

Т. М. Гранкіна

# ХІМІЯ

8  
клас



ОСНОВА  
ВИДАВНИЧА ГРУПА

Хімія

атоми

йони

молекули

УДК [54:373.51](075)

ББК 24.1я72

Г77

Автор:

*Тамара Михайлівна Гранкіна* — Заслужений учитель України,  
Відмінник освіти України, головний редактор  
редакції «Хімія», ВГ «Основа»

Рецензенти:

*Рошаль Олександр Давидович* — кандидат хімічних наук,  
хабілітований доктор хімії (університет П. Сабатьє, Тулуза,  
Франція), професор хімічного факультету Гданського універ-  
ситету (Польща), старший науковий співробітник НДІ хімії  
та доцент хімічного факультету Харківського національ-  
ного університету імені В. Н. Каразіна, доцент факультету  
технології органічних речовин Харківського національного  
університету «Харківський політехнічний інститут».

*Мороз Валерій Володимирович* — кандидат хімічних наук

**Гранкіна Т. М.**

Г77 **Хімія. Підручник для 8 класу загальноосвітніх на-  
вчальних закладів. — Х. : Вид. група «Основа», 2016.—  
303, [1] с. : іл., табл.**

**ISBN 978-617-00-2642-2.**

Підручник для 8 класу середніх шкіл повністю відповідає чинній програмі. Він містить теоретичний матеріал, який супроводжується завданнями, коментарями. Велика кількість таблиць, малюнків, ілюстрацій, схем. Питання і завдання для перевірки знань учнів містять тестові завдання, оригінальні питання, побутові ситуації, велику кількість розрахункових задач. Описи шкільних дослідів і «Домашні експерименти» доповняють теоретичний матеріал практичними дослідженнями.

До підручника додано (за посиланням на сайт) тестовий матеріал і завдання для самостійних робіт он-лайн.

Рекомендовано для учнів і вчителів середньої школи.

УДК [54:373.51](075)

ББК 24.1я72

ISBN 978-617-00-2642-2

© Гранкіна Т. М., 2016

© ТОВ «Видавнична група «Основа»», 2016

# ЗМІСТ

<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	5
<b>Тема 1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА</b>	
§ 1. Стислі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів .....	8
§ 2. Періодичний закон Д. І. Менделєєва. Структура Періодичної системи хімічних елементів .....	12
§ 3. Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне число. Нуклонне число .....	20
§ 4. Хімічний елемент. Нукліди. Ізотопи. Відносна атомна маса ...	27
§ 5. Стан електронів у атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні та підрівні, їх заповнення електронами .....	33
§ 6. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів № 1–20. Електронні та графічні електронні формули .....	43
§ 7. Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома .....	51
§ 8. Властивості хімічних елементів та їх сполук залежно від розташування в Періодичній системі й будови атома. Сучасне формулювання Періодичного закону .....	61
<b>Тема 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ</b>	
§ 9. Ковалентний полярний і неполярний зв'язок .....	74
§ 10. Йонні зв'язки .....	85
§ 11. Ступінь окиснення .....	94
§ 12. Кристалічні ґратки .....	103
<b>Тема 3. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ</b>	
§ 13. Кількість речовини. Число Авогадро .....	118
§ 14. Молярна маса .....	125

§ 15.	Закон Гей-Люссака. Закон Авогадро. Молярний об'єм газів .....	133
§ 16.	Відносна густина газів. Другий наслідок із закону Авогадро .....	147
§ 17.	Навчаємося розв'язувати задачі за хімічними рівняннями .....	155

#### Тема 4. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

§ 18.	Класифікація неорганічних сполук .....	160
§ 19.	Оксиди .....	163
§ 20.	Гідроксиди й безоксигенові кислоти .....	168
§ 21.	Солі .....	178
§ 22.	Фізичні й хімічні властивості оксидів .....	186
§ 23.	Одержання оксидів. Оксиди у природі, їх застосування. Продовжуємо вчитися розв'язувати задачі .....	199
§ 24.	Вивчаємо основи, їхні фізичні й хімічні властивості .....	211
§ 25.	Амфотерні гідроксиди. Їхні фізичні й хімічні властивості .....	224
§ 26.	Одержання основ. Їх поширення у природі й застосування .....	229
§ 27.	Вивчаємо кислоти, їхні фізичні й хімічні властивості .....	238
§ 28.	Одержання й застосування кислот. Кислоти в природі .....	254
§ 29.	Солі. Їхні фізичні й хімічні властивості .....	264
§ 30.	Одержання солей. Застосування. Солі в природі .....	276
§ 31.	Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук .....	283

#### ДОДАТКИ

Орієнтовні завдання для практичних робіт .....	289
Словник .....	292
Предметний покажчик .....	299
Література для читання .....	300
Відповіді .....	301

# ПЕРЕДМОВА



Перед вами підручник хімії, який ми намагалися зробити не схожим на інші. Чи вдалося це — судити вам.

Підручник написаний трохи в розмовному (і подеколи гумористичному) стилі, адже перш за все нам хотілося говорити з вами, дорогі учні та вчителі.

Перед кожним розділом є малюнок на кшталт дерева, в якому відображено весь зміст розділу. Розглядати його потрібно не поспішаючи, знаходячи взаємозв'язки й відповідності. Напевно, він буде зрозуміліший після вивчення розділу й дасть можливість легко і просто повторити або згадати навчальний матеріал.

Сторінками підручника з вами подорожуватимуть персонажі — хлопчики й дівчатка. Вони розмовляють, запитують і відповідають так само, як і учні в школі. Ми вирішили, що вам буде зрозуміліше, якщо деякі питання вони пояснять простішою мовою.

У підручнику також є «вчителька» і «вчитель». «Учитель» задає завдання і наводить приклади розв'язків і відповідей. «Вчителька» звертає вашу увагу на важливі моменти або коментує навчальний матеріал. Завдання, які є в тексті параграфа, треба відразу виконувати, тільки-но ви їх прочитали. Це допоможе вам краще зрозуміти навчальний матеріал.

Матеріали для запам'ятовування, а також визначення і правила обведені в рамочку та позначені . Звичайно, вчити новий матеріал потрібно, спираючись на вже отримані знання. Якщо ви щось забули, ми вам нагадаємо й повторимо. Ці відомості позначені так: .

У підручнику також наведено додаткову інформацію, яка може зацікавити вас і допомогти краще зрозуміти основний матеріал. Читайте рубрику «Дізнайтеся більше».

Запропоновані «Мозкові штурми» дають змогу зібратися і разом подумати, обговорити, порадитися як правильно відповісти на поставлене запитання. Вирішальне слово — за вчителем.

Наприкінці параграфів наведено узагальнюючі схеми, в яких стисло відображено зміст параграфа. Їх також треба розглядати не поспішаючи, звіряючись із текстом, можна доповнювати на власний розсуд!

У підручнику ми пропонуємо різноманітні питання і завдання. У рубриці «Перевірте свої знання» наведено питання для усних

відповідей. Відповідаючи на них, ви перевіряєте наскільки добре засвоїли теорію. Якщо все в порядку, переходимо до письмових завдань. Для цього є рубрика «Виконайте завдання». Впоралися? Тоді для вас «Додаткові завдання». До речі, вчителі можуть використовувати ці завдання для проведення самостійних робіт у школі, під час роботи в групах або біля дошки, для домашньої роботи. Найцікавіші питання містяться в рубриці «Для допитливих». Ці завдання можуть бути використані для підготовки до олімпіад і вимагати додаткової інформації. Найскладніші, на наш погляд, завдання позначені зірочкою \*.

Хімія — безумовно, експериментальна наука. Підривати ми нічого не будемо, але й без цього є багато цікавих дослідів, які ви можете зробити в школі й удома. Опис шкільних дослідів наведено в тексті параграфів, а в рубриці «Домашня лабораторія» — експерименти, які можна проводити самостійно. Звичайно, ніколи не слід забувати про правила техніки безпеки.

Оскільки ми йдемо в ногу з часом, до підручника додали тестові завдання, які ви можете знайти на сайті. Тут є тести, самостійні роботи. Ви можете виконувати їх у режимі он-лайн. Питання і завдання допоможуть учням зрозуміти, наскільки добре засвоєно навчальний матеріал. До речі, відповіді також наведено, так що учні самі зможуть проаналізувати свої знання.

Нарешті слова «від автора». Чому я пишу скрізь «ми», «у нашому підручнику»? Тому що мені в роботі допомагало багато людей, тож праця є колективною. Перш за все це вчителі. Я спілкуюся з педагогами з усієї України, тому намагалася писати так, щоб урахувати всі їхні претензії до попередніх підручників і побажання. Спасибі вам, дорогі вчителі! Спасибі й моїм учням, які своїми запитаннями «підказували», на що слід звернути більшу увагу. Окрема подяка вчителю ліцею № 173 м. Харкова В. Д. Ковальовій, Заслуженому вчителю України. Такі рубрики, як «Додаткові завдання» і «Домашня лабораторія», з'явилися з її допомогою та участю. І, звичайно, весь колектив редакції брав найактивнішу участь у створенні підручника. Спасибі вам!

Отже, дорогі учні, вперед, до вершин знань!

Успіхів усім вам, і нехай у житті допомагає ХІМІЯ!

# 1

## ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА



## § 1. СТИСЛІ ІСТОРИЧНІ ВІДОМОСТІ ПРО СПРОБИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Людство століттями намагається вирішити загадки природи. Кожну науку супроводжує цікавий історичний розвиток, але найбільш цікаве й таємниче минуле у науки «Хімія».

Напевно, кожен із вас чув про чудову науку алхімію, завданнями якої були пошуки «філософського каменю», який перетворює всі метали на золото, та «Еліксиру молодості».

Алхіміки зробили істотний внесок у розвиток хімії, проте справжня хімія почалася після введення в хімію математичних розрахунків, визначення основних законів хімії. Один із таких законів — Періодичний закон хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

### ВІДКРИТТЯ ЕЛЕМЕНТІВ І ЇХ СИСТЕМАТИЗАЦІЯ

Учені протягом тисячоліть шукали першооснову всього, із чого створений навколишній світ. Такими першоосновами стародавні греки вважали воду, вогонь, божественне слово — логос. А відомий учений Емпедокл (490–430 рр. до н. е.) запропонував відразу чотири першооснови — вогонь, воду, землю й повітря. У давньогрецькій мові першооснови називали *στοιχείο* (стихіо). Це слово «стихія» досі існує в українській мові.

Давньоримські вчені також дотримувалися теорії Емпедокла, але винайшли власний термін — *alomentum*, що означало «першооснова», «те, з чого виникає».

Пізніше слово видозмінилося й набуло звичного для нас вигляду — *elementum*, або елемент. Стародавні алхіміки вважали елементами ртуть, сіль і сірку.



До кінця XVII століття

було відомо 14 хімічних елементів:

Аурум	Аргентум	Купрум	Карбон	Станум
Ферум	Меркурій	Сульфур	Стибій	Цинк
Фосфор	Арсен	Плюмбум	Вісмут	

До кінця XVIII століття

було виявлено існування вже 25 елементів. Додалися:

Гідроген	Оксиген	Нітроген	Хлор	Платина
Кобальт	Нікол	Манган	Вольфрам	Хром
Телур				

У першій половині XIX століття

було відкрито ще 31 елемент, тобто більше, ніж за весь попередній час:

Церій	Родій	Паладій	Осмій	Іридій
Калій	Натрій	Кальцій	Стронцій	Барій
Магній	Бор	Йод	Кадмій	Селен
Літій	Силіцій	Бром	Торій	Алюміній
Цирконій	Лантан	Берилій	Рутеній	Флуор
Титан	Ітрій	Тантал	Ванадій	Уран
Молібден				

До кінця 60-х років XIX століття

було зроблено близько 50 спроб класифікації елементів, але періодичну систему елементів не вда-

валося створити. До цього часу, крім раніше згаданих 56 елементів, було відкрито ще 4 елементи:

Цезій	Рубідій	Талій	Індій
-------	---------	-------	-------

та одержали підтвердження ще 3 елементи:

Ніобій	Ербій	Дидим*
--------	-------	--------

На 1869 р. атомні маси відомих елементів було визначено достатньо точно. Крім цього, було накопичено величезний фактичний матеріал, який описує властивості речовин. А відтак постало питання систематизації.

\* Згодом із Дидиму було виділено два елементи: Празеодим і Неодим.



— Ось, наприклад, матеріал підручника систематизований за темами і параграфами.

— Уяви, що всі речення в підручнику переплутані, не зрозуміло, де початок і що далі



Насамперед потрібно було вирішити основне питання: чи є хімічні елементи розрізненими, незалежними «началами» (так говорили в той час) або вони закономірно пов'язані між собою в єдину систему. Практичні дослідження свідчили, що є зв'язок між певними елементами.

## ПЕРШІ СПРОБИ СИСТЕМАТИЗАЦІЇ

### Роботи Ріхтера

1793 р.

Першу успішну спробу систематизації хімічних елементів здійснив німецький хімік Ієремія Бен'ямін Ріхтер. Він звернув увагу, що для класифікації елементів може бути використана така постійна властивість простих речовин, як атомна маса. У книзі «Начала стехіометрії, або Спосіб вимірювання хімічних елементів», опублікованій 1793 р., він розташував метали, які мають близькі властивості (натрій і калій; магній, кальцій, стронцій і барій) у ряд за збільшенням їхніх атомних мас.

Уперше було визначено певну закономірність, що пов'язує хімічні властивості елементів і масу атома.

Уявіть, що наприкінці XVIII століття багато хіміків не тільки не застосовували математичних розрахунків, але й не знали навіть арифметики!

І. Б. Ріхтер у своїй роботі навів окремий розділ, де розповідав хімікам правила додавання, віднімання, ділення й множення.



**Тріади Деберейнера**

1817 р.

1817 року, об'єднавши в особливу групу лужноземельні елементи (Кальцій — Стронцій — Барій), німецький хімік Йоганн Вольфганг Деберейнер виявив, що маса середнього із трьох хімічних елементів, близьких за фізичними й хімічними властивостями, дорівнює, приблизно, середньому арифметичному атомних мас двох інших елементів. Він виявив іще три ряди подібних за властивостями елементів: Літій — Натрій — Калій; Сульфур — Селен — Телур і Хлор — Бром — Йод. Деберейнер назвав такі групи елементів тріадами.

**Таблиця Мейєра**

1864 р.

1864 року німецький хімік Юліус Лотар Мейєр у своїй книзі «Сучасні теорії хімії та їхнє значення для хімічної статистики» навів таблицю, в якій елементи були розташовані за порядком збільшення їхніх атомних мас. У цю таблицю Мейєр помістив усього 27 елементів. Намагаючись зіставити в загальній системі групи подібних хімічних елементів, він не зробив ніяких теоретичних висновків і узагальнень із цього зіставлення.

**Октави Ньюлендса**

1865 р.

1865 р. англійський хімік Дж. Ньюлендс запропонував «закон октав». На основі цього закону він склав таблицю, в якій близькі за властивостями елементи (кожний з яких уперше одержав порядковий номер), як і близькі за звуком ноти в музичній октаві, повторювалися через сім номерів. Було й безліч інших спроб систематизації хімічних елементів, але жодна не виявилася цілком вдалою.

Про класифікації подібного типу відомий російський учений Дмитро Іванович Менделєєв писав: «Відсутність твердого керівного початку при цьому стає очевидним, схожість не передбачається, а підшукується».

**ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ**

1. Скільки елементів було відомо людям наприкінці XVII століття?
2. Скільки елементів було відомо до кінця 60-х років XIX століття?



3. Розкажіть про роботи Ріхтера, Деберейнера, Мейера, Ньюлендса.
4. Підготуйте повідомлення про вчених, які намагалися систематизувати хімічні елементи.

## § 2. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

*«А між тим кожен із нас розуміє, що за всієї зміни у властивостях простих тіл у вільному стані щось залишається постійним, і під час переходу елемента в сполуку... У цьому відношенні досі відомо тільки одне числове дане — атомна вага, властива елементу... Ось із цієї причини я й намагався заснувати систему на величині атомної ваги» (Д. І. Менделєєв).*



### ПЕРЕДІСТОРІЯ

Група	Період	А	І	В
1	1	1	1	1
	1	Н	1,0079	1s <sup>1</sup> Гідроген
	2	2	2	2
	2	Li	6,941	2s <sup>1</sup> Літій
	3	3	3	3
	3	Na	22,990	3s <sup>1</sup> Натрій
	4	4	4	4
	4	K	39,098	4s <sup>1</sup> Калій
	5	5	5	5
	5	Rb	85,468	5s <sup>1</sup> Рубідій
	6	6	6	6
	6	Cs	132,905	6s <sup>1</sup> Цезій
	7	7	7	7
	7	Fr	[223]	7s <sup>1</sup> Францій

Періодичний закон був відкритий Д. І. Менделєєвим під час роботи над текстом підручника «Основи хімії», коли він стикнувся з труднощами систематизації фактичного матеріалу. До середини лютого 1869 року, обмірковуючи структуру підручника, він поступово дійшов висновку, що між властивостями й атомними масами елементів існує якась закономірність.

Д. І. Менделєєв насамперед об'єднав у групи елементи, які утворюють подібні за своїми властивостями прості речовини. Утворилися дві групи: лужні метали і галогени.

Хімічні елементи, які утворюють лужні метали, зараз розташовані в I групі: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.



Це найбільш активні метали. Вони настільки активні, що можуть зайнятися на повітрі. Тому їх зберігають під шаром гасу або мінеральної олії. В усіх сполуках вони одновалентні, їх оксиди проявляють типово основні властивості й унаслідок взаємодії з водою утворюють основи.

Елементи, які утворюють галогени, займають зараз VII групу: F, Cl, Br, I, At.



Це найбільш активні неметали. Вони реагують із металами часто вже за звичайних умов. У результаті реакції утворюються солі. Звідси й назва: галогени — «ті, що породжують солі».

Але як включити їх у єдину систему, знайти взаємозв'язок між ними? Він почав складати групи елементів за порядком зміни їхніх хімічних властивостей і атомних мас. Елементи вишикувалися у вертикальні стовпці й горизонтальні рядки, в яких чітко простежувалася певна закономірність.

8	F	18,998	9
ен		2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	
нь		Флуор	
2		Фтор	
16	Cl	35,453	17
		3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	
ур		Хлор	
ка			
25	Mn	54,938	2
1		3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	2
3		Манган	13
8		Марганець	8
2			2
4	Br	79,904	35
		4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	
ен		Бром	
43	Tc	98,906	1
13		4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	13
18		Технецій	18
8			8
2			2
2	I	126,904	53
7		5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	
18		Йод	
18		Йод	
8			
2			
2	75	186,207	2
12		5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	12
32		Реній	32
18			18
8			8
2			2
4	At	(210)	85
7		5p <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>5</sup>	
18			
32			
18			

## ПЕРШИЙ ВАРІАНТ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

«Днем народження» Періодичної системи Д. І. Менделєєва зараз вважають 18 лютого 1869 р. У цей день Менделєєв склав перший варіант таблиці, названий ним «Досвід системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі й хімічній подібності», і розіслав його кільком відомим хімікам. Йдеться про завершальний день відкриття, над яким Д. І. Менделєєв працював близько 15 років. Якщо ви вважаєте, що вчений у результаті одержав добре знайому вам таблицю «Періодична система хімічних елементів», то помиляєтеся. Ось яку таблицю представив Д. І. Менделєєв:

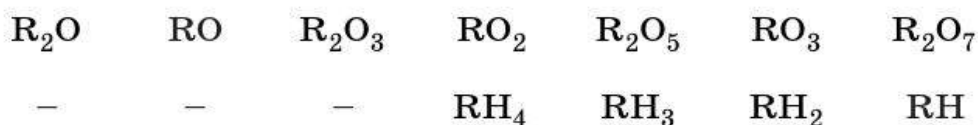
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
		Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199	
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Рис. 1. Перший варіант Періодичної системи Д. І. Менделєєва

У цьому варіанті Періодичної системи 63 елементи розташовані за порядком збільшення їхніх атомних ваг (зверху вниз і зліва направо). Розташування елементів у системі відбиває, як писав Д. І. Менделєєв, «**виразну періодичність властивостей**». Це був принципово новий і несподіваний висновок, тому що хіміки, які займалися класифікацією елементів до Д. І. Менделєєва, відзначали лише лінійну, послідовну зміну властивостей елементів у подібних групах. Уперше йдеться **про періоди**, а не тільки групи.

### ПЕРІОДИЧНА ЗМІНА ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ

Продовжуючи завзято працювати над розв'язанням суперечливих питань, усуненням протиріч і невідповідностей у розташуванні елементів, Д. І. Менделєєв складає нові варіанти таблиці. Він ураховує склад оксидів елементів та їх сполуки з Оксигеном і доходить висновку, що чим більше атомів Оксигену приєднує атом елемента, тим з меншим числом атомів Гідрогену він з'єднується:



Ці загальні формули вищих оксидів і летких сполук з Гідрогеном ви можете бачити в сучасних варіантах Періодичної системи. Замість  $R$  можна підставити символ будь-якого хімічного елемента цієї групи. Наприклад,  $R_2O_5$  — вищий оксид для елементів V групи. Відповідно, формули оксидів елементів будуть такими:  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $As_2O_5$  і т. д. Те саме й із водневими сполуками. Наприклад, для елементів V групи формули будуть такими:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$  і т. д.

Д. І. Менделєєв відмітив, що під час просування по періоду зліва направо властивості оксидів змінюються від основних до кислотних. Кожний період починається з металічного елемента (лужного металу). Потім, зі збільшенням порядкового номера елемента в періоді (зліва направо), металічні властивості елементів слабшають, а неметалічні — посилюються. У сьомій групі найактивніші неметалічні елементи — галогени. І так у кожному періоді.

Чому так відбувається, ми розглянемо трохи пізніше. Однак це є переконливим доказом періодичної зміни властивостей елементів і їх сполук.

Таблиця 1

## Пробний варіант Періодичної системи

Ряди	Група I — R <sub>2</sub> O	Група II — RO	Група III — R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Група IV RH <sub>4</sub> RO <sub>2</sub>	Група V RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Група VI RH <sub>2</sub> RO <sub>3</sub>	Група VII RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Група VIII — RO <sub>1</sub>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 50?	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yg = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	Di = 137	Ce = 138?	—	—	—	—
9	—	—	—	—	Ta = 182	W = 184	—	Os = 199?, Ir = 197?, Pt = 197, Au = 198
10	—	—	—	—	Bi = 208	Ur = 240	—	—
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	—	—	—	—
12	—	—	—	Th = 231	—	—	—	—

## НОВИЙ ВАРІАНТ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

1871 р. Д. І. Менделєєв у статті «Періодична закономірність хімічних елементів» опублікував новий варіант Періодичної системи, в якій було вказано знайдені ним закономірності.

У цій самій статті Д. І. Менделєєв наводить формулювання періодичного закону:



**«Властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних тіл перебувають у періодичній залежності від їхньої атомної ваги».**



**Формою відображення Періодичного закону є таблиця «Періодична система хімічних елементів».**

### ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Д. І. Менделєєв передбачив 11 іще невідомих на той час елементів. Відносно трьох із них — екабору, екаалюмінію й екасиліцію (умовні символи яких Еб, Еа, Ес) — у нього була особливо тверда впевненість у можливості їх відкриття.

У період між виходом у світ другого (1872 р.) і третього (1877 р.) видань книги «Основи хімії» передбачення Д. І. Менделєєва підтвердилися. Французький хімік Лекок де Буабодран 1875 р. відкрив новий елемент — Галій, властивості якого, встановлені експериментально, разюче збіглися з властивостями передбаченого екаалюмінію.

Наприкінці 1879 р. шведський учений Нільсон відкрив передбачений Д. І. Менделєєвим екабор і назвав новий елемент Скандієм. 1886 р., коли німецький хімік Вінклер відкрив новий елемент — Германій, знову виявилось, що властивості, визначені для цього елемента дослідним шляхом, повністю збіглися з властивостями, зазначеними Менделєєвим для екасиліцію.

Після відкриття елемента Германію періодичний закон Д. І. Менделєєва одержав усесвітнє визнання, а Періодична система стала необхідним

— І ви ще думаєте, що Менделєєву Періодична система просто наснилася?





і дуже важливим помічником кожного, хто займається хімією або вивчає її. Подальший розвиток хімії, відкриття нових елементів і вивчення їхніх властивостей призвели до різних доповнень і змін Періодичної системи. У середині ХХ століття Періодична система хімічних елементів набула сучасного вигляду.

### Завдання

Порівняйте варіант Періодичної системи, зображений на табл. 1 із сучасним. Знайдіть відмінності.



## СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ

За всю історію Періодичної системи було опубліковано більше 50 різних варіантів її зображення, найбільш популярними є **короткоперіодна й довгоперіодна** форми.

На сьогодні в таблиці Періодичної системи є 118 відомих хімічних елементів (із порядковими номерами від 1 до 118).



Цікаво, що з них 94 виявлено в природі (деяких дуже мало), інші 24 отримано штучно в результаті ядерних реакцій, і в природі вони не існують.



Головний принцип побудови Періодичної системи — виділення в ній **періодів** (горизонтальних рядів) і **груп** (вертикальних стовпців) елементів.

Сучасна Періодична система складається із **семи періодів**. Вони діляться на **малі** (I–III періоди) і **великі** (IV–VII періоди). У короткоперіодному варіанті Періодичної системи малі періоди складаються з одного ряду, а великі періоди — із двох рядів. Короткоперіодний варіант Періодичної системи містить вісім груп елементів, кожна з яких умовно поділяється на групу А (головну) і групу Б (побічну) (див. форзаці).

### Завдання

Вкажіть елементи, які розташовані:

- у малих періодах;
- у великих періодах.



### Завдання

Знайдіть елементи головних і побічних підгруп у I, III, V групах.



У довгоперіодному варіанті Періодичної системи є 18 груп і немає розподілу на головну й побічну підгрупи. Кожний період складається з одного ряду, у великих періодах елементів більше.

Так позначають періоди

А так — ряди

Так позначають групи

А це підгрупи

	А	І	Б	А	ІІ	Б
1	1	Н	1,0079	1		
		Гідроген				
		Водень				
2	2	Li	6,941	3	Be	9,012
		Літій			Берилій	
3	3	Na	22,990	11	Mg	24
		Натрій			Магній	
4	4	K	39,098	19	Ca	40
		Калій			Кальцій	
5	5					

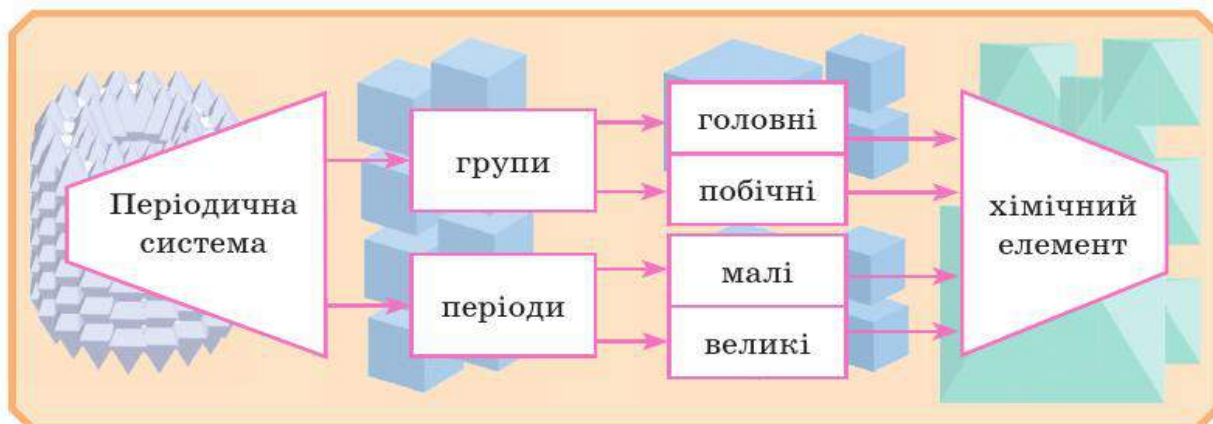
Таблиці, у вигляді яких зображують довгоперіодний і короткоперіодний варіанти Періодичної системи, розділені на клітинки. У кожній клітинці зазначено: символ хімічного елемента, його назву, порядковий номер, відносну атомну масу. Можуть бути й інші дані.

Символ елемента	Атомна маса	Порядковий номер
С	12,011	6
	Електронна конфігурація	
	Карбон	Назва елемента
	Вуглець	Назва простої речовини
4		
2		
	Розподіл електронів по електронних рівнях	

Рис. 2. Позначення в Періодичній системі Менделєєва

Періодична система описує будову атомів кожного елемента. Всі значення, які є в таблиці, характеризують або будову атомного ядра, або структуру електронної оболонки атома. Тому ми не зможемо зрозуміти періодичний закон, якщо не ознайомимося з тим, як улаштований атом. Ця тема в нас попереду.

Підіб'ємо підсумок:



### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Яку характеристику атома Д. І. Менделєєв поклав в основу свого закону?
2. У якій групі розташовані лужні метали? галогени?
3. У чому відмінність Періодичної системи Д. І. Менделєєва від інших класифікацій?
4. У чому полягає періодичність властивостей хімічних елементів?
5. Що називають періодом? групою?
6. Скільки груп і періодів у Періодичній системі?
7. Назвіть елементи II групи головної підгрупи; IV групи побічної підгрупи.
8. Назвіть елементи 2-го періоду. Це малий або великий період?
9. Знайдіть у Періодичній системі елемент Сульфур. Які відомості про цей елемент є в таблиці? Назвіть їх.



### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

У завданнях оберіть одну правильну відповідь.

1. Д. І. Менделєєв в основу періодичного закону — класифікації хімічних елементів поклав:
  - а) зменшення розмірів атомних ядер елементів і хімічну схожість елементів;
  - б) збільшення атомних мас елементів і хімічну схожість елементів;
  - в) збільшення зарядів атомних ядер елементів і хімічну схожість елементів;
  - г) збільшення розмірів атомних ядер елементів і хімічну схожість елементів.

2. Кількість періодів у Періодичній системі:
  - а) 4;
  - б) 5;
  - в) 8;
  - г) 7.
3. Кількість груп у короткоперіодному варіанті Періодичної системи:
  - а) 10;
  - б) 6;
  - в) 8;
  - г) 7.
4. Елементи тільки головної підгрупи:
  - а) Be, Zn;
  - б) Al, Sc;
  - в) C, Si;
  - г) Cl, Mn.
5. Елементи тільки побічної підгрупи:
  - а) Na, K;
  - б) Al, In;
  - в) P, V;
  - г) Cr, Mo.
6. Виберіть найбільш активний неметалічний елемент:
  - а) B;
  - б) O;
  - в) C;
  - г) N.
7. Виберіть найбільш активний металічний елемент:
  - а) Al;
  - б) Mg;
  - в) K;
  - г) Na.

### ■ § 3. БУДОВА АТОМА. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР. ПРОТОННЕ ЧИСЛО. НУКЛОННЕ ЧИСЛО

*Демокрит (жив близько 400 років до н. е.) вважав, що всі речовини складаються з маленьких часточок, як із цеглинок. Він запропонував називати таку часточку атом — «неподільний». Чи відповідає ця назва дійсності?*

#### ТРОХИ ІСТОРІЇ

Першими наявність атомів як елементарних складових речовини припустили ще давньогрецькі філософи. Протягом тисячоліть поняття «атом» значно змінювалося. У ХІХ столітті вчені виявили, що атом не є неподільним і складається з менших частинок. Зазначимо тільки одну модель атома, запропоновану Ернестом Резерфордом 1911 року. Він виділив у атомі **ядро**, яке займає досить незначну частину, й **електрони**, що, як він уважав, обертаються навколо ядра. Таку модель називають **ядерною моделлю будови атома**.



Е. Резерфорд порівняв атом із Сонячною системою, де роль Сонця відігравало ядро атома, а електрони — планети. Тому його модель називають іще планетарною.

Потім датський учений Нільс Бор у своїх дослідженнях показав, що для опису атома закони класичної механіки не підходять. Він істотно доповнив теорію будови атома Е. Резерфорда й запропонував сучасну **квантово-механічну** модель будови атома.

### ІЗ ЧОГО СКЛАДАЄТЬСЯ АТОМ?



**Атом** — електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, розташованих навколо ядра.

**Атом** — дуже маленька частинка речовини. Розміри атома — близько  $10^{-10}$  м.

В атомі виділяють **ядро** й **електрони**, які розташовані навколо ядра. Електрони позначають  $\bar{e}$ . Ядро складається з **протонів** — їх позначають літерою  $p$  і **нейтронів** —  $n$ .

Частинки, з яких складається атом, мають певні характеристики. Вони зазначені в таблиці 2.

