміш наносять на цеглу, штукатурять нею стіни. Внаслідок реакцій гашеного вапна з вуглекислим газом і силіцій(IV) оксидом суміш твердне.

► Складіть рівняння цих реакцій.

Цікаво знати

Магній гідроксид є компонентом деяких медичних препаратів і косметичних засобів.

Кальцій гідроксид також застосовують у цукровій промисловості, сільському господарстві (для усунення надлишкової кислотності ґрунтів), для виготовлення кальцій карбонату — основного складника зубних паст, добування інших речовин. Натрій гідроксид використовують у виробництві мила (здійснюють реакції луку із жирами), штучних волокон, паперу, ліків, у шкіряній промисловості, для очищення нафти тощо.

ВИСНОВКИ

Основи — тверді речовини йонної будови. Більшість основ не розчиняється у воді. Водорозчинні основи (луги) змінюють забарвлення індикаторів.

Основи взаємодіють із кислотними оксидами і кислотами, а луги у розчинах — ще й із солями. Нерозчинні основи розкладаються під час нагрівання на відповідні оксиди і воду.

Реакцію між основою і кислотою називають реакцією нейтралізації.

На практиці використовують переважно гідроксиди Кальцію і Натрію.



207. Охарактеризуйте фізичні властивості основ.
208. Опишіть, як індикатори змінюють забарвлення в розчині за наявності в ньому лугу.
209. Наведіть приклади реакцій обміну, нейтралізації, розкладу за участю основ.
210. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ | в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | г) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$ | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$ |
211. Складіть рівняння реакцій (якщо вони можливі) між основами (лівий стовпчик) і солями (правий стовпчик):
- | | |
|----------------------|------------------|
| калій гідроксид | кальцій карбонат |
| манган(II) гідроксид | ферум(II) нітрат |
| барій гідроксид | натрій сульфат |
212. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- | |
|--|
| а) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4;$ |
| б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2.$ |
213. Відшукайте в інтернеті інформацію про реактив, який називають вапняною водою, і його використання.
214. Визначте кількість речовини магній гідроксиду, яка прореагує із 12,6 г нітратної кислоти.
215. Обчисліть масу ферум(II) гідроксиду, що утворюється внаслідок взаємодії 0,05 моль натрій гідроксиду з достатньою кількістю ферум(II) сульфату.
216. Визначте об'єм сірчастого газу (н. у.), необхідний для повного осадження йонів Барію (у складі нерозчинної солі) із розчину, який містить 34,2 г барій гідроксиду.
217. Обчисліть масу осаду, що утвориться в результаті взаємодії 70 г 4 %-го розчину калій гідроксиду з достатньою кількістю розчину манган(II) хлориду.
218. На нейтралізацію 25,1 г суміші гідроксидів Натрію та Барію витратилося 25,2 г нітратної кислоти. Визначте масову частку натрій гідроксиду в початковій суміші речовин.

29

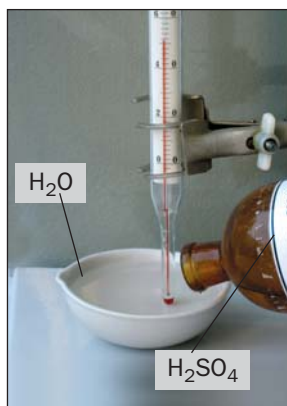
Властивості та використання кислот

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості кислот;
- засвоїти хімічні властивості кислот;
- прогнозувати можливість реакції кислоти з металом;
- дізнатися про сфери використання кислот.

Фізичні властивості кислот. Усі кислоти складаються з молекул. Оскільки ці частинки притягуються одна до одної слабо (на відміну від протилежно заряджених йонів в основному оксиді чи основі), то кислоти мають низькі температури плавлення і майже всі за звичайних умов є рідинами. Вони розчиняються у воді (крім кислоти H_2SiO_3), у багатьох випадках — необмежено, тобто змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях з утворенням розчинів. Під час розчинення певних кислот виділяється значна кількість теплоти (мал. 53).

Вам відомо, що безокисенові кислоти є водними розчинами газів — сполук неме-



Мал. 53.
Розчинення сульфатної кислоти у воді

талічних елементів VI і VII груп із Гідрогеном (наприклад, H_2S , HCl). Ці гази виділяються зі своїх розчинів навіть за звичайних умов.

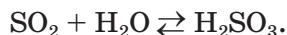
Леткою, тобто такою, що переходить у газуватий стан за помірного нагрівання, є нітратна кислота HNO_3 , а також кілька інших. Леткі кислоти мають запах.

Цікаво знати

Метафосфатна кислота складається з молекул $(\text{HPO}_3)_n$ ($n = 3$ і більше).

Ортофосфатна кислота H_3PO_4 , ортоборатна (борна) H_3BO_3 , метасилікатна H_2SiO_3 — тверді речовини. Вони, а також сульфатна кислота H_2SO_4 є нелеткими.

Карбонатна і сульфідна кислоти існують лише у водному розчині. Відповідні оксиди взаємодіють із водою неповною мірою, а кислоти, що утворюються, частково розкладаються на оксиди і воду:

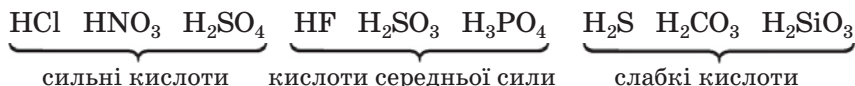


Більшість кислот — токсичні речовини. Вони спричиняють серйозні отруєння, опіки шкіри. Тому працювати з кислотами, як і з лугами, потрібно обережно, дотримуючись правил безпеки. Якщо розчин кислоти потрапив на руку, необхідно відразу змити його проточною водою, обробити шкіру розбавленим розчином харчової соди (для знешкодження залишків кислоти) і знову змити водою.

Хімічні властивості кислот. Здатність кислот реагувати з іншими речовинами значною мірою залежить від їхньої активності, стійкості, леткості, розчинності у воді. На це звертатимемо увагу, розглядаючи хімічні властивості кислот.

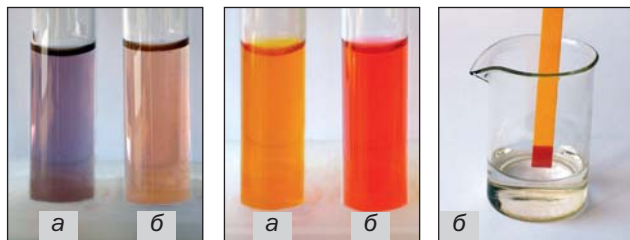
Кислоти виявляють різну хімічну активність. Дуже активні кислоти називають сильними, а малоактивні — слабкими. Є ще й кілька кислот середньої сили. При-

клади сполук кожної групи (див. також форзац II):



Дія на індикатори. Кислоти у водних розчинах змінюють забарвлення індикаторів (мал. 54), але не всіх і не так, як луги.

Мал. 54.
Забарвлення індикаторів у воді (а) та розчині кислоти (б)



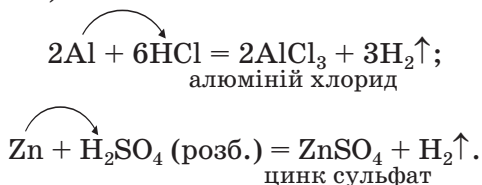
лакмус

метилоранж

універсальний індикатор

► Який індикатор не змінюється в розчинах кислот?

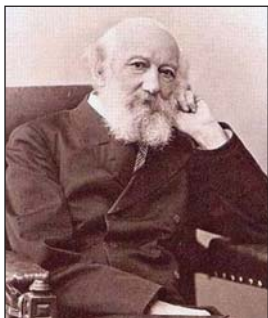
Реакції з металами. Усі безоксигенові кислоти, сульфатна кислота (у розбавленому розчині) та деякі інші реагують із металами з виділенням водню й утворенням солей (мал. 55):



Під час таких реакцій атоми металічного елемента, які містяться в простій речовині, заміщують атоми Гідрогену у складній речовині.

Реакцію між простою і складною речовинами, у результаті якої утворюються нові проста і складна речовини, називають реакцією заміщення.

Микола Миколайович Бекетов (1827—1911)



Видатний російський і український хімік, академік Петербурзької академії наук. Дослідив реакції солей у водних розчинах з металами. Запропонував витискувальний ряд, або ряд активності металів (1865). Розробив та описав один із методів добування металів — металотермію. Сприяв становленню фізичної хімії — однієї з найважливіших хімічних наук. Працював професором у Харківському університеті (1855—1887), вперше читав курс лекцій із фізичної хімії як самостійної навчальної дисципліни. Був президентом Російського фізико-хімічного товариства.

Мал. 55.
Реакція
хлоридної
кислоти з
алюмінієвою
монетою (2 коп.
випуску 1992 р.)



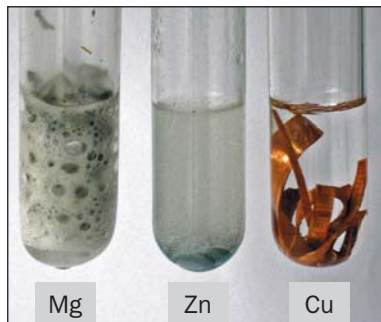
Із кислотами взаємодіють не всі метали. Передбачити можливість реакції між металом і кислотою можна за допомогою *ряду активності металів*. Його склав вітчизняний хімік М. М. Бекетов на підставі вивчення багатьох хімічних перетворень. Наводимо цей ряд у сучасному вигляді (див. також форзац II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H_2) Cu Ag Pt Au

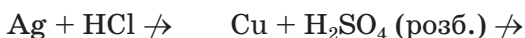


хімічна активність металів зростає

Мал. 56
Відношення металів до розбавленого розчину сульфатної кислоти



Формула неметалу водню поділяє ряд активності на дві частини. Метали, розміщені в його лівій частині, взаємодіють із хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами з виділенням водню, а розміщені праворуч — не реагують із ними (мал. 56):



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

Взаємодія кислоти з металами

Візьміть дві пробірки. В одну пробірку помістіть стружку заліза чи залізний цвях, у другу — стружку магнію. Дослідіть відношення кожного металу до розбавленої сульфатної кислоти.

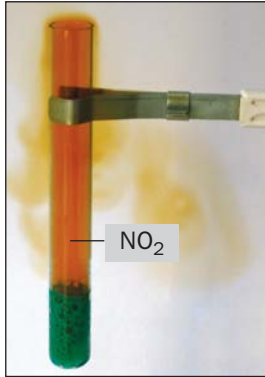
Який метал активніше реагує з кислотою? Чи узгоджуються результати досліду із розміщенням заліза і магнію в ряду активності металів?

Складіть хімічні рівняння. Зважте на те, що продукт однієї з реакцій — сполука Феруму(II).

Під час взаємодії нітратної кислоти, а також концентрованого розчину сульфатної кислоти¹ з металами замість водню утворю-

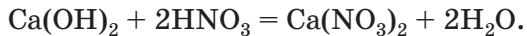
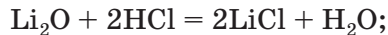
¹ Концентрований розчин містить значно більше кислоти, ніж води.

Мал. 57.
Реакція міді
з нітратною
кислотою



ються інші речовини (мал. 57). Такі реакції розглядатимемо в старшій школі.

Реакції з оснóвними оксидами та основами. Характерною властивістю всіх кислот є здатність взаємодіяти зі сполуками з протилежними властивостями — оснóвними оксидами й основами. Продукти кожної реакції — сіль і вода:

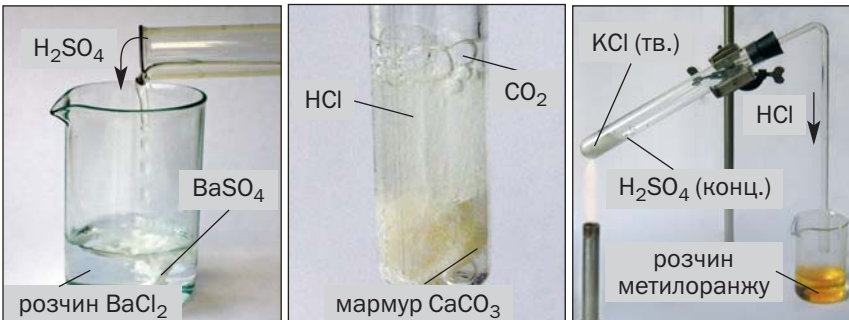


Про такі хімічні перетворення йшлося в попередніх параграфах.

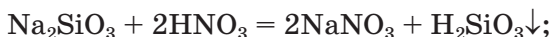
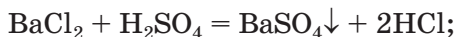
Реакції із солями. Взаємодія кислоти із сіллю є реакцією обміну. Назвемо випадки, коли ці реакції відбуваються (мал. 58):

- продукт хімічного перетворення в розчині — сіль або кислота — є нерозчинним у

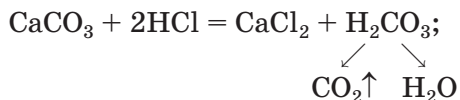
Мал. 58.
Реакції
кислот
із солями



воді (з'ясовуємо за таблицею розчинності):



- кислота-продукт розкладається з утворенням газу або є легкою чи походить від газуватої сполуки:

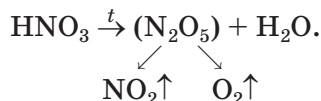


- кислота-реагент є сильною, а кислота, яка утворюється, — слабкою (приклад — передостання реакція).

