

ПАВЛО ПОПЕЛЬ, ЛЮДМИЛА КРИКЛЯ

Хімія

ПІДРУЧНИК
(у 2-х частинах)

8 КЛАС

ЧАСТИНА 1

Періодична
система
хімічних
елементів.
Будова атомів

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													
a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b													
1	H 1 Гідроген 1,0079 Водень 1s ¹																(H)		He 2 Гелій 4,0026 1s ²									
2	Li 3 Літій 6,941 [He]2s ¹		Be 4 Берилій 9,012 [He]2s ²		B 5 Бор 10,81 [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 22,990 [Ne]3s ¹		Mg 12 Магній 24,305 [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 Сульфур 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 [Ar]3d ¹ 4s ²		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 [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 Мідь		30 Zn 65,41 Цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ²		Ga 31 Галій 69,72 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹		Ge 32 Германій 72,64 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²		As 33 Арсен 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³		Se 34 Селен 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴		Br 35 Бром 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵		Kr 36 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 Срібло		48 Cd 112,41 Кадмій [Kr]4d ¹⁰ 5s ²		In 49 Індій 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹		Sn 50 Станум 118,71 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Олово		Sb 51 Стибій 121,76 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³		Te 52 Телур 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴		I 53 Йод 126,904 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵		Xe 54 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 Золото		80 Hg 200,59 Меркурій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть		Tl 81 Талій 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹		Pb 82 Плюмбум 207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Свинець		Bi 83 Бісмут 208,980 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³		Po 84 Полоній [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴		At 85 Астат [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵		Rn 86 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 [271] Дармштадтій									
	111 Rg [272] Рентгеній		112 Cn [285] Коперніцій		Nh 113 Ніхоній [286]		Fl 114 Флеровій [289]		Mc 115 Московій [286]		Lv 116 Ліверморій [293]		Ts 117 Теннессій [294]		Og 118 Оганессій [294]													
Вищі оксиди	E₂O		EO		E₂O₃		EO₂		E₂O₅		EO₃		E₂O₇		EO₄													
Леткі сполуки з Гідрогеном							EH₄		EH₃		H₂E		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 ⁰ 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

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>

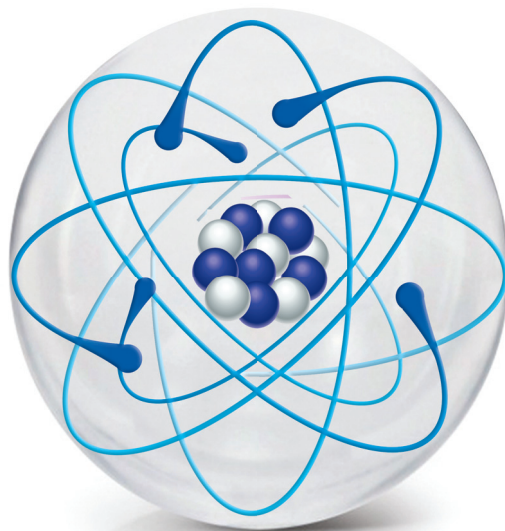
ПАВЛО ПОПЕЛЬ, ЛЮДМИЛА КРИКЛЯ

Хімія

ПІДРУЧНИК
для осіб з особливими освітніми потребами
(Н 54.1 – Н 54.2)

8 КЛАС
(у 2-х частинах)

ЧАСТИНА 1



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 рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Попель П.

П57 Хімія : підруч. для осіб з особ. освіт. потребами
(Н 54.1 – Н 54.2). 8 кл. (у 2-х ч.) : Ч. 1 / Павло Попель,
Людмила Крикля. — Київ : ВЦ «Академія», 2021. —
160 с. : іл.

ISBN 978-966-580-642-4

ISBN 978-966-580-643-1 (Ч. 1)

УДК 546(075.3)

ISBN 978-966-580-642-4
ISBN 978-966-580-643-1 (Ч. 1)

© Попель П. П., Крикля Л. С., 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. 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 параграфа 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 хіміч-

ному кабінеті, яких ви дотримувалися в 7 класі, виконуйте і в цьому навчальному році. Домашній експеримент здійснюйте лише з дозволу батьків.

Кожен із 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, — теплоті, 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 речовиною..., 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.

Цікаво знати

Інертні гази іноді називають благородними газами.

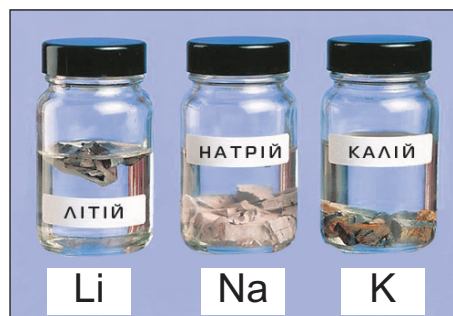
Лужні метали. Це — літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій. Вони легкі, м'які (мал. 1), легкоплавкі, у хімічних реакціях виявляють дуже високу активність (мал. 2). Перебуваючи за звичайних умов на повітрі, лужні метали швидко взаємодіють із киснем, водяною парою. Тому їх зберігають у гасі в герметично 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 $M(OH)$.



Мал. 1.
Натрій можна
різати ножем



Мал. 2.
Реакція цезію
з водою

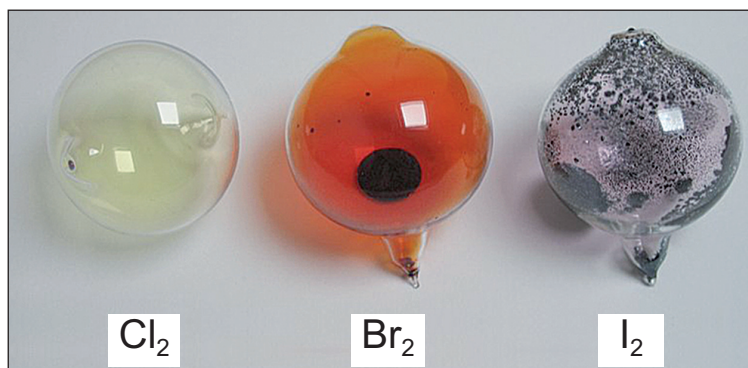


Мал. 3.
Так зберігають
лужні метали

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 — $M(OH)_2$.

¹ Магній гідроксид до лугів не зараховують.

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.



Мал. 4.
Хлор, бром,
йод

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

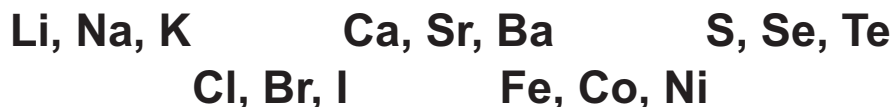
Інертні гази. Ці прості речовини було відкрито у другій половині XIX ст. Таку назву вони отримали тому, що не взаємодіють з іншими речовинами. До інертних газів належать гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Вони складаються не з молекул, як інші гази, а з атомів.

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.

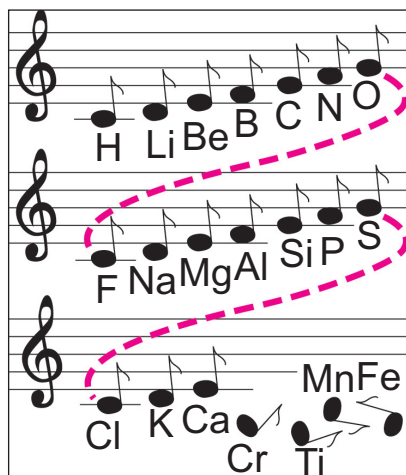
У 1865 р. англійський учений Дж. Ньюлендс розмістив відомі тоді хімічні елементи за збільшенням відносних атомних мас у ряд:

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	Fl 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.



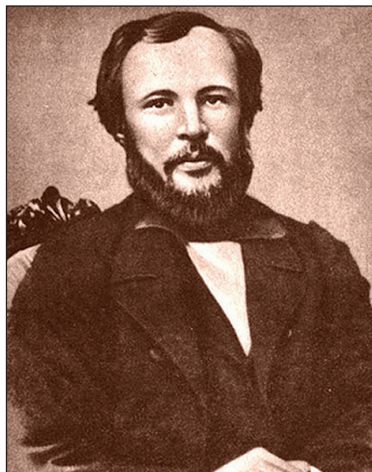
1. Що раніше вважали хімічним елементом і як визначають його нині?
2. Виберіть ознаки, які були використані А.-Л. Лавуазьє, В. Деберайнером, Дж. Ньюлендсом, Л. Маєром для класифікації простих речовин і хімічних елементів: властивості простих речовин, поширеність елементів у природі, склад характерних 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 параграфу 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.



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

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

¹ Під символами елементів розміщено округлені значення відносних атомних мас.

ти. 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):



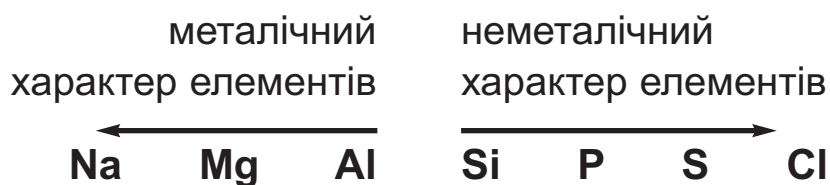
Учений виявив, що в кожному фрагменті хімічний характер елементів, значення їхньої валентності, властивості простих речовин, склад і властивості сполук змінюються поступово. Переконаємося в цьому, розглянувши один із фрагментів (під символами елементів наведено максимальні значення валентності, формули вищих оксидів, гідроксидів, кислот):

Na I Na₂O NaOH	Mg II MgO Mg(OH)₂	Al III Al₂O₃ Al(OH)₃	Si IV SiO₂ H₂SiO₃	P V P₂O₅ H₃PO₄	S VI SO₃ H₂SO₄	Cl VII Cl₂O₇ HClO₄
---	--	---	--	--	---	---

В обраному фрагменті на першому місці перебуває лужний елемент Натрій, який є одновалентним, утворює дуже активні метал натрій, оксид Na_2O 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 під-

тверджують 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.

¹ Назва періодичної системи англійською — periodic table.

Існують два основних варіанти системи — *короткий* (форзац I) і *довгий* (форзац II).

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 елемента¹ 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.

¹ Перший період започатковує Гідроген.

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

Фрагменти обох варіантів періодичної системи подано на малюнку 7.

- 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 XX ст. Вони належать до побічної підгрупи III 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 хіміч-

Головні підгрупи
Побічні підгрупи

Групи \ Періоди	Ia	IIa	IIIb	IVb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
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

a

Головні підгрупи

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

Побічні підгрупи

б

Мал. 7.

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

ного 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 Ia, Ib, IVa, IVb?

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:
- у 2-му періоді, V групі;
 - у 5-му періоді, IV групі, головній підгрупі;
 - у 4-му періоді, VII групі, побічній підгрупі;
 - 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:
- Стронцію;
 - Фосфору;
 - Стануму;
 - Хлору.

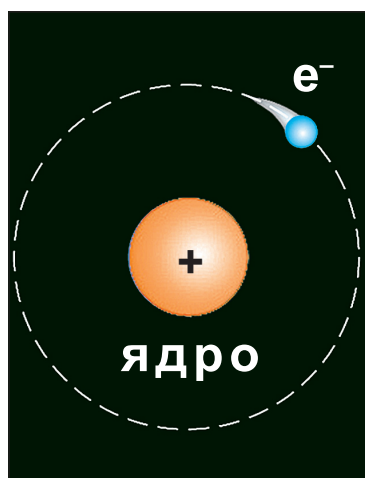
4 Склад атомів

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).



Мал. 8.
Модель атома Гідрогену

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 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 зарядами, 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.

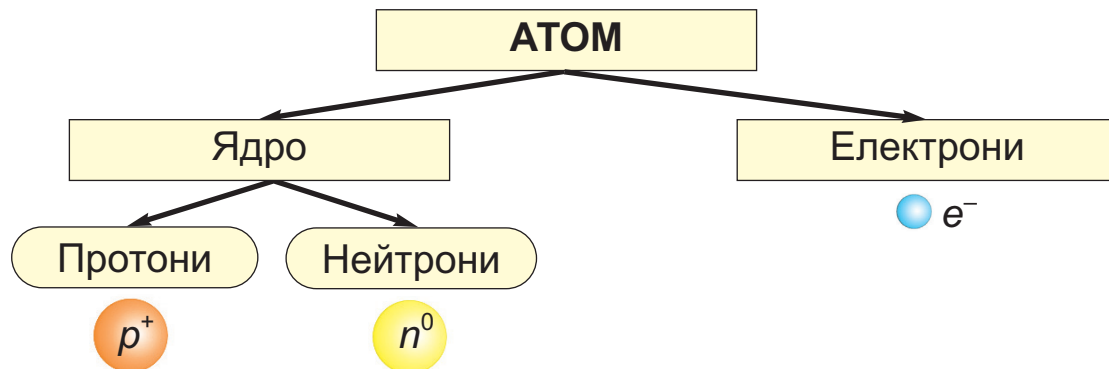
Для характеристики частинок, що містяться в атомах, як і для самих атомів, використовують не абсолют-

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.