Таблиця 2

Характеристика частинок, які входять до складу атома

Частинка	Заряд (умовний)	Маса	
		кг	а.о.м.
Протон $p$	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$1,00728 \approx 1$
Нейтрон $n$	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	$1,00867 \approx 1$
Електрон $\bar{e}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$0,000549 \approx 0$

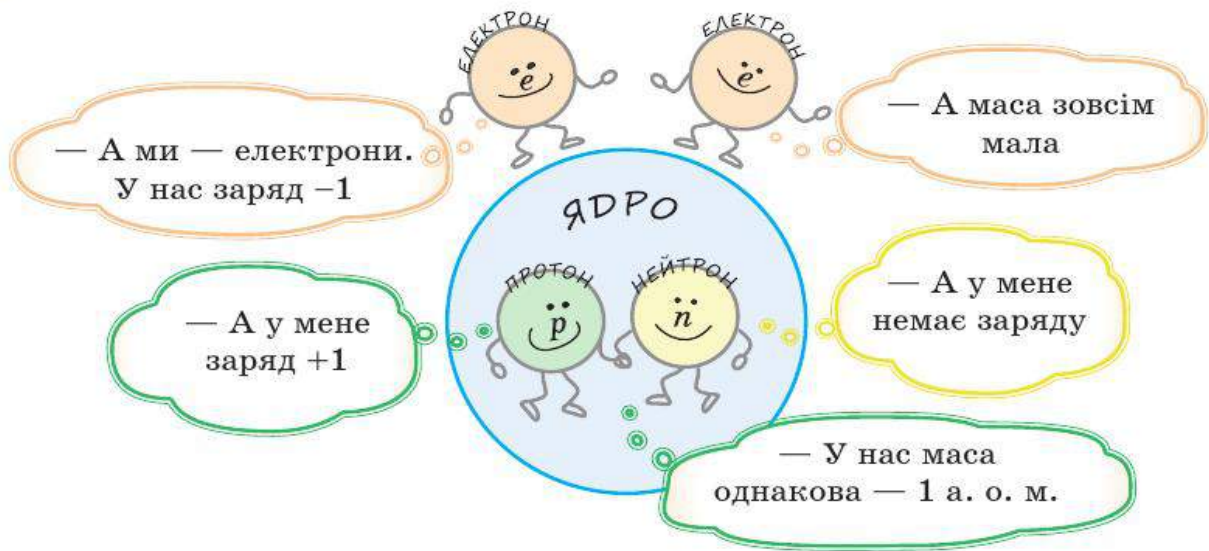


— Як же запам'ятати? От. Протон — заряд «плюс». Усе на літеру П. Нейтрон, зрозуміла справа, нейтральний. Електрон записують як  $\bar{e}$  з мінусом угорі — заряд «мінус».

— А маса?

— Так із масою взагалі легко: дивися, ті частинки, які входять до складу ядра, мають масу.





Частинки, які входять до складу ядра, — протони й нейтрони, — називають **нуклонами**.

Одне зі значень слова *nucleus* — ядро.

Майже вся маса атома зосереджена в його ядрі, тому що маса електрона майже в 1850 разів менше від маси протона й нейтрона й у розрахунках рідко враховується. При цьому ядро займає досить незначну частину атома. Його розмір приблизно в 100 000 разів менше умовного розміру атома.

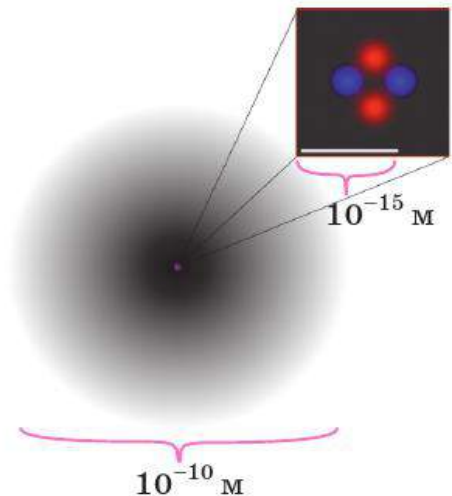
— А я вірші придумав: протони й нейтрони називаються нуклонами!



### ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Для опису розмірів молекул, атомів, ядер використовують спеціальні одиниці вимірювання довжини: нанометри —  $10^{-9}$  м, ангстремі —  $10^{-10}$  м, пікометри —  $10^{-12}$  м, фемтометри —  $10^{-15}$  м.

Уся маса атома зосереджена в незначному об'ємі. Отже, ядро має фантастично високу густину — близько  $10^{13} - 10^{14}$  г/см<sup>3</sup>. Сірникова коробка, наповнена речовиною такої густини, важила би 2,5 мільярда тонн!





Зверніть увагу, що масу атома складають в основному протони й нейтрони. Тому їх сума (**нуклонне число**) називають іще **масовим числом**.

Якщо ми позначимо масове (нуклонне) число літерою  $A$ , число протонів —  $Z$ , а число нейтронів —  $N$ , то можна записати так:

$$A = Z + N.$$

масове (нуклонне) число	=	протони	+	нейтрони
----------------------------	---	---------	---	----------

### ЯК ПОРАХУВАТИ КІЛЬКІСТЬ ЧАСТИНОК В АТОМІ?



— Виникає питання: скільки протонів, нейтронів і електронів в атомі певного елемента?

— Я можу запропонувати варіанти відповідей:

1. У всіх атомів одне й те саме число частинок.
2. Не можна визначити.
3. Ще не порахували.
4. Скільки завгодно.

— Всі відповіді неправильні! Для того щоби відповісти правильно, прочитай іще раз визначення атома, власне тільки початок: «Атом — електронейтральна частинка...» Але ж у атомі є позитивно й негативно заряджені частинки! Отже...



— Зараз я сам подумаю... нейтрони нейтральні, їх не беруть до уваги... ...Заряджених частинок має бути нарівно... От: число протонів має дорівнювати числу електронів!

— Правильно!

Дійсно, число електронів (негативно заряджених частинок) має дорівнювати числу протонів (позитивно заряджених частинок). Але як визначити, скільки їх у атомі конкретного елемента? І тут нам стане в нагоді Періодична система Д. І. Менделєєва.

Виявляється, число протонів і, відповідно, електронів дорівнює порядковому номеру елемента.

$$p = e = N_{\text{порядк.}}$$



— Спробуй визначити число протонів і електронів у атомі Оксигену.

— Елементарно, по 8.

— А в атомі Арсену?

— 33 протони й 33 електрони.

— У ядрі атома елемента 9 протонів. Що це за елемент?

— Флуор.

— Молодець!



**Число протонів (протонне число) визначає заряд ядра атома.**

#### Приклад

Поставим запитання, наприклад, так: визначте заряд ядра атома Нітрогену.



*Відповідь:* +7, тому що в ядрі 7 протонів.

Або так поставимо питання: Заряд ядра атома Хлору дорівнює +17. Скільки протонів у ядрі цього елемента? Звичайно, теж 17.

#### Завдання

Скільки протонів у ядрі атома Сульфуру? Який у нього заряд ядра? Назвіть протонне число атома Сульфуру.



Ми ще не вміємо рахувати число нейтронів. Давайте повернемося трохи назад і повторимо, чому дорівнює нуклонне число:  $A = Z + N$ .

Напевно, ви вже здогадалися, що число нейтронів у атомі дорівнює  $N = A - Z$ .



— Я зрозумів: щоби визначити число нейтронів, треба від маси відняти порядковий номер!

— Сказано, звичайно, жакливо, але десь так...





**Завдання**

Скільки протонів і нейтронів міститься в ядрі атома Оксигену? В ядрі атома Стронцію?

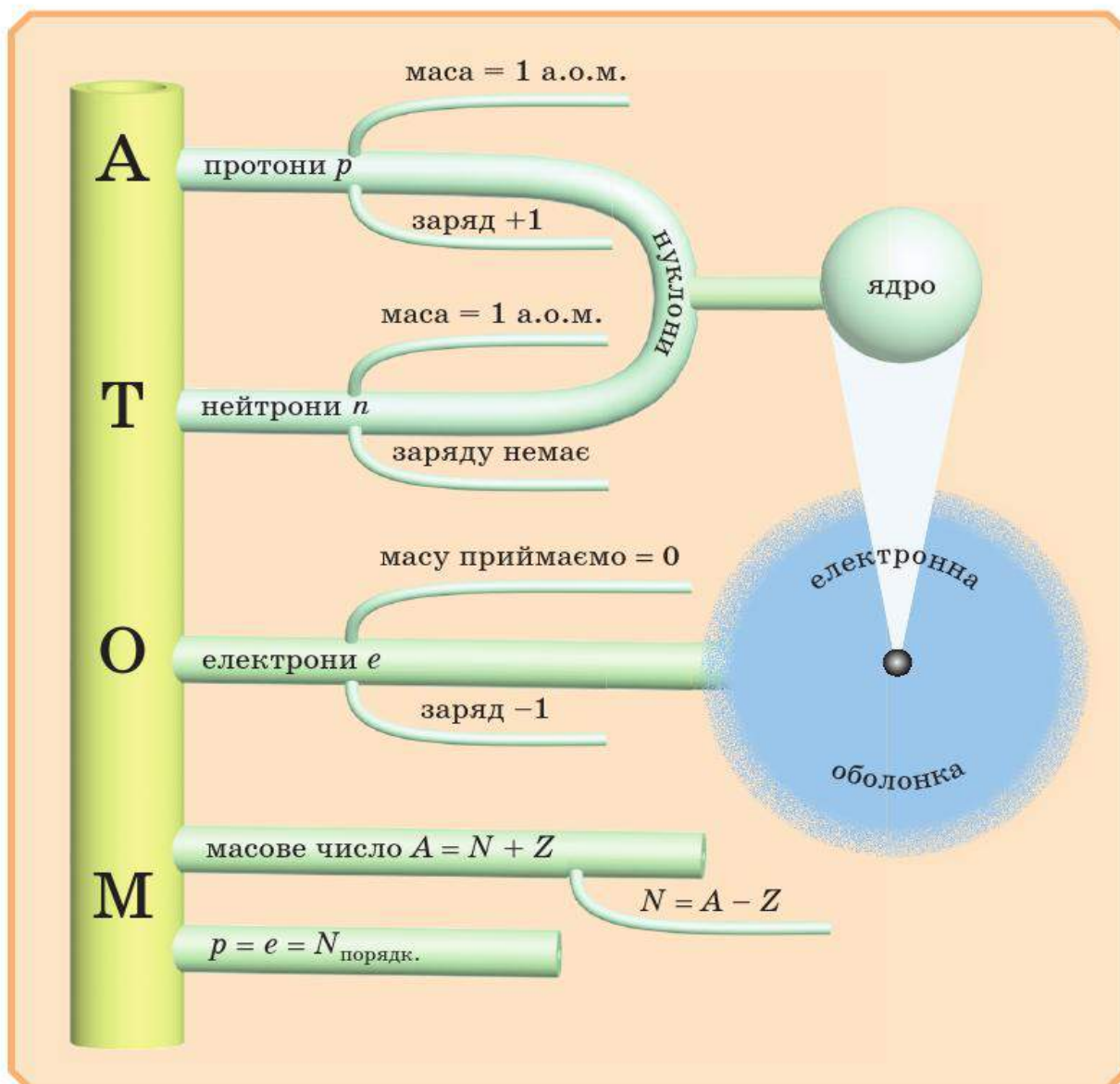


*Відповідь:*

- відносна атомна маса Оксигену: 16;
- протонів: 8 (згідно з порядковим номером елемента);
- нейтронів:  $16 - 8 = 8$ ;
- стислий запис складу ядра:  $(8p, 8n)$ .

У ядрі атома Стронцію з відносною атомною масою 88 міститься 38 протонів (такий у Стронцію порядковий номер) і  $88 - 38 = 50$  нейтронів, стислий запис складу ядра:  $(38p, 50n)$ .

Робимо висновок:



**ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ**

1. Яких учених, що вивчали атом, ви знаєте? Розкажіть про їхні роботи.
2. На деяких малюнках ядро займає майже половину об'єму атома? Чи відповідає це дійсності? Відповідь обґрунтуйте.
3. Яку масу мають протони? нейтрони? електрони?
4. Які частинки не мають заряду? мають позитивний заряд? негативний заряд?
5. Як визначити число протонів у атомі елемента? число електронів? число нейтронів?
6. Дайте визначення протонному й нуклонному числу.
7. Чому дорівнює заряд ядра?

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Визначте число електронів у атомах Натрію, Ванадію, Арсену, Криптону.
2. Протонні числа атомів елементів дорівнюють:
  - а) 46;
  - б) 58;
  - в) 12;
  - г) 2.Визначте, що це за елементи.
3. Нуклонне число атома елемента дорівнює 20. Відомо, що протонне число дорівнює 10. Що це за елемент? Визначте число нейтронів.
4. Визначте число нейтронів у атомах таких елементів: Калій, Ферум, Силіцій, Купрум, Аргентум.
5. Масове число Літію — 7. Визначте число протонів, нейтронів і електронів у цьому атомі.
6. Визначте елемент і його масу, якщо до складу ядра атома елемента входять:
  - а) 5 протонів і 6 нейтронів;
  - б) 6 протонів і 6 нейтронів;
  - в) 15 протонів і 16 нейтронів.
7. Атом — це:
  - а) позитивно заряджена частинка;
  - б) частинка, яка змінює свій заряд;
  - в) електронейтральна частинка;
  - г) негативно заряджена частинка.

## § 4. ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. НУКЛІДИ. ІЗОТОПИ. ВІДНОСНА АТОМНА МАСА



— Цікаво, яка частинка атома найголовніша?

— Головних частинок немає, але хімічний елемент ми визначаємо за кількістю протонів.



### ЩО ТАКЕ ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ



Головна характеристика атома — позитивний заряд його ядра, тобто число протонів.

Якщо ми збільшимо або зменшимо число протонів у ядрі, то одержимо ядро іншого елемента, з іншим порядковим номером.

Виявляється, що, змінюючи кількість протонів у ядрі, ми можемо одержати нові хімічні елементи з певним числом протонів, а отже, і зарядом ядра.

#### Приклад

Якщо забрати з ядра атома Карбону один протон, одержимо ядро атома... (*Бору*), а якщо додамо один протон, то одержимо ядро атома... (*Нітрогену*).



**Хімічний елемент** — це різновид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра (або інакше — з однаковою кількістю протонів у ядрі).

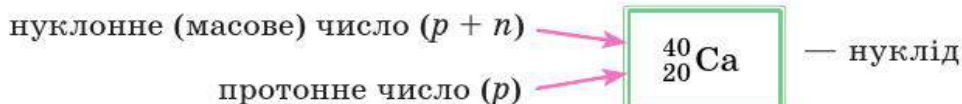


Чи можна практично одержати нові елементи, додаючи або забираючи протони з ядер? Так, у природі цей процес відбувається весь час. Тому сумарна маса якихось елементів на Землі зменшується, а якихось — збільшується. Реакції, під час яких можливі такі зміни, називають ядерними реакціями. Вчені також проводять такі реакції. Для цього потрібне спеціальне обладнання.

До речі, елементи, які було відкрито останнім часом, одержували штучно шляхом ядерних реакцій. Такі реакції ви будете вивчати в курсі фізики.

## НУКЛІДИ

Щоб указати масове число конкретного атома елемента й заряд його ядра, використовують такий запис:



Виходить, що такий запис повністю характеризує ядро атома.



**Нуклід** — це різновид атомів, у яких до складу ядра входить чітко визначене число протонів і нейтронів.

Назва нукліда включає його масове число. Наприклад, Кальцій-40:  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ , Кальцій-42:  ${}_{20}^{42}\text{Ca}$ .



Якщо ви правильно записали символами й цифрами нуклід, то порахувати число нейтронів дуже легко: просто відніміть від верхнього числа (нуклонного) нижнє (протонне). Вони вже написані у стовпчик! Для  ${}_{20}^{42}\text{Ca}$  це буде так:  $42 - 20 = 22$ .

### Завдання

Запишіть символами нукліди: Карбон-12, Стронцій-88. Визначте в них число протонів і нейтронів.

*Відповідь.*  ${}_{6}^{12}\text{C}$ , протонів — 6, нейтронів —  $12 - 6 = 6$ ;  ${}_{38}^{88}\text{Sr}$ , протонів — 38, нейтронів —  $88 - 38 = 50$ .



## ІЗОТОПИ

Зміна числа нейтронів у атомі не впливає на заряд ядра, тому атоми з різною кількістю нейтронів можуть належати до одного й того самого хімічного елемента. Однак при цьому атоми матимуть різну масу.



Різновиди атомів одного й того самого елемента (тобто з однаковим числом протонів — зарядом ядра) з різним масовим числом (тобто з різним числом нейтронів) називають **ізотопами**.

Можна дати й таке визначення:



**Ізотопи** — атоми одного й того самого елемента, які мають різні нуклонні числа (але заряд ядра атома однаковий).

Майже всі елементи, які поширені на земній кулі, представлені декількома ізотопами. Зазвичай ізотопи мають однакові назви (це ж один і той самий елемент!) із зазначенням масового числа. Наприклад, Хлор-35 або Хлор-37. Їх записують символами, із зазначенням нуклонного числа й числа протонів, наприклад:  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ ,  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ .

Може трапитися таке позначення нукліда або ізотопу:  ${}^{39}\text{K}$ . Тут немає протонного числа, тільки нуклонне. Але ми завжди можемо визначити протонне число за номером елемента в Періодичній системі та, в разі необхідності, дописати його.

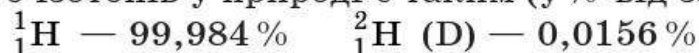
— Я зрозуміла:  ${}_{16}^{34}\text{S}$  — це нуклід і  ${}_{16}^{32}\text{S}$  — теж нуклід. Але це ще й ізотопи, тому що це нукліди одного й того самого елемента, а от  ${}_{16}^{34}\text{S}$  і  ${}_{8}^{17}\text{O}$  — теж нукліди, але не ізотопи, бо це різні елементи!



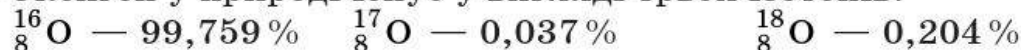
Традиційно ізотопи Гідрогену можуть бути записані різними символами. Вони представлені в схемі.

Назва, символ	Протій Н	Дейтерій D	Тритій Т
	${}_{1}^{1}\text{H}$	${}_{1}^{2}\text{H}$	${}_{1}^{3}\text{H}$
Нуклонне число	1	2	3
Число протонів	1	1	1
Число нейтронів	0	1	2

У природі ізоотопів одного й того самого елемента різна кількість. Наприклад, Гідроген трапляється у вигляді двох ізоотопів — Протію й Дейтерію (Тритій отримано штучно). Визначено, що вміст його ізоотопів у природі є таким (у % від загального числа атомів):



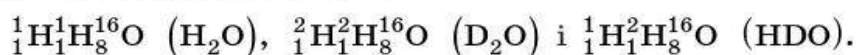
Оксиген у природі існує у вигляді трьох ізоотопів:



Під час утворення хімічних речовин — простих і складних — різні ізоотопи входять до їхнього складу випадковим чином.

### Приклад

Уявіть, що перед вами атоми  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  і  ${}^{16}_8\text{O}$ . Які молекули води можуть утворитися із двома різними ізоотопами Гідрогену? Формула води —  $\text{H}_2\text{O}$ . Значить, у молекулу можуть входити два будь-яких ізоотопи атомів Гідрогену. Які з них конкретно будуть входити в молекулу — визначає випадковість. Розглянемо можливі варіанти молекул води, прийнявши, що в цьому випадку Оксиген буде представлений тільки  ${}^{16}_8\text{O}$ :

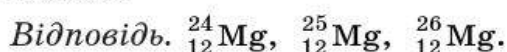


Усього три варіанти. У природі варіантів молекул води більше, тому що вони включають і різні ізоотопи Оксигену.



### Завдання

Запишіть символами ізоотопи Магнію: Магній-24, Магній-25, Магній-26.



### Завдання

Напишіть усі можливі варіанти молекул природної води. Природні ізоотопи Гідрогену й Оксигену наведено в параграфі.



## ВІДНОСНА АТОМНА МАСА

Із курсу 7 класу ви знаєте, що є таке поняття — відносна атомна маса. Це маса одного атома якого-небудь елемента, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м).

А.о.м. — це  $1/12$  маси атома Карбону  ${}^{12}_6\text{C}$ .

Як бути з ізоотопами під час розрахунку відносної атомної маси? Адже треба врахувати, що в природному стані кожний хімічний елемент містить різні ізоотопи. На сьогодні визначено масові частки ізоотопів усіх елементів на планеті Земля. Цим займається наука геохімія. Тому внесемо уточнення у визначення.



Відносна атомна маса хімічного елемента ( $A_r$ ) — величина, що дорівнює відношенню середнього значення мас усіх його природних ізотопів, з урахуванням їх поширеності, до  $1/12$  маси атома Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Ми пам'ятаємо, що  $A_r$  зазначена в Періодичній системі Д. І. Менделєєва. Як правило, це дробова величина. Щоб її обчислити, треба масу кожного ізотопу певного елемента помножити на його вміст на Землі ( $y\%$ ), потім добутки скласти й розділити на  $100\%$ .

### Приклад

Обчислити середню атомну масу природного літію (Li), якщо вміст у земній корі його ізотопів у відсотках:  $^6\text{Li}$  —  $7,42\%$ ,  $^7\text{Li}$  —  $92,58\%$ .

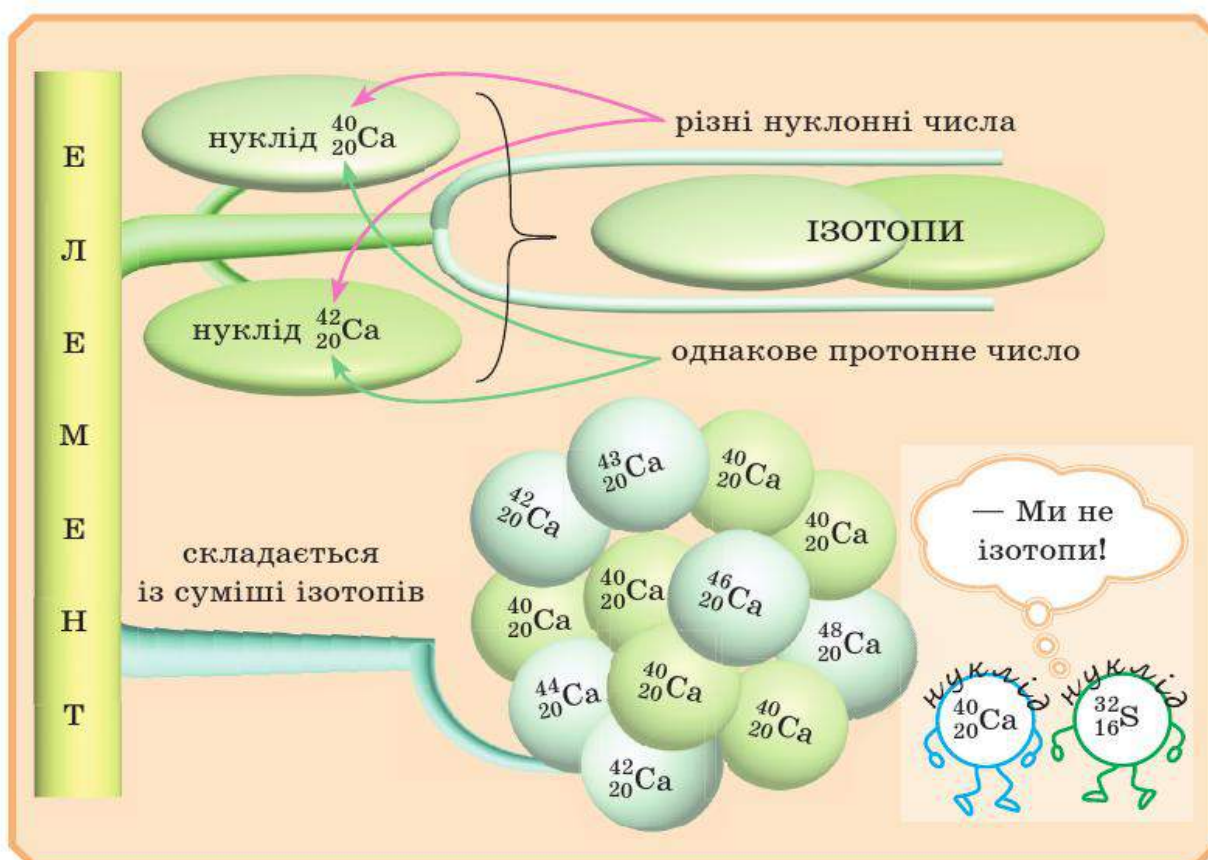
*Розв'язання*

$$A_r(\text{Li}) = \frac{(7,42 \cdot 6 + 92,58 \cdot 7)}{100} \approx 6,9.$$

*Відповідь.*  $A_r(\text{Li}) \approx 6,9$ .



Зробимо висновок:



**ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ**

1. Число яких частинок є головною характеристикою атома елемента?
2. Що таке хімічний елемент?
3. Дайте визначення нукліду.
4. Що таке ізотопи? Яких частинок у ізотопах однакова кількість? Число яких частинок у ізотопах відрізняється?
5. «В атомах протонне число однакове, а нуклонне число відрізняється» — прочитав учень у підручнику хімії. Про що йдеться? Відповідь обґрунтуйте.
6. Як обчислюють відносну атомну масу елемента з урахуванням ізотопного складу?

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. З ядра атома Плюмбуму видалили три протони. Ядро атома якого елемента утворилося?
2. Скільки протонів потрібно додати в ядро атома Родію, щоб одержати ядро Технецію?
3. Запишіть символами й цифрами нукліди: Цезій-135, Стронцій-90, Йод-127, Сульфур-32.
4. Укажіть правильну відповідь у таких завданнях:
  - ♦ Ізотоп — це:
    - а) вид атомів різних хімічних елементів, які мають різні нуклонні числа й заряд ядра атома;
    - б) вид атомів одного й того самого хімічного елемента, які мають різні нуклонні числа, але однаковий заряд ядра атома;
    - в) вид атомів одного й того самого елемента, які мають однакові нуклонні числа, але різні заряди ядер атомів;
    - г) вид атомів різних елементів, які мають однакові нуклонні числа, але різні заряди ядер атомів.
  - ♦ Дано числа:
    - а) 24;
    - б) 28;
    - в) 48;
    - г) 52.
    - ✓ Яке із цих чисел дорівнює кількості протонів у атомі  $^{52}\text{Cr}$ ?
    - ✓ Яке із цих чисел дорівнює кількості нейтронів у атомі  $^{52}\text{Cr}$ ?
    - ✓ Яке із цих чисел дорівнює масовому числу  $^{52}\text{Cr}$ ?
  - ♦ Чим відрізняються за своїм складом ядра ізотопів  $^{39}\text{K}$  і  $^{40}\text{K}$ ?
    - а) Порядковим номером;
    - б) кількістю електронів;
    - в) кількістю протонів;
    - г) кількістю нейтронів.



- ♦ Обчисліть відсотковий уміст ізотопів  $^{35}\text{Cl}$  і  $^{37}\text{Cl}$ , якщо відносна атомна маса Хлору становить 35,48:
    - а) 16 і 84 %;
    - б) 76 і 24 %;
    - в) 24 і 76 %;
    - г) 65 і 35 %.
  - ♦ Кількість протонів, нейтронів і електронів у нукліді  $^{39}\text{K}$  дорівнює:
    - а) 39p, 19n, 39e<sup>-</sup>;
    - б) 19p, 20n, 19e<sup>-</sup>;
    - в) 19p, 19n, 19e<sup>-</sup>;
    - г) 20p, 19n, 19e<sup>-</sup>.
5. Скільки варіантів молекул  $\text{CO}_2$  можна отримати з таких нуклідів: Карбон-12, Оксиген-16, Оксиген-17?
6. Природний магній складається з ізотопів:  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$ ,  $^{26}\text{Mg}$ . Обчисліть середню атомну масу природного магнію, якщо вміст цих ізотопів (в атомних %) становить 78,6; 10,1; 11,3 відповідно.
7. Бор має два ізотопи, атомна маса яких 10 і 11. Відносна атомна маса Бору становить 10,82. Обчисліть відносний уміст кожного з ізотопів у природному борі (в атомних відсотках).
- Підказка.** Прийміть уміст (y%) одного ізотопу за x, тоді вміст другого — (100 - x).

## § 5. СТАН ЕЛЕКТРОНІВ У АТОМІ. ЕЛЕКТРОННІ ОРБІТАЛІ. ЕНЕРГЕТИЧНІ РІВНІ ТА ПІДРІВНІ, ЇХ ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ

*За час вивчення атома дослідники пропонували багато теорій, в яких розглядали розташування електронів у атомі. На початку ХХ століття вважали, що електрони розташовані рівномірно навколо ядра й кожний електрон рухається по своїй орбіті, як космічні кораблі навколо Землі. У ті часи електрон вважали звичайною частинкою.*

### ЩО ТАКЕ «ЕЛЕКТРОН»?

Запропонована вченими квантово-механічна теорія будови атома припускала, що електрони — і це дивно — мають властивості хвилі й частинки одночасно.

— Щось я не розумію. Електрон має заряд і масу, тож це частинка!



— Ну то й що! Він також має властивості хвилі, наприклад, може огинати перешкоди, як світлова хвиля! Або хвиля на річці. Я прочитала, що є такий вираз, який описує стан електрона: корпускулярно-хвильовий дуалізм! Корпускула — це частинка, а дуалізм — подвійність.

— Оце так! Довго вчила?

— Ага. Цілий вечір.



Через те що електрон поводитьсь як частинка та хвиля, для опису його поведінки використовують спеціальні складні рівняння, а вивченням руху електронів у атомах і молекулах займається спеціальна наука — квантова хімія.

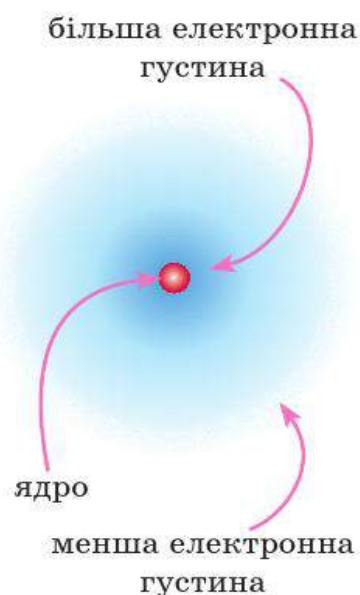
Однак найчастіше під час проведення досліджень хіміків не цікавить, по якій траєкторії та з якою швидкістю рухається електрон. Їх цікавить, де в атомі або молекулі найімовірніше перебуває електрон. Але вказати точно, де перебуває електрон у певний момент часу, неможливо, як неможливо вказати, де перебувають фотони (частинки світла) у промені світла.

У тій частині атома, де електрон частіше буває, ймовірність зустрічі з ними зростає. І навпаки, в атомі є зони, де ймовірність перебування електрона мала.



Ймовірність перебування електрона в різних частинах електронної оболонки атома називають **електронною густиною**.

Іноді жартома говорять, що електрон «розмазаний» по електронній оболонці атома (рис. 3).



**Рис. 3.** Ймовірність перебування електрона в електронній оболонці атома



Що означає ймовірність перебування електрона в певній точці простору? Припустимо, що вам терміново знадобився директор школи. Куди ви підете? Полізете на горище школи? Ні, ви підете до кабінету директора. Чому? Там ймовірність знайти директора найбільша. Якщо директора немає у своєму кабінеті, ви підете до вчительської. Там теж є ймовірність знайти директора. І там немає? Може, директор у тому кабінеті, де в нього заняття? Уф! Знайшли нарешті! От що виходить: ймовірність знайти директора у своєму кабінеті — 75 %, у вчительській — 15 %, у навчальній кімнаті — 5 %, у їдальні — 3 %, на горищі — 0,0001 %. Чи будете ви його шукати на горищі?

Ми у процесі вивчення хімії будемо говорити про електрон іноді як про частинку, а іноді — як про хвилю, залежно від того, що краще дозволить нам пояснити навчальний матеріал.

Для запису «розташування» електронів у атомі існують спеціальні електронні й електронно-графічні формули. Щоби грамотно й правильно вміти їх записувати, нам потрібно вивчити деякі поняття.

### 1. Електронна орбіталь і електронна хмара



Простір біля ядра, в якому можна виявити електрон із найбільшою ймовірністю, називають **електронною орбіталлю**.

Ще для електронної орбіталі використовують гарну назву — **електронна хмара**.



Зазвичай на рисунку окреслюють ділянку атома, де ймовірність знайти певний електрон більше 90 % (рис. 4). Орбіталь приймає вигляд кульки, гантелі або квіточки. Від чого це залежить, розглянемо далі.

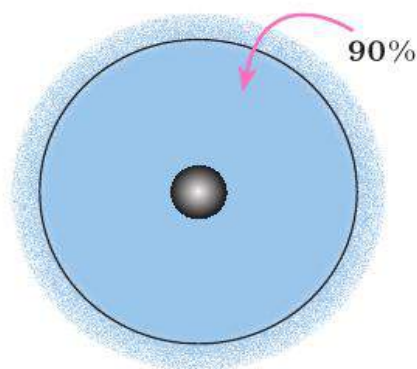


Рис. 4. Електронна орбіталь (або хмара)

Отже, в атомі електронні орбіталі мають різну форму й різний розмір. Залежно від їхньої енергії електрони можуть траплятися в різних частинах електронної оболонки атомів, або, інакше кажучи, перебувати на різних орбіталях.



— Чому на різних орбіталях?  
Чому така нерівність?

— А хіба в школі не так? Директора частіше можна зустріти у своєму кабінеті, учителя хімії — у кабінеті хімії, кухаря — у шкільній їдальні, охоронця — біля входу. Звичайно, всі ці «шкільні електрони» можуть переміщатися в одних і тих самих коридорах, але ймовірність знайти їх є великою тільки в певних місцях. «Шкільні електрони» займають різні «шкільні орбіталі».



Електрони, які мають високу енергію, можуть більше віддалятися від ядра. Їхні орбіталі більші за розміром. Електрони з меншою енергією не можуть протистояти притяганню ядра — їхні орбіталі розташовані ближче до ядра.

## 2. Енергетичні рівні



Орбіталі близьких за енергією електронів перебувають приблизно в одній і тій самій ділянці простору й утворюють **енергетичні рівні**, або **електронні шари**.

Отже, електрони з різною енергією перебувають на різних електронних шарах (або енергетичних рівнях) електронної оболонки (рис. 5).