Термічний розклад оксигеновмісних кислот. Оксигеновмісні кислоти під час нагрівання, а карбонатна і сульфатна — за звичайних умов розкладаються з утворенням відповідних кислотних оксидів і води:



Продуктами розкладу нітратної кислоти є три речовини — нітроген(IV) оксид, кисень і вода (оксид N_2O_5 , який відповідає нітратній кислоті, надто нестійкий):

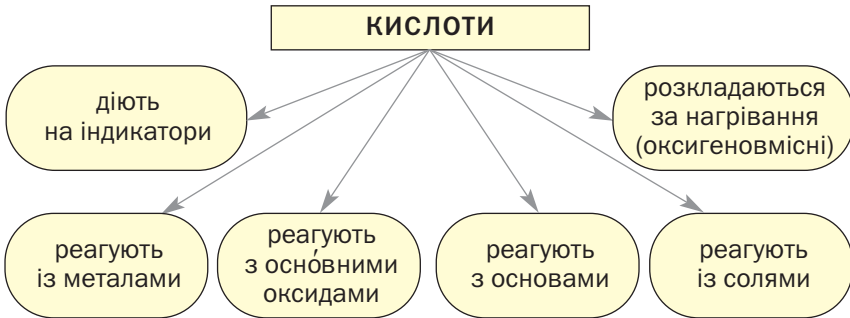


Викладений матеріал підсумовує схема 9.

Використання кислот. Найчастіше застосовують сульфатну, хлоридну, нітратну й ортофосфатну кислоти (табл. 10). Їх добувають на хімічних заводах у великій кількості.

¹ Скорочення «тв.» означає «тверда речовина», а «конц.» — «концентрований розчин».

Хімічні властивості кислот



У побуті використовують переважно органічні кислоти: оцтову кислоту CH_3COOH (оцет — її розбавлений водний розчин), лимонну (консервант), аскорбінову (вітамін С). Оцтом або розчином лимонної кислоти видаляють накип із поверхні нагрівальних елементів у пральних машинах, прасках.

Таблиця 10

Використання кислот

Кислота	Галузі використання
H_2SO_4	Виробництво добрив, інших кислот, солей, вибухових речовин, хімічних волокон, барвників, ліків, очищення нафтопродуктів, у свинцевих акумуляторах
HCl	Виробництво солей, фарб, ліків
HNO_3	Виробництво добрив, вибухових речовин, барвників
H_3PO_4	Виробництво добрив, мийних засобів, засіб проти іржі

ВИСНОВКИ

Кислоти — молекулярні речовини, розчинні у воді. Вони змінюють забарвлення індикаторів, але не так, як луги.

Безокисигенові кислоти і розбавлена сульфатна кислота взаємодіють із більшістю металів з виділенням водню й утворенням солей. Такі реакції є реакціями заміщення. Можливість їхнього перебігу визначають за допомогою ряду активності металів.

Кислоти реагують з основними оксидами, основами, солями. Оксигеновмісні кислоти розкладаються під час нагрівання.

Кислоти широко використовують у різних сферах.



219. Назвіть характерні фізичні властивості кислот. Чим вони зумовлені?
220. Чи можна розрізнити за допомогою лакмусу, фенолфталеїну, універсального індикатора розчини кислоти і лугу? Якщо так, то як саме?
221. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$ | б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
222. Замість крапок напишіть формули кислот-реагентів, продуктів реакцій і перетворіть схеми на хімічні рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots;$ | б) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots;$ |
| $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots;$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots;$ |
| $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$ | $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \dots .$ |
223. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між розбавленою сульфатною кислотою і такими речовинами:
- | | |
|----------------------|-------------------------|
| а) цинк; | г) фторидна кислота; |
| б) срібло; | д) барій гідроксид; |
| в) карбон(IV) оксид; | е) п्लумбум(II) нітрат. |
224. Для кожного перетворення складіть по два хімічних рівняння:
- | |
|--|
| а) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2;$ |
| б) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S};$ |
| в) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$ |
225. Щоб здійснити реакцію між натрій хлоридом і сульфатною кислотою, до твердої солі додають концентровану кислоту і нагрівають суміш. Поясніть, чому не використовують розчини сполук і для чого необхідне нагрівання.

226. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про використання фторидної (плавикової) кислоти.
227. Визначте масу розчину сульфатної кислоти з її масовою часткою 5 %, необхідну для нейтралізації 8 г натрій гідроксиду.
228. У результаті реакції достатньої кількості хлоридної кислоти із 10 г суміші порошків срібла і цинку виділилося 0,7 л водню (н. у.). Обчисліть масову частку срібла в суміші.

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Дія розчинів деяких речовин на соки овочів

Соки столового буряка, червоноголової капусти містять забарвлені речовини, що є індикаторами. Пропонуємо вам дослідити дію лимонного соку, розчинів оцтової кислоти (оцту), харчової соди та господарського мила на сік одного із овочів.

Із подрібненого буряка або капусти приготуйте 10—20 мл соку, вилийте його у склянку зі 100 мл води і перемішайте суміш. Розподіліть рідину (однаковими об'ємами) у п'ять склянок. Приготуйте також розчини соди і мила об'ємами 30—40 мл.

В одну склянку з розбавленим овочевим соком додайте чайну ложку лимонного соку, у другу — таку саму порцію оцту, в третю — розчину соди, а в четверту — розчину мила. Вміст п'ятої склянки слугуватиме для порівняння забарвлень.

Що спостерігаєте? У яких розчинах виявлено кислоту, луг¹?
Результати експерименту запишіть у зошит.

30

Амфотерні оксиди та гідроксиди

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, які сполуки називають амфотерними;
- зрозуміти хімічний характер амфотерних оксидів і гідроксидів;

¹ Луг є продуктом реакцій соди і мила з водою.

- складати формули продуктів реакцій амфотерних сполук із оксидами, кислотами, основами.

Амфотерні сполуки. Існують оксиди, які виявляють властивості, притаманні як основним, так і кислотним оксидам. До них належать, наприклад, згадані в § 11 сполуки BeO і Al_2O_3 . Ці оксиди, а також відповідні гідроксиди $\text{Be}(\text{OH})_2$ і $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаємодіють не лише з кислотами, а й із лугами.

Здатність сполуки виявляти основні та кислотні властивості називають *амфотерністю*¹, а саму сполуку — *амфотерною*.

Наводимо формули найважливіших амфотерних сполук:

<i>Оксиди</i>	\Leftrightarrow	<i>Гідроксиди</i>
ZnO		$\text{Zn}(\text{OH})_2$
PbO		$\text{Pb}(\text{OH})_2$
SnO		$\text{Sn}(\text{OH})_2$
Al_2O_3		$\text{Al}(\text{OH})_3$
Cr_2O_3		$\text{Cr}(\text{OH})_3$
Fe_2O_3		$\text{Fe}(\text{OH})_3$

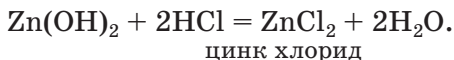
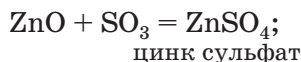
За будовою і фізичними властивостями амфотерні оксиди подібні до основних оксидів. Вони складаються з йонів, мають високі температури плавлення. Жодний амфотерний оксид не розчиняється у воді.

Амфотерні гідроксиди також є нерозчинними; під час нагрівання вони не плавляться, а зазнають розкладу.

Хімічні властивості амфотерних оксидів і гідроксидів. Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотними та основними оксидами, кислотами, лугами.

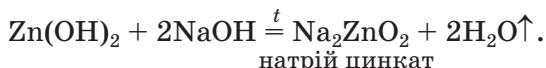
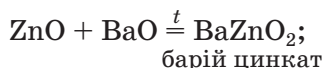
¹Термін походить від грецького слова *amphoterós* — і той, і інший.

У реакціях із кислотними оксидами та кислотами амфотерні оксиди і гідроксиди виявляють *основні властивості*:



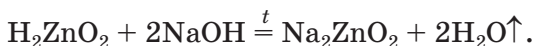
Продукти таких реакцій (солі) містять катіони металічного елемента (Zn^{2+}).

Під час взаємодії з основними оксидами і лугами амфотерні сполуки виявляють *кислотні властивості*:

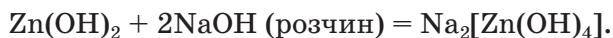
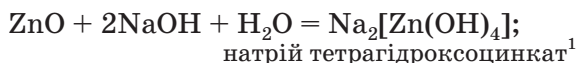


У цьому випадку утворюються солі, в яких атоми металічного елемента містяться в аніонах (ZnO_2^{2-}).

Останнє рівняння відповідає реакції за участю луку, а не його розчину. Для того щоб формула солі була вам зрозумілою, змінимо порядок запису елементів у формулі цинк гідроксиду на загальноприйнятий для кислот:



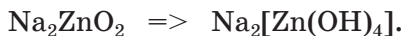
Амфотерні оксиди і гідроксиди реагують також із водними розчинами лугів за звичайних умов:



Квадратними дужками в хімічних формулах виокремлено аніон солі Zn(OH)_4^{2-} .

¹ Префікс «тетра» (в перекладі з грецької — чотири) вказує на кількість гідроксильних груп в аніоні солі.

Формулу продукту двох останніх реакцій можна отримати, замінивши у формулі Na_2ZnO_2 два двовалентні атоми Оксигену на чотири одновалентні гідроксильні групи:



Якщо з основним оксидом або лугом реагує амфотерна сполука тривалентного елемента, то можливі два варіанти взаємодії речовин.

Розглянемо реакції між алюміній оксидом і калій гідроксидом. Продуктом однієї реакції між цими сполуками є сіль, яка походить від алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ як кислоти (H_3AlO_3):

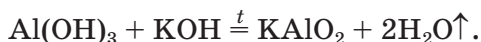
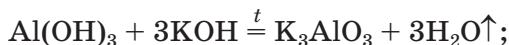


Продукт іншої реакції — сіль простішого складу. Виведемо її формулу, з'ясувавши спочатку формулу відповідної «кислоти» (насправді — амфотерної сполуки). Для цього складаємо разом усі атоми, наявні у формулах алюміній оксиду Al_2O_3 і води H_2O . В отриманій формулі $\text{H}_2\text{Al}_2\text{O}_4$ зменшуємо індекси вдвічі (HAlO_2) і замінюємо символ Гідрогену на символ Калію: KAlO_2 . Відповідне хімічне рівняння:



Зіставивши коефіцієнти перед формулами реагентів у рівняннях (1) і (2), бачимо, що ортоалюмінат утворюється внаслідок додавання до алюміній оксиду втричі більшої кількості луку.

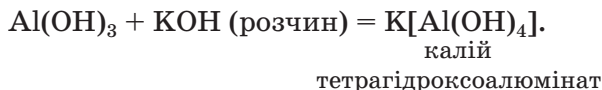
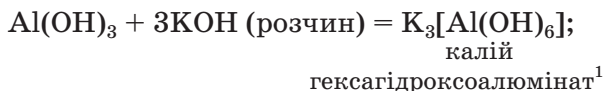
Такі самі солі є продуктами реакцій за участю алюміній гідроксиду:



Цікаво знати

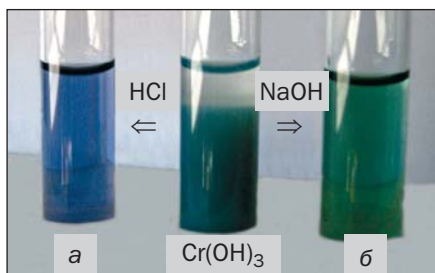
Сполука HAlO_2 , формулу якої часто записують як $\text{AlO}(\text{OH})$, трапляється в природі й утворює кілька мінералів.

Якщо алюміній гідроксид реагує з водним розчином лугу, то утворюються солі, в яких аніони містять гідроксильні групи (реакції відбуваються за звичайних умов):



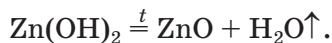
На малюнку 59 показано результат досліду, який засвідчує амфотерність хром(III) гідроксиду Cr(OH)_3 .

Мал. 59.
Результат взаємодії хром(III) гідроксиду: а — із кислотою; б — із розчином лугу



► Складіть рівняння реакцій хром(III) гідроксиду з хлоридною кислотою і розчином натрій гідроксиду.

Під час нагрівання амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються на відповідні оксиди і воду:

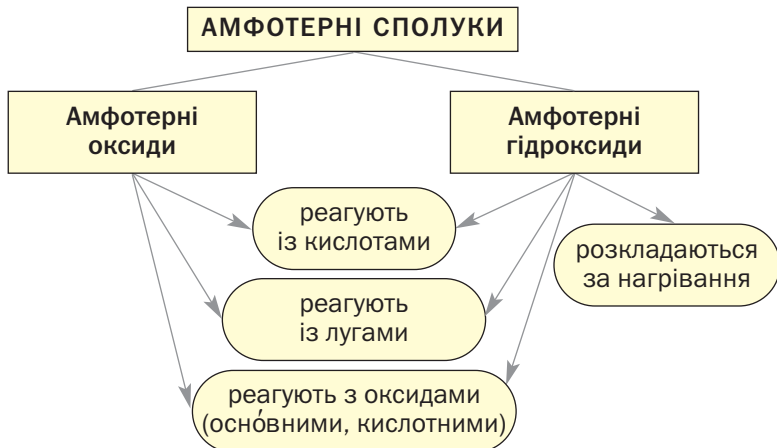


► Напишіть рівняння реакції термічного розкладу алюміній гідроксиду.

Матеріал, викладений у параграфі, узагальнює схема 10.

¹ Префікс «гекса» (в перекладі з грецької — шість) указує на кількість гідроксильних груп в аніоні солі.

