

УДК [54:373.51](075)

ББК 24.1я72

Г77

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(Наказ МОН України від 10.05.2016 р. № 491)*

Видає за рахунок коштів державного бюджету. Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу цього підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа «Рекомендовано Міністерством освіти і науки України»:

Є. Р. Лучкевич — кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної та фізичної хімії ДВНЗ «Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника»;

В. В. Багрій — методист Богородчанського РМК, Івано-Франківська обл.

Рецензенти:

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

Мороз Валерій Володимирович — кандидат хімічних наук

Авторка:

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

Гранкіна Т. М.

Г77 **Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. —**
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 інтерактивний онлайн-додаток, який містить тестовий матеріал і завдання для самостійних робіт — <http://goo.gl/DNGSZj>.

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 «Видавнича група «Основа», 2016

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	5
------------------------	---

Тема 1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА

§ 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

Тема 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

§ 9. Ковалентний полярний і неполярний зв'язок	74
§ 10. Йонні зв'язки	85
§ 11. Ступінь окиснення	94
§ 12. Кристалічні ґратки	103

Тема 3. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

§ 13. Кількість речовини. Число Авогадро	118
§ 14. Молярна маса	125

§ 15.	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 СПОЛУК

§ 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.	Добування 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.	Добування основ. Їх поширення у природі й застосування	229
§ 27.	Вивчаємо кислоти, їхні фізичні й хімічні властивості	238
§ 28.	Добування й застосування кислот. Кислоти в природі	254
§ 29.	Солі. Їхні фізичні й хімічні властивості	264
§ 30.	Добування 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 учениці, вчителі та вчительки.

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/вчителькою.

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/вчительки 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. Частина дослідів відповідає шкільній програмі, вони мають назву й номер і знаходяться в рубриці «Лабораторний дослід». Якщо написано просто «Дослід» — то це додатковий експеримент. У рубриці «Домашня лабораторія» — експерименти, які можна проводити самостійно.

В рубриці «Додатки» наведені приблизні завдання для двох практичних робіт.