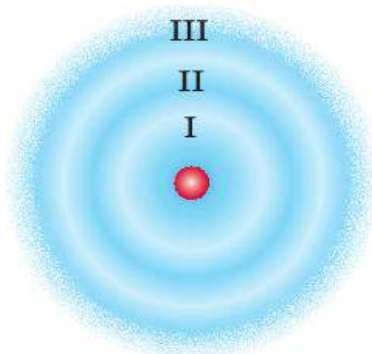


Рис. 5. Енергетичні рівні

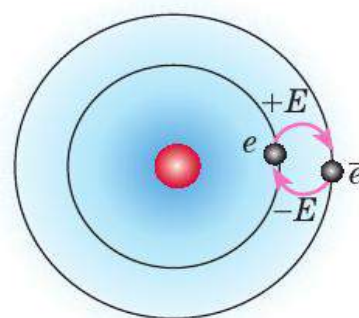


Рис. 6. Перехід електрона між енергетичними рівнями

Таким чином, електронні орбіталі формують електронні шари, й електрони з меншою енергією розташовані ближче до ядра. Електрон може перейти на орбіталі більш віддаленого від ядра

електронного шару (на рівень вище), але для цього він має одержати додаткову енергію, наприклад, під час зіткнення або поглинання світла. Такий стан електрона називають збудженим. Електрон може й опуститися на рівень нижче, якщо там, звичайно, є «вільне місце», але при цьому він має віддати зайву енергію, наприклад, шляхом випромінювання світла (рис. 6).

Як визначити, скільки енергетичних рівнів формують електронні орбіталі в атомі певного елемента? Нам допоможе Періодична система.



Кількість енергетичних рівнів у атомі елемента дорівнює номеру періоду в Періодичній системі, в якому цей елемент перебуває.

### Приклад

Подивіться в Періодичну систему Д. І. Менделєєва. Спробуємо визначити кількість енергетичних рівнів у атомі Гідрогену. Цей елемент розташований у 1-му періоді, отже, у його атомі... тільки один енергетичний рівень. А скільки рівнів у атомах Літію, Берилію, Бору? По... два. В атомах Алюмінію, Силіцію, Фосфору — по... три. Все дуже просто.



Можна розрахувати максимальне число електронів на будь-якому рівні. Для цього існує формула.



Якщо номер енергетичного рівня позначити літерою  $n$ , то максимальну кількість електронів  $N$  на цьому рівні обчислюють за формулою  $N = 2n^2$ .

### Приклад

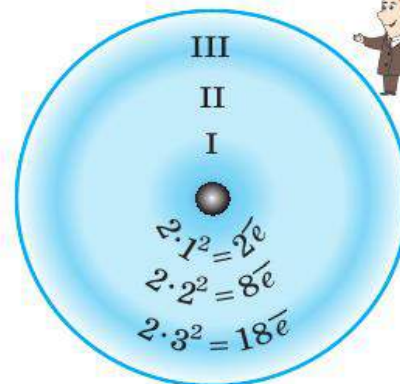
Наприклад, для першого періоду  $N = 2 \cdot 1^2 = 2$ , тобто максимальна кількість електронів на першому енергетичному рівні дорівнює 2.



### Завдання

А тепер самостійно розрахуйте максимальне число електронів на другому, третьому та четвертому рівнях.

*Відповідь:* 8, 18 і 32 відповідно.



### 3. Підрівні

Як ми вже говорили раніше, електронні орбіталі можуть мати різну форму. Зазвичай різні форми орбіталей позначають літерами —  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  (рис. 7). Найбільш енергетично вигідна  $s$ -форма.

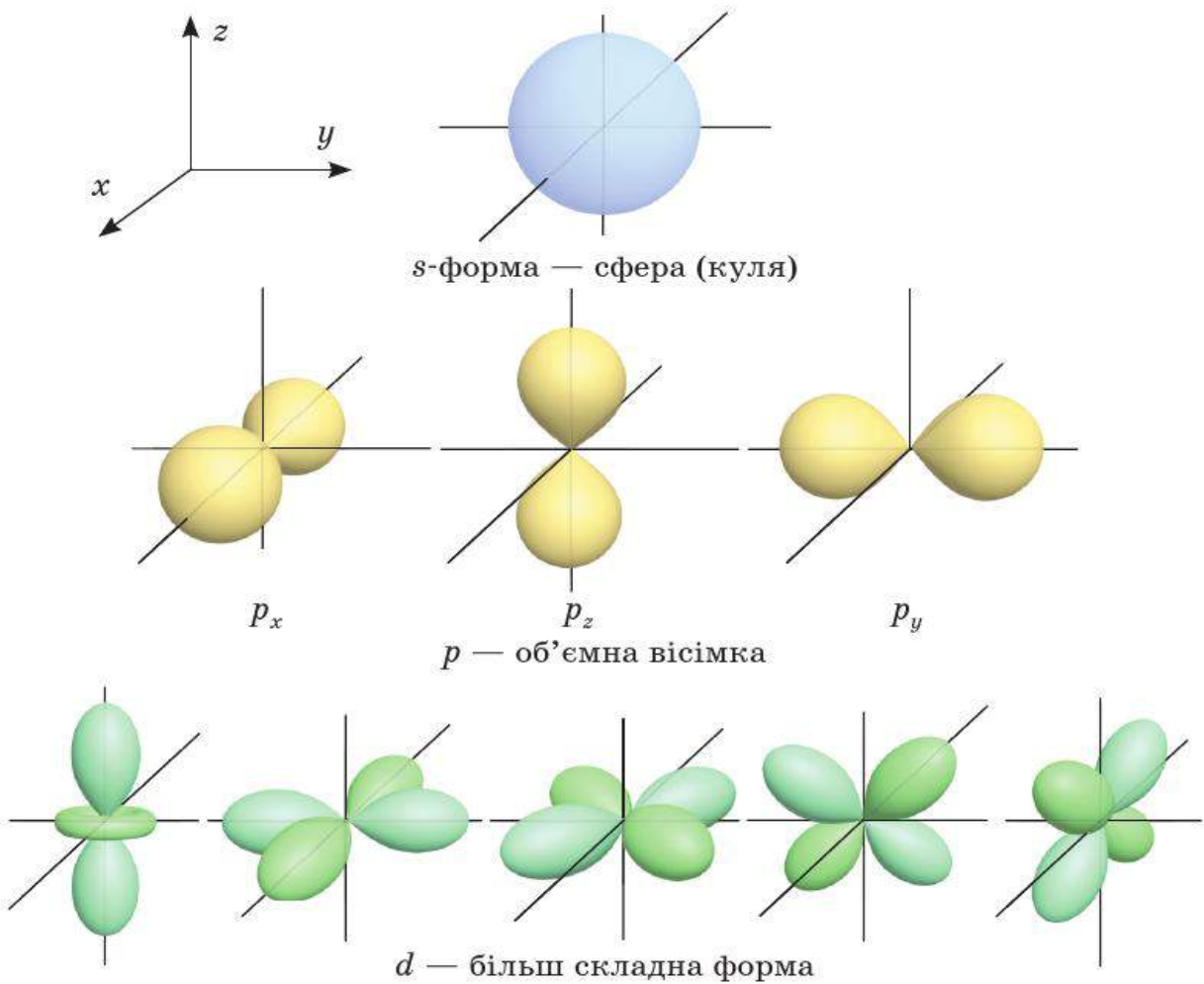


Рис. 7. Форми електронних орбіталей



Електрони з однаковою енергією та формою електронних орбіталей утворюють **підрівні**, які також називають  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - або  $f$ -підрівнями.

Відповідно, електрони, які займають ці підрівні, називають  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -електронами. Кількість підрівнів на кожному рівні (а значить, і кількість форм орбіталей) дорівнює номеру цього рівня. Тобто на першому рівні один підрівень. Це найбільш енергетично

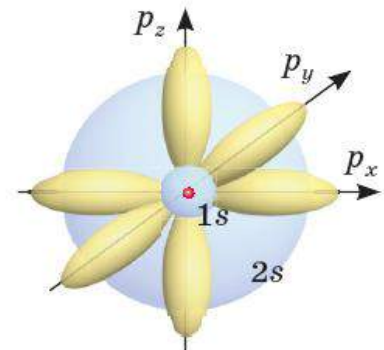


Рис. 8. Електронні орбіталі на I і II енергетичному рівнях

вигідний  $s$ -підрівень; на другому рівні два підрівні:  $s$ - і  $p$ -підрівні, на третьому —  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -підрівні тощо (рис.9).

#### 4. Як розташовані орбіталі на підрівнях

Ще раз звернемося до рис. 7. У  $s$ -електронів у тривимірній системі координат є всього одна можливість розташування електронної хмари в просторі: рівномірно по всіх осях — це ж куля. Отже, на  $s$ -підрівні тільки одна орбіталь. В електронно-графічних формулах цю орбіталь позначають одним квадратиком  $\square$ .

У  $p$ -електронів електронні хмари можуть бути розташовані й по осі  $x$ , і по осі  $y$ , і по осі  $z$ , (рис. 7), тобто існує три можливості розташування цих електронів у просторі.

Тому на  $p$ -підрівні в електронно-графічних формулах малюють три клітинки  $\square \square \square$  й говорять, що  $p$ -підрівень складається з трьох  $p$ -орбіталей. Для  $d$ -електронів існує п'ять можливих розташувань  $d$ -орбіталей  $\square \square \square \square \square$ . Узагальнимо отримані знання на рис. 8 і 9.

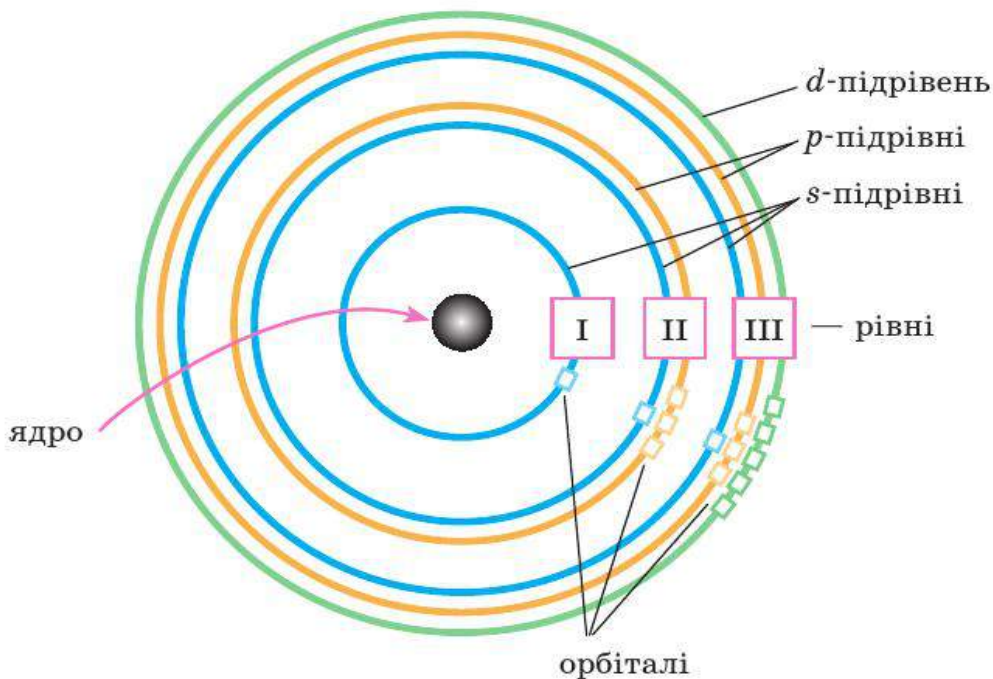


Рис. 9. Рівні, підрівні, орбіталі

#### 5. Спін

В електронів, крім заряду, є ще одна властивість, яка має назву спін. У старших класах вам про це розкажуть на уроках фізики. А зараз давайте запам'ятаємо, що в електронів буває два різних спіни, які позначають стрілкою:  $\uparrow$  або  $\downarrow$ .

— Заряди позначають знаками  $+i$ -, а спін — стрілочками  $\uparrow i \downarrow$ .





Електрон на схемах позначають стрілкою, що вказує його спін.

На одній і тій самій орбіталі можуть перебувати одночасно два електрони, але «уживаються» разом тільки ті, в яких різний спін.



На одній орбіталі не може перебувати більше двох електронів, і вони мають бути з протилежно направленими спінами.

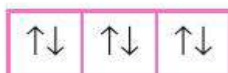


Два електрони на одній орбіталі записують так:  $\uparrow\downarrow$  або  $\downarrow\uparrow$ , але не  $\uparrow\uparrow$  або  $\downarrow\downarrow$ .

Якщо електронами заповнюється  $p$ -підрівень, в якого три орбіталі, то розподіл електронів відбувається таким чином: спочатку в кожен клітинку пишуть по одному електрону:



Потім, під час подальшого заповнення, дописують у кожен клітинку по другому електрону з протилежним спіном:



## 6. Число електронів на зовнішньому (останньому) рівні



Кількість електронів на зовнішньому рівні електронної оболонки атома елемента головної підгрупи дорівнює номеру групи, в якій розташований цей елемент.

### Приклад

Елемент Калій розташований у I групі, і на зовнішньому рівні в нього один електрон; Неон розташований у VIII групі, на зовнішньому рівні в нього вісім електронів.



### Завдання

Скільки електронів на зовнішньому рівні в атомах таких елементів: Натрій, Алюміній, Фосфор, Хлор?

*Відповідь:* 1, 3, 5, 7 відповідно.





## 7. Радіус атома

Невизначеність положення електрона в атомі не дозволяє чітко провести межі атома, тобто визначити його радіус.



Вважають, що атом має форму сфери (кулі) певного радіуса, в якій міститься переважна частина електронної густини (порядку 90%).

Все це слід ураховувати для визначення розташування електронів у атомі. Насправді це не дуже складно, якщо виконувати таку роботу не поспішаючи.

Узагальнимо:

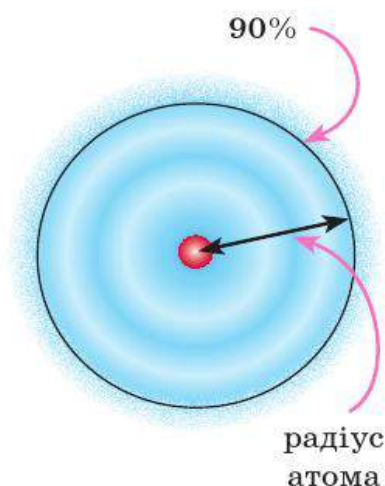
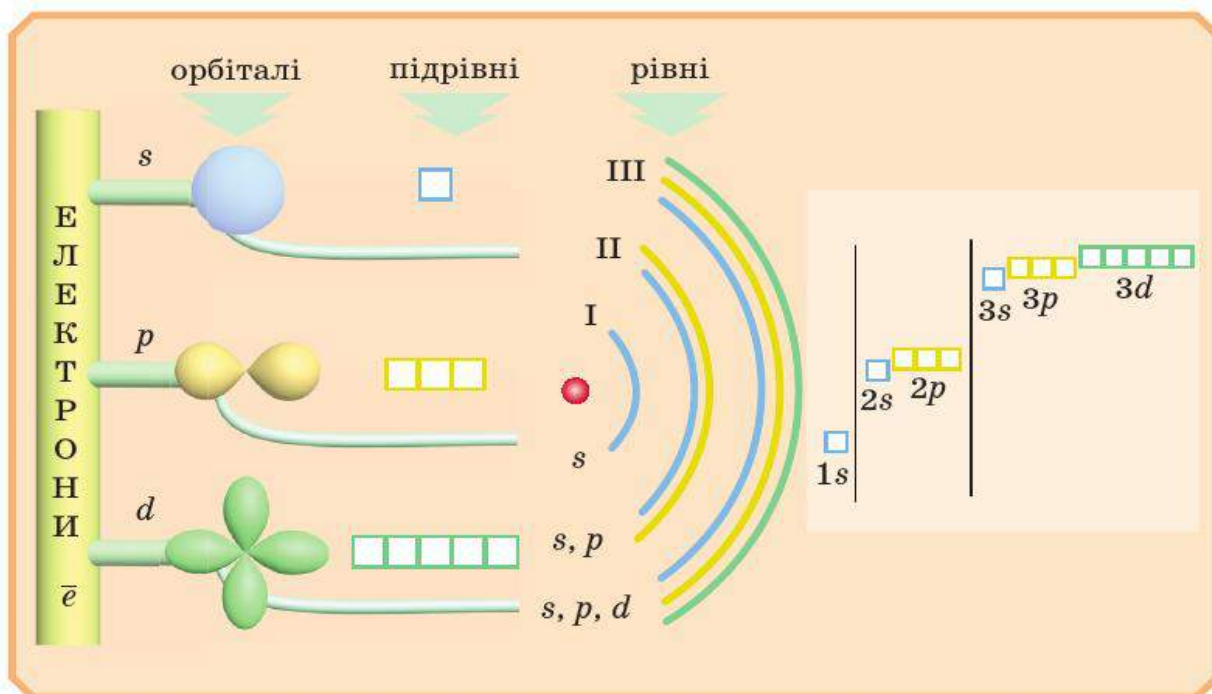


Рис. 10. Радіус атома



## ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які властивості виявляє електрон?
2. Які форми орбіталей ви знаєте?
3. Чи можна чітко визначити радіус атома? Чому? Як його визначають?
4. Як визначити, скільки рівнів у атомі певного елемента?



5. Як змінюється енергія електронів на різних електронних шарах у атомі? На якому з них перебувають електрони з меншою енергією?
6. Чи можуть електрони підніматися на рівень вище? За якої умови?
7. Як визначити максимальне число електронів на певному рівні?
8. Які підрівні ви знаєте? Яку форму мають орбіталі на цих підрівнях?
9. Скільки орбіталей на *s*-підрівні? на *p*-підрівні?
10. Скільки електронів може бути на одній орбіталі *p*-підрівня? на всьому *p*-підрівні?

### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Кількість електронів на зовнішньому рівні дорівнює:
  - а) нуклонному числу;
  - б) порядковому номеру елемента;
  - в) номеру групи;
  - г) номеру періоду.
2. Дано числа:
  - а) 3;
  - б) 16;
  - в) 12;
  - г) 5;
  - д) 10.
  - ✓ Яке із цих чисел дорівнює нуклонному числу атома Оксигену?
  - ✓ Яке із цих чисел дорівнює загальній кількості електронів у атомі Літію?
  - ✓ Яке із цих чисел дорівнює кількості електронів на зовнішньому рівні атома Фосфору?
  - ✓ Яке із цих чисел дорівнює кількості нейтронів у атомі Натрію?
3. На зовнішньому енергетичному рівні атома Карбону є:
  - а) два електрони;
  - б) чотири електрони;
  - в) шість електронів.Виберіть правильну відповідь. Поясніть ваш вибір.
4. Який енергетичний рівень складається лише:
  - а) із *s*-підрівня;
  - б) із *s*-, *p*-підрівнів;
  - в) із *s*-, *p*-, *d*-підрівнів?
5. Яка максимальна кількість електронів може міститися на одній орбіталі? Обчисліть максимальну кількість електронів на *s*-, *p*-, *d*-підрівнях.

## § 6. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ № 1–20. ЕЛЕКТРОННІ ТА ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ



— Учитель нам говорив про якісь електронні формули. Коли ж ми будемо їх писати?

— Зараз і будемо. Ти пам'ятаєш, про що йшлося в попередньому параграфі?

— Так. В атомі є електронні шари, або рівні...

— ...які діляться на підрівні —  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ...

— ...а підрівні — на орбіталі...

— ...на  $s$ -підрівні одна орбіталь, на  $p$  — три, на  $d$  — п'ять...

— ...а на кожній орбіталі один або два електрони!

— Точно! Це все нам зараз знадобиться.



### ПРАВИЛА РОЗПОДІЛУ ЕЛЕКТРОНІВ У АТОМІ

Зараз ми будемо навчатися писати електронні формули, які показують як улаштована електронна оболонка атомів. При цьому треба враховувати, що кожний електрон насамперед буде займати найбільш енергетично вигідне положення.



Принцип мінімуму енергії: в атомі кожний електрон розташований так, щоби його енергія була мінімальною.

Отже, порядок заповнення енергетичних рівнів і підрівнів у атомі відповідає збільшенню їхньої енергії. Розгляньте рис. 11 і продумайте цей порядок.

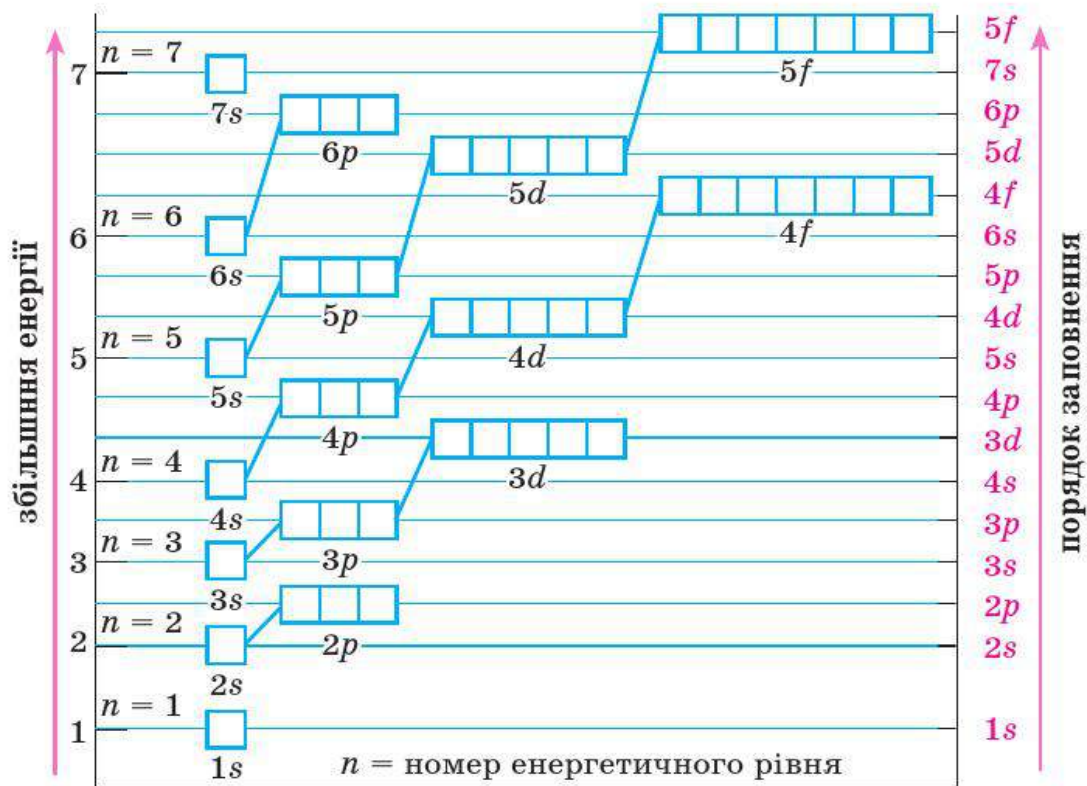


Рис. 11. Зміна відносної енергії підрівнів і порядок їх заповнення

Повторимо й запам'ятаємо правила заповнення електронами рівнів і підрівнів:

- ◆ Найбільш енергетично вигідні рівні розташовані найближче до ядра. Тому саме з них і буде починатися заповнення енергетичних рівнів електронами.
- ◆ Найбільш енергетично вигідний *s*-підрівень, а отже, він буде заповнюватися першим на кожному рівні, потім заповнюватиметься *p*-підрівень.
- ◆ Атом кожного наступного елемента за порядком у таблиці Д. І. Менделєєва повторює електронну будову попереднього атома плюс іще один електрон.
- ◆ Для елементів головної підгрупи кількість електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи, в якій розташований елемент.

## ЕЛЕКТРОННО-ГРАФІЧНІ Й ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ ЕЛЕМЕНТІВ 1 І 2-го ПЕРІОДІВ

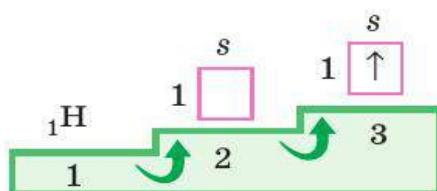
### Гідроген

Визначимо, як розташований електрон у атомі Гідрогену.

1. Записуємо символ елемента і його порядковий номер.
2. Гідроген розташований у першому періоді, отже, електронами буде заповнюватися перший енергетичний рівень. На цьому рівні один  $s$ -підрівень.
3. На  $s$ -підрівні один електрон.

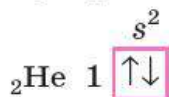
Це **електронно-графічна формула** (графічна — тому, що ми не тільки писали, але й малювали).

Можна також написати **електронну формулу**:  ${}_1\text{H } 1s^1$ .



### Гелій

Написати розподіл електронів у атомі Гелію теж досить просто. Звичайно, продовжить заповнюватися той самий енергетично вигідний перший рівень. Тут слід згадати, що на одній орбіталі може бути два електрони, і дописати ще один електрон у формулу Гідрогену, отриману в попередньому прикладі:

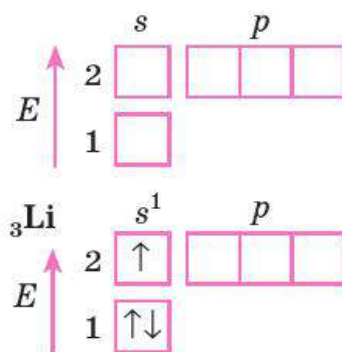


Електронна формула:  ${}_2\text{He } 1s^2$ .

### Літій

Розподіл електронів у атомі Літію пишемо таким чином: Літій — елемент 2-го періоду, отже, малюємо перші два рівні.

Перший рівень — найбільш вигідний, із найнижчою енергією — заповнений повністю ще в Гелію, тому третій електрон Літію розташований на другому рівні  $s$ -підрівні. Літій у I групі, на зовнішньому рівні має один електрон. Електронна формула:  ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1$ .



Якщо останній електрон перебуває на  $s$ -підрівні, то говорять, що елемент належить до  **$s$ -елементів**, якщо на  $p$ -підрівні — до  **$p$ -елементів**. Так, H і He, Li —  $s$ -елементи.

Використовують іноді ще таку назву: **електронна родина**. Наприклад, можна сказати так: «Берилій належить до електронної родини  $s$ -елементів». Електронна формула Берилію —  ${}_4\text{Be } 1s^2 2s^2$ .

### Завдання

Спробуйте визначити, до якої електронної родини належатиме Бор.

*Відповідь.*  $2s$ -підрівень заповнений, значить, електрон з'явиться на  $p$ -підрівні. Це  $p$ -елемент.

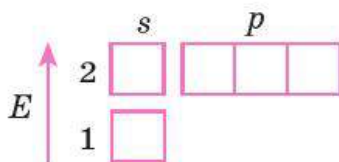


Розглянемо тепер електронну будову  $p$ -елементів.

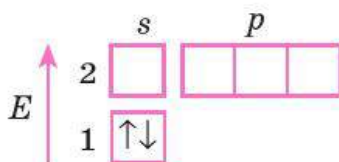
### Нітроген

Запишемо електронно-графічну формулу атома Нітрогену.

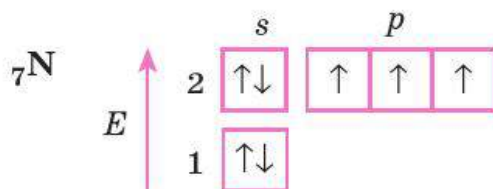
1. Елемент у другому періоді — маюємо два рівні.



2. Перший рівень заповнений повністю.



3. А от тепер дуже важливо: дивимося, в якій групі перебуває Нітроген — у п'ятій. Отже, в нього на зовнішньому рівні п'ять електронів. Тому пишемо на  $s$ -підрівні два електрони, а три, що залишилися, розташовуємо на  $p$ -підрівні. При цьому пам'ятаємо, що спочатку слід записувати по одному електрону на кожній орбіталі.



Електронна формула:  ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ .

У Нітрогену заповнюється  $p$ -підрівень — це  $p$ -елемент.



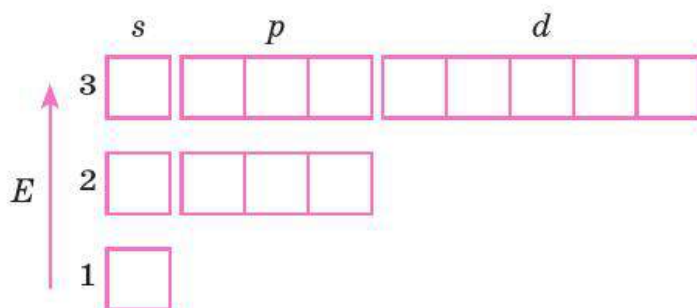
Головне, **не варто** міркувати так: «Як би хитро розташувати всі сім електронів Нітрогену, щоб було правильно?»

Просто запишіть формулу, дотримуючись правила мінімальної енергії, і стежте, щоб на останньому, зовнішньому рівні число електронів дорівнювало номеру групи. Якщо ви захочете перевірити, чи всі електрони розподілені, порахуйте їх потім, після написання формули.

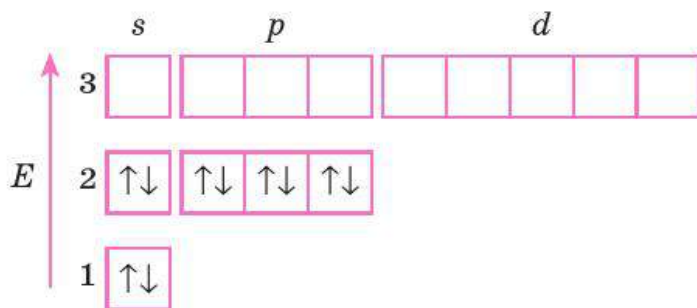
Тепер запишемо електронно-графічну й електронну формули для елемента 3-го періоду, наприклад Сульфуру. Спробуйте зробити це самі. Якщо ви ще не впевнені у своїх силах — працюємо разом. Уважно стежте за нашими міркуваннями.

### Сульфур

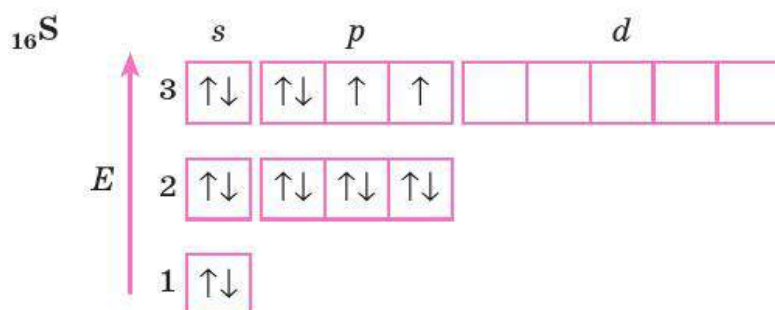
1. Визначимо, в якому періоді розташований елемент, будову атома якого ми записуємо: цьому числу відповідає кількість енергетичних рівнів. Елемент Сульфур розташований у 3-му періоді, тому записуємо три енергетичних рівні:



2. Перший і другий рівні найбільш енергетично вигідні, тому вони заповнюються першими:



3. На зовнішньому рівні (третьому для атома Сульфуру) кількість електронів дорівнює номеру групи, і оскільки Сульфур розташований у VI групі, то в нього на зовнішньому рівні шість електронів:



4. Перевіряємо правильність запису розподілу електронів по рівнях і підрівнях у атомі Сульфуру. Не забудьте, що загальна кількість електронів у атомі цього елемента дорівнює його порядковому номеру (для атома Сульфуру це число дорівнює 16).  $d$ -підрівень у цьому атомі, як найбільш енергетично не вигідний, залишається незаповненим.

Розподіл електронів у атомі Сульфуру запишемо у вигляді електронної формули:  $^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Це  $p$ -елемент.

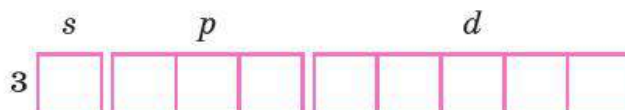
### ЯК ЗАПИСАТИ БУДОВУ ТІЛЬКИ ЗОВНІШНЬОГО РІВНЯ АТОМА

Властивості атома значною мірою залежать від будови зовнішнього рівня. Тому ми, вивчаючи, наприклад, хімічні зв'язки, будемо розглядати тільки зовнішній, останній енергетичний рівень атома. Попередні рівні можна не записувати. Як же тоді правильно записати зовнішній рівень?

#### Приклад

Розглянемо це на прикладі атома Фосфору.

- Визначаємо, в якому періоді розташований Фосфор. У третьому. Пишемо будову третього рівня:



- Дивимося, в якій групі розташований цей елемент. У п'ятій. Розподіляємо п'ять електронів на третьому рівні: два електрони — на  $s$ -підрівень, три, що залишилися, — на  $p$ -підрівень:



Усе

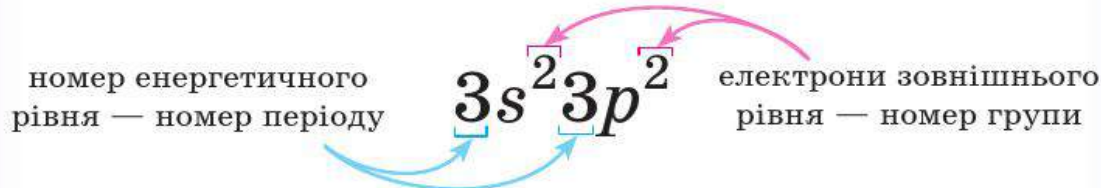


**Приклад**

Тепер розв'яжемо іншу задачу: визначимо за будовою зовнішнього рівня, атому якого елемента він належить. Наприклад, будова зовнішнього рівня така:  $\dots 3s^2 3p^2$ . Міркуємо так:



- 1) Заповнюється третій рівень, значить, елемент розташований у 3-му періоді.
- 2) На зовнішньому рівні в нього  $2 + 2 = 4$  електрони, отже, елемент розташований у IV групі. Це  $p$ -елемент.