Складники атома



ні, 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

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

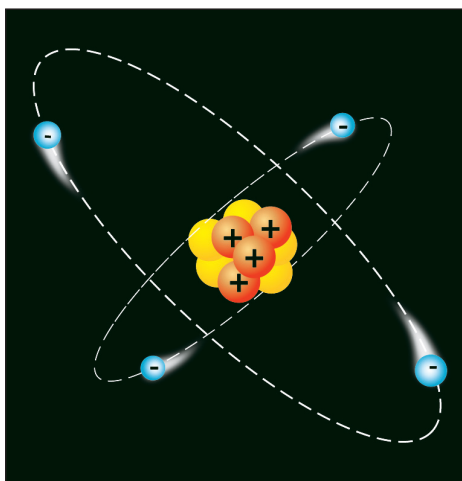
а значення вказують верхнім індексом зліва від символу елемента: ${}^9\text{Be}$.

Нуклонне
число



Протонне
число

Кількість нейтронів дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами. Цих частинок в атомі Берилію налічується $9 - 4 = 5$ (мал. 9).



Мал. 9.

Модель атома Берилію

- Визначте кількості нейтронів в атомах Флуору і Натрію.

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 числом 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				

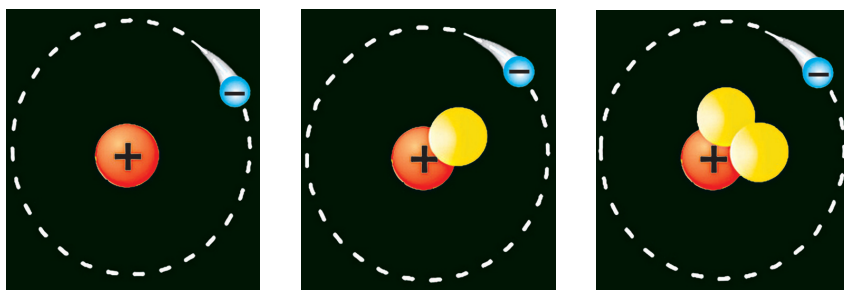
27. Укажіть хімічний елемент, атом якого має найбільшу кількість нейтронів: Sc, As, Mn.
28. В атомі якого хімічного елемента містяться 24 нейтрони і 42 інші частинки?

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

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

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

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

ізоотопу в їх природній суміші. Наприклад, атомів ^{35}Cl серед усіх атомів Хлору — 75,53 %, а ^{37}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.

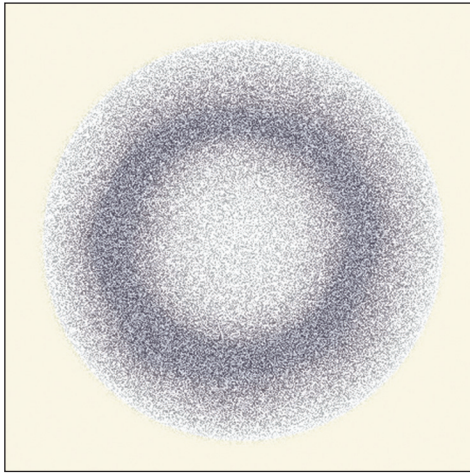
5 Сучасна модель атома

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).

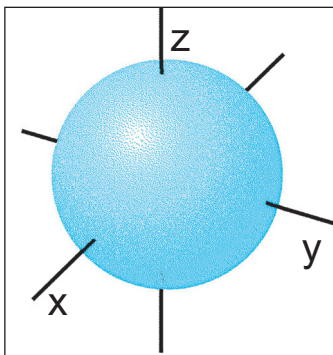
Частина простору в атомі, де перебування електрона найбільш імовірно, називають орбіталлю.



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

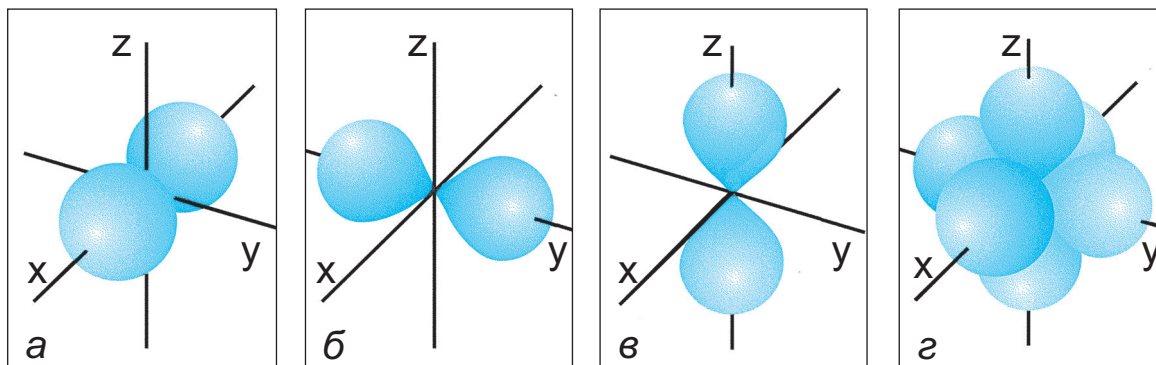
Орбіталь із електроном схожа на мікроскопічну хмару (існує термін «електронна хмара»). У ній розподілені маса і заряд електрона.

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



Мал. 12.
Сферична орбіталь (s-орбіталь)

¹Форми орбіталей визначено за допомогою розрахунків.



Мал. 13.

Гантелеподібні орбіталі (p -орбіталі):

a , $б$, $в$ — p -орбіталі з різною орієнтацією в просторі;

$г$ — три p -орбіталі в одному атомі

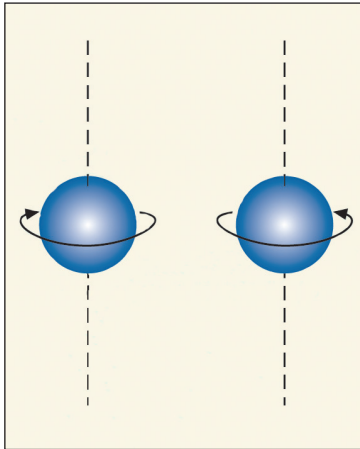
Будь-яку орбіталь спрощено зображують маленьким квадратом \square , а електрон у ній — стрілкою: $\square \uparrow$.

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 з різними спінами позначають в орбіталі протилежно спрямованими стрілками: $\square \uparrow\downarrow$.

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 визначити досить точно, є

¹ Термін походить від англійського слова spin — обертатися.



Мал. 14.
Електрони
з різними спінами

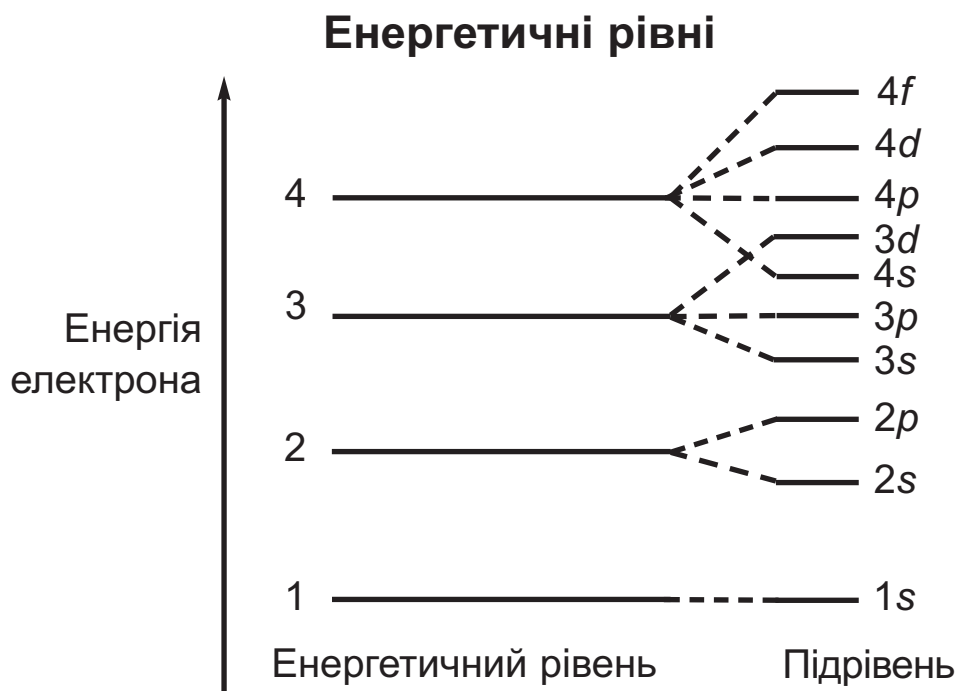
його енергія. Електрони, що займають в атомі одну чи кілька орбіталей однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

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.

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

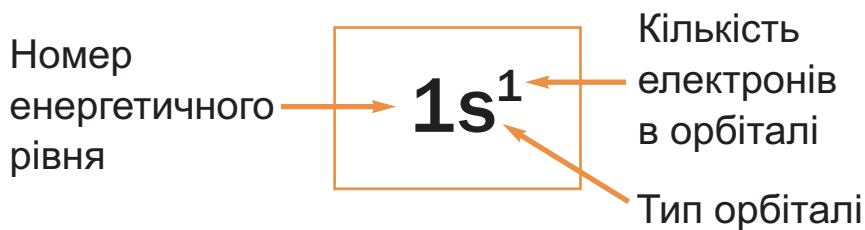
$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

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:



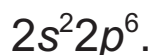


Мал. 15.

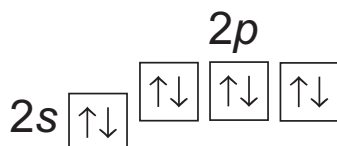
Електронна формула

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).

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.

Цікаво знати

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

- 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;
- скласти електронні формули атомів.

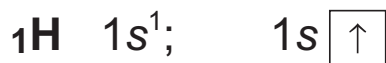
Розміщення електронів в атомах. Усе в навколишньому світі прагне перейти у стан із найменшою енергією. Такий стан є найстійкішим і тому найвигіднішим. Принцип найменшої енергії визначає й електронну будову атома.

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.

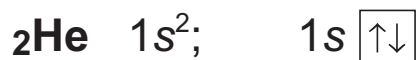
Електронна формула атома Гідрогену¹ та її графічний варіант:



¹ Запис електронної формули атома ще називають електронною конфігурацією.

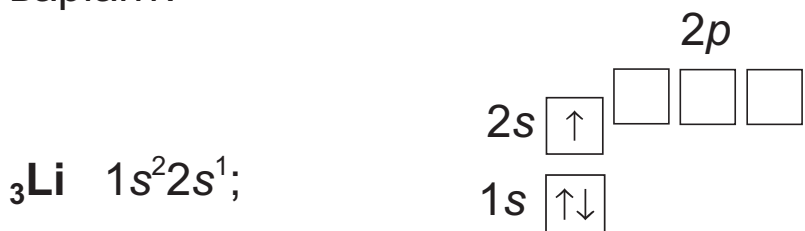
Атом елемента № 2 Гелію містить два електрони. Чи може другий електрон надійти на перший енергетичний рівень? Так, бо максимальна «ємність» першого рівня — 2 електрони. Ці частинки перебуватимуть в одній орбіталі й матимуть різні спіни.

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.

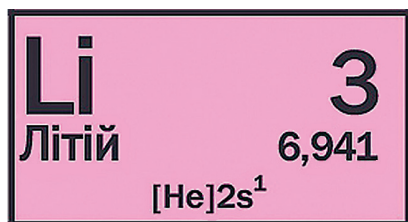
Електронна формула атома Літію та її графічний варіант:



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

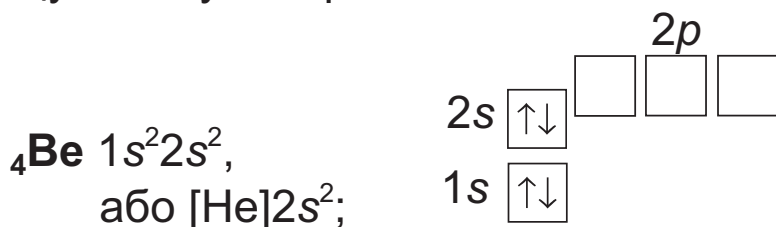
містяться в короткому варіанті періодичної системи (форзац I, мал. 16).