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

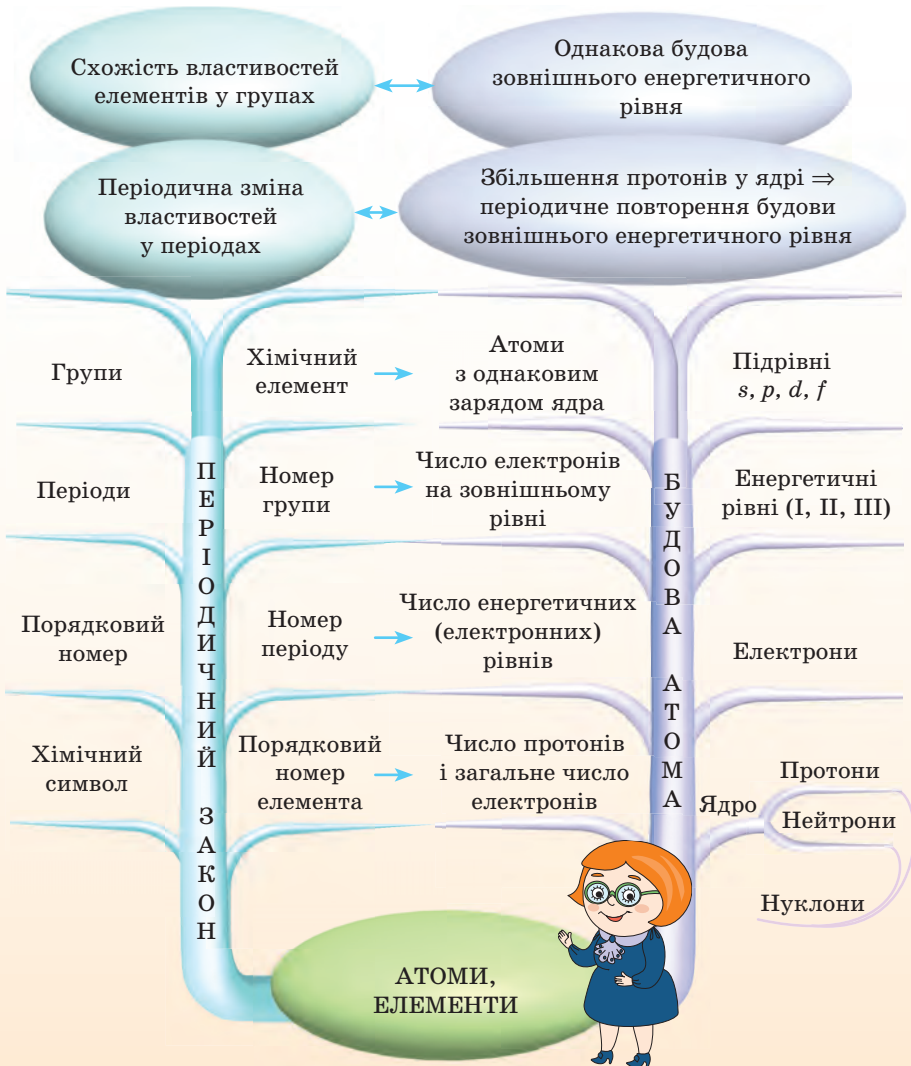
Нарешті слова «від авторки». Чому я пишу скрізь «ми», «у нашому підручнику»? Тому що мені в роботі допомагало багато людей, тож праця є колективною. Перш за все це вчителі/вчительки. Я спілкуюся з педагогами з усієї України, тому намагалася писати так, щоб урахувати всі їхні претензії до попередніх підручників і побажання. Спасибі вам, дорогі друзі! Спасибі й моїм учням і ученицям, які своїми запитаннями «підказували», на що слід звернути більшу увагу. Окрема подяка вчительці 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 *στοιχεῖο* (стихію). 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 не вдалося знайти загальні закономірності зміни властивостей елементів та їх сполук. До цього часу, крім раніше згаданих 56 елементів, було відкрито ще 4 елементи:

Цезій Рубідій Талій Індій

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 «початками» (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 окремих 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

Групи	А	В
1	H 1,0079 1s ¹ Гідроген Водень	
2	Li 6,941 2s ¹ Літій	
3	Na 22,990 3s ¹ Натрій	
4	K 39,098 4s ¹ Калій	Cu 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹ Купрум Мідь
5	Rb 85,468 5s ¹ Рубідій	Ag 107,868 4d ¹⁰ 5s ¹ Аргентум Срібло
6	Cs 132,905 6s ¹ Цезій	Au 196,967 5d ¹⁰ 6s ¹ Аурум Золото
7	Fr [223] 7s ¹ 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 групи: 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
7		2 ₂ 2p ⁵	
Флуор			Флуор
16	Cl	35,453	17
7		3s ² 3p ⁵	
Хлор			Хлор
25	Mn	54,938	2
3		3d ⁵ 4s ²	13
Манган			Манган
4	Br	79,904	35
7		4s ² 4p ⁵	
Бром			Бром
43	Tc	98,906	1
13		4d ⁵ 5s ²	13
Технецій			Технецій
2	I	126,905	53
7		5s ² 5p ⁵	
Йод			Йод
75	Re	186,207	13
12		5d ⁵ 6s ²	32
Реній			Реній
4	At	[210]	85
15		6p ⁵	
Астат			Астат

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:

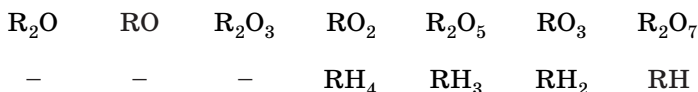
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 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, «**виразу 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 металічних елементів (які утворюють лужні метали). Потім, зі збільшенням порядкового номера елемента в періоді (зліва направо), металічні властивості елементів слабшають, а неметалічні — посилюються. У сьомій групі найактивніші неметалічні елементи, які утворюють 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

Періодична система елементів (Д. І. Менделєєв, 1871 р.)
(повідомлена Російському хімічному товариству 3 (15) грудня 1870 р., опублікована в лютому 1871 р.)