- 3) Шукаємо в Періодичній системі клітинку на перетині 3-го періоду й IV групи. Цей елемент — Силіцій.

Отже, ми дізналися:

**Е Л Е К Т Р О Н И В А Т О М І**

Номер періоду = кількості енергетичних рівнів

	<i>s</i>	<i>p</i>		
2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1	<input type="checkbox"/>			

Рівні біля ядра заповнюються першими

	<i>s</i>	<i>p</i>		
2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1	↑↓			

На останньому рівні кількість  $\bar{e}$  дорівнює  $N$  групи

	<i>s</i>	<i>p</i>		
2	↑↓	↑	↑	<input type="checkbox"/>
1	↑↓			

Електронна формула  $1s^2 2s^2 2p^2$

### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. На скількох енергетичних рівнях розташовані електронні орбіталі в атомах Калію? Фосфору? Бору? Гелію?
2. Яка форма орбіталей у електронів, які перебувають на першому енергетичному рівні? на другому? на третьому?
3. Який підрівень заповнюється першим:  
 $2s$  або  $2p$ ?       $3s$  або  $2p$ ?  
 $2s$  або  $1s$ ?       $3s$  або  $3p$ ?
4. До якої електронної родини належать елементи: Літій, Нітроген, Аргон, Гелій, Флуор, Кальцій?



### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. На зовнішньому енергетичному рівні в атомі Карбону є: а) два електрони; б) чотири електрони; в) шість електронів. Виберіть правильну відповідь. Поясніть ваш вибір.
2. Який енергетичний рівень заповнюється електронами в атомах елементів № 9, 12, 15? Як ви це визначили?
3. Запишіть електронно-графічну й електронну формули для атомів елементів: Карбон, Оксиген, Неон, Натрій. При цьому покроково запишіть ваші дії.
4. Установіть відповідності між числом електронів на зовнішньому рівні й групою, в якій розташований елемент.

<i>Число електронів на зовнішньому рівні</i>	<i>Група</i>
$2s^2 2p^2$	I
$3s^2 3p^4$	IV
$2s^2 p^6$	VI
$3s^1$	VIII
5. Скільки енергетичних рівнів та яку загальну кількість електронів містить атом із зовнішнім енергетичним рівнем:
  - а)  $2s^1$ ;
  - б)  $2s^2 2p^3$ ;
  - в)  $3s^2 3p^6$ ?
6. Що спільного в будові атомів елементів із порядковими номерами 4 і 10? Виберіть правильну відповідь:
  - а) кількість нейтронів;
  - б) загальна кількість електронів;
  - в) кількість електронів на зовнішньому рівні;
  - г) кількість енергетичних рівнів.
7. Напишіть електронну формулу елемента, який містить на  $3p$ -підрівні два електрони. Який це елемент?

8. В атомі елемента є:

- а) два енергетичних рівні, причому на останньому — чотири електрони;
- б) три енергетичних рівні, причому на останньому — один електрон;
- в) три енергетичних рівні, причому на останньому — вісім електронів.

Назвіть ці елементи.

9. Укажіть розподіл електронів по рівнях і підрівнях і напишіть електронні конфігурації елементів:

- а) Натрію й Літію;
- б) Магнію й Хлору;
- в) Гелію й Неону;

Що спільного в їхній будові й чим вони відрізняються?

10. Укажіть правильно записану електронну формулу для атома Кальцію:

- а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3d^{10} s^2 3p^6 4s^2$ ;
- б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ;
- в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ;
- г)  $2s^4 2s^2 2p^{10} 3s^2 3p^6 1s^2$ .

11. \*В атомі елемента на  $4p$ -підрівні два електрони. Що це за елемент? В якій групі, підгрупі, періоді він розташований? До якої електронної родини належить? Укажіть правильну відповідь.

- а) Ti, IV група, побічна підгрупа, 4-й період;
- б) Ge, IV група, головна підгрупа, 4-й період;
- в) Ti, IV група, головна підгрупа, 4-й період;
- г) Ge, IV група, побічна підгрупа, 4-й період.

## § 7. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ З ПОЗИЦІЇ ТЕОРІЇ БУДОВИ АТОМА

*За багато років роботи над Періодичною системою Д. І. Менделєєв створив, як він сам писав, природну систему елементів. Природна — це така система, в якій кожний елемент стоїть на своєму місці, що відповідає його властивостям.*

*Правильність розташування елементів у таблиці підтвердилася під час вивчення будови атома. Якби Д. І. Менделєєв був живий у той час, коли вчені створювали теорію будови атома, і бачив, як чудово збігається положення елемента в Періодичній системі з будовою ядер і електронних оболонок атомів цього елемента, напевно, він був би цілком щасливий.*

## ЕЛЕКТРОННІ РОДИНИ Й СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ



Згадаємо (або повторимо §2), що в Періодичній системі Д. І. Менделєєва виділяють групи й періоди. У короткому варіанті Періодичної системи кожна група ділиться на головну (А) і побічну (Б) підгрупи.

Зіставимо розташування елементів у підгрупах та їхні електронні родини.

В елементів, які перебувають у головних підгрупах I і II груп, на зовнішньому рівні 1 або 2 електрони. Вони розташовуватимуться на орбіталі  $s$ -підрівня. Виходить, у головних (А) підгрупах I і II груп розташовані  $s$ -елементи. До  $s$ -елементів належать також елементи 1-го періоду — Гідроген і Гелій.

В елементів, які розташовані в головних підгрупах III–VIII груп, заповнюються орбіталі  $p$ -підрівня. Це  $p$ -елементи.

Всі елементи, які становлять побічні підгрупи, належать до  $d$ -елементів.  $d$ -елементи називають іще перехідними елементами, тому що вони ніби стоять на переході від  $s$ - до  $p$ -елементів.

Є ще хімічні елементи, в яких заповнюються орбіталі  $f$ -підрівня. Їхні символи розташовані у два ряди внизу Періодичної системи (див. форзац).



— І навіщо це все вивчати? Я помітив, у таблиці клітинки із  $s$ -елементами розфарбовані в червоний колір, з  $p$ -елементами — у жовтий, з  $d$ -елементами — у синій. А внизу — зелені  $f$ -елементи! Я все знаю!

— А якщо таблиця не кольорова?

— А-а... у-у... Тоді треба вчити.



### Завдання

Знайдіть і назвіть  $s$ -елементи I (А) і II (А) підгруп 2 і 3-го періодів.



*Можлива відповідь:*  
Літій, Берилій, Натрій, Магній.

### Завдання

Знайдіть і назвіть будь-які три  $p$ -елементи 3-го періоду.



*Можлива відповідь:* Силіцій, Сульфур, Аргон.

У довгоперіодному варіанті Періодичної системи простіше розібратися з електронними родинами: перші дві групи —  $s$ -елементи,

потім ідуть *d*-елементи (тільки з 4-го періоду), і наприкінці шість груп — *p*-елементи. Ви можете користуватися тим варіантом таблиці, який зручніший для вас.

### ДЕЯКІ ВАЖЛИВІ ПОНЯТТЯ, ЯКІ ПОВ'ЯЗУЮТЬ БУДОВУ АТОМА Й ПОЛОЖЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ

Щоби зіставити розташування елемента в Періодичній системі та його властивості з будовою атомів цього елемента, нам потрібно знати деякі важливі поняття. Якісь із них ми вже знаємо, з іншими будемо знайомитися.

#### Валентні електрони



Валентними називають електрони, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.

Для елементів 1–3-го періодів — це електрони зовнішніх (останніх) рівнів.

#### Валентність



Це поняття вам знайоме із 7 класу. Повторимо: **валентність** — це здатність атома утворювати хімічні зв'язки.

Тепер ми можемо визначити чисельне значення валентності, спираючись на будову електронної оболонки атома.



Чисельно валентність, як правило, дорівнює кількості неспарених електронів.

Це електрони зовнішнього (останнього) рівня. Але електрони на цьому рівні можуть бути спареними й неспареними. Як це зіставити з тим, що валентність дорівнює номеру групи (як ви вивчали в 7 класі)? До того ж існує постійна та змінна валентність.

#### Завдання

Зобразіть електронно-графічну будову зовнішнього рівня атома Оксигену.

Скільки в нього неспарених електронів? Яка валентність Оксигену?

*Відповідь 1* дивіться наприкінці параграфа.



#### Завдання

Зобразіть електронно-графічну будову зовнішнього рівня атома Літію.

Скільки в нього неспарених електронів? Яка валентність Літію?

*Відповідь 2* дивіться наприкінці параграфа.



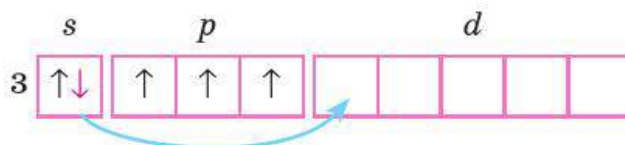
Отже, ми бачимо, що в атомі Оксигену два неспарених електрони, значить, він двовалентний. В атомі Літію один неспарений електрон. Він одновалентний. І Оксиген, і Літій проявляють постійну валентність, іншого значення валентності в них немає. Але є елементи, в яких кілька значень валентності.

Розглянемо, що відбувається в атомі в елементів зі **змінною валентністю**. Зобразимо електронно-графічну будову зовнішнього рівня атома Фосфору.



На зовнішньому рівні три неспарених електрони. Це **основний стан атома**. Валентність Фосфору в основному стані дорівнює трьом.

Однак під час одержання додаткової енергії, наприклад у разі зіткнення атомів або поглинання світла, можливий перехід електрона з одного підрівня на інший у межах одного рівня:



Такий процес називають **промотуванням**.



У промотованому стані в атомі Фосфору вже п'ять неспарених електронів, отже, він п'ятивалентний.

От так і виходить, що атом має змінну валентність.

У Хлору на зовнішньому рівні сім електронів, з урахуванням промотування максимальна валентність дорівнює VII. Оскільки число електронів на зовнішньому рівні дорівнює номеру групи, можна зробити висновок, що **вища валентність також дорівнює номеру групи**.

#### Завдання

Визначте валентність атома Хлору в основному та промотованому станах. Для цього спочатку запишіть електронно-графічну формулу атома. *Відповідь 3* дивіться в кінці параграфа.



#### Завдання

Визначте вищу валентність для таких елементів: S, Se, Br, Al.





Валентність, що дорівнює номеру групи, називають вищою валентністю.



Зверніть увагу, валентність елементів ІА–ІІІА підгруп постійна й дорівнює номеру групи. Для елементів зі змінною валентністю тільки одна з валентностей є вищою. В елементів Нітрогену, Оксигену, Флуору вища валентність не дорівнює номеру групи. Це пояснюють тим, що в цих елементів немає  $d$ -підривня, куди могли б перескочити електрони під час розпаровування (промотування).

— Так що, треба щоразу для визначення валентності записувати будову зовнішнього рівня атома?

— Не обов'язково. Можна порахувати так: перша — вища валентність, дорівнює номеру групи, потім віднімаємо цифру 2 — одержуємо наступну валентність, потім, якщо можна, ще віднімаємо 2 і т. д. Наприклад, для елементів ІV групи можливі валентності ІV і  $(4-2)$  ІІ. Для елементів ІVІІ групи — ІVІІ,  $(7-2)$  V,  $(5-2)$  ІІІ,  $(3-2)$  І.

— Чому віднімати треба 2?

— Тому що під час промотування з однієї електронної пари утворюється два неспарених електрони, і валентність збільшується на 2. Знаючи вищу валентність, ми можемо розрахувати більш низькі валентності — просто потрібно віднімати 2.



## ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ



Електронегативність (ЕН) — це властивість ядра атома притягувати до себе валентні електрони. Чим більше значення електронегативності, тим сильніше ядро притягує й утримує як власні валентні електрони, так і валентні електрони, отримані від інших, сусідніх атомів.

## ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Хіміки оцінюють електронегативність атома, порівнюючи величини енергії, яка виділяється під час приєднання електрона до атома, і енергії, яку потрібно витратити, щоби відірвати електрон від атома. Однак найчастіше використовують більш просту величину, запропоновану Нобелівським лауреатом Лайнусом Полінгом, — відносну атомну електронегативність.

Чисельні значення електронегативності можна знайти в таблиці «Відносні електронегативності» (табл. 3).

Таблиця 3

## Відносні електронегативності елементів

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIБ			IB	IIБ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
<b>H</b> 2,1																	<b>He</b> —
<b>Li</b> 0,97	<b>Be</b> 1,47											<b>B</b> 2,02	<b>C</b> 2,50	<b>N</b> 3,07	<b>O</b> 3,50	<b>F</b> 4,10	<b>Ne</b> —
<b>Na</b> 1,01	<b>Mg</b> 1,23											<b>Al</b> 1,47	<b>Si</b> 1,74	<b>P</b> 2,10	<b>S</b> 2,60	<b>Cl</b> 2,83	<b>Ar</b> —
<b>K</b> 0,91	<b>Ca</b> 1,04	<b>Sc</b> 1,20	<b>Ti</b> 1,32	<b>V</b> 1,45	<b>Cr</b> 1,56	<b>Mn</b> 1,60	<b>Fe</b> 1,64	<b>Co</b> 1,75	<b>Ni</b> 1,75	<b>Cu</b> 1,76	<b>Zn</b> 1,66	<b>Ga</b> 1,82	<b>Ge</b> 2,02	<b>As</b> 2,20	<b>Se</b> 2,48	<b>Br</b> 2,74	<b>Kr</b> —
<b>Rb</b> 0,89	<b>Sr</b> 0,99	<b>Y</b> 1,11	<b>Zr</b> 1,22	<b>Nb</b> 1,23	<b>Mo</b> 1,30	<b>Tc</b> 1,36	<b>Ru</b> 1,42	<b>Rh</b> 1,45	<b>Pd</b> 1,35	<b>Ag</b> 1,42	<b>Cd</b> 1,46	<b>In</b> 1,49	<b>Sn</b> 1,72	<b>Sb</b> 1,82	<b>Te</b> 2,01	<b>I</b> 2,21	<b>Xe</b> —
<b>Cs</b> 0,86	<b>Ba</b> 0,97	<b>La*</b> 1,08	<b>Hf</b> 1,23	<b>Ta</b> 1,33	<b>W</b> 1,40	<b>Re</b> 1,46	<b>Os</b> 1,52	<b>Ir</b> 1,55	<b>Pt</b> 1,44	<b>Au</b> 1,42	<b>Hg</b> 1,44	<b>Tl</b> 1,44	<b>Pb</b> 1,55	<b>Bi</b> 1,67	<b>Po</b> 1,76	<b>At</b> 1,96	<b>Rn</b> —
<b>Fr</b> 0,86	<b>Ra</b> 0,97	<b>Ac</b> 1,00															

## Приклад

Розгляньте таблицю електронегативності. Знайдіть елемент із найвищою електронегативністю. Це... Флуор. Він буде відтягувати на себе валентні електрони навіть від атома Оксигену, який, у свою чергу, посідає друге місце за величиною електронегативності. А тепер знайдіть елементи з найнижчою електронегативністю. Знайшли? Це елементи IA групи.



Зверніть увагу, що атоми з високою електронегативністю, наприклад Флуор, Оксиген, утворюють молекули активних неметалів — фтору та кисню, а з атомів елементів із низкою електронегативністю, наприклад, IA і IIA підгруп утворюються метали — лужні й лужноземельні. У формулах зазвичай на першому місці пишуть символ елемента з нижчою електронегативністю.



Заберіть цей  $e^-$ !  
У мене низька  
електронегативність.



Все моє- $e^-$ !  
Я найбільш  
електронегативний!

## МЕТАЛІЧНІ Й НЕМЕТАЛІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Із розподілом усіх елементів на металічні й неметалічні ви знайомилися ще в 7 класі.



Металічними називають ті елементи, атоми яких утворюють прості речовини — метали, а атоми неметалічних елементів утворюють прості речовини — неметали.

До металічних елементів належать  $s$ -елементи (крім Гідрогену й Гелію), усі  $d$ - і  $f$ -елементи, а також частина  $p$ -елементів. До неметалічних —  $s$ -елементи Гідроген і Гелій і частина  $p$ -елементів.



Як же визначити, де в Періодичній системі металічні й неметалічні елементи? Треба провести діагональ від Бору до Астату. Це зручно зробити в довгому варіанті Періодичної системи. Елементи, які перебувають на цій прямій і правіше, — неметалічні елементи, елементи, розташовані лівіше, — металічні (табл. 4, 5).

Таблиця 4

Розташування металічних і неметалічних елементів у Періодичній системі Д. І. Менделєєва (довгий варіант)

IA															VIIA	VIIIA			
(H)	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	H	He		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg	IVB	VB	VIB	VIB	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
K	Ca	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
Rb	Sr	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
Cs	Ba	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir									Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt											

— Тут розташовані металічні елементи.

— А тут розташовані неметалічні елементи.

Таблиця 5

Розташування металічних і неметалічних елементів  
у Періодичній системі Д. І. Менделєєва (короткий варіант)

Періоди	Групи елементів										
	— У синіх клітинках розташовані металічні елементи.					V а	V в	— А у рожевих — неметалічні елементи.			
1	(H)										
2		Be	B	C	N	O	F	Ne			
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
6	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
7	8	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	10	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds



Порівнюючи електронегативності елементів, ми бачимо, що металічні елементи легше віддають електрони під час утворення сполук з атомами інших елементів, а неметалічні елементи активніше електрони забирають. Це досить умовно, але слід запам'ятати. Тому прийнято вважати, що зі збільшенням електронегативності неметалічні властивості елементів підсилюються, а металічні — слабшають.

### ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА

*Відповідь 1.* Електронно-графічна будова зовнішнього рівня атома Оксигену:



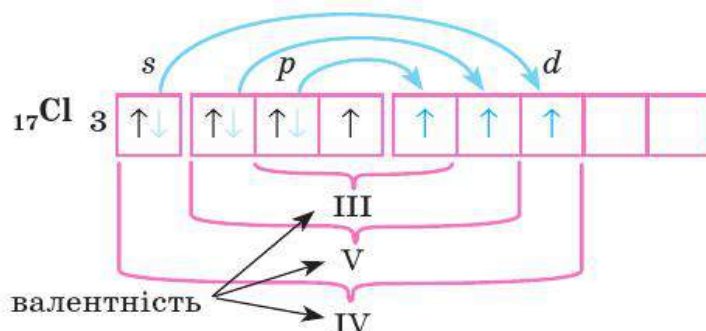
**Відповідь 2.** Електронно-графічна будова зовнішнього рівня атома Літію:



**Відповідь 3.** Валентність атома Cl в основному стані:



та промотованому станах:



В основному — I, у промотованому — III, V, VII.

### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

- В яких групах і підгрупах у Періодичній системі перебувають *s*-елементи? *p*-елементи? *d*-елементи?
- Укажіть, де в Періодичній системі розташовані елементи з постійною валентністю? зі змінною валентністю?
- Чим обумовлена змінна валентність?
- Чому в атомів Оксигену, Нітрогену, Флуору вища валентність не дорівнює номеру групи?
- Які електрони називають валентними?
- Чому чисельно дорівнює валентність?
- Яке значення валентності називають вищою валентністю?
- Що таке промотування й коли можливий цей процес?
- Що таке електронегативність? Назвіть елементи з найбільшою та найменшою електронегативністю.
- Як можна визначити металічні й неметалічні елементи, застосовуючи поняття електронегативності?



**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Виберіть окремо символи *s*-елементів і *p*-елементів:  
Na, K, Cl, H, S, Be, Cs, Se, Sn, He.
2. Виберіть окремо елементи з постійною та змінною валентністю:  
Калій, Бор, Нітроген, Бром, Рубідій,  
Стронцій, Селен, Германій.
3. Визначте всі можливі валентності атома Карбону. Підтвердьте свою відповідь електронно-графічними формулами.
4. Елемент у різних сполуках проявляє валентність, що дорівнює VII, V, III і I. Який це може бути елемент?
5. Визначте валентності в атомів:
  - ✓ Селену,
  - ✓ Силіцію,
  - ✓ Йоду,
  - ✓ Арсенув основному та промотованому станах.
6. Атом елемента має таку будову зовнішнього рівня:  $\dots 3s^2 3p^3$ . Назвіть елемент, визначте валентність у основному й промотованому станах.
  - а) Al, III;
  - б) N, IV, II;
  - в) As, III;
  - г) P, III, V.
7. На зовнішньому рівні атома сім валентних електронів. Яка електронна формула може бути в цього атома?
  - а)  $3s^2 3p^5$ ;
  - б)  $3s^2 3p^1$ ;
  - в)  $2s^2 2p^4$ ;
  - г)  $3s^2 3p^6$ .
8. Чому дорівнює валентність Сульфуру в основному й промотованому станах?
  - а) II, III, IV;
  - б) I, II, III;
  - в) VI, IV, II;
  - г) III, V, VII.
9. Укажіть кількість валентних електронів у атомі Нітрогену:
  - а) 5;
  - б) 7;
  - в) 10;
  - г) 3.

## § 8. ВЛАСТИВОСТІ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПЛУК ЗАЛЕЖНО ВІД РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Й БУДОВИ АТОМА. СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ



— Єдина наука, яка дозволяє учням користуватися шпаргалкою під час відповіді, — це хімія, а шпаргалка — Періодична система.



— Знаючи, як улаштована Періодична система, можна легко дати загальну характеристику майже будь-якому елементу й описати властивості його сполук. Власне, це й зробив Д. І. Менделєєв, коли передбачив існування ще не відкритих елементів і описав їхні властивості з великою точністю.

Давайте й ми спробуємо розібратися у властивостях елементів та їх сполук, використовуючи Періодичну систему Д. І. Менделєєва. У цьому нам допоможуть знання будови атома.

### ГРУПИ

Ми зараз будемо розглядати тільки елементи головних підгруп. Візьмемо, наприклад, IVA підгрупу. Міркуємо так: усі елементи однієї групи мають на зовнішньому рівні однакове число електронів. Розподілені вони по орбіталях підрівнів однаково. Однакова електронна будова визначає й подібні властивості. Так, усі ці елементи проявляють в основному стані валентність II, у промотованому — вищу валентність IV. Відповідно, формули вищих оксидів для всіх елементів IVA підгрупи однакові й виражені загальною формулою  $EO_2$ , де E — будь-який елемент IVA підгрупи. Формула оксиду Карбону в основному стані — CO, де Карбон проявляє валентність II.

Вищим оксидам цих елементів відповідають гідроксиди. Якими будуть гідроксиди Карбону й Силіцію?

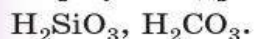
**Завдання**  
Напишіть формули вищих оксидів елементів IVA підгрупи.



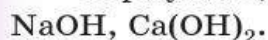
Оскільки ці елементи — **неметалічні**, то вони утворюють **кислотні оксиди**, а гідроксидами, відповідно, будуть **кислоти**. **Металічні елементи** утворюють **основні оксиди** й гідроксиди — **основи**.

#### Приклад

Формули гідроксидів для Карбону й Силіцію — кислоти:



Формули гідроксидів для Кальцію й Натрію — основи:



Крім вищих оксидів, у Періодичній системі часто ще вказують **леткі сполуки з Гідрогеном**. Сполуки з Гідрогеном є в елементів усіх груп, але в елементів I–III груп це тверді речовини, а в елементів IV–VII груп — гази.



Якщо під час складання формул **вищих оксидів** ми враховували, скільки електронів елемент у сполуці **може віддати атому** іншого елемента, то у водневих сполуках ми враховуємо, скільки електронів атом елемента **може прийняти**, тобто елемент проявляє **нижчу валентність**.

#### Приклад

Як записати формулу водневої сполуки елемента Сульфуру?

Для завершення зовнішнього рівня атома цього елемента бракує двох електронів, отже, валентність S дорівнює двом, формула  $\text{H}_2\text{S}$ .



#### Завдання

Напишіть водневі сполуки елементів Карбону, Силіцію, Селену, Хлору, Броду, Фосфору.



Крім будови зовнішнього рівня, на властивості атомів впливає й радіус атома.



Що таке радіус атома, ми вивчали в § 5. У групах зверху вниз радіус атома збільшується, тому що збільшується число енергетичних рівнів.

Внаслідок збільшення радіуса притягання валентних електронів до ядра слабшає. Варто враховувати й той факт, що більш низькі за енергією електронні рівні, які мають негативний заряд, екрану-

#### Завдання

Скільки енергетичних рівнів у атомі Карбону? Силіцію? Германію? Плюмбуму?



ють позитивний заряд ядра й ослаблюють притягання валентних електронів до ядра. Виходить, що в групі зверху вниз електронегативність зменшується, тобто атоми будуть легше віддавати електрони. Отже, посилюються металічні властивості. Це очевидно: Карбон — неметалічний елемент, утворює прості речовини — неметали (графіт, алмаз), а Плюмбум — металічний елемент, утворює просту речовину метал — свинець.



**Висновок:** у групах у зв'язку з однаковою будовою зовнішнього рівня властивості елементів та їх сполук подібні, але не однакові. Зверху вниз у групі збільшуються металічні властивості елементів, а неметалічні слабшають.

### ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Чому Гідроген розташований у I і VII групах? Під час утворення сполук він може віддавати свій єдиний електрон, перетворюючись на йон  $H^+$  (як лужні метали), тому він у I групі. Так само Гідроген може приєднувати один електрон, перетворюючись на йон  $H^-$  (як галоген), тому його поміщають і в VII групу.

## ПЕРІОДИ

Розглянемо другий період. Це малий період, а малі періоди Д. І. Менделєєв називав типовими, з яскраво вираженою періодичністю зміни властивостей елементів.

Отже, у періоді число енергетичних рівнів не змінюється, воно ж дорівнює номеру періоду. А от число електронів збільшується зліва направо, тому що збільшується номер груп. Також зліва направо зростає електронегативність.

Як це позначається на властивостях елементів та їх сполук? Розглянемо властивості елементів другого періоду.

Починає другий період металічний елемент — Літій. З атомів Літію складається проста речовина — лужний метал літій. Це активний метал, він утворює основний оксид  $Li_2O$  і розчинний гідроксид — основу  $LiOH$ . Наступний елемент — Бор — неметалічний елемент, він утворює просту речовину-неметал — бор, кислотний оксид  $B_2O_3$  і відповідний йому гідроксид — слабку боратну кислоту  $H_3BO_3$ . Між Літієм і Бором розташований Берилій. Цей елемент

проявляє властивості, подібні й до металів, і до неметалів. Він утворює **амфотерні оксиди й гідроксиди**. Докладніше ми будемо вивчати їх далі.

Виявляється, різкої межі між металічними й неметалічними елементами в Періодичній системі немає. Перехід здійснюється через елементи, які утворюють амфотерні сполуки.

За Бором ідуть неметалічні елементи — Карбон, Нітроген. Відповідні прості речовини — вуглець, азот. Ці елементи утворюють кислотні оксиди й кислоти. Потім розташовані Оксиген і Флуор. Проста речовина, яка складається з атомів Оксигену, — кисень — оксидів і кислот не утворює. Сполуку Флуору й Оксигену називають не оксид Флуору, а оксиген флуорид —  $\text{OF}_2$ , оскільки тут більш електронегативним елементом є Флуор. Закінчується період інертним газом.

Якщо ми розглянемо 3-й період — картина подібна. Починається він з активного металічного елемента — Натрію, потім іде металічний елемент — Магній; елемент, який утворює амфотерні сполуки, — Алюміній. За ними розташовані неметалічні елементи — Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, і закінчується період знову інертним газом — Аргоном.

За таблицею 6 простежте, як змінюються загальні формули вищих оксидів і характер гідроксидів елементів у 3-му періоді.

#### Завдання

Запишіть загальні формули вищих оксидів і гідроксидів елементів третього періоду, позначивши символ елемента літерою E.



Розглянемо ще два питання.

#### 1. Чому змінюються властивості елементів та їх сполук у періодах?

Міркуємо так: число енергетичних рівнів не змінюється, число електронів на зовнішньому рівні збільшується. Що відбувається з радіусом атома? Він зменшується! Чому? Згадаємо фізику, закон Кулона. Сила притягання між зарядами різних знаків збільшується зі збільшенням величини цих зарядів.

Де сили притягання між ядром і електроном більші: у Літію  $+3$  і  $-1$  чи у Флуору  $+9$  і  $-1$ ?





Чим більше притягання електронів до ядра, тим менше його атомний радіус. Чим сильніше притягання електронів до ядра, тим більша його електронегативність, тим більше виражені неметалічні властивості елемента (табл. 7).

Таблиця 6

## Зміна властивостей сполук елементів III періоду

Елементи	Формула вищого оксиду	Властивості оксиду	Формула гідрату оксиду	Властивості гідрату оксиду
Na	Na <sub>2</sub> O	Основні	NaOH	Розчинна сильна основа
Mg	MgO	Основні	Mg(OH) <sub>2</sub>	Нерозчинна основа
Al	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Амфотерні	Al(OH) <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub>	Амфотерна сполука
Si	SiO <sub>2</sub>	Кислотні	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Нерозчинна слабка кислота
P	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Кислотні	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Розчинна кислота середньої сили
S	SO <sub>3</sub>	Кислотні	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Розчинна сильна кислота
Cl	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Кислотні	HClO <sub>4</sub>	Розчинна дуже сильна кислота


















Оскільки інертні (або благородні) гази мають завершений зовнішній рівень (усі електрони спарені), то їхня електронегативність дорівнює нулю. Вони вкрай важко вступають у хімічні реакції, а для Гелію й Неону досі не отримано жодної сполуки.

Очевидно, у Флуору. Флуор — найбільш активний неметал із найвищою електронегативністю.

Таблиця 7

## Радіуси деяких атомів (в ангстремах)

Періоди	ГРУПИ							
	1	2	13	14	15	16	17	
1	0,37 H 						0,37 H 	
2	1,52 Li 	1,11 Be 	0,88 B 	0,77 C 	0,70 N 	0,66 O 	0,64 F 	
3	1,54 Na 	1,60 Mg 	1,43 Al 	1,17 Si 	1,10 P 	1,04 S 	0,99 Cl 	
4	2,27 K 	1,97 Ca 	1,22 Ga 	1,22 Ge 	1,21 As 	1,16 Se 	1,10 Br 	
5	2,44 Rb 	2,15 Sr 	1,63 In 	1,41 Sn 	1,41 Sb 	1,37 Te 	1,33 I 	
6	2,65 Cs 	2,17 Ba 	1,70 Tl 	1,75 Pb 	1,55 Bi 	1,67 Po 	1,40 At 	
7	2,70 Fr 	2,20 Ra 	Блакитним кольором зазначені радіуси атомів металічних елементів, чорним — атомів неметалічних елементів.					

## 2. Чому зміни властивостей елементів періодично повторюються?

Зіставимо зміну властивостей хімічних елементів, які ми тільки-но розглянули, зі зміною будови зовнішнього електронного рівня їхніх атомів.

Ми бачимо, що будова зовнішнього рівня атомів у періодах періодично повторюється. При цьому періодично змінюються такі параметри, як валентність, радіус атома, електро-негативність і, нарешті, металічні й неметалічні властивості елементів (табл. 7).

**Завдання**

Напишіть електронні формули для таких елементів:

- Літій, Натрій;
- Карбон, Силіцій;
- Флуор, Хлор;
- Неон, Аргон.

Порівняйте їх.





Таким чином, причиною періодичної зміни (періодичної повторюваності) властивостей хімічних елементів є **періодична повторюваність будови зовнішніх електронних оболонок атомів.**

У цьому полягає **фізична сутність** періодичного закону.



Отже, періодичність у зміні властивостей елементів обумовлена числом електронів у атомі, електронною структурою атома, яка періодично змінюється в міру збільшення загального числа електронів.

Давайте згадаємо, що число електронів у атомі дорівнює позитивному заряду атомного ядра  $\gamma$ , відповідно, порядковому (атомному) номеру елемента в Періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва.

Звідси **сучасне формулювання** періодичного закону:



Властивості елементів, а також властивості утворених ними простих і складних сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів їхніх атомних ядер.

### ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Зверніть увагу, що атомні маси елементів, як правило, збільшуються в тій самій послідовності, що й заряди атомних ядер (згадаємо, що протони мають заряд  $+1$  і масу  $1$ ). Тому сучасна форма таблиці Періодичної системи елементів збігається із запропонованою Д. І. Менделєєвим формою, хоча він брав за основу систематизації масу атомів. Аргон, Кобальт, Телур розташовані в таблиці не за порядком збільшення атомної маси, а на основі їхніх хімічних властивостей.

Цю невідповідність супротивники Д. І. Менделєєва вважали недоліком його системи, але, як пізніше було доведено, закономірність порушується у зв'язку з ізотопним складом елементів, що також передбачав Д. І. Менделєєв.

## ХАРАКТЕРИСТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ МАЛИХ ПЕРІОДІВ ЗА ЇХНІМ МІСЦЕМ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВОЮ АТОМА

Знаючи періодичну систему, можна дати характеристику будь-якому елементу. Зазвичай використовують такий план:

1. Положення елемента в системі: період, група, підгрупа.
2. Кількість протонів, нейтронів, електронів у його атомі.
3. Будова атома (електронно-графічна й електронна формули).
4. Кількість валентних електронів в основному й промотованому станах.
5. Електронна родина: *s*-, *p*-, *d*-елемент.
6. Металічний, неметалічний елемент.
7. Формула вищого оксиду й гідроксиду, що йому відповідає, їхній характер (основний, амфотерний, кислотний).
8. Формула легкої водневої сполуки.
9. Порівняння металічних (чи неметалічних) властивостей і радіуса атома елемента із сусідами по групі й періоду.

## ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

Д. І. Менделєєвим було відкрито взаємний зв'язок між усіма елементами, їхніми фізичними й хімічними властивостями. Після відкриття Періодичного закону стало зрозуміло, що атоми всіх елементів мають бути побудовані за єдиним принципом, а їхня будова має відображати періодичність властивостей елементів. Таким чином, періодичний закон став важливою ланкою в еволюції атомно-молекулярного вчення, вплинувши на розробку теорії будови атома. Він також сприяв формулюванню сучасного поняття «хімічний елемент» і уточненню уявлень про прості й складні речовини.

Використовуючи Періодичний закон, Д. І. Менделєєв став першим дослідником, який зумів розв'язати проблеми прогнозування в хімії. Це виявилось вже через кілька років після створення Періодичної системи елементів, коли було відкрито передбачені Менделєєвим нові хімічні елементи. Періодичний закон допоміг також уточнити багато особливостей хімічної поведінки вже відкритих елементів. Успіхи атомної фізики, включаючи ядерну енергетику й синтез штучних елементів, стали можливими лише завдяки Періодичному закону. У свою чергу, вони розширили й поглибили сутність закону Менделєєва, розширили межі Періодичної системи елементів.

Періодичний закон є універсальним законом. Він належить до числа таких загальних наукових закономірностей, які реально існують у природі й тому в процесі еволюції наших знань ніколи

не втратять свого значення. Із часом роль Періодичного закону не зменшується. Він став найважливішою основою неорганічної хімії. Його використовують, наприклад, під час синтезу речовин із задалегідь заданими властивостями, створення нових матеріалів, підбирання ефективних каталізаторів.

Неоціненним є значення Періодичного закону у викладанні загальної та неорганічної хімії. Його відкриття було пов'язане зі створенням підручника з хімії, коли Менделєєв намагався гранично чітко викласти відомості про відомі на той момент 63 хімічних елементи. Зараз число елементів збільшилося майже вдвічі, і Періодичний закон дозволяє виявляти подібність і закономірності властивостей різних хімічних елементів із використанням їхнього розташування в Періодичній системі.

Підіб'ємо підсумки в табл. 8 і рис. 12 і 13.

Таблиця 8

Зміна будови атома й властивостей елементів у групах і періодах зі збільшенням порядкового номера елемента

	Число енергетичних рівнів	Число електронів на зовнішньому рівні	Радіус атома	Електро-негативність	Зміна металічних і неметалічних властивостей
<b>Період</b>	Не змінюється	Збільшується	Зменшується	Збільшується	Підсилюються неметалічні властивості
<b>Групи</b>	Збільшується	Не змінюється	Збільшується	Зменшується	Металічні властивості підсилюються

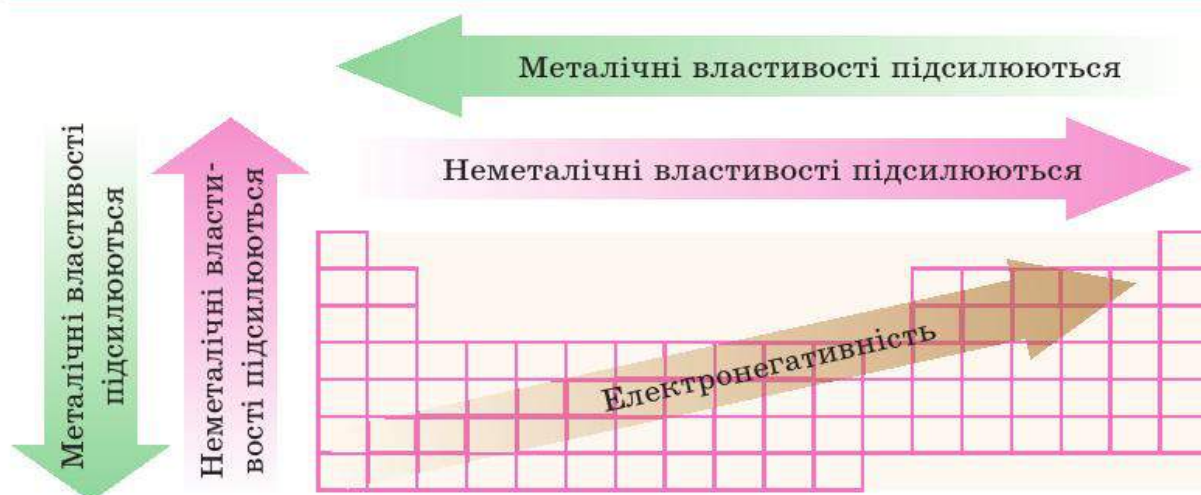


Рис. 12. Зміна електро-негативності та властивостей залежно від положення елемента в Періодичній системі

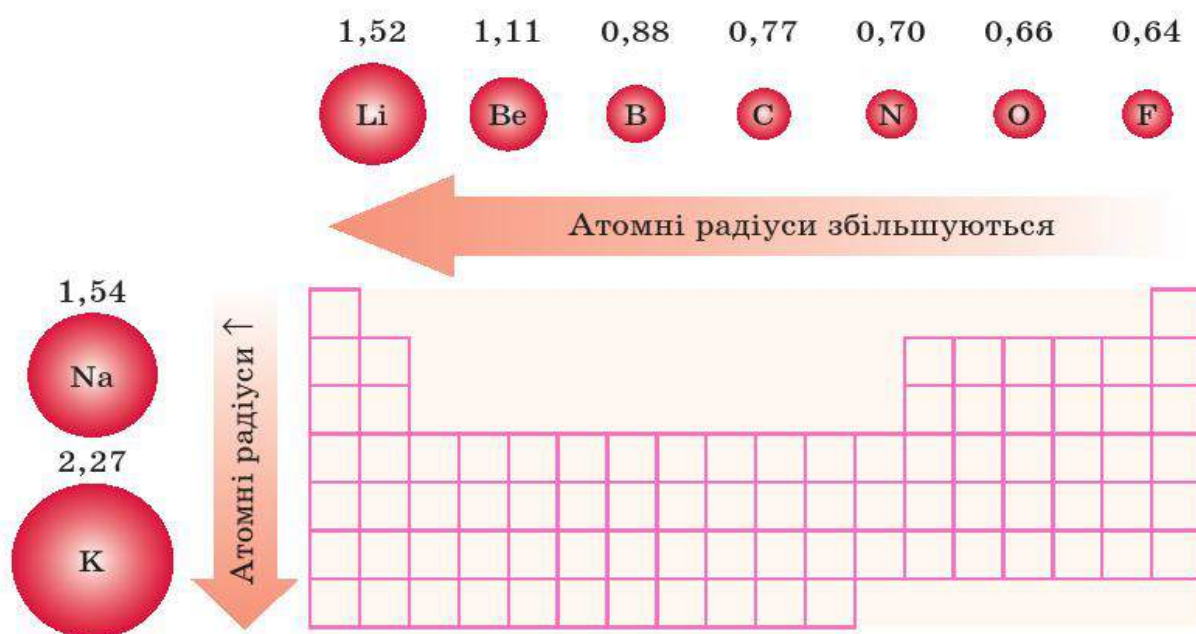



Рис. 13. Збільшення атомних радіусів (в ангстремах) залежно від положення елемента в Періодичній системі

### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Чи змінюється в групах зверху вниз число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів? число електронних рівнів? Поясніть чому. 
2. Чи змінюється в періодах зліва направо число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів? число електронних рівнів? Поясніть чому.
3. Як змінюється електронегативність у атомів елементів зі збільшенням порядкового номера в групах? у періодах?
4. Поясніть посилення неметалічних властивостей елементів зі збільшенням заряду ядра їхніх атомів:
  - а) у періодах;
  - б) у групах.
5. Як теорія будови атома пояснює періодичність у зміні властивостей хімічних елементів по групах та періодах? Відповідь ілюструйте прикладами.
6. У чому фізичний зміст періодичного закону?
7. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону.
8. Як змінюються радіуси атомів елементів у межах:
  - а) одного періоду;
  - б) групи?
 Чому? Зіставте зміну радіусів зі зміною властивостей елементів II періоду та IV групи головної підгрупи.

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Розташуйте за порядком збільшення атомного радіуса такі елементи: Силіцій, Магній, Аргон, Фосфор.
2. Розташуйте за порядком зменшення електронегативності такі елементи: Плюмбум, Карбон, Германій, Станум.
3. Розташуйте за порядком посилення кислотних властивостей сполук такі елементи: Хлор, Сульфур, Алюміній, Фосфор.
4. Розташуйте за порядком посилення основних властивостей сполук такі елементи: Станум, Германій, Силіцій, Плюмбум.
5. Визначте елемент і обчисліть відносну молекулярну масу вищого оксиду й леткої водневої сполуки, до складу яких входить елемент III періоду VI групи головної підгрупи.
6. \*Назвіть елемент, що має формулу леткої водневої сполуки  $RH_3$  і утворює вищий оксид із відносною молекулярною масою 142. Укажіть його положення в Періодичній системі: період, групу, підгрупу. Напишіть рівняння реакцій цього оксиду з водою. У який колір забарвиться універсальний індикатор в отриманому розчині?
7. Установіть відповідність між вищими оксидами хімічних елементів і їхньою відносною молекулярною масою.

<i>Вищий оксид елемента</i>	<i>Відносна молекулярна маса</i>	
1. Калію	а) 102	г) 94
2. Алюмінію	б) 44	д) 90
3. Карбону	в) 40	
4. Магнію		
8. Установіть відповідність між леткими водневими сполуками хімічних елементів і їхньою відносною молекулярною масою.

<i>Летка воднева сполука елемента</i>	<i>Відносна молекулярна маса</i>
1. Оксигену	а) 34
2. Фосфору	б) 16
3. Карбону	в) 18
4. Флуору	г) 20
	д) 19
9. Установіть послідовність посилення металічних властивостей атомів елементів:

а) Калій;	в) Натрій;
б) Магній;	г) Алюміній.
10. Установіть послідовність посилення неметалічних властивостей атомів елементів:

а) S;	в) O;
б) Se;	г) F.

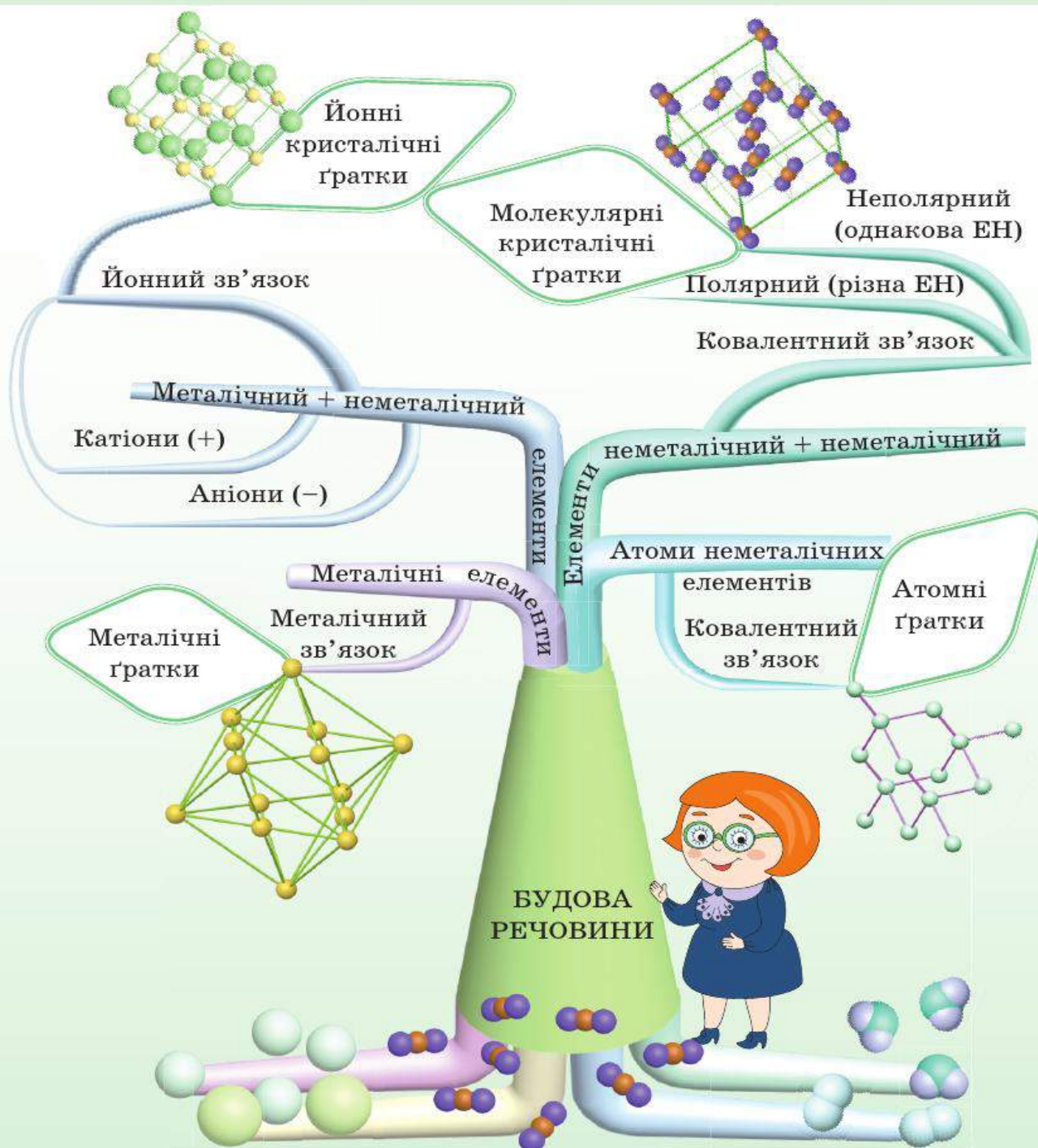
**ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ**

1. Напишіть графічну й електронну формули атомів елементів № 5, 12, 17.
2. Елемент розташований у III періоді, I групі головної підгрупи. Визначте цей елемент і підрахуйте кількість протонів і електронів у атомі цього елемента. Напишіть графічну й електронну формули атома цього елемента.
3. У невідомого елемента на третьому, останньому, шарі електронів удвічі більше, ніж на останньому шарі в атомі Магнію. Визначте невідомий елемент А. Напишіть графічну й електронну формули атома елемента А.
4. Відносна молекулярна маса вищого оксиду елемента IV групи дорівнює 44. Про який елемент ідеться? Металічні чи неметалічні властивості проявляє цей елемент? У яких двох елементів — сусідів по періоду й групі — ці властивості будуть менш яскраво виражені? Напишіть графічну й електронну формули атома цього елемента.
5. Відносна молекулярна маса леткої водневої сполуки елемента VI групи дорівнює 34. Про який елемент ідеться? Яка формула й характер (основний чи кислотний) його вищого оксиду? Напишіть графічну й електронну формули атома цього елемента.
6. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомі елемента А втричі більша, ніж у атомі Кальцію на зовнішньому енергетичному рівні. Електрони в атомі елемента А розташовані на трьох енергетичних рівнях. Визначте елемент А, запишіть формулу вищого оксиду цього елемента й гідроксиду, що йому відповідає, вкажіть характер цих сполук.
7. Назвіть елемент, що має формулу леткої водневої сполуки  $RH_2$  і утворює вищий оксид з відносною молекулярною масою 127. Дайте характеристику цього елемента за планом:
  - 1) Положення елемента в системі: період, група, підгрупа.
  - 2) Кількість протонів, нейтронів, електронів.
  - 3) Будова атома.
  - 4) Кількість валентних електронів.
  - 5) Металічний, неметалічний елемент.
  - 6) *s*-, *p*-, *d*-елемент.
  - 7) Формула вищого оксиду й гідроксиду, що йому відповідає, їхній характер (основний, амфотерний, кислотний).
  - 8) Формула леткої водневої сполуки.
  - 9) Порівняння металічних (чи неметалічних) властивостей і радіуса атома елемента із сусідами по групі й періоду.



# 2

## ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ



## § 13. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. ЧИСЛО АВОГАДРО

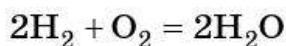
### ЩО ТАКЕ МОЛЬ?



Для розрахунків за хімічними реакціями починаючи з ХІХ століття хіміки використовували масові співвідношення реагентів. Такі співвідношення були дуже зручні: вимірюючи масу речовин у грамах, учені ніби оперували молекулами. У ті часи вважали, що молекула — це така кулька, що має певну відносну молекулярну масу. Порцію речовини, що дорівнює відносній молекулярній (або атомній) масі, виражену в грамах, назвали грам-молекулою, або молем.

### Поняття «моль»

У хімічних реакціях беруть участь молекули (атоми або йони), і правильніше було б урахувувати не масу речовин, які беруть участь у реакції, а число реагуючих частинок. Наприклад, у рівнянні утворення води:



ми бачимо, що з 2 молекулами водню реагує 1 молекула кисню й утворюються 2 молекули води. Цифри перед хімічними формулами — коефіцієнти — указують на число молекул, які реагують одна з одною. Окремі атоми й молекули можна порахувати в штуках. Але атоми й молекули дуже малі, і майже неможливо провести реакцію з 1 або 2 молекулами. Оскільки в речовині величезна кількість молекул (кількість речовини), для зручності підрахунку використовують спеціальну величину — **моль**.



**Кількість речовини** — це визначене число будь-яких частинок, атомів, молекул, йонів тощо. Одиниця вимірювання кількості речовини — **моль**.

Вирішено було за 1 моль прийняти стільки атомів Карбону, скільки міститься у 12 г (або 0,012 кг)  $^{12}\text{C}$ . Скільки ж там атомів? Давайте порахуємо.

Маса одного атома Карбону становить  $1,993 \cdot 10^{-23}$  г. Тоді у 12 г (1 моль) міститься  $\frac{12 \text{ г}}{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$  частинок. Частинки (атоми, молекули, йони, а також електрони, протони тощо) називають іще структурними одиницями.

Звідси таке визначення моль:



Моль — це кількість речовини, в якій число частинок дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$ , що відповідає кількості атомів у 0,012 кг Карбону  $^{12}\text{C}$ . Моль позначають латинською буквою  $n$ .

Число частинок в 1 моль називають **числом**, або **сталю Авогадро** — на честь знаменитого італійського хіміка Амедео Авогадро й позначають  $N_A$ .

Як слідує з визначення:

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

Точне значення  $N_A = (6,02245 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$ .

Стала Авогадро універсальна. Вона вказує число частинок у 1 моль речовини в будь-якому агрегатному стані: твердому, рідкому, газуватому.



Якщо взяти масу якої-небудь речовини, що дорівнює її відносній молекулярній (атомній, формульній) масі, то в ній обов'язково буде  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів, молекул або йонів (залежно від будови речовини), тобто 1 моль.

Потрібно відзначити, що на письмі термін «моль», якщо він використаний при числі, не відмінюється. Так, 1 л води (1 кг або 1000 г) містить приблизно 55,5 моль води. Якщо ж термін «моль» використовується сам по собі, то він відмінюється. Наприклад, правильно записати питання потрібно так: «Знайдіть, скільки молів води міститься в 1 л води». Відмінюється термін «моль» і в усному мовленні.

Зверніть увагу, що число частинок у молі однакове, але маса й об'єм 1 моль різних речовин будуть різними, оскільки є різними частинки, які входять до складу моля.

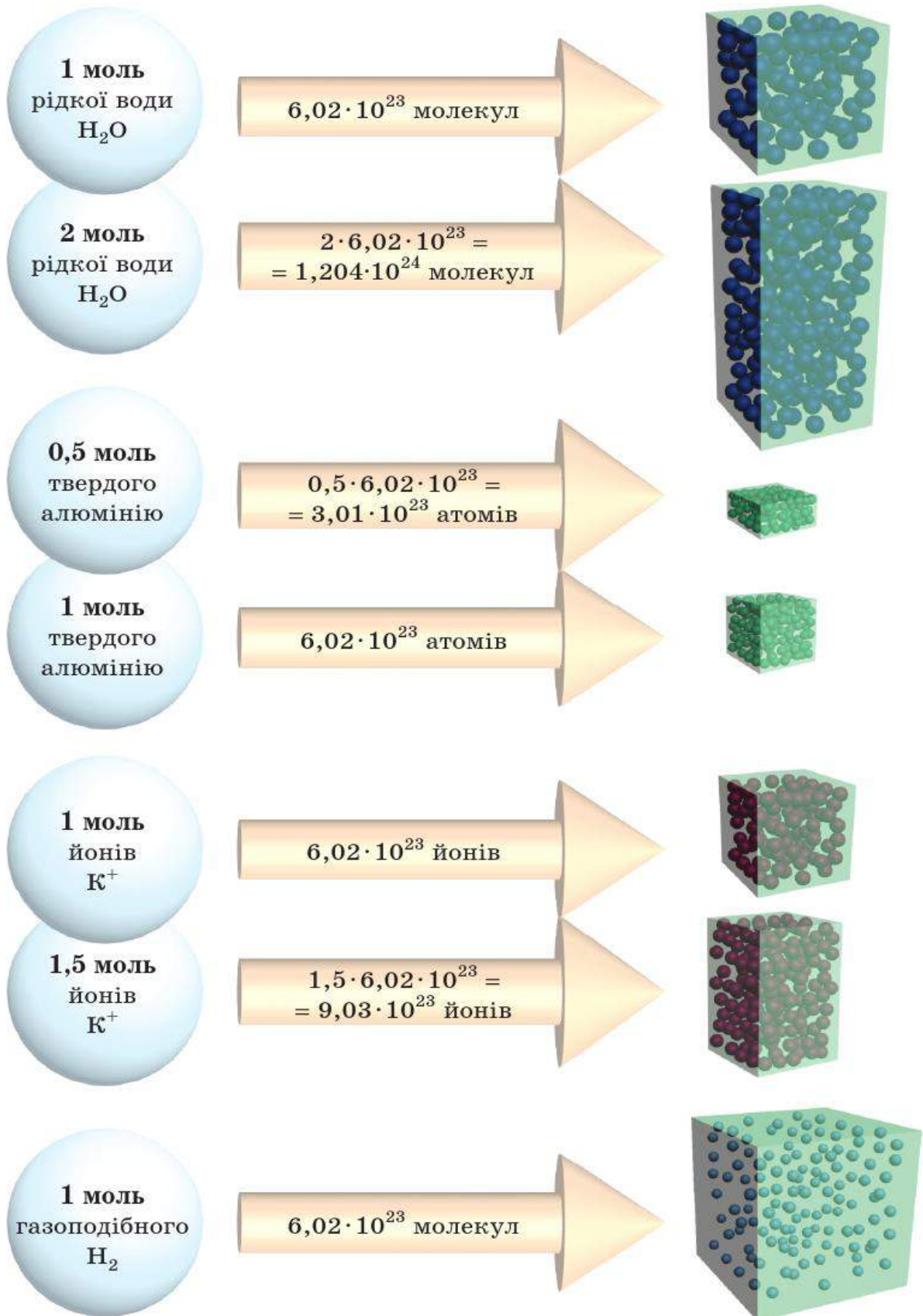
Є безліч прикладів, які показують наскільки великим є число Авогадро. Підраховано, наприклад, що, якщо взяти таку кількість однодоларових банкнот, то ними можна встелити всю земну кулю шаром 2 метри.

1971 р. рішенням 14-ї Генеральної конференції щодо мір і вагів моль був уведений у Міжнародну систему одиниць (СІ) як сьома основна одиниця.

**Приклад.** 1 молекула  $\text{H}_2\text{SO}_4$  має значно більшу масу й об'єм, ніж 1 молекула  $\text{H}_2$ , тому маса й об'єм 1 моля  $\text{H}_2\text{SO}_4$  теж будуть більші.



Для кращого розуміння наведемо декілька прикладів:



## ДЕ І ЯК ЗАСТОСОВУВАТИ ПОНЯТТЯ «МОЛЬ»



Оскільки моль — це, власне, певна кількість штук частинок, то коефіцієнти в рівняннях показують не тільки кількість реагуючих молекул, але й число молів молекул.

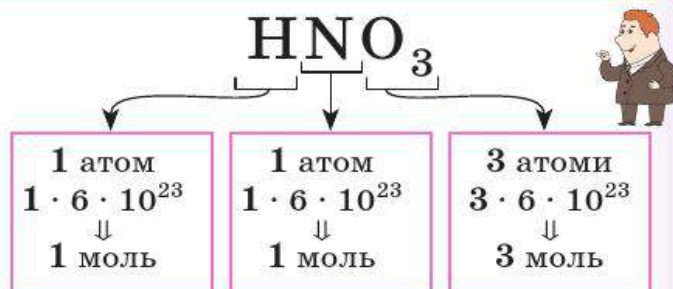
Повернемося до рівняння синтезу води. Ми не могли працювати з 1 або 2 молекулами, але, якщо збільшити число частинок, узятих для реакції, у  $6,02 \cdot 10^{23}$  рази, одержимо величини, з якими можна реально проводити хімічні реакції. Тоді ми можемо написати:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$		
2 молекули	1 молекула	2 молекули
$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
2 моль	1 моль	2 моль

**Зверніть увагу!** З точки зору математики, переходячи від числа окремих атомів або молекул до числа молів, ми завжди використовуємо один і той самий множник —  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Математичне співвідношення залишається тим же. Отже, поняття «моль» ми можемо використовувати під час хімічних розрахунків за хімічними реакціями або хімічними формулами. У хімічних формулах індекси — співвідношення чисел атомів кожного сорту в молекулах — показують також число молів атомів кожного елемента.

### Приклад

В 1 моль  $\text{HNO}_3$  1 моль атомів Н, 1 моль атомів N і 3 моль атомів О — відповідно до індексів.



Запис  $4\text{HNO}_3$  показує, що взято 4 моль молекул нітратної кислоти. У 4 моль молекул  $\text{HNO}_3$  міститься 4 моль атомів Гідрогену, 4 моль атомів Нітрогену й 12 моль атомів Оксигену. Усього 20 моль атомів.



Тут ключові слова «моль молекул» і «моль атомів». Тому будьте уважні, коли читаєте питання задачі.



— Можна сказати, що в 1 моль пеналів ( $H_2O$ ) знаходиться 1 моль кулькових ручок (O) і 2 моль олівців (2H).



— Я слово «моль» співвідношу зі словом «штука».

Зверніть увагу, якщо в задачі запитують про кількість речовини, то потрібно рахувати число молів.

### Розрахунки, пов'язані з кількістю речовини

Визначити кількість речовини, якщо відомо число структурних одиниць, можна за формулою:

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

де  $n$  — кількість речовини (моль);

$N$  — загальне число частинок;

$N_A$  — число Авогадро.

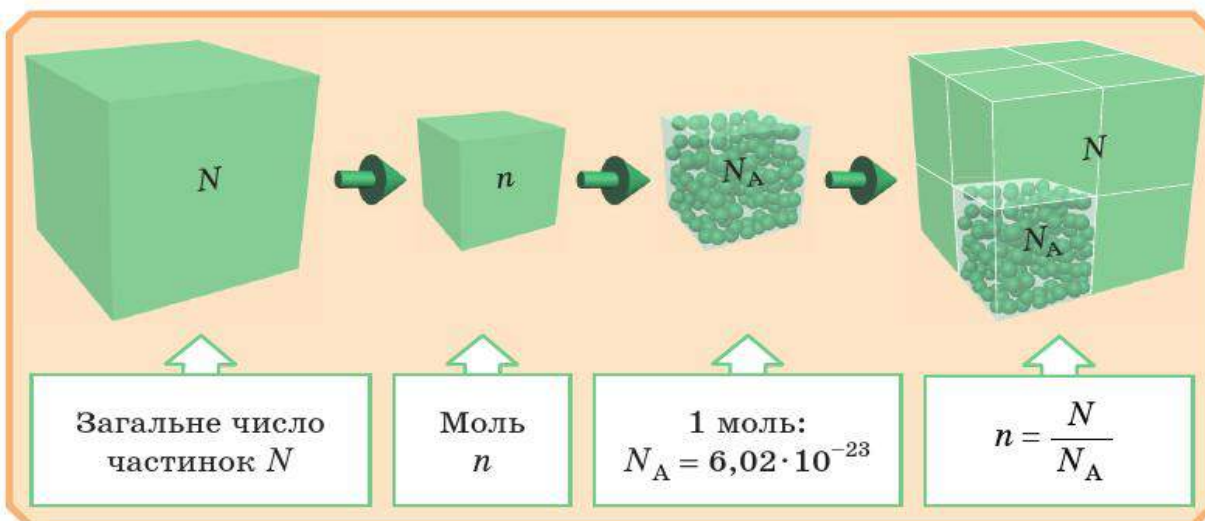
Виходячи з цієї формули, загальне число частинок дорівнює:

$$N = n \cdot N_A$$

— Це зрозуміло!  
От, наприклад, у нас є 12 яблук (це загальне число). Кошичок уміщує 6 яблук. Тоді, мабуть, потрібне число кошичків дорівнюватиме  $\frac{12}{6} = 2$ .  
Так само і з молями.



Зробимо висновки:



**ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ**

1. Що таке кількість речовини?
2. В яких одиницях виражають кількість речовини?
3. Що показує стала Авогадро?

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Установіть відповідність.

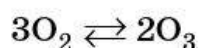
Кількість речовини	Число частинок
3 моль йонів $S^{2-}$	$1,505 \cdot 10^{23}$
0,25 моль молекул $CO_2$	$1,806 \cdot 10^{24}$
1,2 моль атомів Cu	$7,224 \cdot 10^{23}$

2. Яка кількість речовини кожного елемента пішла на утворення 1 моль:



3. Яка кількість речовини кожного елемента міститься у 2 моль  $H_3PO_4, PH_3, Fe_2O_3, Ca(OH)_2, NaOH$ ?

4. Укажіть число молів реагентів і продуктів реакції в рівнянні:



5. Яка кількість речовини атомів кожного елемента міститься:

а) у 2 моль  $N_2O$ ;

б) у 3 моль  $P_2O_5$ ?

6. Яка кількість речовини йонів  $Ca^{2+}$  і  $NO_3^-$  міститься:

а) в 1 моль речовини  $Ca(NO_3)_2$ ;

б) у 0,5 моль;

в) у 5 моль цієї речовини?

7. В якій кількості речовини  $SiO_2$  міститься 0,5 моль O? 4 моль Si?

8. Заповніть таблицю:

$n(O)$	$n(P)$	$n(P_2O_5)$	$N(O)$	$N(P)$	$N(P_2O_5)$
					$6,02 \cdot 10^{23}$

Підказка: спочатку знайдіть  $n(P_2O_5)$ .

### РОЗВ'ЯЗАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ЗАСТОСУВАННЯМ ПОНЯТТЯ «МОЛЬ»

**Задачі, в яких відомо або кількість речовини, або загальне число частинок (молекул, атомів, йонів)**

Розв'яжіть задачі, користуючись прикладами.

**Приклад 1.** Скільки молекул міститься в 0,25 моль кисню?

*Розв'язання*

За формулою  $N = n \cdot N_A$  знаходимо число молекул кисню:

$$N(\text{O}_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль} = 1,505 \cdot 10^{23}.$$

*Відповідь:* у 0,25 моль кисню міститься  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул цього газу.



1. Визначте число молекул, які містяться в 3 моль  $\text{H}_2\text{O}$ .  
*Відповідь:*  $1,806 \cdot 10^{24}$ .
2. Визначте число молекул, які містяться у 8 моль карбон(II) оксиду.  
*Відповідь:*  $4,816 \cdot 10^{24}$ .
3. Визначте число атомів, які містяться в 0,7 моль Карбону (алмаза).  
*Відповідь:*  $4,214 \cdot 10^{24}$ .
4. Скільки молекул міститься:
  - а) в 1 моль амоніаку ( $\text{NH}_3$ );
  - б) у 6 моль амоніаку;
  - в) у 0,5 моль амоніаку?*Відповідь:* а)  $6,02 \cdot 10^{23}$ ; б)  $3,612 \cdot 10^{24}$ ; в)  $3,01 \cdot 10^{23}$ .

**Приклад 2.** Яку кількість речовини становить  $3,612 \cdot 10^{23}$  атомів Фосфору?

*Розв'язання*

За формулою  $n = \frac{N}{N_A}$  знаходимо число моль фосфору:

$$n(\text{P}) = \frac{3,612 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}} = 0,6 \text{ моль}.$$

*Відповідь:* число моль фосфору = 0,6 моль.



5. Яку кількість речовини становить:
  - ✓  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів Магнію;
  - ✓  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул води;
  - ✓  $1,204 \cdot 10^{24}$  молекул хлору.*Відповідь:* 1 моль, 0,5 моль, 2 моль.



6. Яка кількість речовини становить  $4 \cdot 10^{25}$  молекул нітроген(II) оксиду?

*Відповідь:* 66 моль.



Зверніть увагу на ступінь числа 10! Якщо ступені різні, то слід згадати обчислення зі степенями з курсу математики.

7. Більшу кількість речовини становить  $24 \cdot 10^{22}$  або  $2 \cdot 10^{24}$  атомів Алюмінію?

*Відповідь:* більшу кількість речовини алюмінію становить  $2 \cdot 10^{24}$  атомів Алюмінію.

8. Установіть відповідність.

- |                          |              |
|--------------------------|--------------|
| а) $6 \cdot 10^{23}$     | 1) 2,5 моль  |
| б) $1,505 \cdot 10^{24}$ | 2) 0,25 моль |
| в) $1,505 \cdot 10^{23}$ | 3) 1 моль    |

*Відповідь:* а) 3; б) 1; в) 2.

9. Скільки атомів Оксигену міститься у 2 моль води?