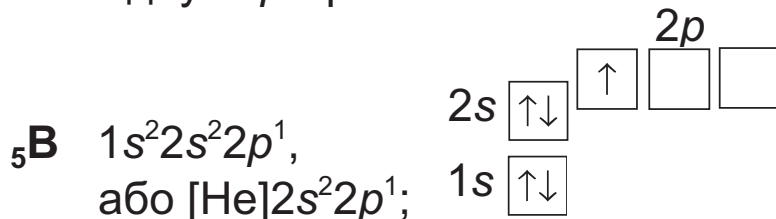
Мал. 16.
Клітинка Літію
в періодичній системі

Іноді електронні формули атомів записують, зазначаючи лише зовнішні електрони. Відповідна формула для атома Літію — ... 2s¹.

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:

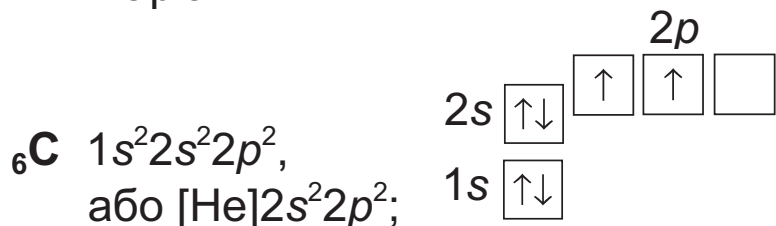


В атомі елемента № 6 Карбону з'являється шостий електрон. Він може або «підселитися» до п'ятого електрона в p-орбіталь, або зайняти вільну p-орбіталь. Реалізується друга можливість: електрони, маючи однойменні заряди, відштовхуються один від одного; їм вигідніше перебувати в різних орбіталях.

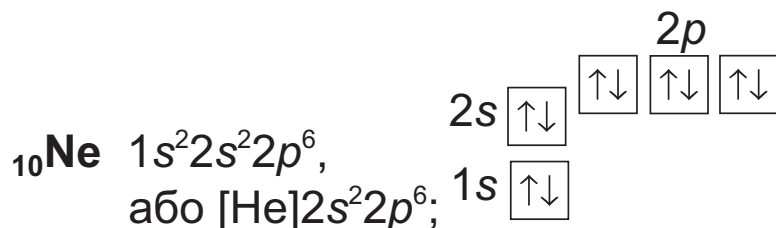
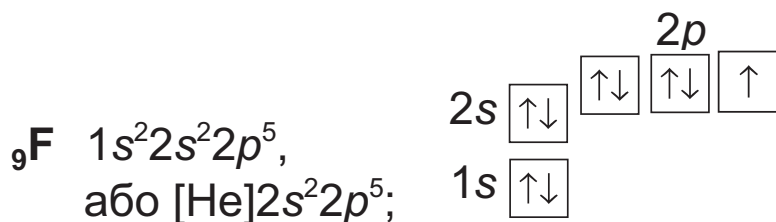
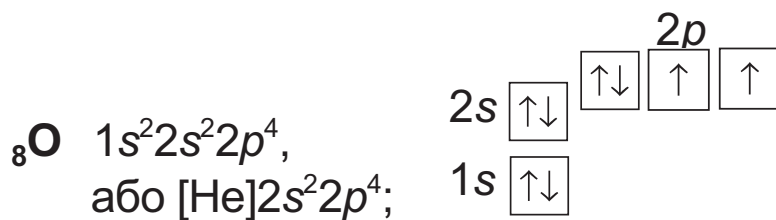
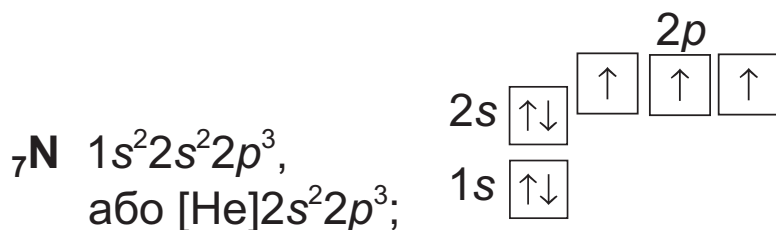
Цікаво знати

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

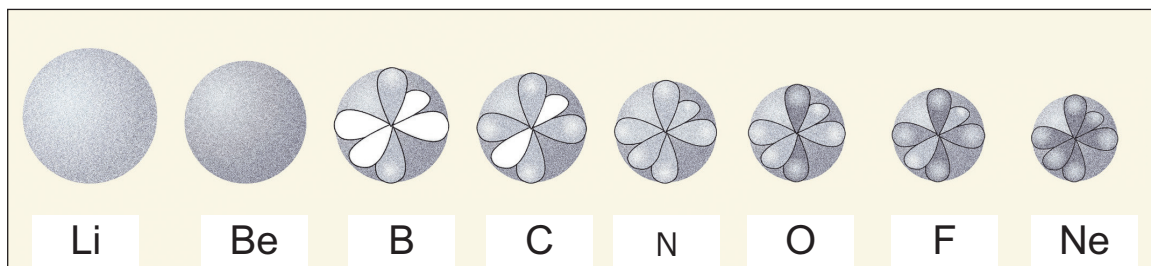
Електронна формула атома Карбону та її графічний варіант:



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:



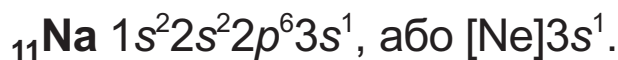
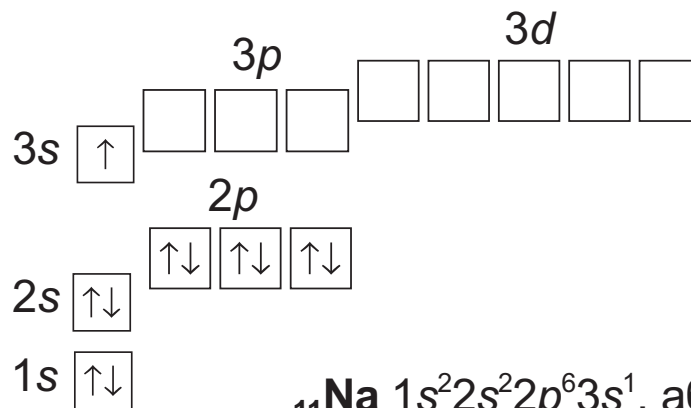
Атоми елементів 2-го періоду з орбіталями зовнішнього енергетичного рівня зображено на малюнку 17 (напівзаповнені орбіталі — світло-сірі, повністю заповнені — темно-сірі).



Мал. 17.

Атоми елементів 2-го періоду

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



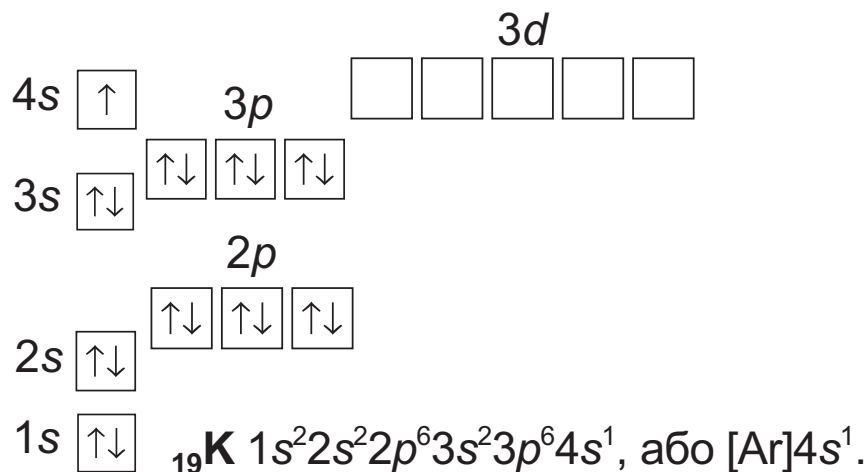
- Складіть електронні формули атомів інших елементів 3-го періоду.

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.

► 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 враховувати, що енергія електронів на підрівнях зростає в такому порядку (схема 2):



¹ Атом Гелію є винятком.

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.

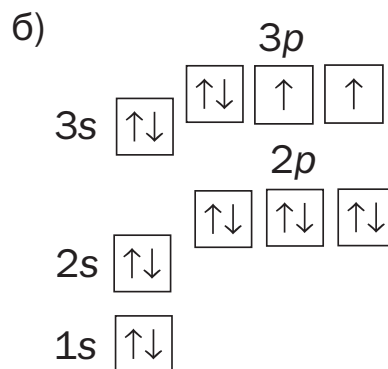
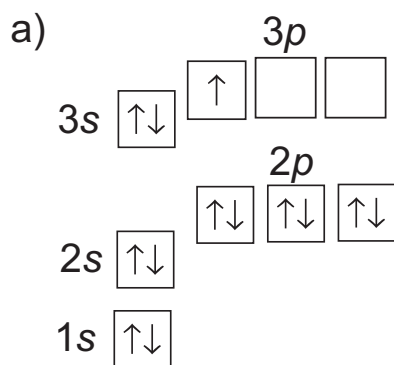
Електронні формули атомів складають, дотримуючись послідовності зростання енергії електронів у різних орбіталях. Енергетичні рівні заповнюються електронами, починаючи з s-орбіталей. Потім заповнюють p-орбіталі, розміщуючи в кожній спочатку по одному електрону.

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?
38. Атоми яких елементів 2-го періоду мають один неспарений електрон, два неспарені електрони?
39. Визначте елемент, атом якого має таку електронну формулу:
- | | |
|-------------------------|----------------------------|
| а) $1s^2$; | в) $[\text{He}]2s^22p^5$; |
| б) $1s^22s^22p^63s^1$; | г) $[\text{Ne}]3s^2$. |
40. Назвіть два елементи, в атомах кожного з яких кількості всіх s- і всіх p-електронів однакові.

41. Укажіть хімічний елемент, електронну будову атома якого описує така графічна формула:



7 Радіуси атомів

Матеріал параграфу допоможе вам:

- дізнатися про розміри атомів;
- зрозуміти, як і чому змінюються радіуси атомів елементів у періоді та підгрупі.

Атом — найдрібніша частинка багатьох речовин. Цю частинку уявляють як мікроскопічну кульку з певним радіусом¹. Розміри атомів є меншими за 1 нм, або 10^{-9} м.

Радіус атома — це відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої «торкаються» орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

¹Радіуси окремого атома і такого, який міститься в речовині, різні.

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.

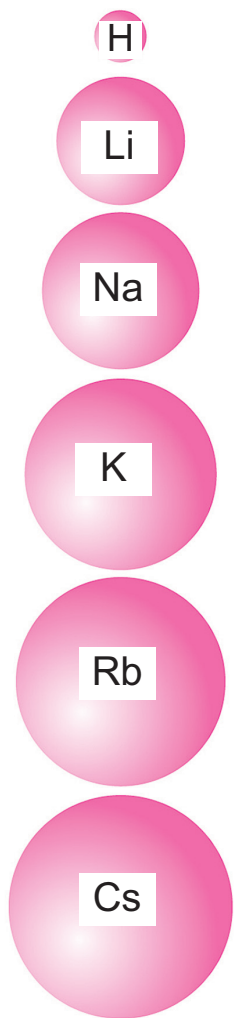


Мал. 18.

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).



Мал. 19.
Відносні
розміри атомів
елементів
головної
підгрупи
I групи

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 елементи Літій, Натрій і Калій. Заряди ядер атомів від Літію до Калію різко зростають: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). Це мало би посилити притягання електронів до ядра і спричинити зменшення радіусів атомів. Однак цього не відбувається, оскільки позитивні заряди ядер значною мірою екрануються (ніби нейтралізуються) негативними зарядами внутрішніх електронів, кількість яких від Літію до Калію істотно збільшується. У результаті домінуючим чинником, що впливає на розміри атомів елементів однієї підгрупи, є кількість енергетичних рівнів.

ВИСНОВКИ

Атом — найдрібніша частинка речовини, що має сферичну форму.

Радіуси атомів елементів зі зростанням заряду ядер у періоді зменшуються, а в головній підгрупі збільшуються внаслідок зростання кількості енергетичних рівнів.