Ряди	Група I — R ₂ O	Група II — RO	Група III — R ₂ O ₃	Група IV RH ₄ RO ₂	Група V RH ₃ R ₂ O ₅	Група VI RH ₂ RO ₃	Група VII RH R ₂ O ₇	Група VIII — RO ₁
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, Co = 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	—	—	—	—	—	—	—	—
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	Ur = 240	—	—
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».

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Д. І. Менделєєв передбачив 11 іще невідомих на той час елементів. Відносно трьох із них — екабору, екаалюмінію й екасиліцію (умовні символи яких Eb, Ea, Es) — 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	1	1			
		Н	1,0079 1s ¹ Гідроген Водень	1		
2	2	2	2	2	2	2
		Li	6,941 2s ¹	3	Be	9,012 2s ²
			Літій			Берилій
3	3	3	3	3	3	3
		Na	22,990 3s ¹	11	Mg	24 3s ²
			Натрій			Магній
4	4	4	4	4	4	4
		K	39,098 4s ¹	19	Ca	40 4s ²
			Калій			Кальцій

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

Електронна конфігурація

Назва елемента

Назва простої речовини

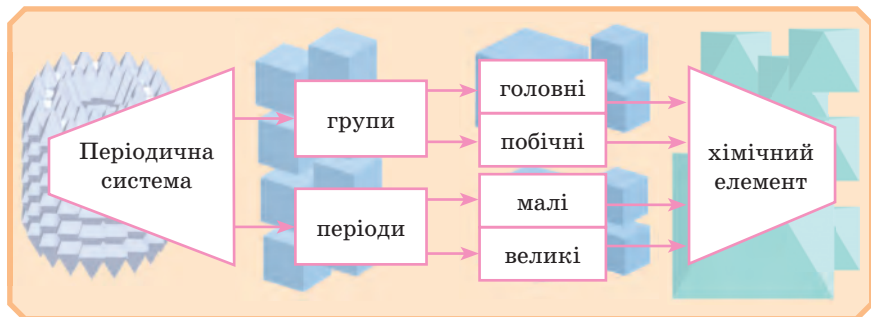
Розподіл електронів по електронних рівнях

С	12,011	6
	2s ² 2p ²	
	Карбон	
	Вуглець	
4		2

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 елементи, які утворюють 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.

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	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$0,000549 \approx 0$

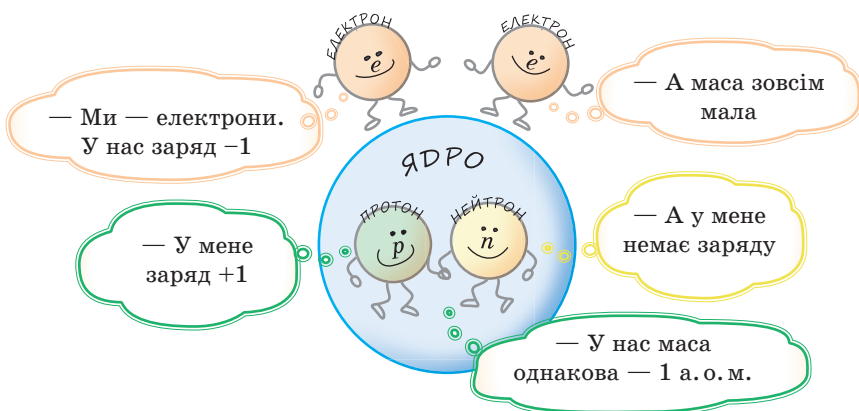


— Як же запам'ятати? От. Протон — заряд «плюс». Усе на літеру П. Нейтрон, зрозуміла справа, нейтральний. Електрон записують як \bar{e} з мінусом угорі — заряд «мінус».