Хімічні властивості амфотерних сполук

**ВИСНОВКИ**

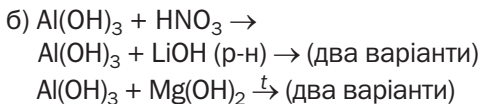
Деякі оксиди та гідроксиди металічних елементів виявляють як основні, так і кислотні властивості. Їх називають амфотерними сполуками.

За фізичними властивостями амфотерні оксиди подібні до основних оксидів, а амфотерні гідроксиди — до нерозчинних основ.

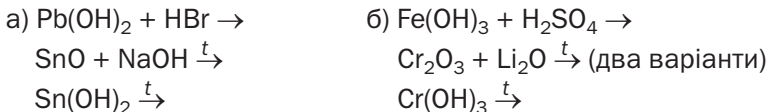
Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотами і лугами, з кислотними та основними оксидами. Амфотерні гідроксиди під час нагрівання розкладаються.



229. Які сполуки називають амфотерними? Назвіть два-три елементи, що утворюють такі сполуки.
230. Укажіть формули продуктів перетворень за участю сполук Цинку й Алюмінію та перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:
- a) $\text{ZnO} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$
 $\text{Zn(OH)}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t}$



231. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



232. Напишіть рівняння реакцій берилій оксиду з барій гідроксидом під час нагрівання та розчином цієї основи.

233. Як би ви розпізнали білі порошки гідроксидів Магнію та Цинку, використавши відмінності в хімічних властивостях цих сполук?

234. Амфотерний гідроксид має молярну масу 103 г/моль. Назвіть цю сполуку.

235. Визначте масу ферум(III) оксиду, яка містить стільки йонів, скільки молекул перебуває в 11 г карбон(IV) оксиду.

236. Під час термічного розкладу 39 г алюміній гідроксиду утворилося 20 г алюміній оксиду. Чи повністю розкладалася сполука?

237. Обчисліть масу плюмбум(II) оксиду, яка прореагує із 200 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 10 %.

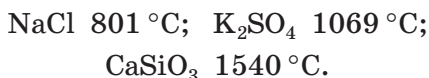
31

Властивості та використання солей

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості солей;
- засвоїти хімічні властивості солей;
- прогнозувати можливість реакції солі з металом;
- дізнатися про сфери використання солей.

Фізичні властивості солей. Солі, як і інші йонні сполуки, за звичайних умов є кристалічними речовинами. Вони здебільшого мають високі температури плавлення:



Частина солей розчиняється у воді, деякі є малорозчинними (мал. 60), решта — нерозчинні. Відповідну інформацію подано в таблиці розчинності (форзац II).

Мал. 60.
Осад
плюмбум(II)
йодиду, що
утворився
після
охолодження
гарячого
розчину
сполуки



Серед розчинних солей натрій хлорид має солоний смак, магній сульфат — гіркий. Солі Плюмбуму і Берилію солодкі, проте надзвичайно отруйні. Виявляючи смак різних солей, деякі алхіміки, напевно, поплалися за це життям.

Солі по-різному впливають на рослини, тварин, людину. Серед них є сполуки, що містять необхідні для рослин хімічні елементи, передусім Нітроген, Фосфор, Калій. Їх застосовують як добрива. Кухонну сіль ми щоденно вживаємо разом із їжею, щоб поповнити її запаси в організмі (ця сполука постійно виводиться з організму разом із потом і сечею).

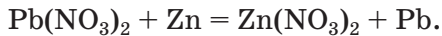
Хімічні властивості солей. Солі беруть участь у різних реакціях із простими і складними речовинами.

Реакції з металами. Сіль у водному розчині може взаємодіяти з металом з утворенням нової солі та іншого металу (мал. 61). Часто кажуть, що один метал «витісняє» інший із солі. Це — реакція заміщення. Вона відбувається, якщо метал-реагент активні-

Мал. 61.
Результат
реакції між
розчином
плюмбум(II)
нітрату і
цинком



ший за метал-продукт, тобто перебуває в ряду активності зліва від нього (форзац II):



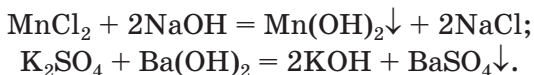
ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4 Взаємодія металу із сіллю в розчині

У пробірку помістіть стружку заліза або залізний цвях і налейте 1—2 мл розчину купрум(II) сульфату. Що відбувається на поверхні металу? Чи змінюється з часом колір розчину?

Складіть рівняння реакції. Візьміть до уваги, що один із її продуктів — сполука Феруму(II).

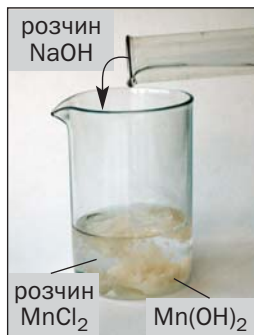
Реакції з лугами. Вивчаючи хімічні властивості лугів, ви дізналися про реакції цих сполук із солями. Солі також взаємодіють з кислотами, одна з одною. Всі згадані реакції належать до реакцій обміну.

Взаємодія між сіллю і лугом відбувається лише в розчині (нерозчинні солі з лугами не реагують). Вона можлива, якщо один із її продуктів — основа чи сіль — не розчиняється у воді (мал. 62):



Для прогнозування можливості таких реакцій використовують таблицю розчинності.

Мал. 62.
Реакція між
манган(II)
хлоридом
і натрій
гідроксидом
у розчині



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

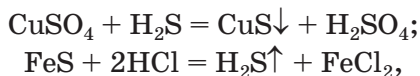
Взаємодія солі з лугом у розчині

Налийте в пробірку 1—2 мл розчину купрум(II) сульфату і, перемішуючи його, додайте кілька крапель розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте? Яка сполука осаджується?

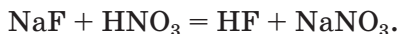
Якщо до розчину купрум(II) сульфату додати стільки розчину лугу, скільки потрібно для повного перетворення солі на купрум(II) гідроксид, то після відстоювання розчин над осадом буде безбарвним. Він міститиме лише натрій сульфат (йони Na^+ і SO_4^{2-}).

Складіть рівняння реакції.

Реакції з кислотами. Сіль (як розчинна, так і нерозчинна) може взаємодіяти з кислотою з утворенням нової солі та іншої кислоти. Такі реакції часто відбуваються з виділенням осаду (мал. 63) або газу

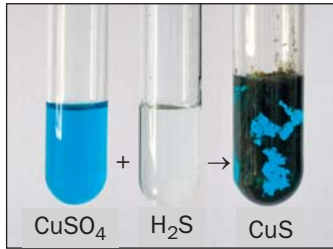


а іноді не супроводжуються зовнішніми ефектами:



Про випадки, в яких реакція між сіллю і кислотою є можливою, йдеться в § 29.

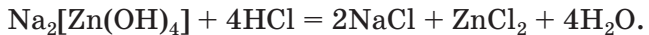
Мал. 63.
Реакція між купрум(II) сульфатом і сульфідною кислотою в розчині



Соли, що утворилися в результаті взаємодії амфотерних сполук із лугами, також реагують з кислотами. Якщо кількість кислоти невелика, одним із продуктів реакції є амфотерний гідроксид

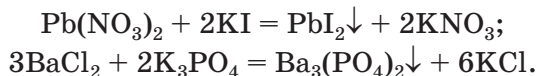


а в разі її надлишку утворюються дві солі:

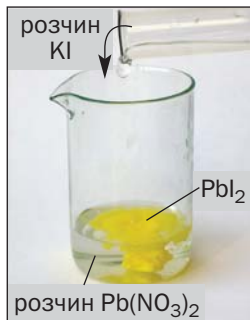


► Складіть рівняння двох реакцій за участю сполуки $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ і нітратної кислоти.

Реакції з іншими солями. Взаємодія між двома солями відбувається лише в розчині (реагенти мають бути розчинними у воді) з утворенням двох нових солей. Реакція можлива, якщо один із її продуктів є нерозчинним або малорозчинним; він випадає в осад (мал. 64):



Мал. 64.
Реакція між плюмбум(II) нітратом і калій йодидом у розчині



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

Реакція між солями в розчині

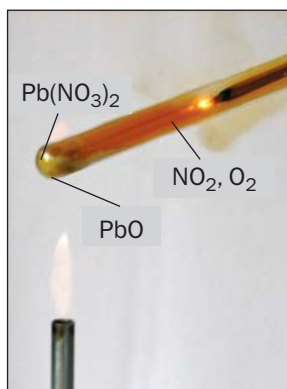
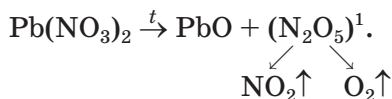
Налийте в пробірку 1—2 мл розчину натрій карбонату і додайте до нього кілька крапель розчину кальцій хлориду. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції.

Термічний розклад оксигеновмісних солей. Солі, утворені газуватими, леткими чи нестійкими кислотними оксидами, під час нагрівання розкладаються. Продуктами більшості таких хімічних перетворень є два відповідні оксиди:



Нітрати, як і нітратна кислота, походять від нітроген(V) оксиду N_2O_5 . Однак під час нагрівання нітратів цей оксид не утворюється через нестійкість (мал. 65):



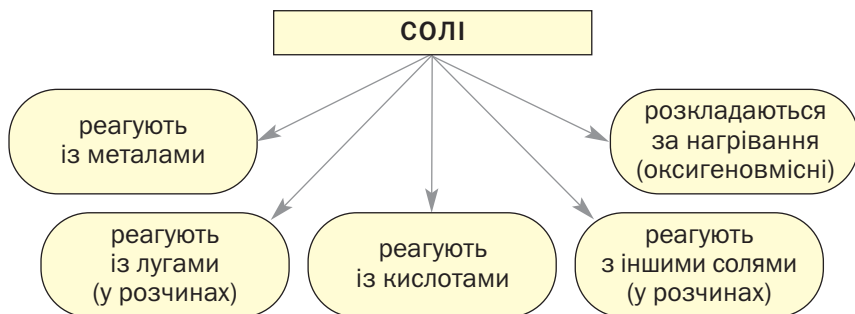
Мал. 65.
Термічний розклад плюмбум(II) нітрату

¹ Так розкладаються нітрати металічних елементів від Магнію до Купруму включно (див. ряд активності металів).

Солі лужних елементів або не розкладаються під час нагрівання (карбонати, сульфати), або їх розклад має певні особливості. Викладений матеріал підсумовує схема 11.

Схема 11

Хімічні властивості солей



Використання солей. Багато солей має різноманітне застосування. Натрій хлорид є сировиною в хімічній промисловості для добування хлору, хлоридної кислоти, натрій гідроксиду, соди. Ця сполука незамінна під час приготування їжі, консервування. Хлорид, сульфат і нітрат Калію, фосфати Кальцію, деякі інші солі є мінеральними добривами (мал. 66). Кальцій карбонат у вигляді каменю вапняку використовують у будівництві, а на заводах із нього отримують вапно. На основі штучно добутої солі CaCO_3 виготовляють зубну пасту. У школі

Мал. 66.
Продукція
заводу
мінеральних
добрив



пишуть на дошці крейдою, а це — також кальцій карбонат. Кальцій сульфат (гіпс) застосовують у будівництві та медицині. Простим засобом для миття і чищення посуду, предметів домашнього вжитку є кальцинована сода, або натрій карбонат. Кальциновану соду разом із крейдою або вапняком використовують для виробництва скла.

ВИСНОВКИ

Солі — йонні речовини. Вони мають високі температури плавлення, різну розчинність у воді.

Солі взаємодіють з металами з утворенням іншої солі та іншого металу. Такі реакції відбуваються, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт (це визначають за рядом активності металів).

Солі беруть участь у реакціях обміну з лугами, кислотами, іншими солями. Деякі оксигеновмісні солі розкладаються під час нагрівання.

Багато солей використовують на практиці.



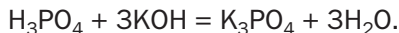
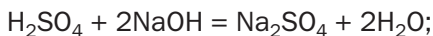
238. Охарактеризуйте фізичні властивості солей. Наведіть приклади розчинних, малорозчинних і нерозчинних у воді солей.
239. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- а) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$
 $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$
 - б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{LiOH} \rightarrow$
 $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 - в) $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ (два варіанти)

240. Замість крапок напишіть формули солей і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:
- $\dots + \text{Zn} \rightarrow \dots + \text{Cu}$;
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3$;
 - $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots$;
 - $\dots + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$;
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$.
241. Складіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між такими сполуками:
- калій силікатом і нітратною кислотою;
 - натрій сульфатом і магній нітратом;
 - купрум(II) хлоридом і барій сульфатом;
 - хром(III) сульфатом і натрій гідроксидом;
 - калій сульфідом і меркурій(II) нітратом.
242. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення:
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$;
 - $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
 - $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$.
243. Обчисліть максимальну масу ферум(III) фториду, яку можна добути із 4,84 г ферум(III) нітрату. Як би ви здійснили такий експеримент?
244. Чи вистачить 13 г цинкового порошку для повного перетворення 33,1 г плюмбум(II) нітрату на свинець?
245. Після занурення залізної пластинки у розчин купрум(II) сульфату її маса збільшилася на 0,8 г. Яка маса міді виділилася на пластинці?
246. Обчисліть маси натрій хлориду і 96 %-ї сульфатної кислоти, які потрібні для того, щоб із добутого продукту реакції виготовити 500 г хлоридної кислоти з масовою часткою хлородню 7,3 %.