42. Що таке радіус атома? Від яких чинників залежить його значення?
43. Визначте в кожній парі елемент, атом якого має більший радіус:
- | | |
|------------|-------------|
| а) Si — P; | в) H — He; |
| б) F — Br; | г) Na — Be. |
44. Проаналізуйте зміни радіусів атомів у рядах хімічних елементів Na — K — Ca, Na — Mg — Ca і вкажіть правильну відповідь:
- а) радіус атома Натрію більший, ніж атома Кальцію;
 б) радіуси атомів Натрію та Кальцію майже однакові;
 в) радіус атома Кальцію більший, ніж атома Натрію.
45. Назвіть елемент, атом якого, на вашу думку, має:
- а) найменший радіус; б) найбільший радіус.
 Відповіді обґрунтуйте.

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. На малюнку 20 у дужках наведено значення валентності елемента (єдине або максимальне).

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

Мал. 20.

Зовнішні енергетичні рівні атомів елементів перших трьох періодів

Зовнішніх електронів в атомах елементів 2-го і 3-го періодів Літію, Берилію, Натрію, Магнію, Алюмінію 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 сполучі 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:

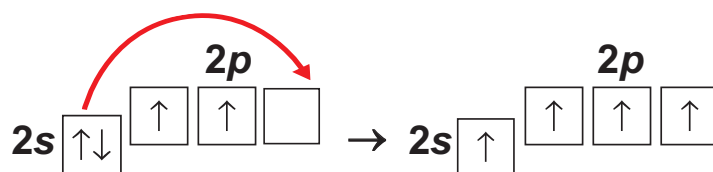


Максимальні значення валентності певних хімічних елементів відрізняються від номерів відповідних груп періодичної системи. Наприклад, елемент VI групи Оксиген є двовалентним, а елемент VII групи Флуор — одновалентним. Чому це так, пояснимо нижче.

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 орбіталях. 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 ($\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$). 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 орбіталами (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 елек-

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

тронна 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.

ВИСНОВКИ

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:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - $1s^2 2s^2 2p^1$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
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:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 - $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

9 Характеристика хімічного елемента

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати алгоритм, за яким характеризують хімічний елемент;
- складати 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 зна-

добитися 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 орбіталях 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.

ВПРАВА. Скласти характеристику Фосфору.

Розв'язання

1. Елемент Фосфор міститься в 3-му періоді, V групі, головній підгрупі. Символ елемента — P (мал. 21).

2. Відносна атомна маса елемента — 30,974.

3. Порядковий номер елемента (протонне число) — 15. Це число вказує на те, що в атомі Фосфору міститься 15 протонів і 15 електронів.

Фосфор є одним із двадцяти елементів (§ 4), кожний з яких має атоми з однаковою кількістю нейтронів.

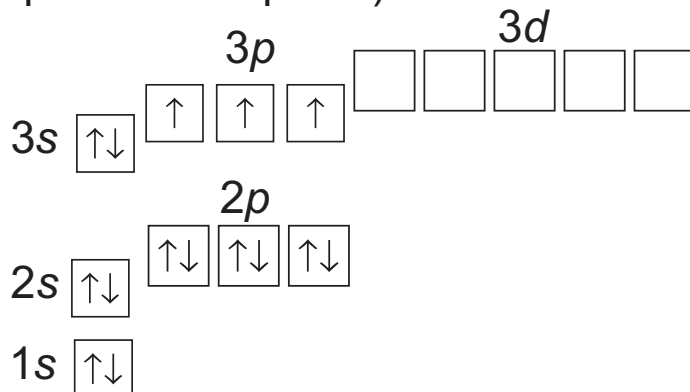
P	15
Фосфор	30,974
[Ne]3s²3p³	

Мал. 21.
Клітинка Фосфору
в періодичній системі

Нуклонне число A для нього отримуємо, округлюючи значення відносної атомної маси Фосфору до цілого числа: $A = 30,974 \approx 31$. Кількість нейтронів у ядрі атома дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами: $31 - 15 = 16$.

4. Оскільки Фосфор міститься в 3-му періоді, то електрони в його атомі розташовані на 3-х енергетичних рівнях. Перший і другий рівні заповнені; на них перебуває відповідно 2 і 8 електронів (такою є електронна будова атома елемента № 10 Неону). На третьому, зовнішньому, рівні містяться 5 електронів (їх кількість для елемента головної підгрупи збігається з номером групи): два електрони — на 3s-підрівні і три — на 3p-підрівні.

Електронна формула атома Фосфору — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, або $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$. Її графічний варіант (із позначенням заповнених і вакантних d -орбіталей останнього енергетичного рівня) такий:



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? Одностайної 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.

ВИСНОВКИ

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 параграфу 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.

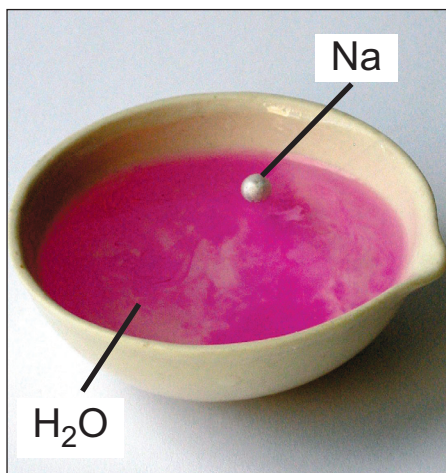
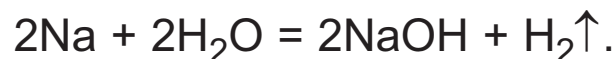
Металічні елементи утворюють прості речовини метали, а неметалічні — прості речовини неметали. *Хімічний характер елемента оцінюють передусім за хімічними властивостями його простої речовини, тобто враховують, чи бере вона участь у реакціях, характерних для металів або неметалів, і яку хімічну активність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

Хімічна активність металів — простих речовин елементів одного періоду. Зіставимо активність простих речовин металічних елементів 3-го періоду в реак-

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				

ціях 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 блиска кулька «бігатиме» по воді (мал. 22), доки не зникне. Індикатор забарвлюється в малиновий колір, що свідчить про утворення лугу:



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

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



а алюміній навіть у киплячій воді залишається незмінним.



Мал. 23.

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

Na Mg Al
← активність зростає

Be
Mg
Ca ↓
активність зростає

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

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 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.

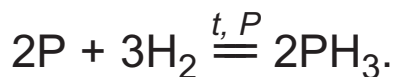
Дослідивши інші реакції за участю металів, можна виявити таку закономірність:

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

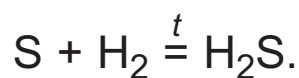
Отже, доходимо висновку: *типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті періодичної системи.* Це — Францій, Цезій, Радій.

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

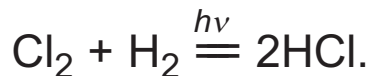
Силіцій не реагує з воднем, а фосфор взаємодіє з ним за температури понад 300 °С і підвищеного тиску:



Сірка починає реагувати з воднем за температури 120 °С:



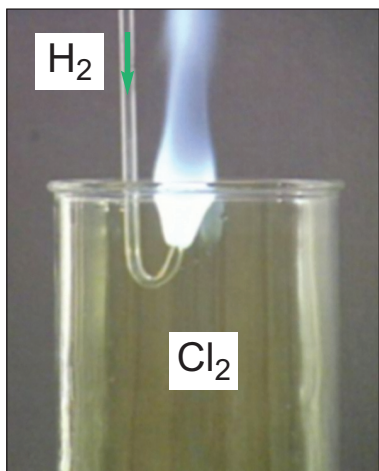
Суміш хлору з воднем за освітлення вибухає (у темряві реакція не відбувається):



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

Si P S Cl₂
активність
зростає

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



Мал. 24.
Горіння водню
в атмосфері 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 NH_3). Суміші кисню і водню, а також фтору і водню вибухають; перша — після підпалювання, друга — за звичайних умов і навіть у темряві.

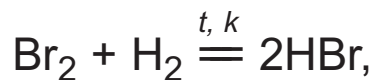
► Складіть рівняння відповідних реакцій.

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

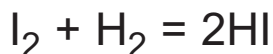
Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів головної підгрупи. Зіставимо перебіг реакцій із воднем галогенів — простих речовин елементів головної підгрупи VII групи.

F_2 ↑
 Cl_2 ↑
 Br_2 ↑
 I_2 ↑
активність
зростає

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



не відбувається повністю за будь-яких умов.

Отже, хімічна активність галогенів зростає від йоду до фтору.

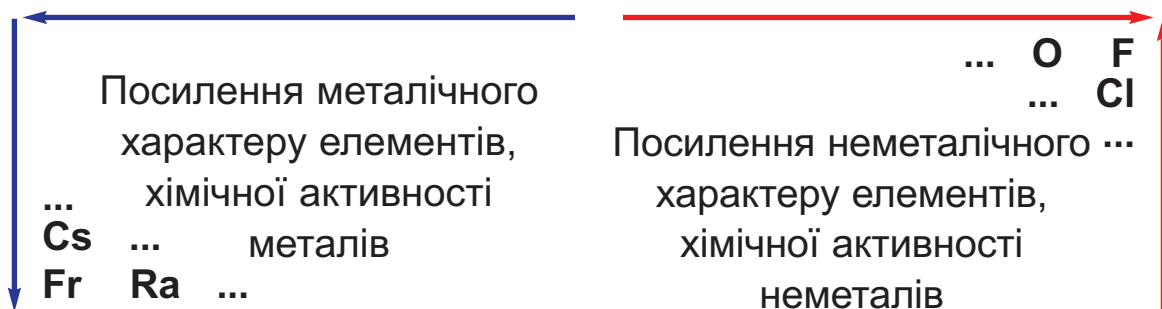
Неметалічний характер елементів і хімічна активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

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.



57. У чому виявляється хімічний характер елементів?

58. Який, на вашу думку, хімічний характер елементів із зарядами ядер атомів +10, +12, +16, +20, +35? Оцініть здатність відповідних простих речовин до хімічних перетворень.

59. Укажіть елемент 4-го періоду, який утворює:

- а) найбільш активний метал;
- б) найбільш активний неметал.

Назвіть порядкові номери цих елементів і номери груп, у яких вони розміщені.

60. У кожній парі визначте речовину із більшою хімічною активністю:

- а) літій — натрій;
- б) калій — кальцій;
- в) сірка — селен;
- г) телур — йод.

61. Прості речовини А і Б утворені елементами V групи періодичної системи. Одна із них є складником повітря, а інша має відносну молекулярну масу 124. Запишіть символи цих елементів і формули речовин А і Б.

11 Періодичний закон і властивості складних речовин

Матеріал параграфу допоможе вам:

- дізнатися, як змінюється характер деяких сполук елементів у періодах і головних підгрупах;
- передбачати хімічні властивості складних речовин за розміщенням відповідних елементів у періодичній системі.

Оксиди. Такі сполуки утворюють майже всі хімічні елементи. Частина оксидів взаємодіє з водою, перетворюючись на основи



або кислоти



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

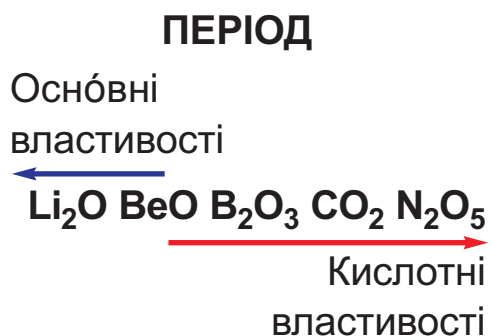
Вищі оксиди хімічних елементів 2-го періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксиду	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Тип оксиду	Оснóвний	Амфотерний	Кислотний			—		

Перший елемент цього періоду — металічний Літій. Він утворює оснóвний оксид Li₂O. 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 B₂O₃, CO₂, N₂O₅. У перших двох оксидів кислотні властивості виражені слабко, а у третього — повною мірою.

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

Пояснимо, чому в таблиці 3 під символами Оксигену, Флуору і Неону містяться риски. Оксиду Оксигену, зрозуміло, не існує. Сполука OF₂ 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 ₂ O ₃	Кислотний
Al	Al ₂ O ₃	Амфотерний
Ga	Ga ₂ O ₃	
In	In ₂ O ₃	
Tl	Tl ₂ O ₃	Оснóвний

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

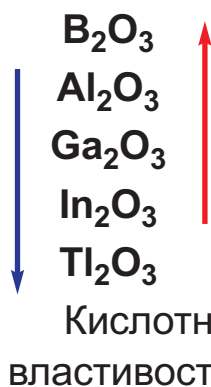
- ▶ Зіставте властивості оксидів елементів головної підгрупи II групи. Чи підтверджується для них щойно зроблений висновок?