Тут потрібно звернути увагу на питання задачі: атомів Оксигену! В 1 моль молекул  $\text{H}_2\text{O}$  1 моль атомів Оксигену, у 2 моль —  $2\text{H}_2\text{O}$  — 2 моль атомів Оксигену. (Коефіцієнт 2, який стоїть перед  $\text{H}_2\text{O}$ , має відношення до всієї формули, отже, у 2 моль молекул  $\text{H}_2\text{O}$  4 моль атомів Гідрогену й 2 моль атомів Оксигену. Ключові слова «молекула» й «атом».)

*Відповідь:*  $1,204 \cdot 10^{24}$ .

10. Скільки атомів Гідрогену міститься у воді кількістю речовини 2 моль?

*Відповідь:*  $2,408 \cdot 10^{24}$ .

## § 14. МОЛЯРНА МАСА



— Як же взяти для реакції, наприклад, 1 моль? Я ж не можу відрахувати таку кількість молекул!



— І не потрібно. Адже можна взяти певну масу речовини, яка відповідає 1 моль. Це молярна маса.

Масу одного моля структурних одиниць називають молярною масою ( $M$ ). Чисельно молярна маса дорівнює відносній молекулярній (атомній, формульній) масі, але вимірюється у г/моль або кг/кмоль.

**Приклад.** Якщо  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ , то  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль.

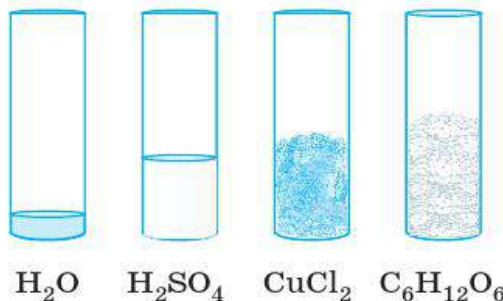
Таким чином, обчислюємо молярну масу за періодичною системою елементів, як обчислювали  $M_r$ , і потім дописуємо розмірність.

Так, наприклад, обчислюємо молярну масу KOH:

$$\begin{aligned} M(\text{KOH}) &= 39 + 16 + 1 = \\ &= 56 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$



**Завдання.** Обчисліть самостійно й підпишіть молярні маси таких речовин:



Ми можемо обчислити кількість речовини (моль), якщо відома маса речовини, за формулою:

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



**Молярна маса** — величина, що дорівнює відношенню маси речовини (г, кг) до кількості речовини (моль):

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

де  $n$  — кількість речовини,  $m$  — маса речовини.

— Звичайно, якщо, припустимо, у нас є 600 г яблук, а маса 1 яблука 60 г, тоді число яблук —

$$\frac{600}{60} = 10.$$

Так само обчислюємо й число молей.



Є й формула розрахунку маси речовини за відомою кількістю речовини:

$$m = n \cdot M.$$



Молярну масу можна розрахувати і для формульної одиниці, і для йона, тому що до складу моля, як ми знаємо, можуть входити будь-які частинки.

Якщо відома маса одного моля ( $M$ ) і кількість, наприклад, молекул в одному молі ( $N_A$ ), то можна обчислити масу 1 молекули:

$$m_{\text{молекули}} = \frac{M}{N_A}.$$

Те саме стосується й маси йона або атома.

**Завдання.** Щоб остаточно розібратися в масах, виконайте завдання:

Установіть відповідність.

- 1)  $M_r(\text{SO}_2)$       а) 64 г  
 2)  $m(\text{SO}_2)$       б) 64 г/моль  
 3)  $M(\text{SO}_2)$       в) 64

**Відповідь.** Відносна молекулярна маса  $M_r$  — це маса однієї молекули в а.о.м. Вона не має розмірності. (1 — в); маса сульфур(IV) оксиду  $m$  — 64 г. Маса може бути будь-якою, її визначаємо шляхом зважування речовини на терезах. (2 — а); молярна маса чисельно дорівнює  $M_r$  речовини, позначається літерою  $M$  і має розмірність г/моль. (3 — б)

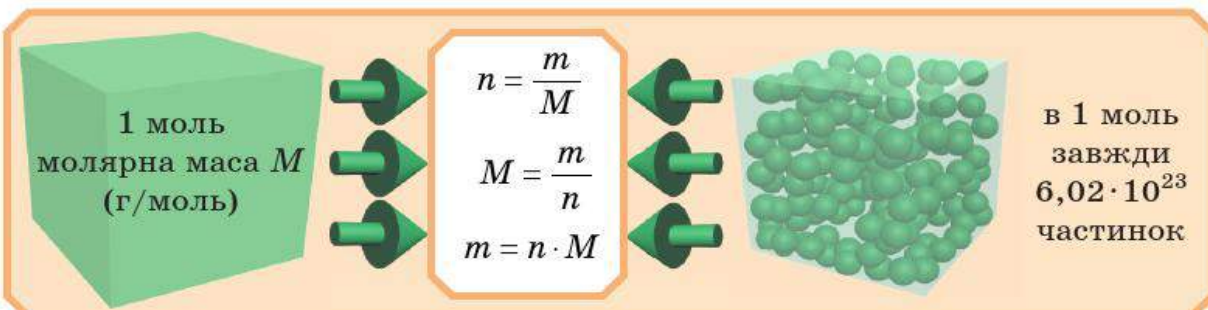


Знаючи молярну масу, можна визначити й маси речовин, які беруть участь у реакції. Повернемося до рівняння синтезу води, але тепер обчислимо маси речовин за формулою:  $m = n \cdot M$ , знаючи, що:

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}, \quad M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}, \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

	2 молекули	1 молекула	2 молекули
$n$ :	2 моль	1 моль	2 моль
$M$ :	2 г/моль	32 г/моль	18 г/моль
$m$ :	2 моль · 2 г/моль = = 4 г	1 моль · 32 г/моль = = 32 г	2 моль · 18 г/моль = = 36 г

Підіб'ємо підсумок:



### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Що називають молярною масою? В яких одиницях виражають молярну масу?
2. Якій величині чисельно дорівнює молярна маса?
3. Як розраховують:
  - а) молярну масу;
  - б) кількість речовини;
  - в) масу речовини;
  - г) масу молекули, атома;
  - д) кількість атомів, молекул?
4. Заповніть таблицю:



Речовина	$m$ , г	$n$ , моль	$M_r, A_r$	$M$ , г/моль	$N$
Ca	80				
CO <sub>2</sub>		1,2			
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20				
Na <sup>+</sup>		0,75			

### НАВЧАЄМОСЬ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ

#### Обчислення молярної маси

Спочатку робимо це з використанням Періодичної системи.

**Приклад 1.** Обчисліть молярну масу сульфатної кислоти в г/моль і кг/кмоль за хімічною формулою.

*Розв'язання*

Визначаємо відносну молекулярну масу:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98. \quad M_r = M(\text{г/моль})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль або } 98 \text{ кг/кмоль}^*$$

Зазвичай опускають обчислення відносної молекулярної маси, а відразу обчислюють молекулярну масу. Наприклад, у цьому випадку розрахунки виглядають так:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ г/моль.}$$

**Відповідь:** молярна маса сульфатної кислоти дорівнює 98 г/моль.



\* 1 кмоль = 1000 моль.

Обчисліть молярну масу речовин:

- а) кальцій оксиду  $\text{CaO}$ ;                      в) алюміній хлориду  $\text{AlCl}_3$ .  
 б) натрій оксиду  $\text{Na}_2\text{O}$ ;

*Відповідь:*  $M(\text{CaO}) = 56$  г/моль;  $M(\text{AlCl}_3) = 133,5$  г/моль;  
 $M(\text{Na}_2\text{O}) = 62$  г/моль.

Молярну масу можна обчислити й за формулою з використанням маси й кількості речовини.

**Приклад 2.** Обчисліть молярну масу речовини, якщо відомо, що маса 2,5 моль її дорівнює 110 г.

*Розв'язання*

Для розв'язання задачі скористаємося формулою:  $M = \frac{m}{n}$ .

Звідси:  $M = \frac{110 \text{ г}}{2,5 \text{ моль}} = 44$  г/моль.

*Відповідь:* молярна маса речовини 44 г/моль.



Визначте молярну масу речовини, якщо відомо, що:

- а) 7 моль мають масу 448 г;  
 б) 3,5 моль мають масу 84 г;  
 в) 0,25 моль мають масу 8 г.

Назвіть ці елементи.

*Відповідь:* а) 64 г/моль — Купрум; б) 24 г/моль — Магній;  
 в) 32 г/моль — Сульфур.

**Обчислення маси речовини, якщо відома кількість речовини (число молів)**

**Приклад.** Обчисліть масу 0,5 моль натрій гідроксиду.

*Розв'язання*

Для розв'язання задачі використаємо формулу:  $m = M \cdot n$ .

- 1) Спочатку обчислимо молярну масу натрій гідроксиду:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль.}$$

- 2) Потім підставимо числа у формулу:

$$m(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 20 \text{ г.}$$

*Відповідь:* маса 0,5 моль натрій гідроксиду дорівнює 20 г.



1. Обчисліть масу:

- а) 2 моль водню;  
 б) 3 моль кисню;  
 в) 5 моль води.

*Відповідь:* 4 г, 96 г; 90 г.

2. Обчисліть, маса якої з речовин більша:  
 а) 3 моль кисню або 2 моль азоту;  
 б) 5 моль води або 1,4 моль хлору;  
 в) 1 моль йонів Кальцію або 1 моль йонів Магнію.  
*Відповідь:* а) 3 моль кисню, б) 1,4 моль хлору, в) 1 моль йонів Кальцію.
3. Визначте масу натрій карбонату  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , взятого кількістю речовини 0,25 моль.  
*Відповідь:* 26,5 г.
4. Чому дорівнює маса суміші, яка складається з 10 моль газоподібного водню й 5 моль кисню?  
*Підказка:* обчисліть масу кожного газу окремо, а потім додайте.  
*Відповідь:* 180 г.

### Визначення кількості речовини (моль), якщо відома маса

*Приклад.* Яка кількість речовини міститься у 112 г кальцій оксиду?

*Розв'язання*

Для розв'язання задачі використаємо формулу:

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

- 1) Обчислюємо молярну масу кальцій оксиду:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль.}$$

- 2) Визначаємо кількість речовини кальцій оксиду:

$$n(\text{CaO}) = \frac{112 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

*Відповідь:* 112 г кальцій оксиду становлять 2 моль.



1. Скільки молів атомів алюмінію міститься в зразку цього металу масою 10,8 г?  
*Відповідь:* 0,4 моль.
2. Скільки молів атомів Оксигену міститься в сульфур(VI) оксиді масою 12 г?  
*Відповідь:* 0,15 моль.
3. Скільки молів атомів Сульфуру міститься у ферум(II) сульфіді масою 22 г?  
*Відповідь:* 0,25 моль.
4. Складіть хімічні формули оксидів Цезію, Стронцію, Галію. Якщо взяти по 100 г кожної речовини, то в наважці якої речовини буде менше число молів?  
*Відповідь:* у 100 г цезій оксиду.

5. Установіть відповідність.

- |                        |              |
|------------------------|--------------|
| а) 24 г атомів Карбону | 1) 0,25 моль |
| б) 8 г кисню           | 2) 2 моль    |
| в) 57 г фтору          | 3) 1,5 моль  |

Відповідь: а) 2, б) 1, в) 3.

### Комбіновані задачі

**Приклад.** Визначте число моль азоту, яке міститься в 70 г цього газу. Скільки молекул міститься в цій масі азоту?

*Розв'язання*

1) Спочатку визначимо кількість речовини за формулою:

$$n = \frac{m}{M}. \quad M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль.}$$

$$n(\text{N}_2) = \frac{70 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль.}$$

2) Потім знайдемо число молекул азоту в цій кількості речовини. Виходячи з формули:

$$n = \frac{N}{N_A}; \quad N = n \cdot N_A;$$

$$N = 2,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1/\text{моль} = 15,05 \cdot 10^{23} = 1,505 \cdot 10^{24}.$$

Відповідь: 2,5 моль;  $1,505 \cdot 10^{24}$  молекул.



1. Зразок деякої речовини містить  $2,11 \cdot 10^{24}$  молекул. Маса цього зразка становить 154 г. Обчисліть молярну масу цієї речовини.

**Підказка:** спочатку знайдемо моль за формулою  $n = \frac{N}{N_A}$ , а потім

молярну масу, виходячи з формули  $n = \frac{m}{M}$ . До речі, ці формули

можна об'єднати. Ліві сторони (число моль) у цих рівняннях рівні, отже, рівні й праві (знову математика). Тому можна записати:

$$\frac{N}{N_A} = \frac{m}{M}. \quad \text{Це пропорція. Знаходимо } M: \quad M = \frac{N_A \cdot m}{N}.$$

У такий спосіб можна об'єднувати й інші формули, пов'язані з обчисленням кількості речовини.

Відповідь: 44 г/моль.

2. Визначте масу й число моль амоніаку в зразку цього газу, який містить  $2,5 \cdot 10^{25}$  молекул.

Відповідь: 41,53 моль; 706 г.

3. Визначте число молекул  $\text{Br}_2$  у бромі масою 3,2 г.

Відповідь:  $1,2 \cdot 10^{22}$  молекул.

4. Скільки атомів Фосфору міститься в тетрафосфорі  $P_4$  масою 155 г?

**Підказка:** спочатку визначте число молекул  $P_4$ , а потім число атомів — їх у 4 рази більше.

**Відповідь:**  $3 \cdot 10^{24}$ .

5. Яку кількість речовини становить  $31,0 \cdot 10^{23}$  атомів Натрію? Визначте масу цих атомів.

**Відповідь:** 5,1 моль; 117,3 г.

### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

- Скільки молекул вуглекислого газу ( $CO_2$ ) міститься : а) у 3 моль; б) у 10 моль; в) у 20 моль? (Задачу розв'язати усно.) Визначте також загальну кількість атомів у кожному випадку.
- Скільки молів води становить  $1,806 \cdot 10^{24}$  молекул?
- Обчисліть кількість атомів Оксигену в гідроген пероксиді, який містить  $2,408 \cdot 10^{24}$  молекул.
- Обчисліть, скільки молів атомів Гідрогену в порції води, яка містить  $1,806 \cdot 10^{23}$  молекул.
- Обчисліть молярні маси: калій оксиду, кальцій оксиду, силіцій(IV) оксиду, фосфор(V) оксиду, гідроген оксиду, сульфур(IV) оксиду, нітроген(III) оксиду, нітроген(IV) оксиду.
- Обчисліть маси порцій речовин, які містять:
  - сульфур(IV) оксид кількістю речовини 5 моль;
  - нітроген(III) оксид кількістю речовини 10 моль;
  - $1,204 \cdot 10^{24}$  молекул фосфор(V) оксиду;
  - $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул нітроген(IV) оксиду;
  - $1,204 \cdot 10^{24}$  атомів Оксигену в порції кисню.
- Чи однакову масу мають зразки амоніаку  $NH_3$  кількістю речовини 2 моль і 3 моль? Доведіть свою думку.
- Чи однакові маси мають порції водню та кисню, що містять однакову кількість молекул? Доведіть свою думку.
- На одну шальку терезів поклали пісок (силіцій(IV) оксид) кількістю речовини 4 моль. Яку масу кухонної солі треба покласти на другу шальку терезів, щоб їх урівноважити?
- Дано чотири зразки води. У першому зразку міститься 5 моль, у другому —  $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул води, у третьому —  $6,02 \cdot 10^{24}$  атомів Гідрогену, четвертий має масу 180 г. Чи однакова кількість молекул міститься в цих зразках води? В яких зразках кількість молекул однакова? Доведіть свою думку розрахунками.
- Обчисліть кількість речовини атомів Гідрогену у зразку кількістю речовини 2 моль: а) води; б) метану; в) гідроген хлориду;



г) гідроген сульфїду. В яких зразках однакова кількість речовини атомів Гїдрогену, а в яких рїзна? Чому?

12. Обчислїть масу Фосфору, що мїститься у пїрофосфатнїй кислотї  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  кїлькїстю речовини 0,25 моль?

13. Скїльки моль метану ( $\text{CH}_4$ ) мїстять стїльки ж атомів Гїдрогену, скїльки й вода масою 180 г? Обчислїть масу  $\text{CH}_4$ .

## § 15. ЗАКОН ГЕЙ-ЛЮССАКА. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ



— Виявляється, є не тїльки число Авогадро, але й закон Авогадро, а 1 моль речовини займає однаковий об'єм, але не завжди...

...І існує вїдносна густина. І це все стосується тїльки речовин у газуватому станї!



### ЗАКОН ГЕЙ-ЛЮССАКА

Важливим внеском у встановленнї й розумїннї такої величини, як моль, стали роботи хїмїкїв із газами. Загалом саме вивчення газів пїдштовхнуло хїмїкїв до математичних розрахункїв. Так, на початку ХІХ столїття Жозеф-Луї Гей-Люссак, ґрунтуючись на численних експериментах, сформулював закон об'ємних вїдношень:

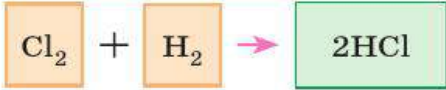
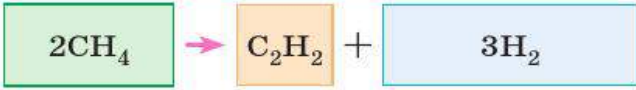
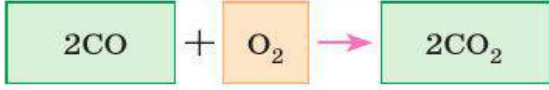


Об'єми газів, що вступають у реакцїю, за однакових умов вїдносяться один до одного як простї цїлї числа.



Практично об'єми газів, що реагують, вїдносяться як коефїцїєнти в рївняннї реакцїї. Наприклад, пїд час утворення гїдроген хлориду в реакцїю вступає один об'єм водню й один об'єм хлору; у результатї утворюються 2 об'єми  $\text{HCl}$ :  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ .

Цим законом дуже зручно користуватися пїд час розв'язування задач, але тїльки в тому випадку, якщо об'єми всїх газів, що беруть участь у реакцїї, вимїрянї за однакових умов.

Хімічна реакція	Відношення об'ємів газів	
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$	1 : 1 : 2	
$2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$	2 : 1 : 3	
$2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$	2 : 1 : 2	

## ЗАКОН АВОГАДРО

1811 р. Амедео Авогадро, ретельно проаналізувавши результати експериментів Гей-Люссака й інших учених, дійшов висновку, що закон об'ємних відношень дозволяє зрозуміти, як же «влаштовані» молекули газів. «Перша гіпотеза, — писав він, — яка виникає у зв'язку із цим і є єдино прийнятною, полягає у припущенні, що сумарна кількість молекул будь-якого газу завжди одне й те саме в одному й тому самому об'ємі...» Ще три роки йому знадобилося, щоби чітко сформулювати свій закон:



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

Під однаковими умовами тут мають на увазі тиск і температуру. Із курсу фізики ви знаєте, що гази залежно від температури змінюють свій об'єм, і до того ж вони стискаються: в разі збільшення тиску об'єм газів зменшується.



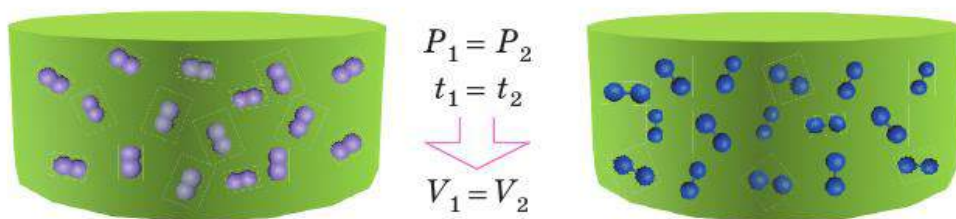
— Уявіть, наприклад, 2 трилітрові банки — це однакові об'єми, в одній банці — водень, в іншій — кисень, тобто різні гази. Обидві банки стоять поряд у кімнаті — однакові умови. Отож, у них міститься однакове число молекул газів  $\text{O}_2$  і  $\text{H}_2$ .





Гази підпорядковані закону Авогадро, а тверді й рідкі речовини — ні. Це пояснюється тим, що в газах відстань між молекулами значно більша, ніж розміри самих молекул. Тому об'єм газу визначається в основному відстанню між молекулами.

За однакового тиску й однакової температури відстань між молекулами для різних газів приблизно однакова. Тому однакова кількість молекул різних газів за однакових умов займає приблизно однаковий об'єм.



За високого тиску або низької температури відстань між молекулами газів зменшується і стає близькою до розмірів самих молекул. Тому гази за низьких температур і високих тисків не підпорядковані закону Авогадро.

#### Мозковий штурм

- ♦ Як ви гадаєте, яке повітря легше — сухе або вологе? Вибрали відповідь? (Відповідь 1 дивіться наприкінці параграфа.)

## НАСЛІДКИ ІЗ ЗАКОНУ АВОГАДРО

### Перший наслідок. Молярний об'єм газів

Уважно стежимо за міркуванням:

За однакового тиску й температури гази займають однаковий об'єм, і в цьому об'ємі міститься однакова кількість молекул. Але одиниця вимірювання кількості молекул — моль. Виходить, за однакових умов в однакових об'ємах міститься однакова кількість молів речовини.

А в якому об'ємі міститься 1 моль молекул? Це легко обчислити, зважуючи гази. Візьмемо по 1 моль декількох різних газів. Якщо взяти для експерименту 28 г азоту (маса 1 моль  $N_2$ ), 32 г кисню (маса 1 моль  $O_2$ ), 44 г карбон(IV) оксиду (маса 1 моль  $CO_2$ ) і виміряти об'єми цих газів за однакових тиску й температури, наприклад за тиску 101,3 кПа й температури 273 К, то виявиться, що всі вони займають однаковий об'єм — 22,4 л. Ось так і робили вчені.

До речі, тиск 101,3 кПа й температуру 273 К називають **нормальними умовами**, або скорочено — н. у.

Підсумок наших міркувань:



1 моль будь-якого газу за н. у. займає об'єм, що дорівнює 22,4 л. Це молярний об'єм газу. Він позначається  $V_m$ .

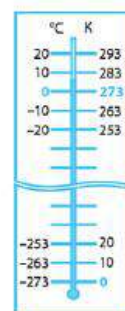
$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

Нормальні умови (н. у.):

$$273\text{К} = 0 \text{ }^\circ\text{C}; 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм.}$$



Зверніть увагу, що 1 градус за шкалою Кельвіна (К) дорівнює 1 градусу за шкалою Цельсія ( $^\circ\text{C}$ ). Отже,  $+1 \text{ }^\circ\text{C}$  дорівнює:  $273 + 1 = 274 \text{ К}$ ,  
 $+10 \text{ }^\circ\text{C}$  — це  $273 + 10 = 283 \text{ К}$ ,  
 $-10 \text{ }^\circ\text{C}$  — це  $273 - 10 = 263 \text{ К}$  і т. д.  
 $-273 \text{ }^\circ\text{C} = 0 \text{ К}$  — цю величину називають «абсолютний нуль».



Можна обчислити об'єм 1 моль газу виходячи з густини газу.

**Приклад.** Обчислимо об'єм, який займає за н. у., наприклад, водень. Густина ( $\rho$ ) водню за цих умов дорівнює 0,09 г/л.

Згадаємо, що густина — це відношення маси до об'єму:

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

Якщо йдеться про 1 моль, то маса буде дорівнювати молярній масі, а об'єм — молярному об'єму, тоді:

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

Звідси молярний об'єм визначається відношенням молярної маси речовини до її густини:

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

Підставимо у формулу чисельні значення для водню, з урахуванням  $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$ :

$$V_M(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{2 \text{ г/моль}}{0,09 \text{ г/л}} = 22,47 \text{ л/моль} \approx 22,4 \text{ л/моль}.$$



Такі самі розрахунки можна провести й для інших газів. Отриманий молярний об'єм буде дещо відрізнятись, але для приблизних розрахунків цілком можна використовувати величину 22,4 л/моль.



$$P = 101,3 \text{ кПа}$$

$$T = 273\text{К}$$

$$n = 1 \text{ моль}$$

$$V_M = 22,4 \text{ л/моль}$$



$$N(\text{O}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \quad N(\text{Cl}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Якщо ми знаємо, який об'єм займає газ за н. у., то можна обчислити число молів:

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

Молярний об'єм  $V_m$  можна визначити як відношення об'єму газу до його кількості речовини:

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

Звідси

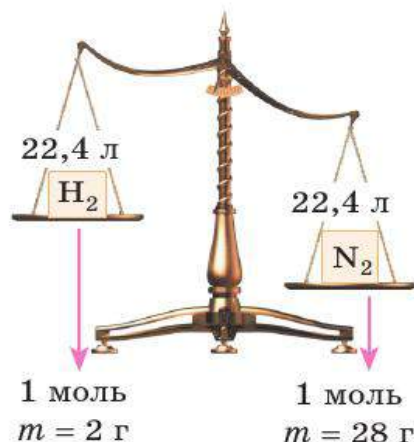
$$V = V_m \cdot n$$

Урахуйте, що за однакового об'єму маси газів будуть різними.

#### ✎ Мозковий штурм ✎

- ◆ Учень на уроці хімії сказав, що 1 моль води за н. у. займає об'єм 22,4 л. Це правильна відповідь? Яку оцінку ви б йому поставили? (Відповідь 2 дивіться накінці параграфа.)

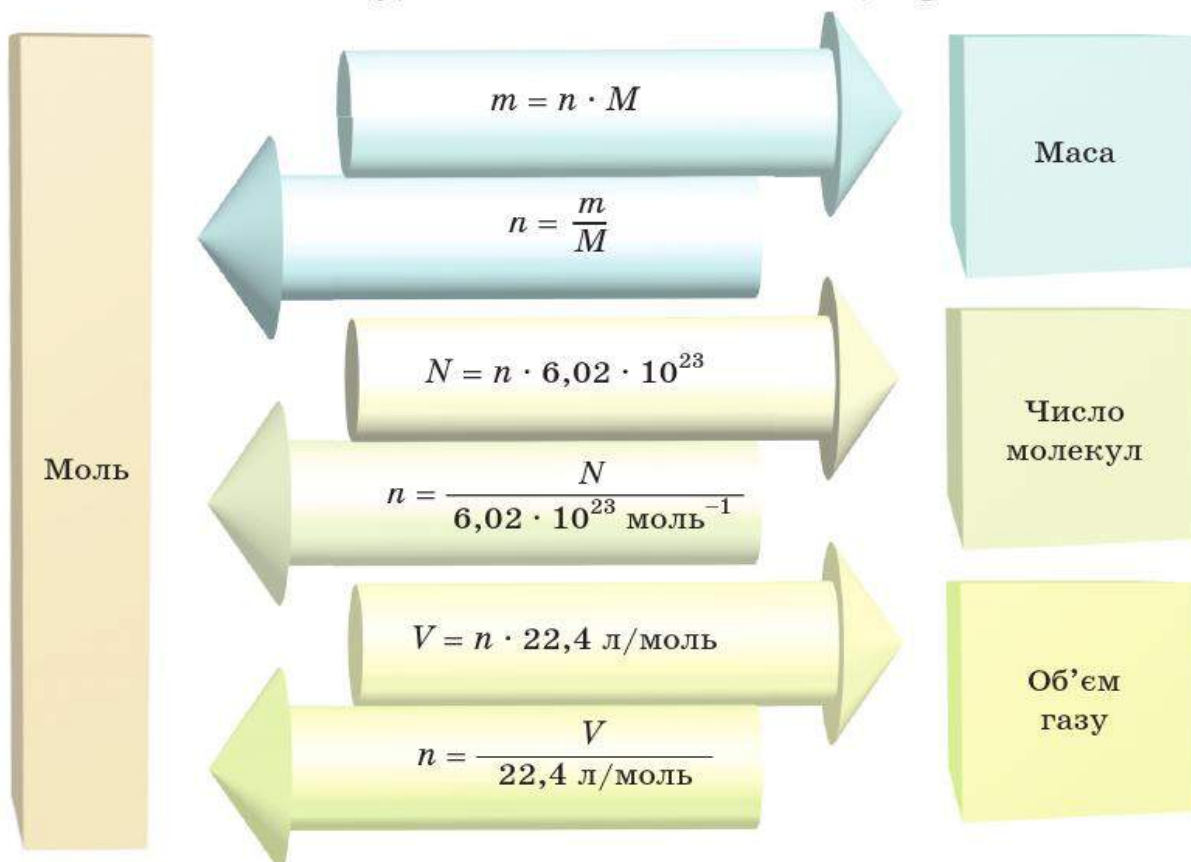
— От якщо в нас є 30 л газу, треба надути ним кульки. Об'єм 1 кульки — 3 л. Тоді ми можемо надути  $\frac{30}{3} = 10$  кульок. Так само і з молями.





Під час розв'язування задач завжди слід ураховувати агрегатний стан речовини за певних умов і пам'ятати, що закон Авогадро — для газів!

Запам'ятайте цю схему, вона допоможе вам розрахувати кількість речовини, число структурних одиниць, масу й об'єм речовини. Зверніть увагу, що, знаючи кількість речовини, ми легко можемо обчислити масу, об'єм і число частинок цієї речовини.



Випишемо формули, в яких використовується кількість речовини (моль), і запам'ятаємо їх:

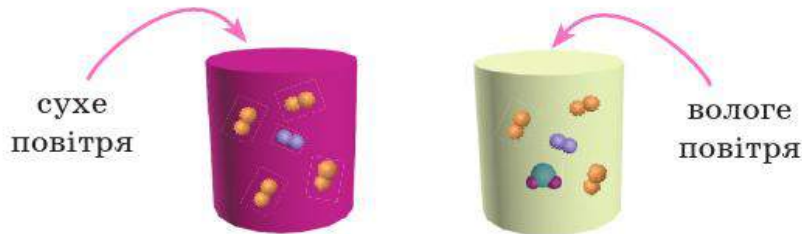
$$n = \frac{N}{N_A} \leftarrow \begin{array}{l} \text{загальне число молекул} \\ \text{завжди } 6,02 \cdot 10^{23} \end{array}$$

$$n = \frac{m}{M} \leftarrow \begin{array}{l} \text{маса речовини, г (кг)} \\ \text{рачуємо за Періодичною системою} \\ \text{Д. І. Менделєєва, г/моль} \end{array}$$

$$n = \frac{V}{V_m} \leftarrow \begin{array}{l} \text{загальний об'єм у л (дм}^3\text{, м}^3\text{)} \\ \text{за н. у. } 22,4 \text{ л/моль для будь-якого газу} \end{array}$$

**ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА**

*Відповідь 1.* Візьмемо однакові об'єми сухого й вологого повітря. Припустимо, що повітря складається тільки з азоту (4/5 частини) і кисню (1/5 частина).



Згідно із законом Авогадро, число молекул газів у однакових об'ємах однакове, тому, якщо повітря буде вологим, замість більш важких молекул азоту або кисню в повітрі з'являться легші молекули води (порівняйте молярні маси).

Виходить, що вологе повітря легше. Ви відповіли правильно. І підтвердження цьому факту ми можемо спостерігати в природі: більш вологе повітря, як більш легке, піднімається вгору, у верхніх шарах атмосфери охолоджується, вода конденсується в краплі. І ми спостерігаємо хмари, з яких може йти дощ. Це і є зв'язок атмосферних явищ із законом Авогадро.

*Відповідь 2.* Якщо відповідь — «так, правильна», це значить, що ви погано подумали й не врахували всі чинники. Нормальні умови — це температура 0 °С, а за цієї температури вода може бути в рідкому або твердому стані — це ж температура танення льоду. Безсумнівно, скільки-небудь води в газовому стані за н. у. (і навіть коли мороз) в атмосфері є. Але в задачі маються на увазі певна маса й об'єм води, наприклад, у склянці, яка раптом уся стала газом за н. у. Звичайно, це неможливо.

Об'єм 1 моль води (рідкої) можна обчислити. Для цього слід скористатися поняттям густини ( $\rho$ ). Із курсу фізики ви знаєте, що

$\rho = \frac{m}{V}$ . Маса одного моль води — це молярна маса — дорівнює 18 г (рахуємо суму відносних атомних мас), густина води дорівнює 1 г/мл, отже, об'єм 1 моль рідкої води дорівнюватиме  $V = \frac{m}{\rho}$ , або

$V = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 18 \text{ мл}$ . Це столова ложка води. Для твердої води — льоду — розрахунок буде інший, тому що густина льоду менше (!) густини води. Спробуйте провести обчислення самостійно.

### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Сформулюйте закон Авогадро.
2. Сформулюйте перший наслідок із закону Авогадро.
3. Назвіть параметри, які відповідають нормальним умовам.
4. Що таке молярний об'єм газу?
5. В яких одиницях виражають молярний об'єм газу?



### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Під час повного згоряння суміші, яка складається з одного об'єму певного газу та двох об'ємів кисню, утворився один об'єм вуглекислого газу та два об'єми водяної пари. Визначте формулу газу.  
**Підказка:** спочатку запишіть рівняння реакцій. Відповідно до закону Гей-Люссака, об'єми газів співпадають з коефіцієнтами в рівняннях. Тому перед невідомим газом ставимо коефіцієнт 1, перед  $O_2$  — 2, також, відповідно, перед  $CO_2$  — 1,  $H_2O$  — 2. Рівняння зрівняно. Тому кількість атомів елементів ліворуч дорівнює кількості атомів праворуч. Поміркуйте, які атоми і в якій кількості входять до складу молекули невідомого газу. Ця підказка допоможе вам і під час розв'язання задач 2 і 3.
2. Після вибуху суміші, яка складається з одного об'єму досліджуваного газу й одного об'єму водню, утворився один об'єм водяної пари та один об'єм азоту. Усі вимірювання проводили за однакових умов. Визначте формулу досліджуваного газу.
3. Певний газ горить у хлорі, утворюючи азот і хлороводень, причому об'єми хлору, що увійшов у реакцію, та азоту, що утворився, відносяться як 3:1. Визначте молекулярну формулу цього газу.