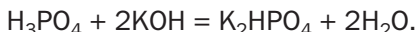
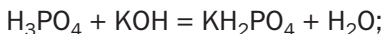
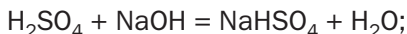
ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

Кислі солі

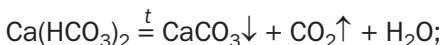
Ви знаєте, що під час реакції кислоти з лугом атоми Гідрогену кожної молекули кислоти «замінюються» на атоми (точніше — йони) металічного елемента:



А чи можливо, щоб у молекулі багатоосновної кислоти відбулася заміна лише частини атомів Гідрогену? Так. У результаті відповідних реакцій утворюються так звані *кислі солі*:



Кислі солі $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ містяться в розчиненому стані у прісній воді. Під час її кип'ятіння сполуки розкладаються



і на стінках посудини утворюється накип — суміш карбонатів CaCO_3 і MgCO_3 .

Кислі солі Кальцію й ортофосфатної кислоти CaHPO_4 і $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ становлять основу фосфорних добрив — преципітату і суперфосфату (мал. 67) відповідно. Кисла сіль Натрію і карбонатної кислоти NaHCO_3 відома кожному; це — питна (харчова) сода (мал. 68).

Приклади хімічних назв кислих солей:

NaHCO_3 — натрій гідрогенкарбонат;

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — кальцій дигідрогенортофосфат.



Мал. 67.
Суперфосфат



Мал. 68.
Сода: а — кальцинована (Na_2CO_3); б — питна, або харчова (NaHCO_3)

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

ВАРІАНТ I

Вивчення хімічних властивостей хлоридної кислоти

ДОСЛІД 1

Дія хлоридної кислоти на індикатор

За допомогою піпетки або скляної палички нанесіть краплю розбавленої хлоридної кислоти на універсальний індикаторний папірець. Як змінюється його забарвлення?

ДОСЛІД 2

Реакція хлоридної кислоти з металом

У пробірку обережно помістіть гранулу цинку і налейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. Вміст пробірки можна трохи підігріти. Що спостерігаєте?

ДОСЛІД 3

Реакція хлоридної кислоти з основним (амфотерним) оксидом

У пробірку внесіть трохи магній оксиду або ферум(III) оксиду і налейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. (Для прискорення реакції між амфотерним оксидом і кислотою їхню суміш можна нагріти, але не до кипіння.) Які зміни відбуваються з речовинами?

ДОСЛІД 4

Реакція хлоридної кислоти з лугом

Налійте в пробірку 1 мл розбавленої хлоридної кислоти і додайте 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Доливайте до кислоти по краплях, перемішуючи, роз-

чин натрій гідроксиду до появи малинового забарвлення. Про що свідчить цей ефект?

ДОСЛІД 5

Реакція хлоридної кислоти з нерозчинною основою (амфотерним гідроксидом)

Щоб добути осад магній гідроксиду або ферум(III) гідроксиду, налейте в пробірку 1 мл розчину магній хлориду чи ферум(III) хлориду і додавайте по краплях розчин натрій гідроксиду до появи осаду. Потім у пробірку з осадом гідроксиду додайте 1—2 мл розбавленої хлоридної кислоти. Які зміни відбуваються в пробірці?

ДОСЛІД 6

Реакція хлоридної кислоти із сіллю

Налійте в пробірку 1—2 мл розчину натрій карбонату і додайте 1—2 мл розбавленої хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

ВАРІАНТ II

Вивчення властивостей нікель(II) сульфату

ДОСЛІД 1

Вивчення фізичних властивостей нікель(II) сульфату

Розгляньте видану вам сіль Нікелю та опишіть її. Вкажіть характер часточок сполуки (кристалики, порошок, кусочки довільної форми).

З'ясуйте, чи розчиняється нікель(II) сульфат у воді. Для цього у склянку з водою помістіть невелику порцію сполуки (приблизно 1/4 чайної ложки) і перемішайте суміш скляною паличкою. Який результат дослідіду? Чи узгоджується він із даними, наведеними в таблиці розчинності?

Налийте в чотири пробірки по 1—2 мл виготовленого розчину.

ДОСЛІД 2

Реакція нікель(II) сульфату з металом

У пробірку з розчином нікель(II) сульфату обережно помістіть гранулу цинку. Нагрівайте вміст пробірки протягом 1—2 хв., але не до кипіння. Чи змінюється поверхня металу, забарвлення розчину?

ДОСЛІД 3

Реакція нікель(II) сульфату з лугом

У другу пробірку з розчином нікель(II) сульфату додайте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Які зміни відбуваються?

ДОСЛІД 4

Реакції нікель(II) сульфату із солями

В одну із двох пробірок із розчином нікель(II) сульфату, які залишилися, додайте розчин натрій карбонату, а в другу — розчин барій хлориду. Що спостерігаєте?

Під час виконання кожного дослідів за варіантом I або II записуйте в подану нижче таблицю свої дії, спостереження (фіксуйте розчинення речовини, утворення осаду, виділення газу, наявність чи відсутність у нього запаху, появу чи зміну забарвлення). Після завершення дослідів запишіть у таблицю висновки і відповідні хімічні рівняння.

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
Дослід ...		
...
Рівняння реакції:		



247. Чи відбудеться реакція в досліді 2 кожного варіанта, якщо замість цинку взяти:
- а) магній;
 - б) срібло?
- Відповіді обґрунтуйте.
248. Чи відбудеться реакція в досліді 6 (варіант I) або досліді 4 (варіант II), якщо натрій карбонат замінити: а) на кальцій карбонат; б) на натрій нітрат? Відповіді обґрунтуйте.
249. Реакції яких типів ви здійснювали під час виконання практичної роботи?

32

Узагальнення знань про неорганічні речовини

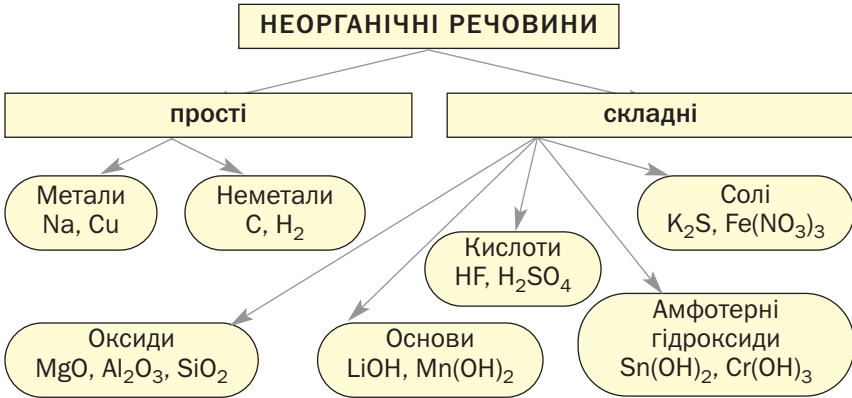
Матеріал параграфу допоможе вам:

- цілісно сприйняти класифікацію неорганічних речовин;
- з'ясувати зв'язок між характером хімічного елемента і типами його сполук;
- переконатися в тому, що сполуки одного класу (однієї групи) мають аналогічну будову.

У цьому параграфі підсумовано інформацію, яку ви отримали про прості речовини, оксиди, основи, кислоти, амфотерні сполуки, солі. Вам відомо, з яких частинок складаються різні неорганічні речовини, а також про типи хімічного зв'язку між цими частинками. Численні факти свідчать про те, що *склад і будова речовин впливають на їхні фізичні та хімічні властивості.*

Класифікація неорганічних речовин. Ви знаєте, що до неорганічних речовин належать прості речовини — метали і неметали, а також значна кількість складних речовин (крім сполук Карбону) (схема 12).

Класифікація найважливіших неорганічних речовин



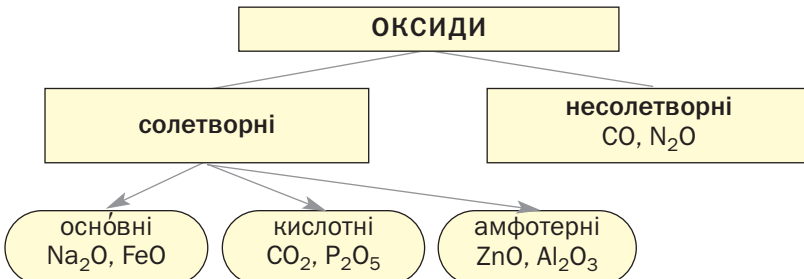
► Які класи (групи) сполук мають загальні формули $E_m O_n$, $M(OH)_n$, $H_n A$, $H_m E O_n$, $M_m A_n$, $M_m (E O_n)_p$?

Оксиди — сполуки елементів з Оксигеном. Існують основні, кислотні й амфотерні оксиди. Вони подібні за складом, однак різняться за хімічними властивостями. Їх називають *солетворними оксидами*, тому що ці сполуки перетворюються на солі під час реакцій з кислотами і/або основами, іншими оксидами.

Кілька оксидів (N_2O , NO , CO , SiO , H_2O) не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей. Їхня загальна назва — *несолетворні оксиди* (схема 13).

Схема 13

Класифікація оксидів



Металічні елементи можуть утворювати не лише оснóвні та амфотерні оксиди, а й кислотні. Сполуки із загальною формулою M_2O є оснóвними оксидами. До оксидів цього типу належить і більшість сполук, склад яких відповідає формулі MO . Оксиди M_2O_3 і MO_2 переважно є амфотерними, а сполуки M_2O_5 , MO_3 і M_2O_7 належать до кислотних оксидів.

Деякі металічні елементи утворюють оксиди всіх трьох типів. Так, для Хрому відомі оснóвний оксид CrO , амфотерний — Cr_2O_3 і кислотний — CrO_3 . Як бачимо, зі зростанням значення валентності металічного елемента оснóвні властивості його оксидів послаблюються, а кислотні властивості посилюються.

Неметалічні елементи утворюють кислотні й несолетворні оксиди.

Оснóвні та амфотерні оксиди складаються з йонів, а кислотні та несолетворні — з молекул, іноді — з атомів.

Основи — сполуки, утворені катіонами металічних елементів M^{n+} і гідроксид-аніонами OH^- . Основи поділяють на розчинні у воді (їх називають лугами) і нерозчинні. Луги хімічно активніші за нерозчинні основи, які не реагують із солями, деякими слабкими кислотами і кислотними оксидами, а під час нагрівання розкладаються.

Кислоти — сполуки, молекули яких містять один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на атоми (йони) металічних елементів. Частину молекули кислоти — атом або групу атомів, що сполучені з атомом (атомами) Гідрогену, — називають кислотним залишком. Кислоти поділяють за складом на безоксигенові (H_nA) та оксигенові (H_mEO_n), за основністю — на одно- і багато-

Цікаво знати

Ортоборатна (борна) кислота є дуже слабкою; в її розчині метилоранж не змінює забарвлення.

основні, а за хімічною активністю — на сильні, слабкі й кислоти середньої сили.

Розрізняти луги і кислоти в розчинах допомагають речовини-індикатори.

Амфотерні гідроксиди — сполуки, подібні до основ за складом, але із двоїстим хімічним характером. Вони взаємодіють з кислотами як основи, а з лугами — як кислоти.

Оснóвні властивості амфотерних гідроксидів виявляються краще, ніж кислотні. Наприклад, ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ досить швидко взаємодіє з розчином сильної кислоти, а з розчином лугу реагує повільно й не зазнає повного перетворення.

Основи, амфотерні гідроксиди й оксигеновмісні кислоти іноді об'єднують у групу сполук, загальна назва яких — гідрати оксидів (тобто сполуки оксидів з водою). Використовують також скорочену назву «гідроксиди». Підставою для цього є наявність у формулах сполук гідроксильних груп OH (ці групи у формулах оксигеновмісних кислот можна виокремити: $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{SO}_2(\text{OH})_2$).

Солі — сполуки, які складаються з катіонів металічних елементів і аніонів кислотних залишків. Сіль є продуктом реакції між речовиною з оснóвними властивостями і речовиною з кислотними властивостями.

Будова неорганічних речовин. Прості речовини складаються з атомів або молекул. Неметали мають атомну або молекулярну будову; атоми в цих речовинах, їхніх молекулах сполучені неполярними ковалентними зв'язками. В інертних газах зв'язки між атомами відсутні.

Метали складаються з атомів, які розміщені в цих речовинах дуже щільно. Електрони легко переходять від одних атомів до

Цікаво знати

В оксиді Fe_3O_4 містяться йони Fe^{2+} , Fe^{3+} і O^{2-} .

інших і зумовлюють у речовині так званий металічний зв'язок. Рухливі електрони надають металам здатність проводити електричний струм, спричиняють особливий («металічний») блиск, високу теплопровідність.

Складні неорганічні речовини мають йонну, молекулярну, іноді — атомну будову. Із йонів складаються оснóвні та амфотерні оксиди, основи, солі.

► Запишіть формули катіонів і аніонів, які містяться в кожній із таких сполук: K_2O , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, MgS , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Кислотні та несолетворні оксиди, а також кислоти мають молекулярну будову. Оскільки в молекулах цих речовин сполучені атоми різних елементів, ковалентні зв'язки в них є здебільшого полярними.

► Зобразіть графічні формули молекул Cl_2O і HClO_3 і покажіть стрілками в них зміщення спільних електронних пар.

ВИСНОВКИ

До неорганічних речовин належать прості речовини (метали, неметали), а також багато складних речовин, які поділяють на класи. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні, а солетворні оксиди — на оснóвні, кислотні й амфотерні. Серед основ розрізняють розчинні у воді сполуки (луги) і нерозчинні. Кислоти поділяють за складом на оксиге-

новмісні та безоксигенові, за хімічними властивостями — на одноосновні й багатоосновні, а також на сильні, слабкі та кислоти середньої сили.

Прості речовини складаються з атомів або молекул, а складні неорганічні речовини — переважно з молекул або йонів.