Основи, кислоти, амфотерні гідроксиди. Продуктами реакцій оксидів з водою є основи або кислоти¹. Значна кількість оксидів не взаємодіє з водою, але відпо-

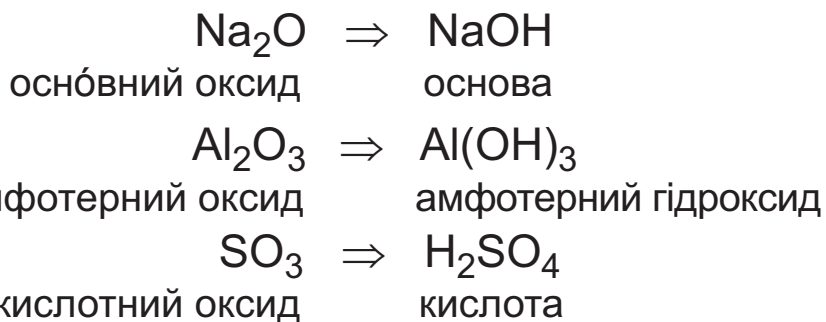
¹ Їхня спільна назва — гідрати оксидів.

ГОЛОВНА ПІДГРУПА

Оснóвні властивості



відні основи або кислоти існують (їх добувають іншими способами). Якщо така сполука походить від оснóвного 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 ***

Однією зірочкою в таблиці 5 позначено малоактивні кислоти, двома зірочками — кислоту середньої активності, трьома — кислоти високої активності.

ВИСНОВКИ

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 триумф періодичного закону, який виявив не лише узагальнювальну, а й передбачувальну силу.

Цікаво знати

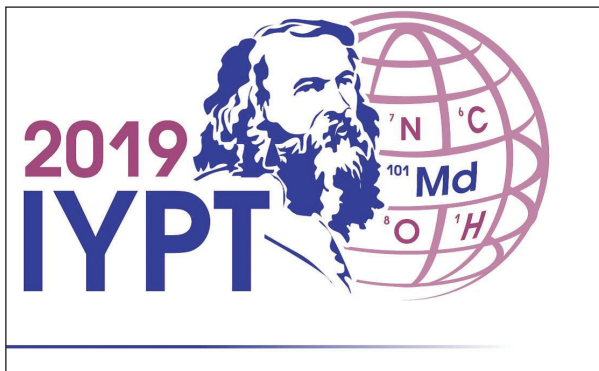
Метал галій плавиться в долоні; його температура плавлення +30 °С.

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 XIX—XX 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 використовують 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).

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



Мал. 25.
Емблема
Міжнародного року
періодичної системи

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.

ми, 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.

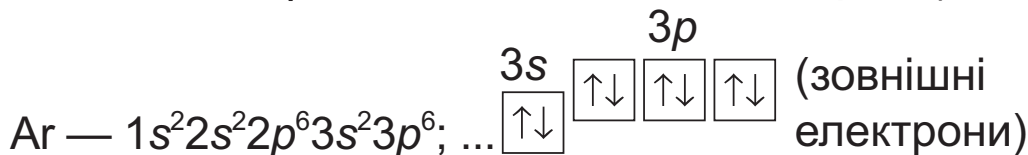
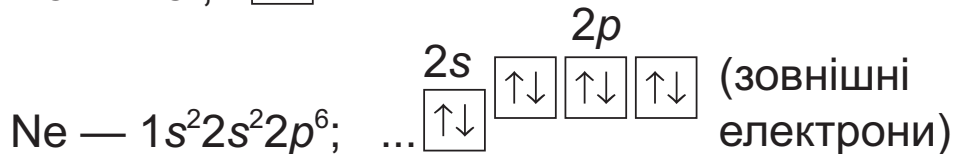
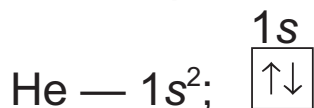
13 Стійкість електронних оболонок. Йони

Матеріал параграфа 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:



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

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

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

² Слово походить від латинського octo — вісім.

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 (одиницю 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) Сульфору.

Цікаво знати

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

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

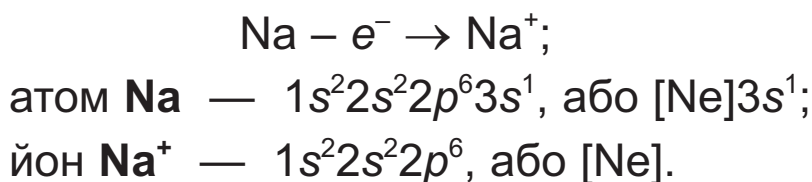
Утворення позитивно заряджених йонів. Елемент № 11 Натрій розміщений у періодичній системі після інертного елемента Неону. Ядро атома Натрію містить 11 протонів (заряд ядра становить +11); навколо нього перебуває стільки ж електронів. Серед них один електрон належить зовнішньому (третьому) енергетичному рівню, а вісім — передостанньому рівню ($2s^22p^6$).

Під час хімічної реакції атом Натрію легко втрачає 3s-електрон і перетворюється на йон. Заряд цієї частинки визначаємо так: +11 (заряд ядра, або сумар-

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

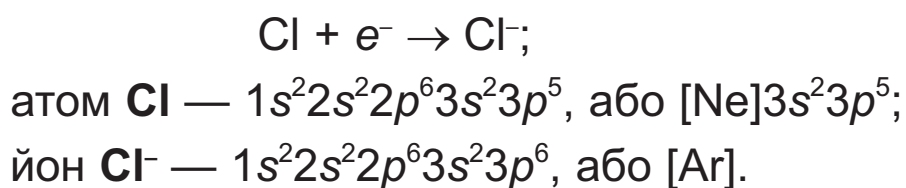
Катіони Na^+ є у складі майже всіх сполук Натрію, серед яких — натрій оксид Na_2O , натрій гідроксид NaOH , натрій хлорид NaCl .

- 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.

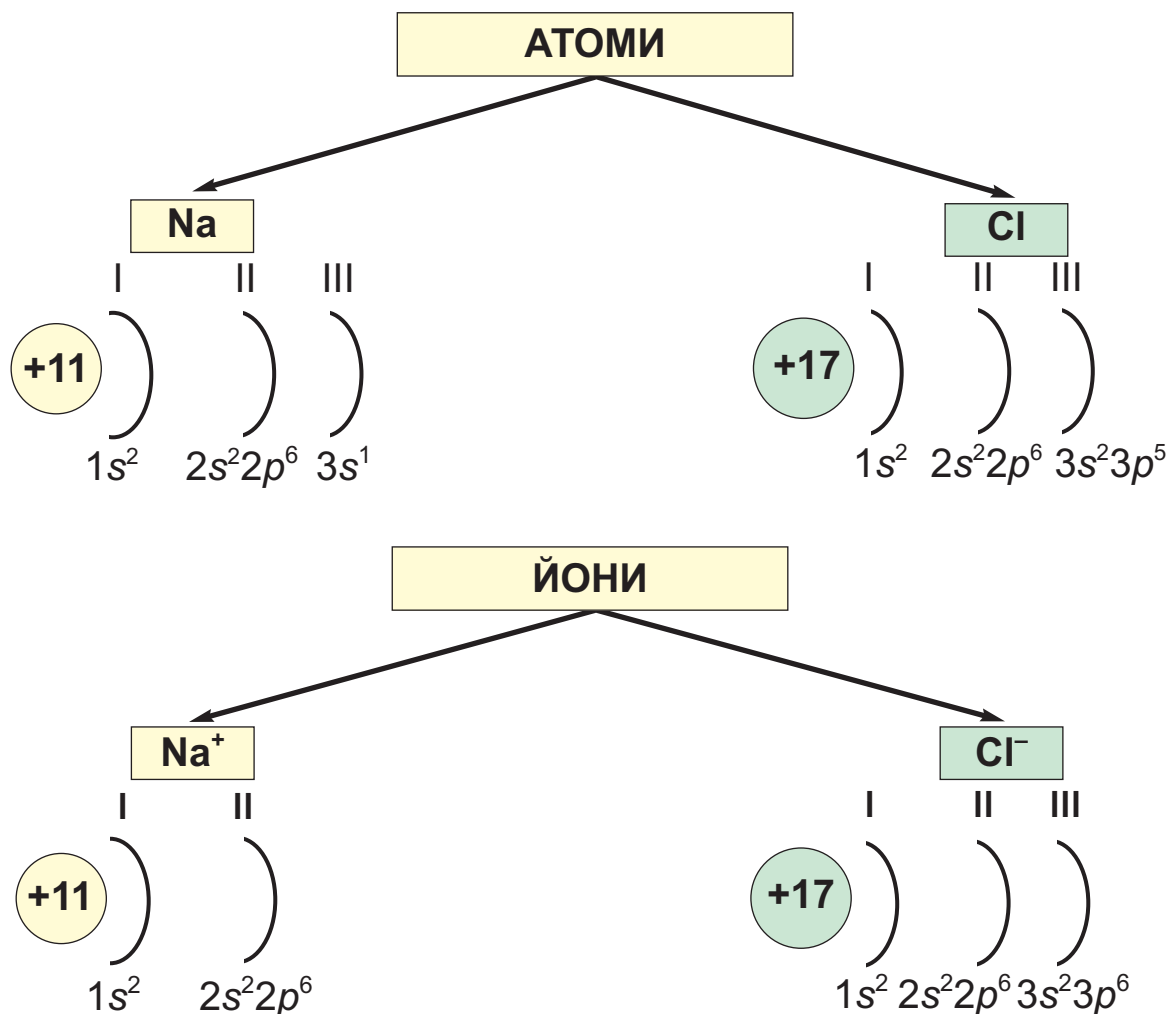
Різна електронна будова атома і йона зумовлює різні розміри цих частинок. Атом Натрію має на 3-му енергетичному рівні один електрон, а в йоні Натрію електрони розміщені лише на двох енергетичних рівнях. Тому радіус йона Na^+ значно менший, ніж атома Натрію. В атомі Хлору і йоні Cl^- електрони перебувають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

Характеристики атомів і йонів Натрію та Хлору

**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 заря-

джені 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 Ag, йони K^+ , Ca^{2+} , Cl^- . Відповідь обґрунтуйте.

14 Йонний зв'язок.

Йонні сполуки

Матеріал параграфа 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*.

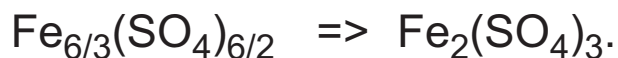
До речовин, які мають йонну будову, належать більшість оксидів металічних елементів, луги, сполуки лужних елементів із галогенами, Сульфуром тощо. Ці речовини містять катіони металічних елементів (наприклад, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}). Аніонами в йонних оксидах є йони O^{2-} , в лугах — OH^- , в інших 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.*

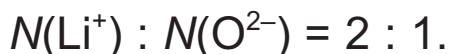
ВПРАВА. Скласти хімічну формулу сполуки, яка містить йони Fe^{3+} і SO_4^{2-} .