### НАВЧАЄМОСЬ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ

Користуючись прикладами, розв'яжіть задачі.

**Визначення об'єму газу, якщо відомо його кількість речовини (моль)**

**Приклад.** Обчисліть, який об'єм займають 0,2 моль водню за н. у.

*Розв'язання*

Для розв'язання використаємо формулу:  $V = V_m \cdot n$ .

Підставляємо у формулу дані задачі:

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л.}$$

**Відповідь:** 0,2 моль водню за н. у. займає об'єм 4,48 л.





1. Визначте, який об'єм займають за н. у.:

- а) 0,5 моль карбон(II) оксиду;
- б) 3 моль гелію;
- в) 1,5 моль кисню.

*Відповідь:* 11,2 л; 67,2 л; 33,6 л.

2. Який об'єм за н. у. займають 2 моль нітроген(I) оксиду? 2 моль карбон(IV) оксиду? Поясніть отримані результати.

*Відповідь:* 44,8 л.

3. Заповніть таблицю.

Кількість речовини (моль)	Об'єм газу (н. у.)
3 моль CO <sub>2</sub>	
	5,6 л CH <sub>4</sub>
0,125 моль N <sub>2</sub>	
	156,8 л SO <sub>2</sub>

### Визначення кількості речовини в певному об'ємі газу за н. у.

**Приклад.** Яка кількість речовини становить 5,6 л кисню за н. у.?

*Розв'язання*

Для розв'язання використовуємо формулу:

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

Підставляємо у формулу дані задачі:

$$n = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

*Відповідь:* 5,6 л кисню становлять 0,25 моль за н. у.



1. Визначте число молів кожного газу (об'єми дано за н. у.):

- а) у 5,6 л кисню;
- б) у 10 л водню;
- в) у 0,5 л азоту.

*Відповідь:*

- а) 0,25 моль;
- б) 0,45 моль;
- в) 0,022 моль.

2. У балоні об'ємом 20 л міститься гелій (н. у.). Визначте, якій кількості речовини відповідає цей об'єм.

*Відповідь:* 0,89 моль.

3. Яка кількість речовини міститься:

- а) у 6 г вуглецю;  
 б) у 44,8 л хлору (н. у.);  
 в) у 336 г заліза?

*Відповідь:* 0,5 моль; 2 моль; 6 моль.

### Обчислення маси газу, якщо відомо його об'єм (н. у.)

**Приклад.** Обчисліть масу 5,6 л азоту (за н. у.).

*Розв'язання*

*Спосіб 1*

- 1) Визначимо, яку кількість речовини становить 5,6 л азоту, за формулою:

$$n = \frac{V}{V_m}. \quad n(\text{N}_2) = \frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

- 2) Тепер обчислимо масу цієї кількості речовини азоту за формулою:

$$m = M \cdot n.$$

Спочатку рахуємо молярну масу азоту, пам'ятаючи про те, що молекула азоту двоатомна:

$$M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28 \text{ г/моль.}$$

$$m = 28 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 7 \text{ г.}$$

*Спосіб 2*

Цю задачу також можна розв'язати, об'єднавши формули

$n = \frac{V}{V_m}$  і  $n = \frac{m}{M}$ . Це можна зробити, тому що в обох формулах

кількість речовини  $n$  у цьому випадку однакова, а якщо однакові

ліві частини рівняння, то однакові й праві частини:  $\frac{V}{V_m} = \frac{m}{M}$ .

Підставимо дані задачі в це рівняння:

$$\frac{5,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = \frac{m \text{ г}}{28 \text{ г/моль}}.$$

$$\text{Звідси } m = \frac{5,6 \cdot 28}{22,4} = 7 \text{ г.}$$

*Відповідь:* маса 5,6 л азоту становить 7 г.



- Обчисліть, яку масу становлять за н. у. такі об'єми газів:
  - 48 л водню;
  - 95 л фтору;
  - 100 л сульфур(IV) оксиду.
 Відповідь: 4,3 г; 161,16 г; 285,7 г.
- Визначте масу 11,2 л гідрогенсульфіду  $\text{H}_2\text{S}$  за н. у.  
Відповідь: 17 г.
- Чи однакові маси й об'єми (за однакових умов) мають 1,5 моль  $\text{CO}_2$  і 1,5 моль  $\text{O}_2$ ? Чому?  
Відповідь: об'єми однакові, маси — ні.

### Визначення об'єму газу (н. у.), якщо відомо його масу

**Приклад.** Який об'єм займають 10 г кисню за н. у.?

*Розв'язання*

*Спосіб 1*

- Визначимо, яку кількість речовини становлять 10 г кисню,

за формулою:  $n = \frac{m}{M}$ .

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

$$n(\text{O}_2) = \frac{10 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,31 \text{ моль.}$$

- Обчислимо об'єм цієї маси кисню за формулою:

$$V = V_m \cdot n.$$

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,31 \text{ моль} = 6,944 \text{ л} \approx 7 \text{ л.}$$

*Спосіб 2*

Розв'яжемо цю задачу іншим способом, об'єднавши формули, які були використані:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{і} \quad n = \frac{V}{V_m},$$

одержавши

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}.$$

Підставимо дані задачі, прийнявши шуканий об'єм за  $x$ :

$$\frac{10}{32} = \frac{x}{22,4}.$$

$$\text{Звідси } x = \frac{10 \cdot 22,4}{32} = 7 \text{ л.}$$

**Відповідь:** 10 г кисню за н. у. займають об'єм 7 л.



- Обчисліть об'єм, який займатимуть за н. у.:
  - 10 г водню;
  - 10 г карбон(IV) оксиду;
  - 10 г метану  $\text{CH}_4$ .
 Поясніть отриманий результат.  
 Відповідь: а) 112 л; б) 5 л; в) 14 л.
- Який газ займатиме більший об'єм за н. у.: 20 г водню або 40 г карбон(IV) оксиду? Розв'яжіть задачу усно.

### Визначення об'єму газу, якщо відомо число його молекул

**Приклад.** Який об'єм займають  $3 \cdot 10^{23}$  молекул карбон(IV) оксиду за н. у.?

*Розв'язання*

*Спосіб 1*

- Спочатку знайдемо, яку кількість речовини становить це число молекул, за формулою:

$$n = \frac{N}{N_A} \cdot n(\text{CO}_2) = \frac{3 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1}{\text{моль}}} = 0,5 \text{ моль.}$$

- Тепер обчислимо об'єм цієї кількості речовини за формулою:

$$V = V_m \cdot n. \quad V(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 11,2 \text{ л.}$$

*Спосіб 2*

Цю задачу можна розв'язати також, об'єднавши формули

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{і} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad \text{та одержавши в результаті} \quad \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}. \quad \text{Підставляє-}$$

$$\text{мо дані задачі:} \quad \frac{3 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}} = \frac{V}{22,4}; \quad V = \frac{3 \cdot 10^{23} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{6 \cdot 10^{23} \text{ л/моль}} = 11,2 \text{ л.}$$

**Відповідь:** за н. у.  $3 \cdot 10^{23}$  молекул карбон(IV) оксиду займають об'єм 11,2 л.



- Обчисліть кількість молекул водню, який займає об'єм 5 л (об'єм доведений до н. у.).  
Відповідь:  $1,34 \cdot 10^{23}$ .
- Який об'єм (за н. у.) займають  $1,8 \cdot 10^{23}$  молекул кисню? стільки ж молекул водню? Поясніть отримані результати.  
Відповідь: 6,72 л.
- У посудині об'ємом 11,2 л міститься водень за н. у. Визначте його масу. Скільки молекул водню в цьому об'ємі?  
Відповідь: 1 г;  $3,01 \cdot 10^{23}$ .

**Розв'язання задач, у яких дано суміші газів**

**Приклад 1.** У посудині міститься 12 г вуглекислого газу й 8 г кисню. Який об'єм займає ця суміш за н. у.?

*Розв'язання*

- 1) Визначимо число молів газів за формулою  $n = \frac{m}{M}$ , урахувавши, що  $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$ .

$$n(\text{CO}_2) = \frac{12 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,27 \text{ моль.}$$

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

$$n(\text{O}_2) = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

- 2) Знайдемо загальну кількість речовини:

$$0,27 \text{ моль} + 0,25 \text{ моль} = 0,52 \text{ моль.}$$

- 3) Урахувавши, що молярний об'єм будь-яких газів за н. у. дорівнює 22,4 л, обчислимо об'єм суміші за формулою  $V = V_m \cdot n$ :

$$V(\text{суміші}) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,52 \text{ моль} = 11,6 \text{ л.}$$

*Відповідь:* об'єм суміші за н. у. дорівнює 11,6 л.



**Приклад 2.** Змішали 10 л водню й 10 л гелію за н. у. Обчисліть масу суміші.

*Розв'язання*

- 1) Знаходимо число молів газів за формулою  $n = \frac{V}{V_m}$ .

$$n(\text{H}_2) = \frac{10 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 0,45 \text{ моль.}$$

Якщо однакові об'єми газів, то однакова й кількість речовини:

$$n(\text{H}_2) = n(\text{He}) = 0,45 \text{ моль.}$$

- 2) Тепер визначимо масу водню й гелію за формулою:

$$m = M \cdot n.$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 0,45 \text{ моль} = 0,9 \text{ г.}$$

$$M(\text{He}) = 4 \text{ г/моль.}$$

Не забудьте, що гелій — інертний газ, а молекули інертних газів одноатомні.

$$m(\text{He}) = 4 \text{ г/моль} \cdot 0,45 \text{ моль} = 1,8 \text{ г.}$$

- 3) Визначаємо масу суміші:  $0,9 \text{ г} + 1,8 \text{ г} = 2,7 \text{ г.}$

*Відповідь:* маса суміші 2,7 г.



- Газова суміш складається із 2,24 л кисню й 3,36 л сульфур(VI) оксиду. Об'єми газів доведено до нормальних умов. Обчисліть масу суміші.  
*Відповідь:* 15,2 г.
- Визначте об'єм, який займе за нормальних умов газова суміш, що містить водень масою 1,4 г і азот масою 5,6 г.  
*Відповідь:* 20,16 л.

### ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

- Дайте визначення поняття «молярний об'єм». Як можна його обчислити?
- Густина азоту за н. у. дорівнює 1,2505 г/л, водню — 0,08988 г/л, вуглекислого газу — 1,9769 г/л, гелію — 0,17846 г/л, кисню — 1,42895 г/л. Який із цих газів найлегший? найважчий? Обчисліть молярний об'єм цих газів за н. у. та їхні молярні маси. Чи можна за значенням а) молярного об'єму й б) молярної маси визначити найлегший і найважчий газ?
- Чому гази за н. у. мають однакове значення молярного об'єму, але різні значення молярної маси?
- За якими формулами можна обчислити маси й об'єми газів за н. у.?
- Є дві колби однакового об'єму, які містять озон і кисень за однакових умов. Не виконуючи розрахунків, визначте чи однакову масу матимуть ці колби з газами. Чи буде однаковим число моль?
- Обчисліть маси й об'єми (н. у.) зразків водню й кисню кількості речовини по 1 моль. Який зразок:  
а) містить більше молекул,                      в) має більший об'єм,  
б) містить більше атомів,                      г) має більшу масу?  
Дайте відповідь на питання, не виконуючи математичних розрахунків, а тільки розмірковуючи логічно.
- Чадний газ кількістю речовини 0,5 моль чи 1 моль матиме більшу масу й більший об'єм? Дайте відповідь, не виконуючи математичних розрахунків, а тільки розміркуючи логічно.
- Кисень кількістю речовини 0,5 моль або об'ємом 22,4 л (н. у.) матиме більшу масу? Задачу розв'язати усно.
- Які гази будуть займати найбільший і найменший об'єми:  
а) кисень кількістю речовини 2 моль;  
б) кисень об'ємом 22,4 л (н. у.);  
в) кисень масою 16 г?  
Задачу розв'язати усно.

10. Визначте, який об'єм за н. у. займають такі порції кисню:
- 2 моль;
  - $18,06 \cdot 10^{23}$  молекул;
  - $18,06 \cdot 10^{23}$  атомів Оксигену;
  - 32 г?
11. Яку масу має кисень об'ємом 112 л (н. у.)? Чи матиме таку масу озон такого самого об'єму? Якщо ні, обчисліть масу озону.
12. На терези помістили дві однакові колби й урівноважили їх. В одну колбу помістили 0,025 моль гелію. Яким об'ємом водню (н. у.) треба заповнити другу колбу, щоб рівновага не порушилася?
13. Де міститься більше молекул:
- вуглекислий газ об'ємом 44,8 л (н. у.);
  - вуглекислий газ масою 44 г;
  - сульфур(IV) оксид кількістю речовини 1 моль;
  - сульфур(IV) оксид масою 32 г?
14. \*Маса суміші оксидів Карбону дорівнює 44 г, об'єм суміші — 28 л (н. у.). Скільки молекул  $\text{CO}_2$  у суміші припадає на 1 молекулу  $\text{CO}$ ?

## § 16. ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ.

### ДРУГИЙ НАСЛІДОК ІЗ ЗАКОНУ АВОГАДРО




— Чому не літає повітряна куля, заповнена  $\text{CO}_2$ ?

— А кулька, заповнена гелієм, — літає!



Відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових умов) називають **відносною густиною** першого газу за другим і позначають літерою  $D$ .

По суті, відносна густина газів показує, у скільки разів один газ легше або важче іншого газу. Щоби з'ясувати, який газ легше або важче, слід порівняти густини газів.

 Згадайте, чому дорівнює густина:  $\rho = \frac{m}{V}$ .

Прийmemo, що в нас є 1 моль газу за н. у., тоді маса буде дорівнювати молярній масі, а об'єм — молярному об'єму. Густина першого газу дорівнює  $\rho_1 = \frac{M_1}{V_m}$ , другого  $\rho_2 = \frac{M_2}{V_m}$ .

Тоді відносна густина дорівнює  $D_{M_2}(M_1) = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1 / V_m}{M_2 / V_m}$ .

Скоротимо однакові  $V_m$  і одержимо:

$$D_{M_2}(M_1) = \frac{M_1}{M_2},$$

де  $M_1$  — це молярна маса газу 1, густину якого ми визначаємо, а  $M_2$  — молярна маса газу 2, за яким густину визначають.  $D$  — відносна густина газів, величина безрозмірна.

#### Приклад

Щоби визначити густину газу  $X$  за воднем, треба молярну масу газу  $X$  розділити на молярну масу водню:

$$D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)},$$

або, знаючи, що молярна маса водню дорівнює 2 г/моль:

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

Можна в такий спосіб обчислити густину газу  $X$  за будь-яким іншим газом, наприклад, за киснем:

$$D_{\text{O}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{O}_2)},$$

або, враховуючи, що молярна маса кисню дорівнює 32 г/моль:

$$D_{\text{O}_2}(X) = \frac{M(X)}{32 \text{ г/моль}}.$$



#### Завдання

Спробуйте розв'язати самостійно:



- ♦ Визначте густину вуглекислого газу за воднем.

**Підказка:** спочатку визначте молярні маси газів, а потім застосуйте формулу розрахунку відносної густини за воднем.

- ♦ У скільки разів амоніак  $\text{NH}_3$  легший за кисень?

**Підказка:** якщо в задачі запитується, у скільки разів один газ легше або важче від іншого — треба розраховувати відносну густину. Визначте молярні маси газів, а потім застосуйте формулу розрахунку відносної густини.

Часто обчислюють відносну густину газу за повітрям, але повітря — суміш газів, молекули повітря не існує, тому для розрахунків



беруть умовну середню молярну масу повітря 29 г/моль. Цю величину розраховують як середнє значення молярних мас азоту і кисню (основних складових повітря) з урахуванням відсотків вмісту за масою ( $w(\text{N}_2) = 75,5\%$ ,  $w(\text{O}_2) = 23,15\%$ ). Спробуйте самі розрахувати! Тоді густина газу  $X$  за повітрям буде дорівнювати:

$$D_{\text{пов.}}(X) = \frac{M(X)}{M_{\text{пов.}}} \quad \text{або} \quad D_{\text{пов.}}(X) = \frac{M(X)}{29 \text{ г/моль}}$$

Поміркуємо, чому піднімаються вгору кульки, наповнені гелієм. Молярна маса He дорівнює 4 г/моль, отже,

$$D_{\text{He}}(\text{пов.}) = \frac{29 \text{ г/моль}}{4 \text{ г/моль}} = 7,25.$$

Тобто, He в 7,25 разів легше повітря.

Молярна маса вуглекислого газу більше, ніж середня молярна маса повітря, тому  $\text{CO}_2$  за деякий час може скупчуватися в глибоких колодязях, печерах. Вуглекислий газ отруйний, тому є випадки загибелі людей.



До речі, перш ніж людина збирається спуститися в глибокий колодязь, фахівці радять опустити туди запалену свічку. Навіщо?

**Підказка:** точно не тому, щоб світліше було.

Під час розв'язування задач, у яких дано (або потрібно обчислити) відносну густина за будь-яким з інертних газів, необхідно враховувати, що їхні молекули одноатомні, тобто молекула, наприклад, гелію записується як He (але не  $\text{He}_2$ ), і його молярна маса дорівнює 4 г/моль.



Відносну густина часто використовують для визначення молярної маси невідомого газу.

Зробимо висновок:



### ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

- Сформулюйте другий наслідок із закону Авогадро.
- Що називають:
  - густиною речовини;
  - відносною густиною одного газу за іншим?
 В яких одиницях виражають ці величини?
- Чому дорівнює середня молярна маса повітря? як її розраховують?
- Під час яких розрахунків використовують поняття відносної густини газів?
- Як ви вважаєте, чому повітряні кульки, які ми самі надуваємо, не підіймаються в небо?



### НАВЧАЄМОСЬ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ

#### Обчислення відносної густини газів

Спочатку розглянемо приклади розв'язування задач, а потім виконаємо завдання для самостійного розв'язування.

**Приклад 1.** Обчисліть відносну густину за воднем метану  $\text{CH}_4$ .

*Розв'язання*

1) Визначимо молярну масу метану:  $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}$ .

Молярна маса водню  $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$ .

2) У формулу  $D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{M(\text{H}_2)}$  підставляємо дані задачі:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = \frac{M(\text{CH}_4)}{2 \text{ г/моль}}; D_{\text{H}_2}(\text{CH}_4) = \frac{16 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 8.$$

**Відповідь:** відносна густина метану за воднем дорівнює 8, тобто метан у 8 разів легше водню.



- Густина газу за воднем дорівнює 17. Визначте молярну масу газу.  
*Відповідь:* 34 г/моль.
- Чому дорівнює густина хлору за повітрям? Виберіть правильну відповідь: а) 2,45; б) 3,0; в) можна визначити тільки дослідним шляхом.  
*Відповідь:* а).

3. Обчисліть густину за гелієм:

а) азоту; б) кисню; в) амоніаку; г) метану.

*Відповідь:* 7; 8; 4,25; 4.

**Приклад 2.** Відносна густина газу за повітрям дорівнює 0,966.

Визначте молярну масу газу.

*Розв'язання*

1) З формули  $D_{\text{пов.}}(X) = \frac{M(X)}{29 \text{ г/моль}}$  визначимо молярну масу невідомого газу:

$$M(X) = D_{\text{пов.}}(X) \cdot 29 \text{ г/моль.}$$

2) Підставимо у формулу дані задачі:

$$M(X) = 0,966 \cdot 29 \text{ г/моль} = 28 \text{ г/моль.}$$

*Відповідь:* молярна маса газу 28 г/моль.



4. Деякий газ має густину за повітрям 4,41. Визначте відносну густину цього газу за воднем.

*Відповідь:* 64.

5. Визначте відносну густину за воднем і за повітрям карбон(IV) оксиду.

*Відповідь:* за воднем — 22, за повітрям — 1,5.

6. Відносна густина деякого газу за повітрям дорівнює 2,448. Визначте молярну масу цього газу.

*Відповідь:* 71 г/моль.

**Приклад 3.** Маса одного літра газуватої сполуки за н. у. становить 1,52 г. Визначте молярну масу газу та його густину за воднем.

*Розв'язання*

1) Знаючи масу 1 л газу за н. у., визначимо його молярну масу

за формулою  $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} \Rightarrow M = \frac{m \cdot V_m}{V}$ .

$$M(\text{газу}) = \frac{1,52 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{1 \text{ л}} = 34 \text{ г/моль.}$$

2) Визначаємо густину за воднем за формулою  $D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)}$ :

$$D_{\text{H}_2}(\text{газу}) = \frac{34 \text{ г}}{2 \text{ г}} = 17.$$

*Відповідь:* молярна маса газу 34 г/моль; густина за воднем 17.



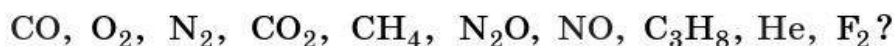
7. Розташуйте наведені гази за збільшенням їхньої густини за воднем:  $N_2$ ,  $H_2$ ,  $CH_4$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO_2$ .
8. Густина газу за воднем становить 8. Карбон складає 75 % його маси, Гідроген — 25 %. Визначте молекулярну формулу речовини.  
*Відповідь:*  $CH_4$ .
9. \*Густина галогеноводню за воднем становить 10. Визначте, атоми якого галогену входять до складу сполуки. Скільки молекул галогеноводню міститься у зразку масою 16 г?  
*Відповідь:* Флуору;  $4,8 \cdot 10^{23}$ .
10. \*Обчисліть відносну густину за воднем газової суміші, яка складається з нітроген(II) оксиду об'ємом 86 л і нітроген(IV) оксиду об'ємом 18 л.  
*Відповідь:* 16,35.
11. \*Маса 1 л газу за н. у. дорівнює 1,251 г. Обчисліть густину газу за воднем.  
*Відповідь:* 14.

### ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Обчисліть відносну густину метану, вуглекислого газу, звеселяючого газу (нітроген(I) оксиду), амоніаку (гідроген нітриду), сірководню (гідроген сульфїду) за: а) воднем, б) киснем, в) повітрям.
2. Зразок безбарвного газу містить  $12,04 \cdot 10^{23}$  молекул і має масу 88 г. Обчисліть молярну масу цього газу й виберіть із запропонованих формул формулу цього газу (можливі декілька варіантів):

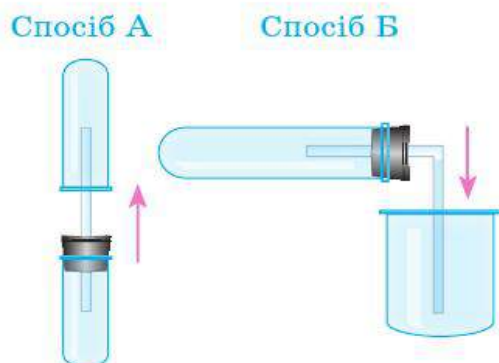


3. Яким газом можна заповнити повітряну кульку, щоб вона полетіла:



4. Одним зі способів збирання газів є витіснення повітря, яким можна збирати будь-який газ. Які з газів —  $He$ ,  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $CH_4$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2O$ ,  $C_3H_8$  — можна збирати у спосіб А, а який — у спосіб Б?

5. Невідомий газ, що є простою, дуже отруйною речовиною жовтого кольору і складається з двох-



- атомних молекул, має відносну густину за воднем 19. Визначте формулу цієї сполуки. У який спосіб ви будете його збирати методом витіснення повітря під витяжною шафою?
- Пари білого фосфору мають густину за гелієм 31. Визначте формулу білого фосфору, якщо відомо, що він є простою речовиною.
  - Заповніть прогалини в тексті, виконуючи всі розрахунки усно:
    - ✓ Азот кількістю речовини 3 моль має масу... г і містить... молекул і... атомів. Він займає об'єм... л за н. у.
    - ✓ У воді масою 36 г кількістю речовини... моль міститься... молекул і... атомів. Ця маса містить... моль атомів Гідрогену і... моль атомів Оксигену.
  - Визначте формули оксидів Нітрогену, якщо відносна густина першого за воднем дорівнює 15, а другого — 23. Назвіть їх. Чи полетять дві повітряні кульки, якщо їх заповнити цими газами?
  - Визначте формули оксидів Карбону, якщо відносна густина першого за азотом дорівнює 1 і відносна густина другого за нітроген(I) оксидом також дорівнює 1. Виведіть формули відповідних оксидів і назвіть їх.
  - Обчисліть середню молярну масу суміші, що містить два гази в мольному співвідношенні 1:1:
    - із завдання 9,
    - із завдання 8.Обчисліть відносну густину першої суміші за воднем, другої суміші — за гелієм. Чи полетять повітряні кульки, заповнені цими сумішами?

### ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- \*Один газуватий вуглеводень  $C_xH_{2x}$  має відносну густину за гелієм 14, а другий газуватий вуглеводень  $C_xH_{2x+2}$  має відносну густину за повітрям 2. Визначте формули цих речовин. Чи полетять догори дві повітряні кульки, якщо їх заповнити цими газами?
- Густина газу А, що є простою речовиною і складається з двоатомних молекул, за н. у. дорівнює 1,43 г/л. Обчисліть молярну масу газу А й назвіть його.
- Маса газу А об'ємом 4 л дорівнює 7,5 г, а газу Б такого самого об'єму — 4,64 г. Який із газів важче? Визначте:
  - молярні маси газів, якщо об'єми газів виміряно за н. у.,
  - відносну густину газу А за газом Б,
  - густини газів.

4. Дві однакові колби об'ємом 1 л заповнили газами киснем і азотом за н. у. і поставили на терези. Чи буде порушена рівновага? Якщо так, який газ переважить?
5. Дві однакові колби заповнені за н. у. газами: киснем і невідомим газом. Маса кисню 8 г, а маса невідомого газу — 0,5 г. Обчисліть молярну масу невідомого газу, напишіть його формулу, якщо відомо, що він є простою речовиною й містить двохатомні молекули. Назвіть його. Який із двох газів можна збирати в колбу, перевернуту догори дном, а який — у колбу звичайним чином?
6. Сполука складається з Карбону й Гідрогену, їхні маси відносяться як 3:1. Виведіть формулу сполуки, назвіть її. Чи полетить кулька, заповнена цим газом? Чи можна цей газ збирати в колбу:
  - а) методом витіснення повітря,
  - б) методом витіснення води?
 Поясніть свою точку зору.
7. Маса колби з киснем дорівнює 158 г, маса цієї ж колби з азотом дорівнює 157 г. Якщо цю колбу заповнити сумішшю двох газів — киснем і невідомим газом — у співвідношенні 1:1, тоді маса колби буде дорівнювати 159 г. Обчисліть масу колби, молярну масу невідомого газу, назвіть цей газ, якщо відомо, що він є простою речовиною.

## ДОМАШНІ ЕКСПЕРИМЕНТИ

*(Просимо допомоги батьків!)*

Перед виконанням експерименту треба підготувати на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, наприклад фартух, заслати стіл клейонкою, підібрати спеціальний посуд і обладнання, які потім не використовуватимуться для приготування їжі. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.



### 1. Надування кульок

У півлітрову пластикову пляшку налити розчин оцту на  $1/4$  її об'єму. У надувну кульку насипати питну соду й надіти цю кульку із содою обережно на шийку пляшки. Висипати з кульки соду в пляшку з оцтом. Спостерігати як кулька буде надуватися газом. Яким газом заповнилася кулька? Зав'яжіть кульку й покладіть її на стіл.

Чи піднімається кулька вгору? Зробіть висновок про густину газу порівняно з повітрям (легше він чи важче від повітря).

Підтвердьте ваш висновок розрахунками відносної густини цього газу за повітрям.

## 2. Цікавий дослід з мильними бульбашками

У широкий невеличкий тазок насипте півпачки питної соди (200–250 г) і налейте півпляшки оцту. Почекайте 1–2 хвилини й почніть опускати свічку, що горить, у тазок. Чи одразу згасла свічка?

В атмосфері якого газу вона згасла? Витягніть свічку й почніть видувати мильні бульбашки в тазок. Чому мильні бульбашки не опускаються в самий низ, а начебто зависають і гойдаються на невидимому батуті?

Покажіть цей дослід своїм молодшим друзям і поясніть їм усе, що вони побачили.

## § 17. НАВЧАЄМОСЯ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ

За хімічними рівняннями можна обчислити масу, кількість речовини й об'єм реагентів, а також продуктів реакції. Задачі такого типу найчастіше трапляються в шкільному курсі хімії. Для їх розв'язання слід ураховувати, що коефіцієнти, які стоять перед формулою речовини, показують число моль цієї речовини, що бере участь у реакції. Не забудьте, що коефіцієнт «1» перед формулою в рівнянні не пишуть.



Згадаємо формули для обчислення кількості речовини. Вони нам будуть потрібні:

$$n = \frac{N}{N_A}; N_A \text{ — завжди } 6,02 \cdot 10^{23}.$$

$$n = \frac{m}{M}; M \text{ — обчислюємо за таблицею Д. І. Менделєєва.}$$

$$n = \frac{V}{V_m}; V_m \text{ — за н. у. } 22,4 \text{ л/моль.}$$

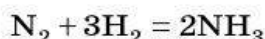
## РОЗРАХУНОК КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЇ

**Приклад 1.** Амоніак  $\text{NH}_3$  синтезують із азоту й водню. Яка кількість речовини водню вступить у реакцію з 2 моль азоту? Яка кількість речовини амоніаку при цьому утворюється?

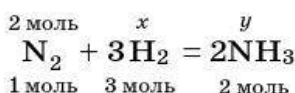


*Розв'язання*

- 1) Записуємо рівняння реакції, зрівнюємо його:



- 2) Коефіцієнти в цьому рівнянні показують відношення кількості речовин (мольні відношення) реагентів і продуктів реакції, тобто з 1 моль азоту реагують 3 моль водню, у результаті чого утворюється 2 моль амоніаку.
- 3) Записуємо дані задачі й « $x$ » і « $y$ » над рівнянням, мольні відношення — під рівнянням.



- 4) Для розв'язання задачі можна використати пропорцію. Обчислимо спочатку моль водню:

за даними задачі: 2 моль ( $\text{N}_2$ ) —  $x$  моль ( $\text{H}_2$ ),

за рівнянням: 1 моль ( $\text{N}_2$ ) реагує з 3 моль ( $\text{H}_2$ );

$$\text{звідки } x = \frac{2 \cdot 3}{1} = 6 \text{ моль } (\text{H}_2).$$

- 5) Аналогічно обчислимо кількість речовини амоніаку:

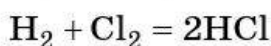
за даними задачі: 2 моль ( $\text{N}_2$ ) —  $y$  моль ( $\text{NH}_3$ ),

за рівнянням: 1 моль ( $\text{N}_2$ ) — 2 моль ( $\text{NH}_3$ );

$$\text{звідки } x = \frac{2 \cdot 2}{1} = 4 \text{ моль } (\text{NH}_3).$$

**Відповідь:** з 2 моль азоту прореагує 6 моль водню, при цьому утворюється 4 моль амоніаку.

1. Взаємодіють водень і хлор, при цьому утворюється гідроген хлорид. Рівняння реакції пишуть так:



Дайте відповідь на питання:

- Скільки моль  $\text{HCl}$  утворюється з 1 моль  $\text{H}_2$ ?
- Скільки моль  $\text{HCl}$  утворюється з 2 моль  $\text{H}_2$ ?
- Визначте кількість речовини водню, необхідного для синтезу 3 моль  $\text{HCl}$ .
- Зі скількох моль  $\text{Cl}_2$  утворюється 6 моль  $\text{HCl}$ ?



Звірте отримані вами результати з відповідями:

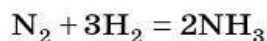
- а) 2 моль;
- б) 4 моль;
- в) 1,5 моль;
- г) 3 моль.

### Розрахунок маси за відомою кількістю речовини продуктів реакції або реагентів

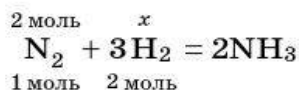
**Приклад 2.** Обчисліть масу отриманого амоніаку (у грамах), якщо в реакцію з воднем вступають 2 моль азоту.

*Розв'язання*

- 1) Запишемо рівняння реакції, не забувши розставити коефіцієнти:



- 2) Запишемо дані задачі над рівнянням, мольні відношення (коефіцієнти) — під рівнянням.



- 3) Обчислимо спочатку кількість речовини амоніаку (як у попередній задачі):

за даними задачі:

$$2 \text{ моль } (\text{N}_2) \text{ — } x \text{ моль } (\text{NH}_3),$$

за рівнянням:

$$1 \text{ моль } (\text{N}_2) \text{ — } 2 \text{ моль } (\text{NH}_3);$$

звідки

$$x = \frac{2 \cdot 2}{1} = 4 \text{ моль } (\text{NH}_3).$$

- 4) Обчислимо молярну масу амоніаку:  $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$ , а потім його масу за формулою:

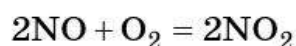
$$m = n \cdot M$$

$$m(\text{NH}_3) = 4 \cdot 17 = 68 \text{ г.}$$

*Відповідь:* із 2 моль азоту утворюється 68 г амоніаку.



2. Рівняння реакції між нітроген(II) оксидом і киснем записують у вигляді:



Обчисліть масу (у грамах)  $\text{NO}_2$ , який утворюється із трьох молекул  $\text{NO}$ .

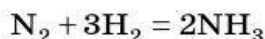
*Відповідь:* 138 г.

### Розрахунок об'ємів за відомою кількістю речовини продуктів реакції або реагентів

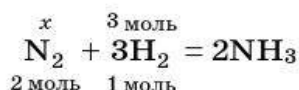
**Приклад 3.** Який об'єм азоту (н. у.) необхідний для утворення 3 моль  $\text{NH}_3$ ?