250. Запишіть формули оксидів Ag_2O , PbO , BaO , ZnO , Al_2O_3 , I_2O_5 і SO_3 у відповідні стовпчики таблиці:

Оксиди		
основні	амфотерні	кислотні

251. Установіть відповідність:

Формула оксиду

Тип оксиду

1) MnO ;

а) амфотерний;

2) MnO_2 ;

б) основний;

3) Mn_2O_7 ;

в) несолеотворний;

г) кислотний.

252. Із яких частинок складаються оксиди Кальцію, Алюмінію, Карбону?
253. Наведіть по одному прикладу кислот, молекули яких містять два, три, чотири, п'ять, шість, сім і вісім атомів. Укажіть основність кожної кислоти.
254. Запишіть хімічні формули двох амфотерних гідроксидів, які мають найменшу молярну масу.
255. Виберіть у наведеному переліку формули солей і поясніть свій вибір: PbI_2 , MgF_2 , CH_4 , Na_2S , ClF .
256. Співвідношення мас Силіцію, Оксигену та Гідрогену в сполуці, утвореній цими елементами, становить 7 : 16 : 1. Виведіть хімічну формулу сполуки. До якого класу неорганічних сполук вона належить і чому?
257. Обчисліть об'єм газу хлороводню, який потрібно розчинити за нормальних умов в 1 л води, щоб виготовити хлоридну кислоту із масовою часткою HCl 20 %.

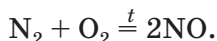
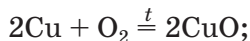
Матеріал параграфу допоможе вам:

- систематизувати хімічні реакції за участю простих речовин;
- з'ясувати можливості взаємоперетворень сполук одного елемента, які належать до різних класів.

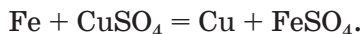
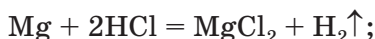
У цьому параграфі зібрано відомості про найважливіші хімічні перетворення за участю простих речовин і неорганічних сполук. Прочитавши його, ви краще зрозумієте зв'язки, які існують між різними речовинами, утвореними одним і тим самим елементом, а також можливості їх добування.

Взаємозв'язки між речовинами, які ґрунтуються на їх походженні та хімічних властивостях, називають *генетичними*¹ зв'язками.

Хімічні перетворення за участю простих речовин. Ви знаєте, що більшість простих речовин — металів, неметалів — реагує з киснем, перетворюючись на оксиди:

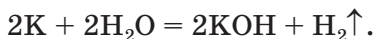


Майже всі метали взаємодіють з кислотами і солями; серед продуктів кожної такої реакції є сіль:

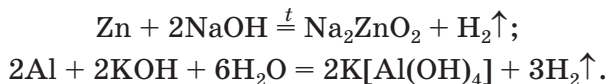


¹Термін походить від грецького слова *genos* — рід, народження.

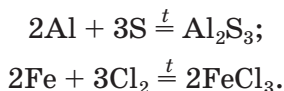
Найактивніші метали реагують з водою з утворенням лугів:



Із лугами взаємодіють метали, утворені елементами, оксиди і гідроксиди яких є амфотерними:



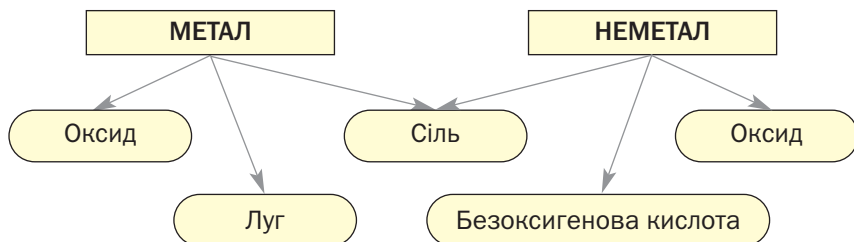
Неметали, які утворені елементами VI та VII груп, реагують із воднем. Розчини продуктів таких реакцій (H_2S , HF та ін.) є безоксигеновими кислотами. Ці неметали також взаємодіють з металами з утворенням солей:



Здатність простих речовин до хімічних перетворень на сполуки різних класів ілюструє схема 14.

Схема 14

Генетичні зв'язки між простими і складними речовинами



Хімічні реакції за участю складних речовин. Неорганічні сполуки здатні до різноманітних взаємоперетворень.

Майже всі кислотні й деякі оснóвні оксиди взаємодіють з водою. У першому випадку утворюються оксигеновмісні кислоти, а в другому — лу́ги.

- Складіть рівняння двох реакцій оксидів з водою, продуктами яких є кислота HMnO_4 і основа $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Кожна сполука — оксид, основа, амфотерний гідроксид, кислота — під час певних реакцій перетворюється на відповідну сіль. Нагріванням нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів, оксигеновмісних кислот або солей можна добути оксиди.

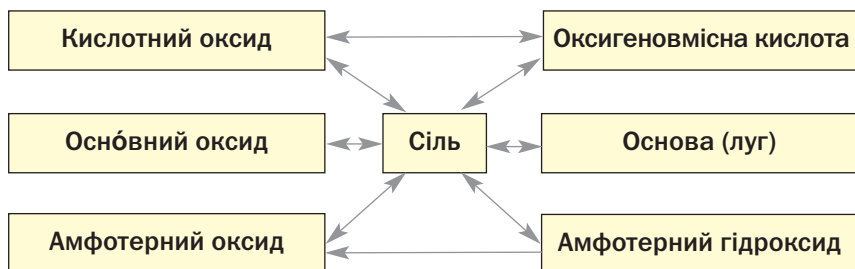
Варто запам'ятати такі закономірності:

- якщо дві сполуки мають аналогічні властивості (наприклад, два основні оксиди, основний оксид і основа), то вони не взаємодіють одна з одною¹;
- реакції між сполуками із протилежними властивостями майже завжди відбуваються;
- амфотерні сполуки взаємодіють зі сполуками основного і кислотного характеру, але не реагують одна з одною.

Можливості взаємоперетворень сполук різних класів узагальнює схема 15.

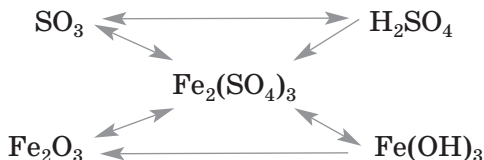
Схема 15

Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

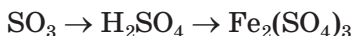


Наводимо схему перетворень сполук металічного і неметалічного елементів — Феруму і Сульфуру:

¹ Солі є винятками.



Використовуючи такі схеми, можна планувати й здійснювати послідовні хімічні перетворення неорганічних сполук. Наприклад, запис



указує на можливість добування кислоти із кислотного оксиду та її використання для добування відповідної солі.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

Розв'язування експериментальної задачі

Вам видано розчини калій карбонату, цинк сульфату і калій гідроксиду, розбавлену хлоридну кислоту.

Між якими речовинами відбуватимуться реакції обміну (в розчині)? Складіть відповідні хімічні рівняння.

Здійсніть реакції обміну за участю солей.

Продукти яких реакцій взаємодіятимуть із хлоридною кислотою? Доведіть це експериментально і напишіть хімічні рівняння.

За результатами виконаних експериментів запропонуйте схеми послідовних перетворень сполук Цинку:



Викладений у параграфі матеріал доводить, наскільки важливо у процесі вивчення хімії знати й розуміти генетичні зв'язки між простими речовинами і неорганічними

сполуками різних класів — оксидами, основами, кислотами, амфотерними гідроксидами, солями. Способи добування сполук кожного класу узагальнено в Додатку 1 (с. 214—217).

ВИСНОВКИ

Взаємозв'язки між різними речовинами, які ґрунтуються на їхньому походженні та хімічних властивостях, називають генетичними зв'язками.

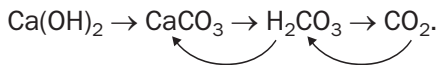
За допомогою хімічних реакцій за участю простих речовин можна добувати оксиди, солі, луги, безоксигенові кислоти.

Оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти, солі здатні до взаємоперетворень, більшість яких відбувається, якщо реагенти різняться за хімічними властивостями.



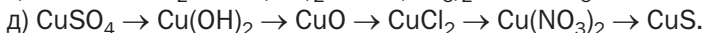
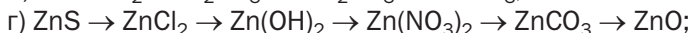
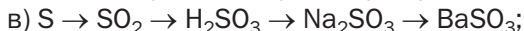
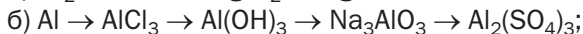
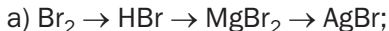
258. Чи можна схему 15 розширити, додавши несолетворний оксид? Відповідь обґрунтуйте.
259. Напишіть рівняння реакцій, у яких реагентами є лише літій, кисень, вода, а також продукти взаємодії між ними. Складіть схеми відповідних послідовних перетворень.
260. Запишіть кілька схем послідовних перетворень речовин, у яких першою речовиною є певний метал або неметал, другою — сіль, а третьою — основа чи кислота.
261. Чому нижня стрілка на схемі 15 спрямована лише в один бік? Чи можна, маючи амфотерний оксид, добути відповідний амфотерний гідроксид? У разі позитивної відповіді розкажіть, як би ви здійснили такий експеримент.
262. Запишіть хімічні формули речовин у такі схеми перетворень:
 - а) оксид → основа → сіль (сполуки Барію);
 - б) оксид → кислота → сіль (сполуки Фосфору);
 - в) гідроксид → оксид → сіль (сполуки Алюмінію).Складіть рівняння відповідних реакцій.

263. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають такій схемі перетворень:



Як перетворити кальцій карбонат на кальцій гідроксид за допомогою двох послідовних реакцій?

264. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі послідовні перетворення речовин:



265. Доберіть дві солі, які взаємодіють одна з одною в розчині з утворенням двох нерозчинних солей. Запишіть відповідне хімічне рівняння.

266. Натрій масою 1,15 г повністю прореагував із водою, а продукт реакції — із сульфатною кислотою. Обчисліть кількість речовини кислоти, витраченої на нейтралізацію цього продукту.

267. Визначте масу алюміній оксиду, що утвориться під час нагрівання алюміній гідроксиду, добутого за реакцією 21,3 г алюміній нітрату із необхідною кількістю розчину лугу.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3

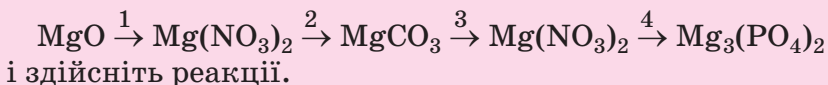
Розв'язування експериментальних задач

ВАРІАНТ I

Здійснення реакцій за схемою хімічних перетворень

У вашому розпорядженні — магній оксид¹, розчини нітратної кислоти і солей Натрію — нітрату, карбонату та ортофосфату.

Завдання. Доберіть реактиви (серед виданих) до схеми перетворень



¹ Учитель може замінити магній оксид магній гідроксидом.

ВАРІАНТ II

Складання схеми хімічних перетворень і здійснення реакцій

У вашому розпорядженні — розчини ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду, натрій ортофосфату, розбавлена сульфатна кислота.

Завдання. Запропонуйте схему перетворень (дозволяється використовувати лише видані реактиви)



де A — ферум(III) хлорид, B , V і Γ — інші сполуки Феруму, та здійсніть реакції.

Перед виконанням хімічного експерименту за варіантом I або II заповніть таблицю:

Формули	
речовин у схемі перетворень	реактивів (у порядку їх використання)
... → ... → ... → ... (→ ...) (...)

Під час здійснення реакції обміну додавайте невелику порцію розчину другого реагенту для досягнення необхідного результату. Так можна в деяких дослідах уникнути побічних реакцій між реактивом, який використовуємо, і залишком попереднього.

Ваші дії, спостереження (фіксуйте утворення осаду, його вигляд, виділення газу, наявність чи відсутність у нього запаху, зміну чи появу забарвлення), висновки, а також хімічні рівняння запишіть у таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновки
<i>Дослід 1.</i> Здійснення перетворення ... → ...		
...
Рівняння реакції:		
<i>Дослід 2.</i> ...		



До варіанта I.

268. Який реактив ви не використали в роботі? Чому?
269. Чи зашкодить надлишок реактиву, взятого для здійснення першого перетворення, перебігу другої реакції? Відповідь аргументуйте.
270. Чи можна із магній оксиду добути магній ортофосфат, використавши лише один із виданих реактивів? Чому?
271. Запропонуйте реактиви, за допомогою яких магній оксид можна безпосередньо перетворити на магній ортофосфат. Напишіть відповідні хімічні рівняння.

До варіанта II.

272. Чи можна із ферум(III) хлориду добути сполуку, записану останньою в запропонованій вами схемі перетворень, якщо використати лише один із виданих реактивів? У разі позитивної відповіді напишіть рівняння реакції.
273. Які послідовні перетворення сполук Феруму можна здійснити за відсутності розчину:
- а) натрій ортофосфату;
 - б) лугу?

Відповіді подайте у формі таблиці, наведеної першою в тексті практичної роботи.

34

Неорганічні сполуки, довкілля і людина

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про забруднення природи неорганічними сполуками;
- усвідомити важливість заходів із запобігання надходженню шкідливих речовин у довкілля.

Речовинне забруднення довкілля. До середини XIX ст. людство використовувало переважно природні речовини і матеріали.

Речовини штучного походження добували в невеликих кількостях, обсяги їх споживання були незначними. Довкілля в ті часи майже не зазнавало речовинного забруднення.