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:

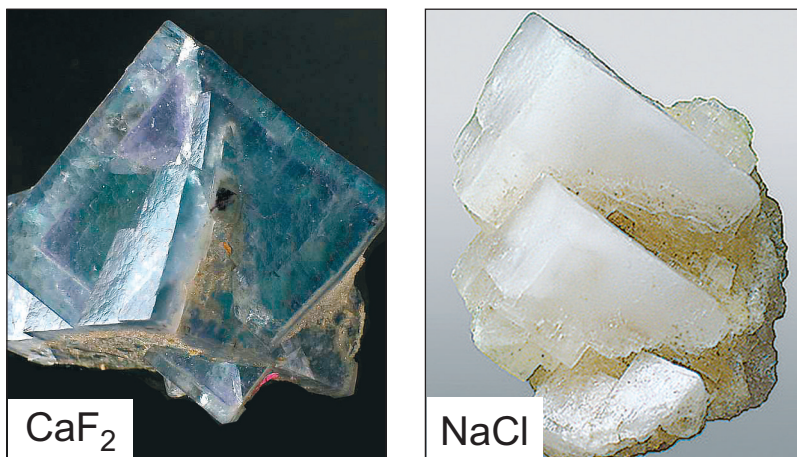


Формула йонної сполуки вказує на співвідношення в ній катіонів і аніонів. Наприклад, у літій оксиді Li_2O



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

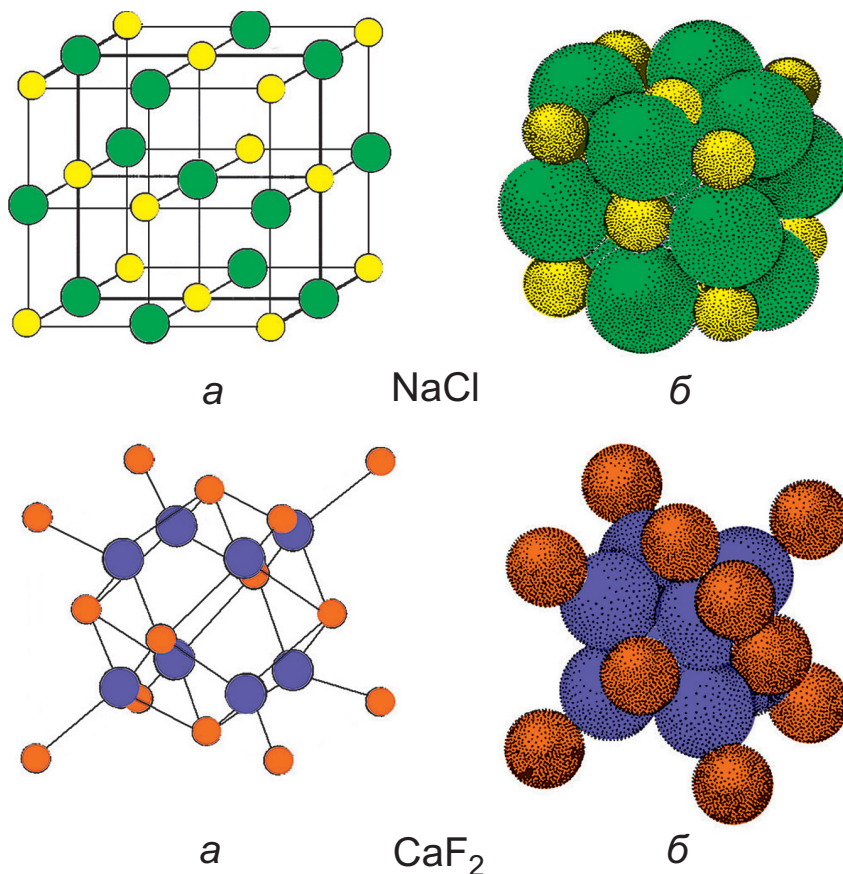


Мал. 26.
Природні
кристали

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.



Мал. 27.

Кристалічні ґратки йонних сполук:

а — кулестержневі моделі; **б** — масштабні моделі.

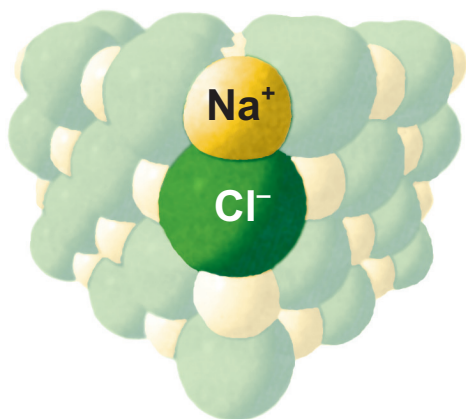
Жовті кульки — катіони Na⁺, «цегляні» — Ca²⁺;

зелені — аніони Cl⁻, **сині** — F⁻

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.

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



Мал. 28.
Найменший повторюваний
фрагмент кристалічних
ґраток кухонної солі

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 одного й «вилітають» із рідини. Натрій хлорид NaCl плавиться за температури 801 °C (її не можна досягти, нагріваючи речовину за допомогою

спиртівки чи лабораторного газового пальника), а кипить за температури 1465 °С. Температури плавлення і кипіння іншої йонної сполуки — магній оксиду MgO — ще вищі: 2825 і 3600 °С. Пояснити це можна так. Йони Mg²⁺ і O²⁻ 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 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
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 $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

15 Ковалентний зв'язок

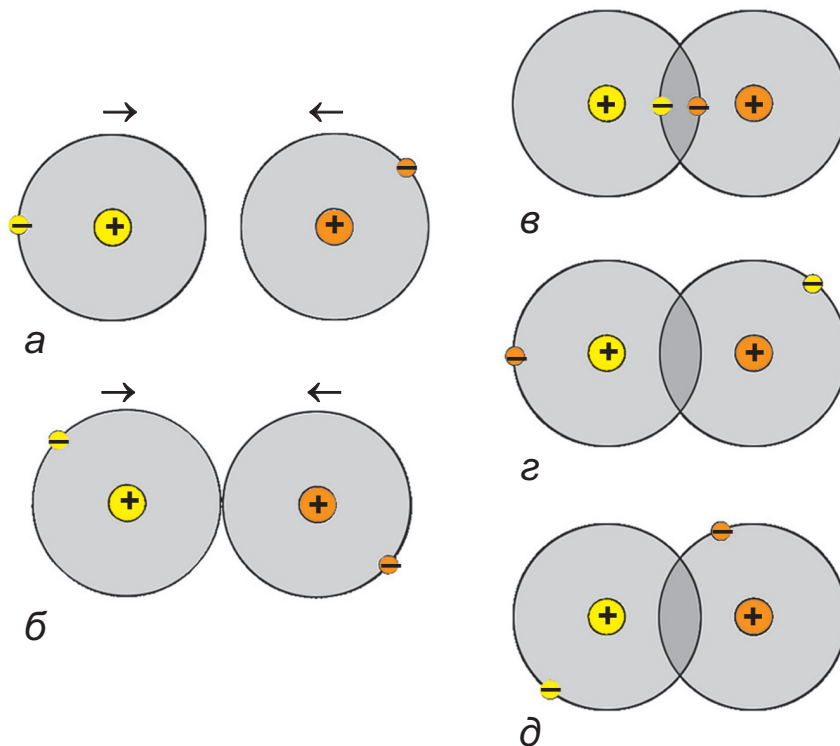
Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти, як сполучаються атоми один з одним;
- з'ясувати, який зв'язок називають ковалентним;
- розрізняти простий, подвійний і потрійний ковалентний зв'язок;
- скласти 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 — $1s \boxed{\uparrow}$.

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. 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



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

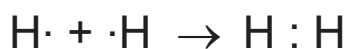
електрони постійно «мандруватимуть» від одного атома до іншого (мал. 29, в—д). Кожен атом Гідрогену отримуватиме додатковий електрон і вигідну двоелектронну оболонку (як в атома інертного елемента Гелію). У двох атомів виникає спільна електронна пара.

Зв'язок між атомами, зумовлений утворенням спільних електронних пар, називають *ковалентним*¹ зв'язком.

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

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 рисою 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.

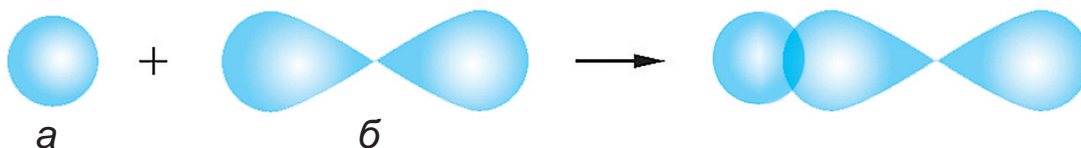
► Запишіть електронні формули цих атомів.

В атомі Гідрогену міститься один електрон, а в атомі Хлору на зовнішньому енергетичному рівні перебуває 7 електронів, серед яких один неспарений. Обом атомам вигідно отримати по додатковому електрону: атом Гідрогену заповнить свій єдиний енергетичний рівень, а атом Хлору матиме вісім зовнішніх електронів ($3s^23p^6$).

У результаті зближення атомів відбувається перекривання $1s$ -орбіталі атома Гідрогену і $3p$ -орбіталі атома Хлору (мал. 30); із відповідних неспарених електронів формується спільна електронна пара.

Електронна і графічна формули молекули хлорводню —





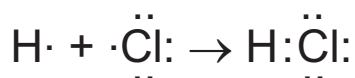
Мал. 30.

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

а схема утворення молекули HCl із атомів така:

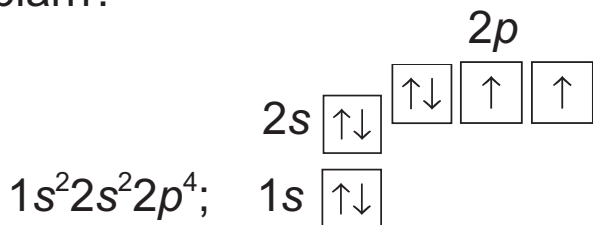


Формулу молекули з позначенням спільної електронної пари називають *спрощеною* електронною формулою. Якщо вказати всі зовнішні електрони кожного атома, то отримаємо *повну* електронну формулу. Відповідна схема утворення молекули хлороводню має такий вигляд:

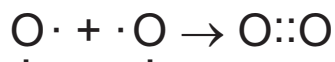


Зв'язок у молекулах O₂ і N₂. Між атомами Оксигену в молекулі кисню O₂ існує ковалентний зв'язок, який відрізняється від зв'язків у молекулах H₂ і HCl.

Електронна формула атома Оксигену та її графічний варіант:



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

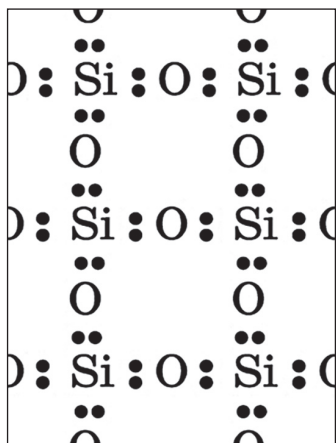


Тепер кожний атом Оксигену має вісім зовнішніх електронів. Повна електронна формула молекули кисню $\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}$, а графічна формула $\text{O}=\text{O}$.

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.



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

Із викладеного матеріалу можна зробити висновок: необхідною умовою для утворення 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 орбі-

талі, які зазнають перекривання. 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;
- розрізняти 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 забезпе-

чують 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 найбільш 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.

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.

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 —

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 N_2 , PH_3 , CS_2 . Атоми неметалічних елементів із різною електронегативністю сполучаються полярними ковалентними зв'язками.

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.

Цікаво знати

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

- 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.



94. Чому на атомах, сполучених ковалентним зв'язком, можуть виникати невеликі заряди? Який ковалентний зв'язок називають полярним, а який — неполярним?
95. Серед наведених формул укажіть ті, що відповідають речовинам із йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язком: HF, CO₂, MgO, Li₃N, Br₂, BCl₃. Поясніть ваш вибір.
96. Що таке електронегативність хімічного елемента?
97. Як змінюється електронегативність елементів у періодах і головних підгрупах періодичної системи?
98. За даними таблиці 6 складіть ряд неметалічних елементів, у якому їхня електронегативність зменшується.
99. Використавши дані, наведені в таблиці 6, підкресліть у кожній із формул речовин символ найбільш електронегативного елемента: AlCl₃, CF₄, SO₂, NaH, N₂O₅, LiOH, HClO₄.
100. Позначте заряди на атомах, використавши літеру δ, у таких молекулах: OF₂, CH₄, SiCl₄. У якій молекулі зв'язок між атомами найбільш полярний, а в якій — найменш полярний?
101. Укажіть правильне закінчення речення «Значення електронегативності Калію та Кальцію становлять відповідно ...»:
- | | |
|---------------|---------------|
| а) 0,8 і 1,0; | в) 1,0 і 1,2; |
| б) 1,0 і 0,8; | г) 0,8 і 0,6. |
- Візьміть до уваги і порівняйте значення електронегативності елементів, подібних до Калію і Кальцію, скориставшись таблицею 6.
102. Елементи в хімічних формулах сполук часто записують у порядку зростання їхньої електронегативності. Укажіть серед наведених формул такі, у яких дотримано цієї послідовності: Na₂CO₃, NH₃, SiO₂, H₂S, NaOH, CH₄, HNO₃.