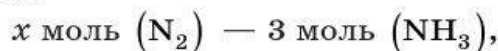
1) Записуємо рівняння реакції:



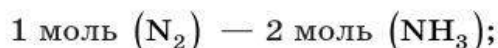
Записуємо дані задачі й « $x$ » над рівнянням, мольні відношення — під рівнянням.



2) Обчислюємо кількість речовини азоту за даними задачі:



за рівнянням:



звідки

$$x = \frac{1 \cdot 3}{2} = 1,5 \text{ моль } (\text{N}_2).$$

3) Переводимо кількість речовини азоту в об'єм за формулою  $V = n \cdot V_m$ . Оскільки об'єм азоту визначають за н. у., у розрахунках слід використовувати молярний об'єм газу, тобто 22,4 л/моль:

$$V(\text{N}_2) = 1,5 \cdot 22,4 = 33,6 \text{ л.}$$

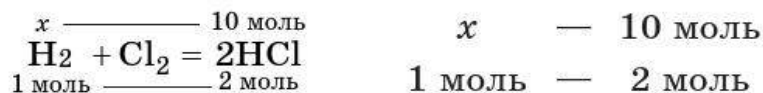
**Відповідь:** для одержання 3 моль амоніаку необхідно 33,6 л азоту за н. у.

3. Обчисліть об'єм водню (н. у.), необхідний для синтезу 10 моль гідроген хлориду. Рівняння реакції:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

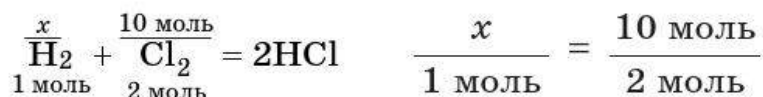
**Відповідь:** 112 л.

#### Підсумок

Найголовніше все правильно записати над і під рівнянням, а потім скласти пропорцію. Можна подумки лінії провести так:



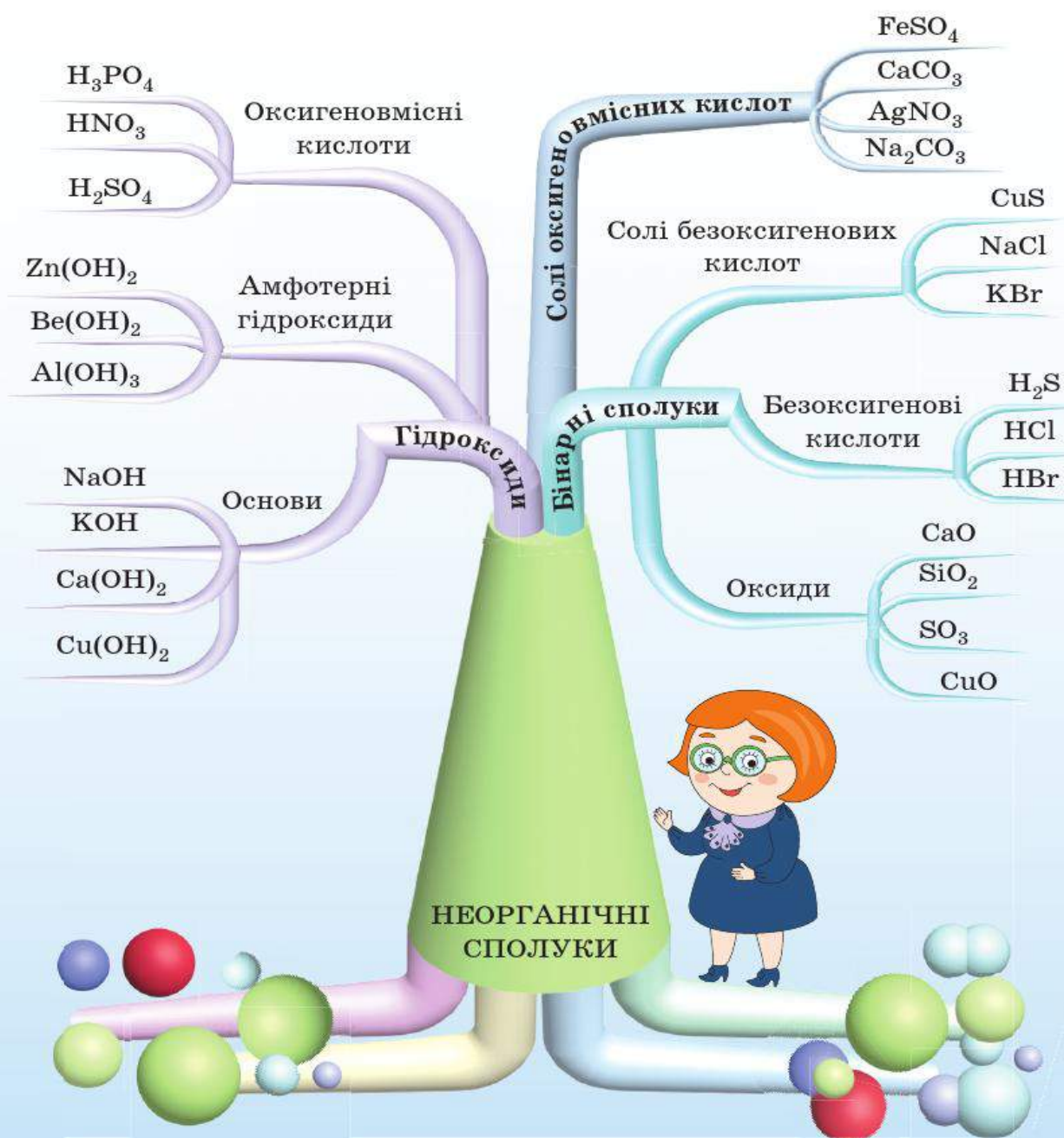
От два рядки пропорції! А можна й так:



Це також правильна пропорція.

# 4

## ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



# ДОДАТКИ

## Орієнтовні завдання для практичних робіт

### ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1 «ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК»

*Перед початком практичної роботи вчитель обов'язково проводить інструктаж з техніки безпеки роботи з хімічними речовинами й обладнанням, докладно розбирає хід роботи.*

#### 1. Дослідження взаємодії кислот з металами

- ♦ У 2 пробірки налийте розчин хлоридної (або іншої) кислоти та додайте: у першу — скріпку або сталю дротинку (гранулу цинку), у другу — мідну дротинку.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

#### 2. Дослідження взаємодії основного оксиду з кислотою

- ♦ У пробірку насипте трохи купрум(II) оксиду й долийте розчин хлоридної (або іншої) кислоти. Для прискорення реакції пробірку з умістом нагрійте.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

#### 3. Одержання нерозчинної основи

- ♦ Налийте в пробірку розчин мідного купоросу (купрум(II) сульфату) і додайте розчин лугу. Розділіть отриманий купрум(II) гідроксид на 2 пробірки для подальших дослідів.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

#### 4. Реакція взаємодії кислот з основами

- а) У пробірку налийте розчин лугу, наприклад натрій гідроксиду, та додайте 2–4 краплі фенолфталеїну.  
До утвореного розчину долийте розчин хлоридної кислоти.

Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції. Поясніть результати досліду.

- б) В одну з пробірок з отриманим купрум(II) гідроксидом із досліду № 3 додайте розчин кислоти.

Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.

Зробіть висновок про взаємодію кислот з розчинними й нерозчинними основами.

#### 5. Розкладання нерозчинних основ під час нагрівання

- ♦ Другу пробірку з купрум(II) гідроксидом (із досліду № 3) нагрійте.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати досліду.

#### 6. Взаємодія кислот із солями

- ♦ У пробірку налийте розчин соди (харчової  $\text{NaHCO}_3$  або кальцинованої  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) і додайте розчин кислоти.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати досліду.

### ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

#### «РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ»

##### 1. Отримання металів із солей

- ♦ Отримайте мідь із розчину купрум(II) сульфату.
- ♦ Поясніть результати досліду.

**Примітка:** цей дослід вимагає часу, тому краще поставити його на початку уроку.

##### 2. Визначення кислого й лужного середовища

- ♦ У трьох пронумерованих пробірках речовини: у першій — вода, у другій — розчин кислоти, у третій — розчин лугу.

**Завдання:** визначте, під яким номером у пробірці кислота, луг і вода.

- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

##### 3. Отримання алюміній гідроксиду та обґрунтування його амфотерних властивостей

- ♦ Одержіть алюміній гідроксид (або цинк гідроксид) і доведіть його амфотерні властивості.

- ♦ Запишіть рівняння реакцій.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

#### 4. Отримання солей

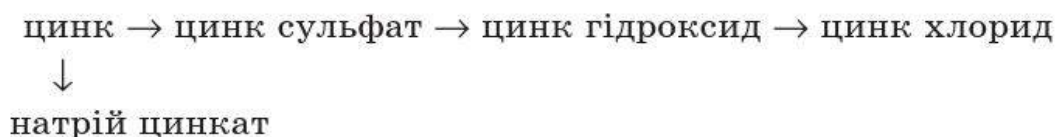
- ♦ Із натрій сульфату одержіть натрій нітрат.
- ♦ Запишіть рівняння реакції.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

#### 5. Перетворення оксиду на гідроксид

- ♦ Із купрум(II) оксиду одержіть купрум(II) гідроксид.
- ♦ Запишіть рівняння реакцій.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

#### 6. Практичні перетворення за схемою

- ♦ Здійсніть практично перетворення за схемою:



- ♦ Запишіть рівняння реакцій.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

#### Додаткове завдання

З якими речовинами може взаємодіяти натрій гідроксид:

- ✓ калій оксид,
- ✓ ортофосфатна кислота,
- ✓ вода,
- ✓ ферум(III) сульфат,
- ✓ цинк оксид,
- ✓ сульфур(IV) оксид?

Запишіть рівняння реакцій.

## Словник

### А

**Авогадро закон** — однакові об'єми будь-яких газів за однакових умов (температури, тиску) містять однакове число *молекул* (1811 р., італійський фізик А. Авогадро).

**Авогадро число**  $N_A$  — число частинок (молекул, атомів, йонів і т. п.) в 1 моль будь-якої речовини;  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$  1/моль (див. також *моль, кількість речовини*). Синонім: *стала Авогадро*.

**Агрегатні стани речовини** — фізичні стани речовини; більшість хімічних речовин можуть перебувати в трьох А. с.: твердому, рідкому й газоподібному. Ці стани не є індивідуальними характеристиками речовин, оскільки залежать від зовнішніх умов: температури й тиску. Наприклад, вода може перебувати в рідкому стані, лід — твердому, і пара — газуватому.

**Алхімія** — середньовічна назва хімії. У цей період розвивалася експериментальна хімія, були одержано багато нових речовин, що не існують у природі. Алхіміки розробляли теорію трансмутації природних елементів, у рамках якої мали існувати фантастичний «філософський камінь», що дозволяв би перетворювати неблагородні метали на золото й «еліксир життя», що дає здоров'я й вічну молодість, та «універсальний розчинник».

**Аморфні речовини** — тверді речовини, що не мають упорядкованої, як *кристалічні тіла*, структури, на відміну від кристалів не розщеплюються з утворенням кристалічних граней, не мають певної точки плавлення. До аморфних речовин належать *силікатне скло*, природні й штучні смоли, клей тощо.

**Амфотерність** — здатність деяких сполук виявляти, залежно від умов, як *кислотні*, так і *основні властивості*. До А. сполук відносять, наприклад, деякі гідроксиди  $Al(OH)_3$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Zn(OH)_2$ , амінокислоти та ін.

**Аніони** — негативно заряджені йони.

**Атом** — електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого *ядра* й негативно заряджених *електронів*. А. можуть існувати як у вільному стані, так і в сполученні з А. того самого *елемента* або інших елементів, утворюючи *молекули*.

**Атомна маса відносна**  $A_r$  — величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного *нуклідного* складу *елемента* до 1/12 маси атома *Карбону*  $^{12}C$ .

**Атомна одиниця маси** —  $1/12$  частина маси атома нукліду Карбону  $^{12}\text{C}$ .

**Атомне ядро** — складова частина *атома*, у якій зосереджена його основна маса, заряджене позитивно. А. я. складається з *протонів* і *нейтронів*. Позитивний заряд А. я. дорівнює числу *протонів*, що входять до його складу (див. *протонне число*), маса — сумі чисел протонів і нейтронів (див. *масове число*).

**Атомний номер** — порядковий номер хімічного *елемента* в П. с. Д. І. Менделєєва. А. н. дорівнює числу *протонів* у *атомному ядрі*, що, у свою чергу, дорівнює числу *електронів* атома. Позначається  $Z$ .

**Атомний радіус** — радіус, що характеризує приблизний розмір *атома*. Зі збільшенням атомного номера *елемента* А. р. у *періодах* зменшується, оскільки збільшується заряд *ядра*, а в *групах* — збільшується, тому що збільшується число *енергетичних рівнів*. Розрізняють А. р. йонний, ковалентний тощо.

**Атомні кристали** — тверді кристалічні речовини, у вузлах ґраток яких розміщені атоми. Зв'язки між атомами — ковалентні полярні або неполярні. Характерні високі температури кипіння й плавлення, не проводять електричний струм, не розчинні у воді, наприклад алмаз.

## В

**Валентні електрони** — електрони зовнішніх *енергетичних рівнів* (для *d*-електронів і передостанніх), які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у речовинах.

**Валентність** — здатність *атомів елементів* утворювати хімічні зв'язки з атомами інших елементів за рахунок спільних електронних пар. У сполуках з *ковалентним зв'язком* В. атомів дорівнює числу спільних електронних пар, утворених певним атомом. Можливу В. атомів можна визначити за числом *неспарених електронів*, здатних утворювати хімічний зв'язок.

**Відносна атомна маса** — див. *атомна маса відносна*.

**Відносна молекулярна маса** — див. *молекулярна маса відносна*.

**Відносна густина газів** — відношення густин двох газів, що порівнюються один з одним. Показує у скільки разів один газ важчий або легший за інший. Дорівнює відношенню молярної маси одного газу до молярної маси іншого:  $D_{M_1} = \frac{M_2}{M_1}$ . Наприклад,  $D_{H_2} = \frac{M_2}{M_{H_2}}$ . Якщо  $D$  визначають за повітрям, то середню молярну масу повітря приймають такою, що дорівнює 29 г/моль.



## Г

**Галогени** — хімічні елементи VIIA групи П. с. Д. І. Менделєєва: Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I і Астат At.

**Гей-Люссака закон** — об'єми газів, що вступають у реакцію, за однакових умов (температури, тиску) відносяться один до одного й до об'ємів газуватих продуктів реакції як прості цілі числа (1808 р.). Синонім: закон простих об'ємних співвідношень.

**Гідроксид-іон** — іон  $\text{OH}^-$ .

**Гідроксиди** — неорганічні сполуки, що містять одну або кілька *гідроксильних груп*  $-\text{OH}$ .

**Гідроксильна група** — група  $-\text{OH}$ . Синонім: гідроксигрупа.

**Головна підгрупа** в П. с. — послідовність елементів, у яких заповнюються електронами *s*- або *p*-підрівні, у групі. Часто позначається буквою А; наприклад, IA група означає: I група, головна підгрупа.

**Група хімічних елементів** — вертикальний ряд хімічних елементів у П.с., які мають подібну будову *зовнішнього електронного рівня* й подібні властивості.

## Е

**Електрон** — стійка елементарна частинка з негативним електричним зарядом  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл (умовно  $-1$ ) і масою спокою, що дорівнює  $9,1 \cdot 10^{-31}$  кг (умовно дорівнює 0).

**Електронегативність** — умовна величина, що характеризує відносну здатність атома в сполуках притягати до себе *електрони*.

**Електронний підрівень** — утворений електронами з однаковою формою електронної хмари. Розрізняють *s*-, *p*-, *d*-, *f*- та інші підрівні.

**Електронні родини елементів** — групи елементів, у яких електронами заповнюється певний *електронний підрівень*.

**Електронно-графічні формули** — зображення розподілу електронів у атомі за *енергетичними рівнями й підрівнями*. Електрони при цьому позначають стрілками.

**Енергетичний рівень** — групи електронів, які мають приблизно однакову енергію й розташовуються на певній відстані від ядра. В атомі певного елемента число Е. р., що заповнюються електронами, дорівнює номеру періоду, у якому розташований елемент. Синоніми: *електронний шар, електронна оболонка*.

## З

**Зовнішній електронний рівень** — *енергетичний рівень* (шар) з *електронами*, найвіддаленішими від *ядра атома*. Синонім: зовнішня електронна оболонка.

## І

**Індикатори** — органічні й неорганічні речовини, що змінюють своє забарвлення залежно від наявності речовини, яку визначають. Наприклад, кислотно-лужні І. — *метиловий оранжевий, фенолфталеїн, лакмус*.

**Інертні гази** — прості речовини, утворені інертними елементами. Синонім: *благородні гази*.

## Й

**Йонний хімічний зв'язок** — хімічний зв'язок, що реалізується за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених йонів.

**Йонні кристали** — кристали, утворені одноатомними або багатоатомними *йонами*. *Зв'язок* між ними — *йонний*.

## К

**Катіони** — *йони*, що несуть позитивний електричний заряд, наприклад  $\text{H}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  тощо.

**Кількість речовини** — число штук атомів, молекул або інших частинок у визначеній порції речовини.

**Кислоти** — складні речовини, які складаються з катіонів Гідрогену й аніонів кислотного залишку.

**Кислотні залишки** — групи атомів, які залишаються незмінними під час заміщення атома Гідрогену в кислотах. Наприклад, у кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_4$  К. з.  $\text{SO}_4^{2-}$ , у кислоті  $\text{HCl}$  —  $\text{Cl}^{1-}$ .

**Кислотні оксиди** — оксиди, гідрати яких виявляють кислотні властивості, утворені *неметалічними елементами* й деякими *металічними елементами* зі ступенями окиснення, більшими за +4.

**Ковалентний зв'язок** — хімічний зв'язок, здійснюваний спільними електронними парами.

**Ковалентний неполярний зв'язок** — зв'язок, зумовлений наявністю *електронних пар*, спільних для *атомів*, що утворюють хімічні сполуки.

Утворюються між неметалічними елементами з однаковим *ступенем електронегативності*, наприклад у молекулах простих речовин ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $N_2$ ,  $P_4$  та ін.) або з різницею електронегативності, меншою за 0,4, наприклад  $PH_3$ ,  $CH_4$ .

**Ковалентний полярний зв'язок** — зв'язок, зумовлений наявністю спільних *електронних пар* між неметалічними елементами з різним *ступенем електронегативності* (більш ніж 0,4), наприклад у сполуках  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $CO_2$ ,  $HCl$  та ін.

**Кристали** — тверді тіла, побудовані із закономірно розташованих у просторі *молекул, атомів або йонів*. Ці частинки перебувають у певному періодично повторюваному порядку, утворюючи *кристалічні ґратки*.

**Кристалічні ґратки** — правильне розташування частинок (атомів, йонів, молекул) у *кристалі*. Точки, у яких розташовані частинки, називають *вузлами К. ґ.* Розрізняють чотири основні види К. ґ.: *молекулярні, атомні, йонні й металічні*.

## Л

**Луг** — добре розчинні у воді *основи*, що створюють у водному розчині високу концентрацію гідроксильних йонів ( $OH^-$ ).

**Лужне середовище розчину** — зумовлене наявністю в розчині йонів  $OH^-$ .

**Лужні елементи** — елементи ІА групи П. с.: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і радіоактивний елемент Францій Fr.

**Лужноземельні елементи** — хімічні елементи ІІА групи П. с.: Магній Mg, Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba і Радій Ra.

## М

**Масове число** — сума *нуклонів (протонів і нейтронів)* у *атомному ядрі*; позначається «А» і вказується індексом угорі ліворуч символу відповідного елемента; наприклад,  $^{238}U$  означає *нуклід Урану* з М. ч. 238.

**Молекула** — найменша частинка простої або складної речовини, що виявляє її основні хімічні властивості й здатна до самостійного існування.

**Молярна маса** — маса речовини кількістю 1 моль. Чисельно дорівнює відносній *молекулярній масі*, але має розмірність — г/моль. Обчислюється як відношення маси речовини до її кількості.

**Молярний об'єм газу** — об'єм газуватої речовини кількістю 1 моль. На відміну від молярної маси, залежить від умов вимірювання. За *нормальних умов*: тиск 101,2 кПа, температура 273 К. М. о. г. будь-якого

газу приблизно дорівнює 22,4 л. Обчислюється як відношення об'єму газу до кількості речовини цього газу. Розмірність — л/моль.

**Моль** — одиниця вимірювання кількості речовини. Речовина кількістю 1 моль містить стільки структурних одиниць, скільки міститься в 0,012 кг нукліду  $^{12}\text{C}$ , тобто  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

## Н

**Нейтралізацій реакція** — взаємодія кислот з лугами, у результаті якої утворюються солі й вода, наприклад:  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

**Неметали** — *прості речовини*, що не мають характерних для *металів* загальних властивостей: погані провідники електрики й теплоти. Н. можуть бути твердими, рідкими й газуватими.

**Неспарений електрон** — електрон, що не має пари на певній атомній орбіталі.

**Нижчий ступінь окиснення** — найменше значення ст. ок. певного елемента, що для нього характерне в його сполуках.

**Нормальні умови (н. у.)** — умови, до яких приводять об'єми газуватих речовин для спрощення використання: температура  $T = 273 \text{ K}$  (або  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ) і тиск  $p = 101,3 \text{ кПа}$  (або  $760 \text{ мм рт. ст.}$ , тобто  $1 \text{ атм.}$ ).

**Нуклід** — різновид атомів з певним числом *протонів і нейтронів*. Розрізняють стабільні й нестабільні (радіоактивні) нукліди.

## О

**Оксиди** — бінарні хімічні сполуки елементів з Оксигеном, в яких Оксиген виявляє ступінь окиснення  $-2$ .

**Орбіталь атомна** — простір навколо ядра, у якому найбільш імовірно перебування певного електрона. Розрізняють орбіталі різної симетрії (форми):  $s$ ,  $p$ ,  $d$  та  $f$ . Синонім: електронна орбіталь.

**Основи** — речовини, молекули яких складаються з йонів металічного елемента й однієї (або декількох) гідроксильних груп  $\text{OH}$ .

## П

**Період Періодичної системи** — горизонтальний ряд елементів, розміщених за порядком послідовного зростання зарядів *ядер* їхніх атомів, що починається лужним елементом і закінчується інертним елементом.

**Періодична система елементів** — це графічне (табличне) представлення *періодичного закону*.

**Періодичний закон Д. І. Менделєєва (сучасне формулювання)** — властивості хімічних елементів, а також форми й властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від заряду *ядер* їхніх *атомів*.

**Побічна підгрупа** — послідовність елементів у групах, у яких заповнюються *d*- і *f*-енергетичні підрівні. До них належать тільки елементи великих періодів.

**Порядкові номери** — номери хімічних елементів у тому порядку, у якому вони розташовані один за одним у П. с. Синонім: *атомні номери*.

**Принцип найменшої енергії** — один із принципів заповнення електронної оболонки атомів: кожний електрон у атомі займає вільну орбіталь із найнижчою енергією, що відповідає його міцнішому зв'язку з ядром.

**Протон** — стабільна субатомна частинка з одиничним позитивним електричним зарядом і масою спокою  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г, або 1 а.о.м.

**Протонне число Z** — число *протонів* у ядрі *атома нукліда*. П. ч. дорівнює *порядковому номеру елемента* й визначає заряд ядра атома.

## С

**Солі** — складні сполуки, до складу яких входять катіони метала (або  $\text{NH}_4^+$ ) і аніони кислотного залишку.

**Ступінь окиснення** — умовний заряд, якого набуде атом у сполуці за умови, що всі утворені ним ковалентні полярні зв'язки є йонними.

**Сублімація** — перехід речовини із твердого стану в газоподібний, оминаючи рідку фазу. При сублімації змінюється об'єм речовини і поглинається енергія. Наприклад, сублімація йоду.

## Ф

**Формульна одиниця** — умовний запис хімічними символами елементів і цифрами співвідношення частинок у речовинах немалекулярної будови. Наприклад, Ф. о.  $\text{NaCl}$  показує, що в йонному кристалі натрій хлориду на 1 йон Натрію припадає 1 йон Хлору.

## Х

**Хімічний елемент** — певний різновид *атомів* з однаковим *зарядом* ядра.

# Предметний покажчик

- Авогадро закон 133, 134  
Авогадро число 119  
Агрегатний стан речовини 103  
Аніон 86  
Аморфна будова твердих речовин 104  
Амфотерні гідроксиди 177, 224  
Амфотерні оксиди 194  
Атом 21, 27  
Атомна маса відносна 31  
Атомні кристалічні ґратки 106  
Валентні електрони 53  
Валентність 53  
Відносна густина газів 147  
Галогени 13  
Гей-Люссака закон 133  
Гідроксиди 168  
Дейтерій 29  
Електрон 21, 33  
Електронегативність 55, 75  
Електронна орбіталь 33, 35, 76  
Електронна хмара 35  
Електронна густина 34  
Електронний шар 36  
Електронний підрівень 38  
Енергетичний рівень 33, 36  
Ізотоп 28, 29  
Індикатор 214  
Йони 85  
Йонний зв'язок 85, 87  
Йонний кристал 88, 90  
Катіон 86  
Кислоти 169, 238, 239  
Кислотний залишок 179  
Кількість речовини 118, 122  
Класифікація  
— кислот 172  
— неорганічних сполук 160  
— основ 175  
— солей 182  
Ковалентний зв'язок  
— неполярний 75  
— полярний 79  
Кристал 105, 112  
Кристалічна будова 105  
Кристалічні ґратки 103, 106  
Леткі кислоти 249  
Луг 175  
Лужне середовище 215, 259  
Лужні метали 12  
Лужноземельні елементи 11  
Масове число 23  
Металічний елемент 57  
Молекулярна кристалічна ґратка 107  
Моль 118, 119, 121  
Молярна маса 125, 126  
Неметалічний елемент 57

- Неповне окиснення 199
- Неспарений електрон 78
- Нормальні умови 136
- Нуклід 28
- Нуклон 22
- Оксиди 163, 186
- амфотерні 165
  - кислотні 165, 192
  - несолетворні 165
  - основні 165, 193
  - солетворні 165
- Орбіталь 35, 39, 43, 76, 294
- Основи 173, 211, 229
- Період Періодичної системи  
Д. І. Менделєєва 17, 63
- Періодична система  
Д. І. Менделєєва 51
- Періодичний закон 12, 17, 67
- Повне окиснення 199
- Принцип мінімуму енергії 43
- Протон 21, 295
- Протонне число 24
- Радіус атома 41
- Реакція
- заміщення 248
  - нейтралізації 219, 244
  - обміну 192
- Ряд активності металів 246, 269
- Солетворні оксиди 165
- Солі 178, 264, 276
- Структурна формула 77
- Ступінь окиснення 94
- Сублімація 108
- Хімічний елемент 27
- Хімічний елемент 27
- Хімічний зв'язок 76

## Література для читання

1. *Алексинский В. Н.* Занимательные опыты по химии. — М. : Химия, 1995.
2. *Гроссе Э., Вайсмантель Х.* Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты. — Л. : Химия, 1985.
3. *Колтун М. М.* Мир химии: Научно-художественная литература. — М. : Детская литература, 1988.
4. *Ольгин О. М.* Опыт без взрывов. — М. : Химия, 1995.
5. *Рошаль А. Д.* Химия — это просто: Занимательный учебник по химии. — Х. : Ранок, 2002.
6. *Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю.* Книга по химии для домашнего чтения. — М. : Химия, 1995.
7. *Энциклопедия для детей.* Т. 17. Химия. — М. : Аванта+, 2005.

# Відповіді

- С. 71 Виконайте завдання. 6. Р.
- С. 72 Додаткові завдання. 4. С. 5. S. 6. S. 7. Se.
- С. 92 Виконайте завдання. Be. Ca. Fe.
- С. 102 Додаткові завдання. 13. Si. 14. O. 15. CH<sub>4</sub> і CO<sub>2</sub>.
- С. 132 Виконайте завдання. 2. 3 моль. 3.  $4,816 \cdot 10^{24}$ . 4. 6 моль.  
6. а) 320 г. б) 760 г. в) 284 г. г) 46 г. д) 32 г. 9. 60 г.  
11. а) 4 моль. б) 8 моль. в) 2 моль. г) 4 моль. 12. 15,5 г.  
13. 5 моль, 80 г.
- С. 140 Виконайте завдання. CH<sub>4</sub>. N<sub>2</sub>O. NH<sub>3</sub>.
- С. 146–147 Додаткові завдання. 10. а) 44,8 л. б) 67,2 л. в) 33,6 л.  
г) 22,4 л. 11. 160 г. 12. 1,12 л. 14.  $3,39 \cdot 10^{23}$  молекул CO<sub>2</sub>,  
 $4,14 \cdot 10^{23}$  молекул CO.
- С. 152–153 Виконайте завдання. 2. CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>. 3. CH<sub>4</sub>, He.  
4. А: He, H<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>. Б: O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>. 5. F<sub>2</sub>.  
6. P<sub>4</sub>. 8. NO, NO<sub>2</sub>. 9. CO, CO<sub>2</sub>. 10. а) 31 г/моль, 15,5;  
б) 38 г/моль, 9,5.
- С. 153–154 Для допитливих. C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>. 32 г/моль, O<sub>2</sub>. а) 42 г/моль,  
26 г/моль. б) 1,6. в) 1,875 г/л, 1,16 г/л. 5. 2 г/моль, H<sub>2</sub>.  
6. CH<sub>4</sub>.
- С. 178 Виконайте завдання. 8. 3. 9. 40,8 г.
- С. 185 Виконайте завдання. 7. 60 %, 40 %. 8. Р. 9. NO<sub>2</sub>. 10. CuO.  
11. CO<sub>2</sub>.
- С. 198 Виконайте завдання. 7. 224 г. 8. 0,25 моль H<sub>2</sub>O, 5 г NaOH.  
9. 36 г H<sub>2</sub>O, 2 моль SO<sub>3</sub>.
- С. 210 Додаткові завдання. 1. Si. 2. C, CH<sub>4</sub>. 3. б) 1 моль, 44 г.  
в) 2 моль, 44,8 л. г) 10 моль. 4. б) 28 г. в) 0,25 моль.
- С. 223 Виконайте завдання. 5. 87 г. 6. 135,9 г.
- С. 229 Виконайте завдання. 8. а) 99,55 г. б) 36 г. 9. 48,9 г.
- С. 235 Виконайте завдання. 198 г. 487,5 г. 7. 14 г. 8. 114,56 г.
- С. 253–254 Виконайте завдання. 7. 0,15 моль Ca(OH)<sub>2</sub>, 0,3 моль HNO<sub>3</sub>.  
8. 0,5 моль H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 60 г MgSO<sub>4</sub>, 11,2 л H<sub>2</sub>. 9. 117 г. 10. 2,5 л.  
11. 97, 5 г Zn, 147 г H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
- С. 261–262 Виконайте завдання. 4. 8,5 г. 5. 46,6 л. 6. 12,32 л. 7. 75 %  
Mg, 25 % Cu.
- С. 264 Додаткові завдання. 4 моль, 146 г. 8. x — NaCl, А — Cl<sub>2</sub>,  
Б — CuCl<sub>2</sub>, В — HCl.
- С. 283 Виконайте завдання. 6. 3 моль NaOH, 1,5 моль BaCl<sub>2</sub>.
- С. 282 Виконайте завдання. 0,5 моль. 18 г. 67,6 кг.
- С. 286 Виконайте завдання. 3,36 л. 102,6 моль. 6,272. 22,4 л O<sub>2</sub>,  
74 г Ca(OH)<sub>2</sub>.





## ЕЛЕКТРОХІМІЧНИЙ РЯД НАПРУГ МЕТАЛІВ

Li...Rb...K...Ba...Sr...Ca...Na...Mg...Al...Mn...Zn...Cr...Fe...Cd...Co...Ni...Sn...Pb...H...Sb...Bi...Cu...Hg...Ag...Pd...Pt...Au

## ЗМІНА КОЛЬОРУ ІНДИКАТОРІВ ЗАЛЕЖНО ВІД СЕРЕДОВИЩА

### Зміна кольору універсального індикатору

	Кисле середовище					Нейтральне середовище			Лужне середовище	
	рожево-оранжевий	оранжевий	жовто-оранжевий	жовтий	зеленувато-жовтий	жовто-зелений	зелений	синьо-зелений	сірчаво-синій	
малиновий										

### Зміна кольору індикаторів

Індикатор	Середовище				
	кисле	нейтральне	лужне	фіолетовий	жовтий
лакмус	червоний	фіолетовий	синій		
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий		
метиловий оранжевий	рожевий	оранжевий	жовтий		

ГРАНКІНА Тамара Михайлівна

**ХІМІЯ. ПІДРУЧНИК ДЛЯ 8 КЛАСУ  
ЗАГАЛЬНООСВІТНІХ НАВЧАЛЬНИХ ЗАКЛАДІВ**

*Навчальне видання*

Головний редактор *Т. М. Гранкіна*

Технічний редактор *О. В. Лебедєва*

Коректор *О. М. Журенко*

Підп. до друку . Формат 60×90/16. Папір офсет.  
Друк офсет. Гарнітура Шкільна. Ум. друк. арк. 19. Зам. № \_\_\_\_\_

ТОВ «Видавнича група «Основа»»

61001, м. Харків, вул. Плеханівська, 66, тел. (057) 731-96-33

e-mail: office@osnova.com.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 2911 від 25.07.2007.

Віддруковано з готових плівок ТОВ «Тріада Принт»

м. Харків, вул. Киргизька, 19. Тел.: (057) 757-98-16, 757-98-15