Із бурхливим розвитком промисловості, транспорту, сільського господарства почало стрімко зростати добування і використання неіснуючих у природі речовин — металів, мінеральних добрив, різноманітних неорганічних і органічних сполук. Відходи виробництва, надлишки речовин потрапляли в повітря, у річки, водойми, на земну поверхню й негативно впливали на рослини, тварин, здоров'я людей. Нині забруднення нашої планети вважають загрозливим, а деяких її регіонів — навіть катастрофічним.

Забруднення атмосфери газуватими оксидами. Істотної шкоди довкіллю завдають гази SO_2 і NO_2 . Оксид SO_2 утворюється, коли згоряє паливо, що містить домішки сполук Сульфуру. Основне джерело надходження цього газу в атмосферу — теплоелектростанції, які використовують низькосортне вугілля. Оксид NO_2 є продуктом взаємодії з киснем повітря газу NO , що утворюється внаслідок реакції між основними компонентами повітря — азотом і киснем. Ця реакція відбувається в полум'ї під час горіння різних видів палива і пального. Нітроген(IV) оксид також міститься у газових викидах заводів із виробництва нітратної кислоти. Маючи бурий колір, він надає відповідний відтінок цим викидам (мал. 69).

Взаємодіючи з атмосферною вологою і киснем, оксиди SO_2 і NO_2 перетворюються на кислоти H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 , HNO_3 . Разом із дощем і снігом ці кислоти потрапляють на земну поверхню й завдають шкоди рослинам, живим організмам, спричиняють руйнування будівель, історичних пам'яток,

Цікаво знати

Невеликі кількості шкідливих газів SO_2 , H_2S , CO виділяються під час виверження вулканів.

Мал. 69.
Викид газів,
що містить
оксид NO_2
(так званий
«лисячий
хвіст»)



пришвидшують корозію металів. Крім цього, сульфатна і нітратна кислоти взаємодіють із деякими речовинами літосфери. Внаслідок таких реакцій утворюються розчинні солі, частина яких містить токсичні йони металічних елементів.

Оксиди Нітрогену також взаємодіють із озоном; це призводить до руйнування озонового шару в атмосфері, який захищає живі організми від шкідливих ультрафіолетових променів сонячного світла.

Чадний газ CO , що утворюється під час неповного згоряння різних видів палива і пального за нестачі кисню, є отруйним. Разом із оксидами Сульфуру і Нітрогену він міститься в дуже забрудненому повітрі над мегаполісами, великими промисловими зонами. Такий стан повітря називають смогом. Смог негативно діє на зелені насадження, спричиняє загострення різних хвороб у людей.

Вам відомо, що в атмосфері є невелика кількість вуглекислого газу CO_2 . Він, а також кілька інших газів (серед них — водяна пара) створюють так званий парниковий ефект, тобто затримують частину теплової енергії на Землі. Через невинне збільшення вмісту вуглекислого газу в повітрі внаслідок розвитку теплоенергетики, автомобільного транспорту в останні десятиліття спостерігається потепління клімату, зменшення льодового покриву в поляр-

них регіонах. Учені не виключають через кілька десятків років підйому рівня Світового океану, що призведе до затоплення багатьох територій, зокрема в Європі.

Забруднення водою і ґрунту лугами та кислотами. Стічні води деяких хімічних виробництв містять луги (найчастіше — натрій гідроксид). Ці сполуки є небезпечними для рослинного і тваринного світу, спричиняють опіки на шкірі, руйнують слизові оболонки.

Шкідливий вплив лугів на довкілля не тривалий. Луг взаємодіє з вуглекислим газом, який є в повітрі, й перетворюється на безпечний карбонат. Аналогічного перетворення зазнає з часом гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (теж луг, їдка речовина), що перебуває в контакті з повітрям.

Нерозчинні основи, на відміну від лугів, набули обмеженого використання. Їх добувають у невеликих кількостях, і потрапляння цих сполук у довкілля не призводить до помітних негативних наслідків.

У хімічній технології найчастіше застосовують сульфатну кислоту, рідше — нітратну і хлоридну кислоти. Залишки цих речовин містяться в стічних водах багатьох хімічних заводів, підприємств із переробки поліметалічних руд. Названі сполуки мають широкий спектр негативної дії на довкілля, живі організми.

Забруднення земної поверхні солями. Частина солей, які використовують у різних сферах, є безпечними. Це певною мірою стосується й мінеральних добрив — хлориду і сульфату Калію, фосфатів, нітратів, солей амонію (про ці сполуки йшлося на с. 140). Однак за надмірного внесення їх у ґрунт відповідні йони потрапляють у продукти землеробства і тваринництва, а також водою-

Мал. 70.
«Цвітіння»
води



ми, звідки вода подається в населені пункти. Крім цього, надлишок добрив у воді призводить до посиленого росту водоростей (мал. 70), подальшого їх гниття й відмирання, що негативно впливає на риб та інших мешканців річок і озер. Аналогічної шкоди флорі та фауні водойм завдають фосфатовмісні мийні засоби, які після використання не розкладаються й надходять у природне середовище.

Цікаво знати

Дуже токсичними є солі «легкого» хімічного елемента Берилію.

Особливу увагу спеціалісти звертають на шкідливий вплив солей так званих важких металів на живу природу та організм людини. Правильна назва цих сполук із погляду хімії — солі металічних елементів із великими відносними атомними масами. Серед цих елементів — Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni та деякі інші. Не випадково, що для питної води встановлено гранично допустимі концентрації катіонів наведених у переліку елементів.

Дія речовин на організм часто залежить від їхньої розчинності у воді та хімічних властивостей. Позначки «Отруйна речовина» містяться на упаковках із розчинними сполуками Барію — гідроксидом, хлоридом, нітратом. Токсичною є й нерозчинна сіль $BaCO_3$, яка, потрапляючи в шлунок, взаємодіє з наявною в ньому хлоридною кислотою й перетворюється на розчинну сіль $BaCl_2$. Інша нерозчинна сіль — барій сульфат $BaSO_4$ — безпечна

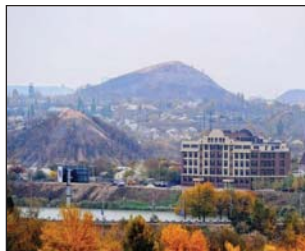
для організму, оскільки не реагує із хлоридною кислотою. Суміш цієї солі з водою випиває людина перед рентгеноскопичним дослідженням шлунка.

До шкідливих речовин також зараховують розчинні солі, що містять аніони F^- , S^{2-} , CrO_4^{2-} і деякі інші.

Йони F^- у незначній кількості потрібні людині; вони містяться в сполуках Кальцію, які становлять неорганічну основу кісток і зубів. Для запобігання руйнуванню зубів у зубні пастки додають малі кількості сполук Флуору.

Стрімкий розвиток будівництва призводить до накопичення відходів силікатних матеріалів, каменю, залишків бетону. Основу їх становлять силікати та алюмінати. Вони не токсичні, але, потрапляючи на земну поверхню, заважають її використанню для різних цілей. Так само забруднюють довкілля тверді залишки негорючих оксидів і солей після спалювання вугілля на теплоелектростанціях. Значні площі займають терикони — добута із шахт суміш вугілля і ґрунту, непридатна для застосування як паливо (мал. 71).

Заходи зі зменшення забруднення довкілля. Останнім часом помітно зростає використання сонячної енергії, а також енергії вітру та земних надр. На заміну двигунам внутрішнього згоряння приходять



Мал. 71.
Терикони

електричні двигуни; розширюється виробництво електромобілів. Усе це дає змогу покращити стан атмосферного повітря.

На сучасних підприємствах впроваджують ефективні методи очищення газових викидів і рідких стоків. Більшість цих методів передбачає здійснення хімічних реакцій із перетворенням шкідливих речовин на безпечні. Якщо речовина, що міститься у стічній воді, має кислотні властивості, то рідину зазвичай нейтралізують за допомогою вапна або крейди. У лужні стоки додають розчин сульфатної кислоти — найдешевшої серед кислот. Продукти відповідних реакцій не завдають шкоди довкіллю. Дуже вигідним є змішування кислих і лужних промислових стоків, під час якого відбувається їхня взаємна нейтралізація. Для очищення стічних вод деяких промислових підприємств здійснюють реакції обміну з утворенням нерозчинних сполук токсичних елементів, які відокремлюють фільтруванням.

Тверді відходи гірничодобувної промисловості, теплоелектростанцій, металургійних заводів використовують під час прокладання автошляхів, у виробництві будівельних сумішей, а іноді піддають додатковій переробці.

До охорони довкілля від забруднень має долучитися кожна людина. Рух за збереження природи для наступних поколінь стає невід'ємною частиною прогресивного розвитку людства (мал. 72).



Мал. 72.
Парк

Наслідком інтенсивного розвитку промисловості, транспорту, теплоенергетики, сільського господарства є зростаюче забруднення повітря, гідросфери, земної поверхні різними речовинами. Значна їх частина завдає шкоди рослинам, тваринам, організму людини.

Серед заходів, що реалізує людство з метою збереження природного середовища, — використання відновлювальних джерел енергії, впровадження ефективних технологій зі знешкодженням промислових стоків і газових викидів, розвиток виробництва транспортних засобів, які не забруднюють повітря.



274. Вам відомо, що вуглекислий газ взаємодіє з водою з утворенням карбонатної кислоти. Чому цей газ не зараховують до оксидів, які зумовлюють появу кислотних опадів?
275. Як ви вважаєте, чи спричиняють кислотні дощі руйнування мармуру (природний кальцій карбонат) і гіпсу (основа матеріалу — кальцій сульфат)? Відповідь аргументуйте.
276. Назвіть кілька сполук, які здатні взаємодіяти із сірчистим газом і можуть використовуватися для очищення газових викидів від цього оксиду.
277. Визначте масу крейди, яку потрібно взяти для нейтралізації 1 т промислових стічних вод, якщо масова частка в них сульфатної кислоти становить 0,49 %.
278. У якому співвідношенні об'ємів необхідно змішувати кислий та лужний промислові стоки для їх повної взаємної нейтралізації, якщо масова частка хлороводню в одній рідині становить 0,73 %, а масова частка натрій гідроксиду в іншій — 0,16 %? Припустіть, що густини обох рідин такі самі, що й води.

Післямова

Завершився навчальний рік, другий рік вивчення вами хімії. Ми впевнені, що вам було цікаво на уроках із цього предмета.

Будова атома вже не є для вас секретом. Ви дізналися й про те, як і чому сполучаються одна з одною найдрібніші частинки речовин. Читаючи підручник, кожен із вас «зазирнув» усередину кристалів і переконався, що атоми, молекули або йони розміщені в них у певному порядку. Вам також стало відомо, що в хімії порції речовин оцінюють і порівнюють не лише за їхньою масою чи об'ємом, а й за кількістю частинок.

Ви з'ясували, яку інформацію про хімічні елементи містить періодична система, і зрозуміли, наскільки важливо вміти нею користуватися. Періодична система хімічних елементів ілюструє відкритий видатним ученим Д. І. Менделєєвим періодичний закон — основний закон хімії.

У 8 класі ви розширили свої знання про оксиди, основи, кислоти, дізналися про амфотерні гідроксиди і солі. Сподіваємося, що кожний із вас навчився складати формули цих сполук, прогнозувати їхні хімічні властивості, а також розв'язувати розрахункові задачі нових типів.

Матеріал з хімії в 9 класі теж буде цікавим. Ви поглибите свої уявлення про розчини, дізнаєтесь про особливості перебігу хімічних реакцій, ознайомитесь із найважливішими органічними речовинами, зокрема й тими, які є в природі.

Бажаємо вам у наступному навчальному році досягти подальших успіхів у вивченні хімії!

Автори

Додаток 1

Найважливіші способи добування неорганічних сполук

ОКСИДИ

Реагенти	Приклади
Проста речовина і кисень*	$4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{Si} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2$
Нерозчинна основа (термічний розклад)	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
Амфотерний гідроксид (термічний розклад)	$2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Оксигеновмісна сіль (термічний розклад)**	$\text{ZnCO}_3 \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{CO}_2\uparrow$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{PbO} + (\text{N}_2\text{O}_5)$ $\begin{array}{cc} \swarrow & \searrow \\ \text{NO}_2\uparrow & \text{O}_2\uparrow \end{array}$

* Із киснем не реагують інертні гази, хлор, бром, золото, платина. Продукти реакцій натрію, калію, фтору з киснем не належать до оксидів.

** Не розкладаються солі, утворені нелеткими кислотними оксидами, амфотерними оксидами в ролі кислотних, карбонати і сульфати лужних елементів.

ОСНОВИ

Реагенти	Приклади
Метал (лужний, лужноземельний) і вода	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
Оксид лужного або лужноземельного елемента і вода	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$; $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$

Сіль і луг (у розчині)*	$\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KOH};$ $\text{NiCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Сіль і амоніак у розчині (амонійна основа)*	$\text{FeSO}_4 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

* Реакція відбувається, якщо очікуваний продукт є нерозчинним у воді.

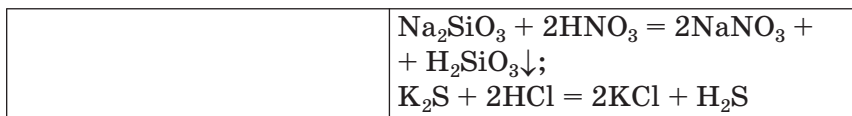
АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Реагенти	Приклади
Сіль, що містить катіони металічного елемента, і луг* (у розчині)	$\text{BeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
Сіль, що містить катіони металічного елемента, і амоніак у розчині (амонійна основа)	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
Сіль, що містить металічний елемент у складі аніонів, і кислота* (у розчині)	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

* У кількості, розрахованій за хімічним рівнянням.