17 Речовини молекулярної та атомної будови

Матеріал параграфу допоможе вам:

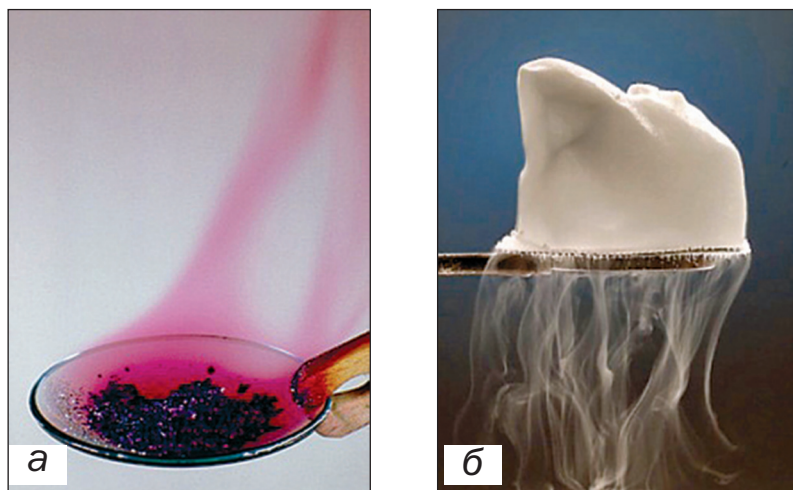
- з'ясувати будову речовин, які складаються з молекул;
- пояснювати фізичні властивості молекулярних речовин;
- зрозуміти будову і фізичні властивості речовин, які складаються з атомів.

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 слабо притягуються одна до одної, речовини молекулярної будови істотно

відрізняються від йонних сполук за фізичними властивостями. Для молекулярних речовин характерні леткість, 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 сублімацією¹. Цю властивість мають, наприклад, йод I_2 , карбон(IV) оксид CO_2 (мал. 32)². 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.



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

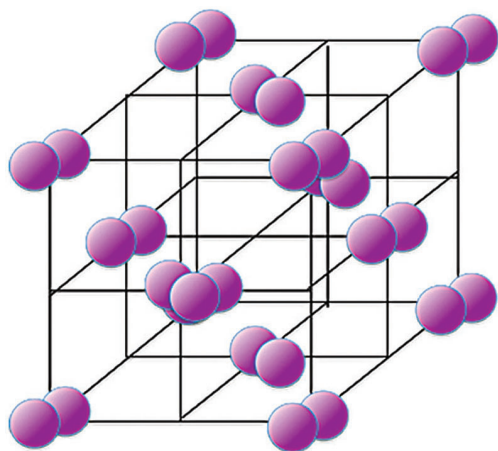
Чимало молекулярних речовин мають запах. Вам добре відомий різкий запах сульфур(IV) оксиду, або сірчистого газу SO_2 ; речовина утворюється під час запалю-

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

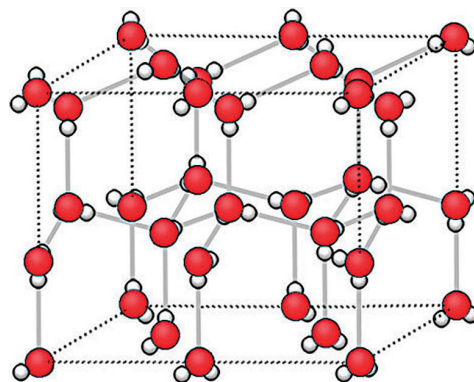
² Твердий карбон(IV) оксид називають «сухим льодом». За підвищення температури він не плавиться, а перетворюється на газ (вуглекислий). Сухий лід раніше використовували для зберігання морозива.

вання 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).



Йод I_2

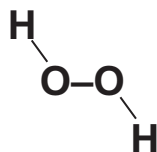


Лід H_2O

Мал. 33.

Кристалічні ґратки молекулярних речовин

Хімічні формули деяких молекулярних речовин мають кратні індекси. Це стосується, наприклад, формули гідроген пероксиду (перекису водню) H_2O_2 . Графічна формула молекули сполуки:



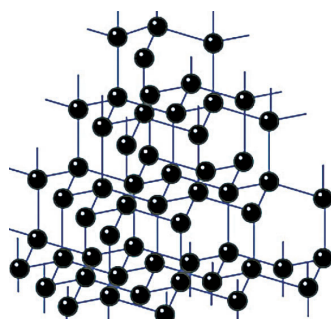
Хімічну формулу H_2O_2 , яка показує реальний склад молекули гідроген пероксиду, називають істинною, а запис HO — найпростішою формулою. Для більшості молекулярних речовин істинні формули збігаються з найпростішими.

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).

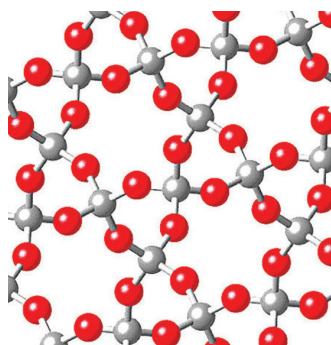
Кристал речовини, яка складається з атомів, є ніби однією гігантською молекулою (мал. 34). Внаслідок



Алмаз C



Кварц SiO_2



Мал. 34.

Речовини атомної будови та їхні кулестержневі моделі

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).

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?

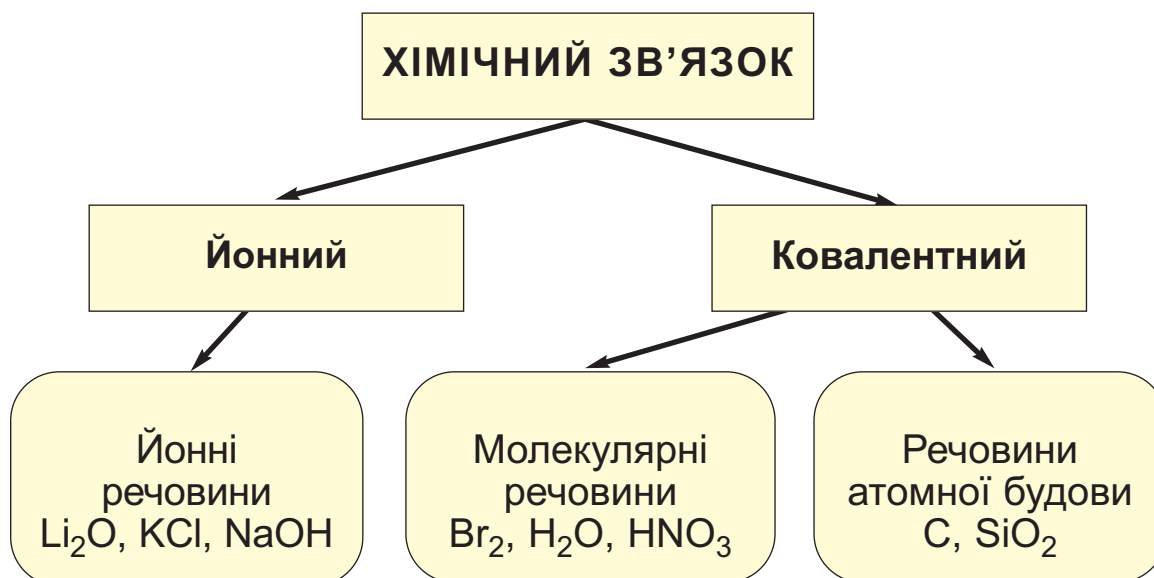
Зазначте в таблиці будову кожної речовини, тип хімічного зв'язку, який реалізується в ній, та фізичні властивості — агрегатний стан, колір, характер часточок, розчинність у воді, здатність до плавлення за помірного нагрівання:

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 молекулярної 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 слабого 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) NaH ;

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		

3 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.

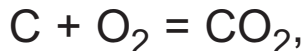
18 Кількість речовини

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, перегруповання 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 дослід, 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 ν («ню»).

Цікаво знати

Кількість речовини використовують для характеристики складу розчинів у наукових дослідженнях.

Одиницею вимірювання кількості речовини є моль¹.

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

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 моль¹ 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 груп частинок (йонів, атомів), наявних у хімічній формулі речовини². Для натрій хлориду NaCl — це катіон Na⁺ і аніон Cl⁻, а для силіцій(IV) оксиду SiO₂ — 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,

¹ Слово «моль» не відмінюється, якщо перед ним є число, але відмінюється, якщо числа немає. Приклади словосполучень: взято 5 моль заліза, означення моля.

² Таку групу йонів або атомів називають формульною одиницею.

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.



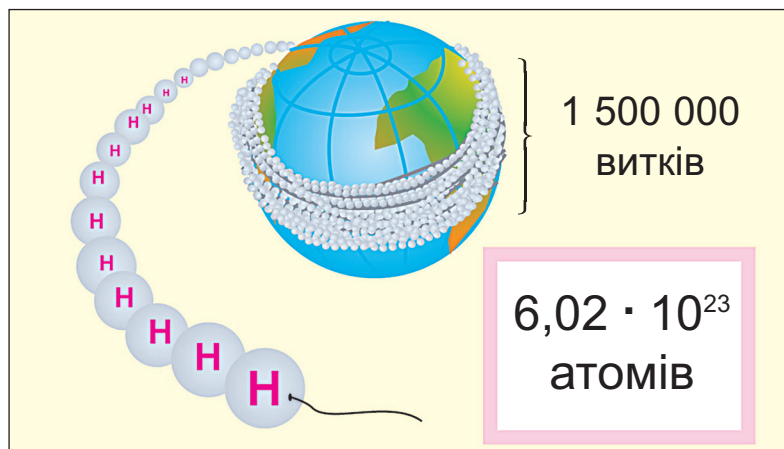
Мал. 35.

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

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

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:

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

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:

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

$$n(\text{Al}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

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

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

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:

$$n(Fe_2O_3) = 4 \text{ моль}$$

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

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

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:

$$\begin{aligned} n(Fe^{3+}) &= 2 \cdot n(Fe_2O_3) = \\ &= 2 \cdot 4 \text{ моль} = 8 \text{ моль}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(O^{2-}) &= 3 \cdot n(Fe_2O_3) = \\ &= 3 \cdot 4 \text{ моль} = 12 \text{ моль}. \end{aligned}$$

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



ВИСНОВКИ

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



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:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$, 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 ;
 - б) в 0,3 моль кислоти HNO_3 ;
 - в) у 2,5 моль оксиду CO .

119. У якій кількості речовини кухонної солі NaCl міститься стільки йонів, скільки їх перебуває:

- а) в 0,2 моль оксиду CaO;
- б) у 2 моль оксиду Li₂O;
- в) в 0,4 моль сполуки Na₂S?

120. Назвіть співвідношення кількостей речовини елементів у речовинах із формулами CaO, MgF₂, HClO₄, Fe(OH)₃.

121. Прокоментуйте хімічні реакції, використавши поняття «моль»:

- а) $S + 2Cl_2 = SCl_4$;
- б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
- в) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$.

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 відносної 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:

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

¹ Про відносні маси йонів див. § 13.

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

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:

$$m = n \cdot M.$$

Звідси

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

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:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ г}$$

$$n(\text{CH}_4) \text{ — ?}$$

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:

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

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

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

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:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}) \text{ — ?}$$

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:

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

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

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

Дано:

$$N(\text{Na}) = \\ = 10^{24} \text{ атомів} \\ \hline m(\text{Na}) \text{ — ?}$$

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:

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

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

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: $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ г.}$

ВИСНОВКИ

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 NaN ? (Усно.)

130. Скільки молекул і атомів у 3,4 г амоніаку NH_3 ? (Усно.)
131. Де міститься більше молекул, атомів (усно):
- а) в 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 параграфу 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:

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

Із цієї формули отримуємо іншу:

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

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 $\text{см}^3/\text{моль}$ 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 стискаються. 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):

$$V = n \cdot V_M.$$

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.

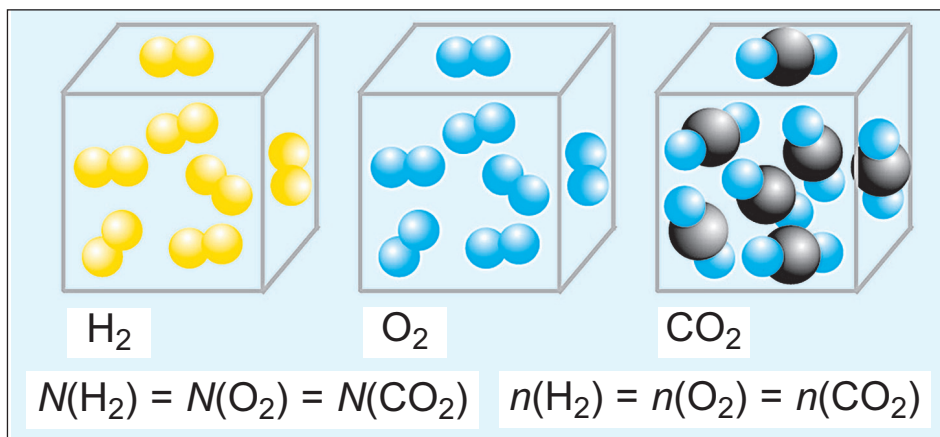
Закон Авогадро формулюють так:

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

¹Для 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.

$$V(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

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:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{H}_2 \text{ займає за н. у. об'єм } 22,4 \text{ л,} \\ 0,2 \text{ моль } \text{H}_2 \qquad \qquad \qquad \text{—} \qquad \qquad \qquad \text{х л;} \\ x = V(\text{H}_2) = (0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л}) : 1 \text{ моль} = \\ \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad = 4,48 \text{ л.} \end{array}$$

2-й спосіб

1. Визначаємо кількість речовини водню:

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

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:

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

2-й спосіб

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

28 г CO (1 моль) 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 $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 H_2S 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 CH_4 .