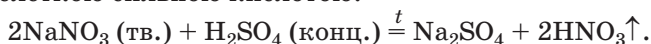
КИСЛОТИ

Реагенти	Приклади
Неметал, утворений елементом VI або VII групи, і водень (із наступним розчиненням продукту реакції у воді)	$\text{H}_2 + \text{S} \stackrel{t}{=} \text{H}_2\text{S};$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{HCl}$
Кислотний оксид* і вода	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Сіль і кислота (у розчині)**	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl};$



* Крім силіцій(IV) оксиду.

** Реакція відбувається, якщо: а) очікуваний продукт є нерозчинним у воді; б) кислота-продукт є слабкою, а кислота-реагент — сильною. Сильну летку кислоту добувають взаємодією її твердої солі з нелеткою сильною кислотою:



СОЛІ

Реагенти	Приклади
Метал і неметал, утворений елементом VI або VII групи	$2\text{Al} + 3\text{S} \stackrel{t}{=} \text{Al}_2\text{S}_3;$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{FeCl}_3$
Метал і кислота (хлоридна або розбавлена сульфатна)*	$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow;$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{розб.}) = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
Метал і сіль (розчин)**	$\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
Оснóвний оксид і кислотний (або амфотерний) оксид	$3\text{FeO} + \text{P}_2\text{O}_5 \stackrel{t}{=} \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2;$ $\text{CaO} + \text{ZnO} \stackrel{t}{=} \text{CaZnO}_2$
Оснóвний оксид і кислота (або амфотерний гідроксид)	$\text{NiO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{MgO} + 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \stackrel{t}{=} \text{Mg}(\text{CrO}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Основа і кислотний (або амфотерний) оксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} \text{Mg}(\text{FeO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
Основа і кислота (або амфотерний гідроксид)	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ $3\text{NaOH} (\text{р-н}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$
Кислота і амфотерний оксид	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} 2\text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Кислота і амфотерний гідроксид	$2\text{HCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Сіль і кислота (у розчині) ***	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$
Сіль і луг (у розчині)****	$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = 2\text{KCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Дві солі (у розчині)****	$\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 = \text{FeS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

* Реакція відбувається, якщо метал розміщений у ряду активності зліва від водню.

** Реакція відбувається, якщо метал-реагент активніший за очікуваний метал-продукт.

*** Реакція відбувається, якщо: а) очікуваний продукт є нерозчинним у воді; б) кислота-продукт є слабкою, а кислота-реагент — сильною.

**** Реакція відбувається, якщо очікуваний продукт є нерозчинним у воді.

Відповіді до задач і вправ

1 розділ

6. Найактивніші — літій і фтор.
19. а) Кальцій і Барій.
30. s -Орбіталь є сферою; вона однакова в усіх напрямках.
34. $4s$ -електрон має трохи нижчу енергію, ніж $3d$ -електрон.
40. Оксиген, Магній.
44. б.
45. а) Гелій; б) Францій.
47. Такі символи мають 9 елементів.
53. Cl, H, Fe (скористайтесь відомостями, наведеними в § 4).
54. Серед цих елементів — N, O, F, Cu, Au, Fe.
55. Неметалічні елементи IV і VI груп.
61. А — N_2 ; Б — P_4 .
64. г) кислотні властивості виражені більшою мірою в сполуки H_2SeO_4 .

2 розділ

73. Йон P^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
74. Одна із частинок — катіон Mg^{2+} .
76. Одна із частинок — йон K^+ .
77. В атомі Оксигену.
80. Найбільший радіус у йона Cl^- , найменший — у йона Ca^{2+} .
85. Йони Li^+ і N^{3-} ; йони K^+ і OH^- .
86. б) CaO.
87. $w(OH^-) = 58,6 \%$.
100. $^{4\delta-}C-\delta^+H_4$. У цій молекулі — найменш полярний зв'язок між атомами.
101. а.
108. Температури плавлення і кипіння речовин залежать від маси молекул (подумайте, як це можна пояснити).

109. Зверніть увагу на особливості хімічного зв'язку між атомами в молекулах речовин.

3 розділ

112. в) $n(\text{P}) = 1/3$ моль; $n(\text{H}) = 1$ моль.
114. $n(\text{O}) = 8$ моль.
115. б) $n(\text{CO}_2) = 1$ моль.
116. Може (для простих речовин молекулярної будови, складних речовин атомної та молекулярної будови).
117. $n(\text{CaCl}_2) = 5$ моль; $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$.
118. а) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль; б) $n(\text{CH}_4) = 0,3$ моль;
в) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль.
119. а) $n(\text{NaCl}) = 0,2$ моль; б) $n(\text{NaCl}) = 3$ моль;
в) $n(\text{NaCl}) = 0,6$ моль.
120. $n(\text{Fe}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 1 : 3 : 3$.
126. $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 33,5$ г.
130. $N(\text{атомів}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$.
132. Кількість йонів Mg^{2+} більша.
133. $m(\text{молекули } \text{H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23}$ г.
136. $M(\text{газу}) = 32$ г/моль.
138. $m(\text{CO}_2) = 982$ г.
140. В 1 л води.
141. $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$.
144. $\rho(\text{пов.}) = 1,295$ г/л.
148. $M_r(\text{газу } A) = 46$.
149. Газ важчий за метан в 1,07 раза.
150. $\rho(X) = 1,875$ г/л; $D_Y(X) = 1,62$.
151. $D_{\text{N}_2}(\text{газу}) = 1,57$.

4 розділ

159. б) $m(\text{NO}) \approx 5$ г.
160. $V(\text{CO}_2) = 560$ л.
167. У барій гідроксиді.
173. Хімічні формули кислот із виокремленими гідроксильними групами: $\text{IO}_2(\text{OH})$, $\text{TeO}_2(\text{OH})_2$.
186. Найбільше йонів — у барій хлориді.
187. б.
192. а) $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$;
б) $\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

202. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 6,5 \text{ г.}$
204. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71 \text{ г; } w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78 \text{ \% .}$
205. $w(\text{LiOH}) = 16 \text{ \% .}$
206. $m(\text{SO}_2) = 0,64 \text{ г; } m(\text{CO}_2) = 0,88 \text{ г.}$
210. а) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
 в) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}.$
211. Можливі 3 реакції.
215. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 2,25 \text{ г.}$
216. $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л.}$
217. $m(\text{осаду}) = 2,225 \text{ г.}$
218. $w(\text{NaOH}) = 31,9 \text{ \% .}$
223. Можливі 3 реакції.
225. Візьміть до уваги властивості однієї зі сполук, що утворюються.
227. $m(5 \text{ \% р-ну } \text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г.}$
228. $w(\text{Ag}) = 79,7 \text{ \% .}$
230. б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{LiOH} (\text{розчин}) = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4];$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{LiOH} (\text{розчин}) = \text{Li}_3[\text{Al}(\text{OH})_6].$
231. а) $\text{SnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow;$
 б) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Li}_2\text{O} \stackrel{t}{=} 2\text{LiCrO}_2; \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Li}_2\text{O} \stackrel{t}{=} 2\text{Li}_3\text{CrO}_3.$
234. $\text{Cr}(\text{OH})_3.$
235. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8 \text{ г.}$
236. Ні.
237. $m(\text{PbO}) = 55,75 \text{ г.}$
241. Відбуваються 3 реакції.
243. $m(\text{FeF}_3) = 2,26 \text{ г.}$
244. Так.
245. $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ г.}$
246. $m(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г; } m(96 \text{ \% -ї } \text{H}_2\text{SO}_4) = 51 \text{ г.}$
256. Сполука є кислотою.
257. $V(\text{HCl}) = 153,4 \text{ л.}$
265. Приклад такої реакції: $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow.$
266. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ моль.}$
267. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ г.}$
274. Зважте на вміст вуглекислого газу в повітрі та хімічну активність карбонатної кислоти.
277. $m(\text{CaCO}_3) = 5 \text{ кг.}$
278. $V(\text{кисл.}) : V(\text{лужн.}) = 1 : 5.$

Словник термінів

Амфотерність — здатність сполуки виявляти як основні, так і кислотні властивості.

Аніон — негативно заряджений йон.

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається із позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього.

Безоксигенова кислота — кислота, у молекулі якої немає атомів Оксигену.

Валентні електрони — електрони, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Вищий оксид — оксид, у якому елемент виявляє найбільше значення валентності.

Відносна густина газу за іншим газом — відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

Галогени — елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи (Флуор, Хлор, Бром, Йод), а також відповідні прості речовини.

Генетичний зв'язок — взаємозв'язок між речовинами, який ґрунтується на їх походженні та хімічних властивостях.

Група (періодичної системи) — стовпчик у періодичній системі.

Електрон — негативно заряджена частинка, складник атома.

Електронегативність — властивість атома елемента змичувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента.

Електронна формула — запис, який відображає електронну будову атома чи молекули.

Електронний октет — 8-електронна оболонка атома.

Енергетичний рівень — фрагмент сучасної моделі атома, який об'єднує електрони з майже однаковою енергією.

Зовнішні електрони — електрони останнього енергетичного рівня атома.

Індикатор — речовина, яка змінює забарвлення за дії лугу (кислоти).

Інертні елементи — елементи головної підгрупи VIII групи періодичної системи (Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон). Прості речовини цих елементів називають інертними газами.

Істинна формула — хімічна формула, яка показує реальний склад молекули.

Йонний зв'язок — зв'язок між протилежно зарядженими йонами в речовині.

Катіон — позитивно заряджений йон.

Кислота — сполука, молекула якої містить один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на один або кілька атомів (йонів) металічного елемента.

Кислотний залишок — частина молекули кислоти, з якою сполучені атоми Гідрогену.

Кислотний оксид — оксид, який відповідає оксигеновмісній кислоті.

Кислототворний елемент — елемент, який утворює кислоту.

Кількість речовини — фізична величина, яка визначається кількістю атомів, молекул, груп атомів або йонів у певній порції речовини.

Ковалентний зв'язок — зв'язок між атомами, зумовлений існуванням спільних електронних пар.

Кристалічні ґратки — модель будови кристалічної речовини.

Луг — водорозчинна основа.

Лужні елементи — елементи головної підгрупи I групи періодичної системи (Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій). Прості речовини цих елементів називають лужними металами.

Лужноземельні елементи — елементи головної підгрупи II групи періодичної системи (Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій). Прості речовини цих елементів називають лужноземельними металами.

Молекула — частинка, яка складається з двох або більшої кількості сполучених атомів.

Моль — одиниця вимірювання кількості речовини; порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, молекул або наявних у її хімічній формулі груп атомів чи йонів.

Молярна маса — маса 1 моль речовини.

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

Найпростіша формула — хімічна формула, яка відображає співвідношення кількості атомів або йонів у сполуці.

Нейтрон — електронейтральна частинка, складник ядра атома.

Неорганічна хімія — розділ хімічної науки, який охоплює неорганічні речовини.

Неполярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар не зміщені в бік одного з атомів.

Несолетворний оксид — оксид, який не взаємодіє з кислотами, основами й не утворює солей.

Нормальні умови — температура 0°C і тиск 760 мм рт. ст. (101,3 кПа).

Нуклони — загальна назва частинок (протона і нейтрона), з яких складаються ядра атомів.

Нуклонне число — сумарна кількість протонів і нейтронів в атомі.

Оксигеновмісна кислота — кислота, у молекулі якої містяться атоми Оксигену.

Оксид — сполука елемента з Оксигеном.

Орбіталь — частина простору в атомі, де перебування електрона найбільш імовірне.

Основа — сполука, яка складається з катіонів металічного елемента і гідроксид-аніонів OH^- .

Оснóвний оксид — оксид, який відповідає основі.

Основність — характеристика кислоти, яка визначається кількістю атомів Гідрогену в молекулі, здатних заміщуватися на атоми (йони) металічного елемента.

Період — фрагмент природного ряду елементів від лужного елемента до інертного.

Підгрупа — частина групи періодичної системи.

Підрівень — частина енергетичного рівня з електронами однакової енергії.

Подвійний зв'язок — зв'язок, утворений двома спільними електронними парами.

Полярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів.

Потрійний зв'язок — зв'язок, утворений трьома спільними електронними парами.

Простий зв'язок — зв'язок, утворений однією спільною електронною парою.

Протон — позитивно заряджена частинка, складник ядра атома.

Протонне число — кількість протонів в атомі.

Радіус атома — відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої «торкаються» орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

Реакція заміщення — реакція між простою і складною речовинами, в результаті якої утворюються нові проста і складна речовини.

Реакція нейтралізації — реакція між основою та кислотою.

Реакція обміну — реакція між двома сполуками, під час якої вони обмінюються своїми складниками.

Ряд активності металів — ряд, у якому метали розміщені за зменшенням хімічної активності.

Сіль — сполука, що складається з катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку.

Солевтворний оксид — оксид, який взаємодіє з кислотами або і основами й утворює солі.

Спін — властивість електрона, яку умовно подають як його обертання навколо власної осі.

Стала Авогадро — $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Сублімація — перетворення твердої речовини під час нагрівання на газ, минаючи рідкий стан.

Хімічний елемент — вид атомів із певним протонним числом (певним зарядом ядра).

Хімічний зв'язок — взаємодія між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом.

Предметний покажчик

А

Амонійна основа 131, 160
Амфотерні гідроксиди 61,
174, 195
добування 215
Амфотерні сполуки 59, 174
властивості 174
Амфотерність 174
Аніон 68
Атом 22

В

Відносна густина газу 116

Г

Галогени 8, 9
Генетичні зв'язки 198
Гідрати оксидів 61, 195
Гідроксиди 195
Група (періодичної
системи) 18

Е

Електронегативність 86
Електрони
зовнішні 36
неспарені 30
спарені 30
Електронна оболонка 31
Електронна формула 32
атома 35
графічний варіант 32
молекули 81, 82
Електронний октет 68

Електронні орбіталі (*s*-,
p-, *d*-, *f*-) 29, 30

Елементи
інертні 9
лужні 9
лужноземельні 9
Енергетичний
підрівень 31
рівень 31

З

Закон
Авогадро 111
Гей-Люссака 115
Зв'язок
йонний 74
ковалентний 81
металічний 94
неполярний 86
подвійний 83
полярний 86
потрійний 83
простий 83

І

Ізотопи 27
Інертні гази 9

Й

Йон 68
Йонні сполуки 74
будова 75
властивості 77

К

- Катіон 68
- Кислоти 61, 132, 194
 - безоксигенові 132
 - використання 170
 - добування 215
 - класифікація 131, 194
 - назви 135
 - оксигеновмісні 131
 - поширеність 136
 - середньої сили 165
 - сильні 165
 - склад 131
 - слабкі 165
 - фізичні властивості 164
 - хімічні властивості 165
- Кислотний залишок 132
- Кислототворний елемент 133
- Кількість речовини 98
- Класифікація неорганічних речовин 192
- хімічних елементів 9, 45
- Кристалічні ґратки 76

Л

Луги 128

М

- Метали 7
 - лужні 7
 - лужноземельні 8
- Міжмолекулярна взаємодія 90
- Молекулярні речовини 89
 - фізичні властивості 90
- Моль 99
- Молярна маса 104, 106
- Молярний об'єм 109, 111

Н

- Нейтрон 23
- Неметали 7
- Неорганічна хімія 122
- Нормальні умови 110
- Нуклони 23
- Нуклонне число 24

О

- Оксиди 58, 123, 193
 - амфотерні 59, 174
 - будова 143
 - використання 148
 - вищі 124
 - добування 214
 - кислотні 59, 131
 - класифікація 193
 - назви 125
 - несолетворні 193
 - основні 59, 128
 - поширеність 125
 - солетворні 193
 - фізичні властивості 143
 - формули 124
 - хімічні властивості 144
- Орбіталь 28
- Основи 128, 194
 - використання 162
 - добування 214
 - назви 129
 - фізичні властивості 156
 - формули 127
 - хімічні властивості 158

П

- Період 18
 - великий 18
 - малий 18

Періодична система 17, 45
 довгий варіант 18
 короткий варіант 18
Періодичний закон 15, 16
 фізична суть 45
Підгрупа
 головна 19
 побічна 19
Правило
 електронейтральності 75
 «октав» 10
Принцип найменшої
 енергії 35
Природний ряд
 елементів 15
Протон 23
Протонне число 24

Р

Радіус атома 41
Реакція
 заміщення 166
 нейтралізації 159
 обміну 146
Речовини атомної будови 92
Ряд активності металів 167

С

Соли 138, 195
 використання 185
 добування 216
 кислі 187
 назви 139
 поширеність 140
 фізичні властивості 179
 формули 139
 хімічні властивості 180
Спін електрона 30
Стала Авогадро 100
Сублімація 90

Т

Таблиця розчинності 128

Ф

Формула
 істинна 92
 найпростіша 92

Х

Хімічний елемент 7, 24
 характеристика 49
Хімічний зв'язок 66

Література для учнів

1. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. Київ : Рад. шк., 1989. 188 с.
2. Вороненко Т. І. Хімія щодня. Це треба знати кожному / Тетяна Вороненко, Тетяна Іваха. Київ : Шк. світ, 2011. 128 с.
3. Котляр З. В. Хімія елементів / З. В. Котляр, В. М. Котляр. Київ : Вид. дім «Перше вересня», 2016. 224 с.
4. Леєнсон І. А. Дивовижна хімія / І. А. Леєнсон. Харків : Ранок, 2011. 176 с.
5. Смаль Ю. Лесеві історії. Експериментуй і дізнавайся / Юля Смаль. Львів : Вид-во Старого Лева, 2019. 136 с.
6. Смаль Ю. Цікава хімія. Життєпис речовин / Юля Смаль. Львів : Вид-во Старого Лева, 2016. 112 с.
7. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. Севастополь : Біблекс, 2006. 176 с.

Інтернет-сайти, які містять цікавий матеріал з хімії

1. <http://chemistry-chemists.com>
2. <http://www.thoughtco.com/chemistry-4133594>
3. <http://www.elementsinyourlife.org>
4. <https://www.facebook.com/compoundchem>
5. <https://www.webelements.com>
6. <https://www.chemistryworld.com>
7. <https://www.compoundchem.com>

Зміст

Шановні восьмикласники!3

1 розділ

Періодичний закон. Періодична система хімічних елементів. Будова атомів

§ 1. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів	6
§ 2. Періодичний закон	12
§ 3. Періодична система хімічних елементів	17
§ 4. Склад атомів	22
<i>Для допитливих. Ізотопи</i>	27
§ 5. Сучасна модель атома	28
§ 6. Електронна будова атомів	35
§ 7. Радіуси атомів	41
§ 8. Періодичний закон і електронна будова атомів	44
§ 9. Характеристика хімічного елемента	49
§ 10. Періодичний закон, хімічний характер елементів і властивості простих речовин	52
§ 11. Періодичний закон і властивості складних речовин	58
§ 12. Значення періодичного закону	62

2 розділ

Хімічний зв'язок. Будова речовини

§ 13. Стійкість електронних оболонок. Йони	67
§ 14. Йонний зв'язок. Йонні сполуки	74
§ 15. Ковалентний зв'язок	79

§ 16. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність елементів	85
§ 17. Речовини молекулярної та атомної будови	89
Практична робота № 1. Дослідження фізичних властивостей речовин	96

3 розділ

Кількість речовини.

Розрахунки за хімічними формулами

§ 18. Кількість речовини.....	97
§ 19. Молярна маса.....	104
§ 20. Молярний об'єм. Закон Авогадро.....	109
<i>Для допитливих.</i> Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях	115
§ 21. Відносна густина газу.....	115
<i>Для допитливих.</i> Про середню молярну масу повітря	120

4 розділ

Основні класи неорганічних сполук

§ 22. Оксиди	123
§ 23. Основи	127
<i>Для допитливих.</i> Незвичайна основа	130
§ 24. Кислоти	131
§ 25. Солі	138
§ 26. Будова, властивості та використання оксидів	143
§ 27. Розрахунки за хімічними рівняннями	150
§ 28. Властивості та використання основ	156
§ 29. Властивості та використання кислот	164
<i>Домашній експеримент.</i> Дія розчинів деяких речовин на соки овочів	173
§ 30. Амфотерні оксиди та гідроксиди.....	173

§ 31. Властивості та використання солей	179
<i>Для допитливих. Кислі солі</i>	<i>187</i>
П р а к т и ч н а р о б о т а № 2.	
Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук	
<i>Варіант I. Вивчення хімічних властивостей хлоридної кислоти</i>	<i>189</i>
<i>Варіант II. Вивчення властивостей нікель(II) сульфату</i>	<i>190</i>
§ 32. Узагальнення знань про неорганічні речовини....	192
§ 33. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами.....	198
П р а к т и ч н а р о б о т а № 3.	
Розв'язування експериментальних задач	
<i>Варіант I. Здійснення реакцій за схемою хімічних перетворень</i>	<i>203</i>
<i>Варіант II. Складання схеми хімічних перетворень і здійснення реакцій</i>	<i>204</i>
§ 34. Неорганічні сполуки, докільця і людина.....	205
Післямова	213
Додаток 1. Найважливіші способи добування неорганічних сполук.....	214
Відповіді до задач і вправ	218
Словник термінів	221
Предметний покажчик	225
Література для учнів	228
Інтернет-сайти, які містять цікавий матеріал з хімії...	228

Навчальне видання

**ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна**

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»

У підручнику з навчальною метою
використано деякі ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі інтернет

Відповідальна за випуск Г. А. Теремко
Редактор Г. Т. Сенькович
Коректор Т. А. Дічевська
Дизайн-концепція видання,
художнє оформлення палітурки В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка, обробка ілюстрацій,
оригінал-макет Є. М. Байдюка

Формат 60×90/16. Ум. друк. арк. 14,5
Наклад 201 781 прим. Зам.

Видавничий центр «Академія»,
03057, м. Київ, вул. Олександра Довженка 3.
Тел./факс: (044) 456-19-89.

E-mail: academia.book@gmail.com
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 7175 від 02.11.2020 р.

Видруковано у ПрАТ
«Харківська книжкова фабрика “Глобус”
корпоративне підприємство
ДАК Укрвидавполіграфія»
вул. Різдяна, 11, м. Харків, 61052.
Свідоцтво серія ДК № 3985 від 22.02.2011 р.

Періодична система хімічних елементів (довгий варіант)

Періоди	Групи																	
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa		
1	1 H Гідроген Водень															1 H Гідроген Водень	2 He Гелій	
2	3 Li Літій	4 Be Берилій											5 B Бор	6 C Карбон Вуглець	7 N Нітроген Азот	8 O Оксиген Кисень	9 F Флуор Фтор	10 Ne Неон
3	11 Na Натрій	12 Mg Магній											13 Al Алюміній	14 Si Силіцій	15 P Фосфор	16 S Сульфур Сірка	17 Cl Хлор	18 Ar Аргон
4	19 K Калій	20 Ca Кальцій	21 Sc Скандій	22 Ti Титан	23 V Ванадій	24 Cr Хром	25 Mn Манган	26 Fe Ферум Залізо	27 Co Кобальт	28 Ni Нікель	29 Cu Купрум Мідь	30 Zn Цинк	31 Ga Галій	32 Ge Германій	33 As Арсен	34 Se Селен	35 Br Бром	36 Kr Криптон
5	37 Rb Рубідій	38 Sr Стронцій	39 Y Ітрій	40 Zr Цирконій	41 Nb Ніобій	42 Mo Молибден	43 Tc Технецій	44 Ru Рутеній	45 Rh Родій	46 Pd Паладій	47 Ag Аргентум Срібло	48 Cd Кадмій	49 In Індій	50 Sn Станум Олово	51 Sb Стیبій	52 Te Телур	53 I Іод	54 Xe Ксенон
6	55 Cs Цезій	56 Ba Барій	57 La* Лантан	72 Hf Гафній	73 Ta Тантал	74 W Вольфрам	75 Re Реній	76 Os Осмій	77 Ir Ірідій	78 Pt Платина	79 Au Аурум Золото	80 Hg Меркурій Ртуть	81 Tl Талій	82 Pb Плумбум Свинць	83 Bi Бісмут	84 Po Полоній	85 At Астат	86 Rn Радон
7	87 Fr Францій	88 Ra Радій	89 Ac** Актиній	104 Rf Резерфордій	105 Db Дубній	106 Sg Сиборгій	107 Bh Борій	108 Hs Гасій	109 Mt Майтнерій	110 Ds Дармштадтій	111 Rg Рентгеній	112 Cn Коперніцій	113 Nh Ніхоній	114 Fl Флеровій	115 Mc Московій	116 Lv Ліверморій	117 Ts Теннессій	118 Og Оганессій

*Лантаноїди

58 Ce Церій	59 Pr Празеодим	60 Nd Неодим	61 Pm Прометій	62 Sm Самарій	63 Eu Європій	64 Gd Гадоліній	65 Tb Тербій	66 Dy Диспрозій	67 Ho Гольмій	68 Er Ербій	69 Tm Тулій	70 Yb Ітербій	71 Lu Лютецій
----------------	--------------------	-----------------	-------------------	------------------	------------------	--------------------	-----------------	--------------------	------------------	----------------	----------------	------------------	------------------

**Актиноїди

90 Th Торій	91 Pa Протактиній	92 U Уран	93 Np Нептуній	94 Pu Плутоній	95 Am Америцій	96 Cm Кюрій	97 Bk Берклій	98 Cf Каліфорній	99 Es Ейнштейній	100 Fm Фермій	101 Md Менделевій	102 No Нобелій	103 Lr Лоуренсій
----------------	----------------------	--------------	-------------------	-------------------	-------------------	----------------	------------------	---------------------	---------------------	------------------	----------------------	-------------------	---------------------

Типи елементів

s-елементи
 p-елементи
 d-елементи
 f-елементи

Елементи кожного типу мають подібну електронну будову атомів.

Ліворуч від ламаної лінії перебувають металічні елементи, праворуч — неметалічні.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має

Міністерство освіти і науки України <http://mon.gov.ua/> та Інститут модернізації змісту освіти <https://imzo.gov.ua>

Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді (за температури 20—25 °С)

Катіони Аніони	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ni ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		р	р	р	—	м	м	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н	н
F ⁻	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	р	м	н	м	р
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	р	—	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	н	#	#	#
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	м	—	#	м	м	—	—	—
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO ₄ ³⁻	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н	н
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	м	н	—	—	—

Умовні позначення:

- «р» — розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у 100 г води);
- «м» — малорозчинна речовина (розчинність від 1 г до 0,001 г у 100 г води);
- «н» — практично нерозчинна речовина (розчинність менше 0,001 г у 100 г води);
- «—» — речовина не існує;
- «#» — речовина існує, але реагує з водою (її розчинність визначити не можна).

Ряд активності металів

Li K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Bi Cu Ag Hg Pt Au



хімічна активність металів зростає

Класифікація кислот за хімічною активністю

HClO₄ HNO₃ HI HBr HCl H₂SO₄

сильні кислоти

H₂SO₃ H₃PO₄ HF HNO₂

кислоти середньої сили

H₂CO₃ H₂S H₂SiO₃

слабкі кислоти

академія

Хімія.8

КЛАС