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)

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

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

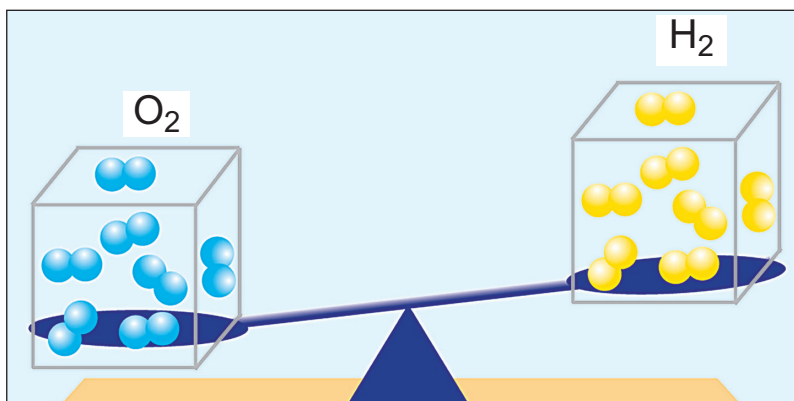
Використання закону Гей-Люссака дає змогу хіміку або інженеру-технологу визначати, які об'єми газів потрібні для здійснення реакції. Відміряти певний об'єм газу значно легше, ніж зважити певну його масу.

21 Відносна густина газу

Матеріал параграфа 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 см^3 кисню за нормальних умов становить $0,00143 \text{ г}$, а маса такого самого об'єму водню — $0,0000893 \text{ г}$. Отже, кисень важчий за водень (мал. 38). А у скільки разів? Поділимо масу 1 см^3 кисню на масу 1 см^3 водню:



Мал. 38.
Порівняння мас
однакових
об'ємів
газів

¹ За одних і тих самих умов.

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

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).

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

$$\begin{aligned}\rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ г/см}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ г/см}^3.\end{aligned}$$

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.

Цікаво знати

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

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

Якщо взяти по 22,4 л кисню і водню за нормальних умов, то маси газів (у грамах) чисельно дорівнювати-

муть 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 — $D_A(B)$:

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

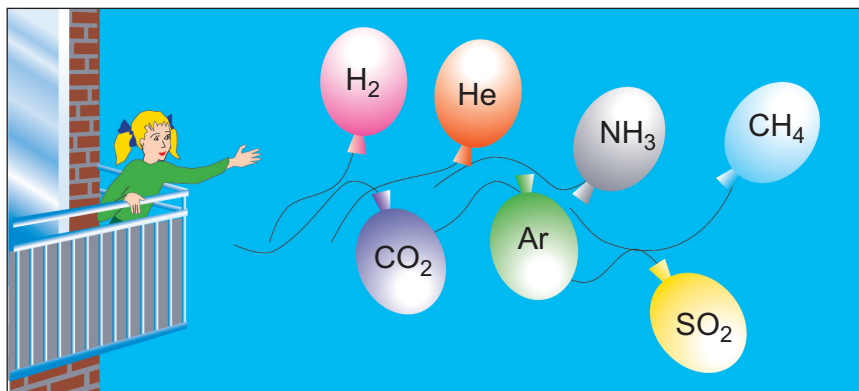
Запам'ятайте: маси газів можна використовувати для розрахунку відносної густини лише за умови, що $V(B) = V(A)$.

- Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за гелієм.

$M_r(\text{пов.}) = 29$ Гази часто порівнюють із повітрям. Хоча повітря — суміш газів, проте його можна умовно вважати газом із відотною молекулярною масою 29. Це число називають *середньою відотною 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

$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) — ?$

$D_{\text{пов.}}(\text{CO}_2) — ?$

Розв'язання

Визначаємо відносну густину вуглекислого газу за воднем і за повітрям:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$$

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

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 рази важчий за повітря. Зрозуміло, що повітря у стільки ж разів легше за вуглекислий газ.

Знаючи відносну густину 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:

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

$$M(X) \text{ — ?}$$

$$X \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Розраховуємо молярну масу газу X :

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

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 ся як газ із відносною молекулярною масою 29.

За відносною густиною газу можна обчислити його молярну масу.



142. Зіставте фізичні величини «відносна густина» і «густина».
143. Чому для відносної густини газу не вказують умови — тиск і температуру?
144. Визначте густину повітря за нормальних умов.
145. Обчисліть відносну густину за воднем газів із такими формулами: He , Ne , CH_4 , NH_3 , N_2 , CO , SiH_4 , SO_2 . (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 A за повітрям становить 1,59. Обчисліть відносну молекулярну масу цього газу.

149. Існує газ, який легший за повітря в 1,7 разів. Важчий чи легший він за метан CH_4 й у скільки разів?
150. Маса 2 л газу X становить 3,75 г, а маса такого самого об'єму газу Y — 2,32 г. Визначте густину газу X , 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, $M(\text{пов.}) = 29 \text{ г/моль}$.

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

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. Іон 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. ${}^{4\delta-}\delta+$ CH_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) $n(P) = 1/3$ моль; $n(H) = 1$ моль.
114. $n(O) = 8$ моль.
115. б) $n(CO_2) = 1$ моль.
116. Може (для простих речовин молекулярної будови, складних речовин атомної та молекулярної будови).
117. $n(CaCl_2) = 5$ моль; $N(Cl^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$.
118. а) $n(CH_4) = 1$ моль; б) $n(CH_4) = 0,3$ моль;
в) $n(CH_4) = 1$ моль.
119. а) $n(NaCl) = 0,2$ моль; б) $n(NaCl) = 3$ моль;
в) $n(NaCl) = 0,6$ 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 раз.
150. $\rho(X) = 1,875$ г/л; $D_Y(X) = 1,62$.
151. $D_{\text{N}_2}(\text{газу}) = 1,57$.

Словник термінів

Амфотерність — здатність сполуки виявляти як оснóвні, 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 зміщувати 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 °С 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.

Солеутворюючий 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

Амфотерний гідроксид 72

Аніон 81

Атом 26

В

Відносна густина газу
139, 140

Г

Галогени 10

Група (періодичної
системи) 21

Е

Електронегативність 102

Електрони

зовнішні 42

неспарені 35

спарені 35

Електронна

оболонка 36

Електронна формула

атома 41

графічний варіант 41

молекули 96, 97

Електронний октет 80

Електронні орбіталі

(*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 34, 35

Елементи

інертні 11

лужні 11

лужноземельні 11

Енергетичний

підрівень 36

рівень 36

З

Закон

Авогадро 133

Гей-Люссака 138

Зв'язок

йонний 87

ковалентний 95

металічний 111
неполярний 101
подвійний 98
полярний 101
потрійний 98
простий 98

I

Ізотопи 32
Інертні гази 10

Й

Йон 80
Йонні сполуки 87
 будова 89
 фізичні властивості 91

К

Катіон 81
Кількість речовини 116
Класифікація хімічних
 елементів 8, 53
Кристалічні ґратки 90

М

Метали 8
 лужні 9
 лужноземельні 9
Міжмолекулярна
 взаємодія 106

Молекулярні
 речовини 106
 фізичні
 властивості 106
Моль 116,117
Молярна маса 125, 126
Молярний об'єм 130, 132

Н

Нейтрон 27
Нормальні умови 131
Нуклони 27
Нуклонне число 28

О

Оксиди
 амфотерні 70
 кислотні 69
 основні 69
Орбіталь 33

П

Період 21
 великий 21
 малий 21
Періодична система 20
 довгий варіант 21
 короткий варіант 21
Періодичний закон 17, 18
 фізична суть 53

Підгрупа

головна 22

побічна 22

Правило

електронейтральності 88

«октав» 12

Принцип найменшої

енергії 41

Природний ряд

елементів 17

Протон 27

Протонне число 28

Р

Радіус атома 48

С

Спін електрона 35

Стала Авогадро 119

Сублімація 107

Ф

Формула

істинна 109

найпростіша 109

Х

Хімічний елемент 8, 28

характеристика 57

Хімічний зв'язок 78

Зміст

Шановні восьмикласники!3

1 розділ

Періодичний закон. Періодична система хімічних елементів. Будова атомів

§ 1. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів	7
§ 2. Періодичний закон	14
§ 3. Періодична система хімічних елементів	20
§ 4. Склад атомів	26
<i>Для допитливих. Ізотопи</i>	32
§ 5. Сучасна модель атома	33
§ 6. Електронна будова атомів	41
§ 7. Радіуси атомів	48
§ 8. Періодичний закон і електронна будова атомів	51
§ 9. Характеристика хімічного елемента	57
§ 10. Періодичний закон, хімічний характер елементів і властивості простих речовин	62
§ 11. Періодичний закон і властивості складних речовин	69
§ 12. Значення періодичного закону	74

2 розділ

Хімічний зв'язок. Будова речовини

§ 13. Стійкість електронних оболонок. Йони	79
§ 14. Йонний зв'язок. Йонні сполуки.....	87
§ 15. Ковалентний зв'язок	94
§ 16. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність елементів	100
§ 17. Речовини молекулярної та атомної будови ...	106
Практична робота № 1. Дослідження фізичних властивостей речовин.....	113

3 розділ

Кількість речовини.

Розрахунки за хімічними формулами

§ 18. Кількість речовини	115
§ 19. Молярна маса	124
§ 20. Молярний об'єм. Закон Авогадро.....	130
<i>Для допитливих. Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях</i>	<i>138</i>
§ 21. Відносна густина газу	139
<i>Для допитливих. Про середню молярну масу повітря</i>	<i>145</i>
Відповіді до задач і вправ	146
Словник термінів.....	149
Предметний покажчик	155

Навчальне видання

**ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна**

ХІМІЯ

**Підручник для осіб з особливими освітніми потребами
(Н 54.1 – Н 54.2)
8 КЛАС
(у 2-х частинах)**

ЧАСТИНА 1

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*

**Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено**

У підручнику з навчальною метою
використано деякі ілюстративні матеріали з відкритих джерел інтернету

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 84×108/16. Ум. друк. арк. 16,8. Обл.-вид. 4,59
Наклад 1682 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. Різдва, 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	H 1 Гідроген Водень															(1 H) Гідроген Водень	2 He Гелій	
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій											5 B Бор	6 C Карбон Вуглець	7 N Нітроген Азот	8 O Оксиген Кисень	9 F Флуор Фтор	10 Ne Неон
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній											13 Al Алюміній	14 Si Силіцій	15 P Фосфор	16 S Сулфур Сірка	17 Cl Хлор	18 Ar Аргон
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Скандій	Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хром	Mn 25 Манган	Fe 26 Ферум Залізо	Co 27 Кобальт	Ni 28 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	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	Y 39 Ітрій	Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молібден	Tc 43 Технецій	Ru 44 Рутеній	Rh 45 Родій	Pd 46 Паладій	47 Ag Аргентум Срібло	48 Cd Кадмій	49 In Індій	50 Sn Станум Олово	51 Sb Стибій	52 Te Телур	53 I Йод	54 Xe Ксенон
6	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	La* 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Реній	Os 76 Осмій	Ir 77 Іридій	Pt 78 Платина	79 Au Аурум Золото	80 Hg Меркурій Ртуть	81 Tl Талій	82 Pb Плюмбум Свинець	83 Bi Бісмут	84 Po Полоній	85 At Астат	86 Rn Радон
7	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	Ac** 89 Актиній	Rf 104 Резерфордій	Db 105 Дубній	Sg 106 Сиборгій	Bh 107 Борій	Hs 108 Гасій	Mt 109 Майтнерій	Ds 110 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
-----------------------	-----------------------------	---------------------	--------------------------	--------------------------	--------------------------	-----------------------	-------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	-----------------------------	--------------------------	----------------------------

s-елементи

p-елементи

d-елементи

f-елементи

Для f-елементів наведено лише змінювані частини електронних формул

Ліворуч від ламеної лінії перебувають металічні елементи, праворуч — неметалічні.

академія

Хімія.8

ЧАСТИНА 1

КЛАС