— 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.

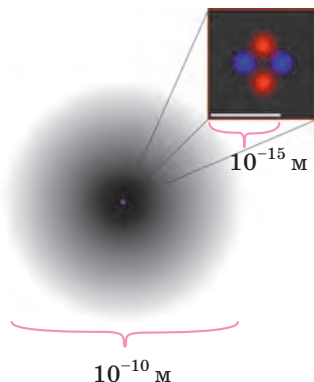
— А я вірші придумав: протони й нейтрони називаються нуклонами!



ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

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

Уся маса атома зосереджена в незначному об'ємі. Отже, ядро має фантастично велику густину — близько 10^{13} – 10^{14} г/см³. 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 суму (**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

=

кількість
протонів

+

кількість
нейтронів

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, кількість електронів (негативно заряджених частинок) має дорівнювати кількості 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, кількість протонів і, відповідно, електронів дорівнює порядковому номеру елемента.

$$\text{Кількість } p = \text{кількість } e = N_{\text{порядк.}}$$



— 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

Поставимо 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...



Приклад

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

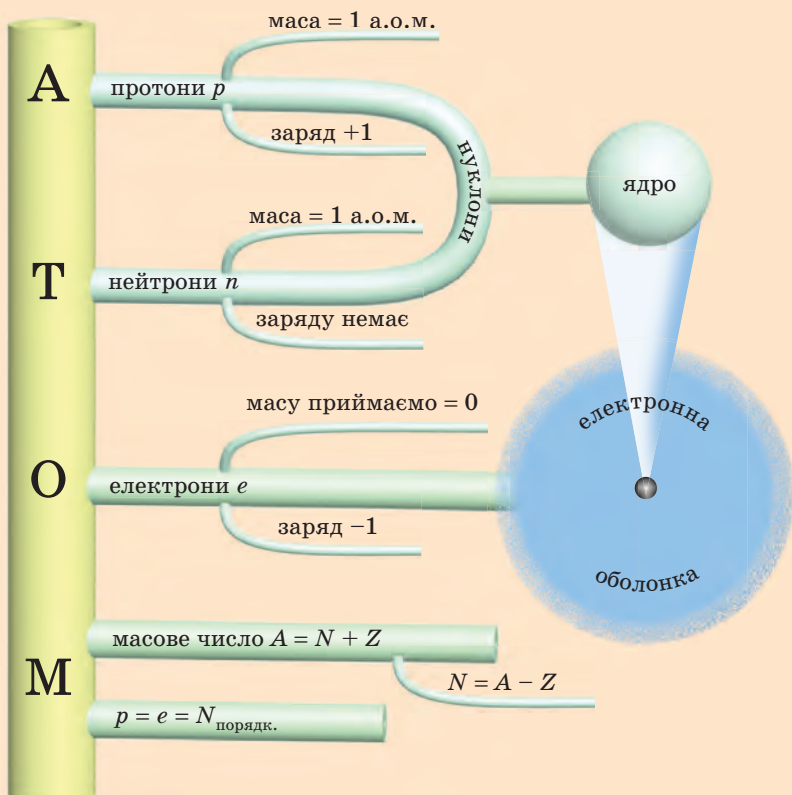


Пояснення до розв'язання:

- 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).

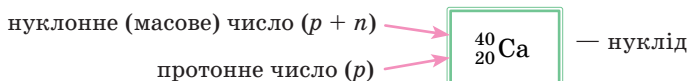


Чи можна практично добути нові елементи, додаючи або збираючи протони з ядер? Так, у природі цей процес відбувається весь час. Тому сумарна маса якихось елементів на Землі зменшується, а якихось — збільшується. Реакції, під час яких можливі такі зміни, називають ядерними реакціями. Вчені також проводять 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 їй таке визначення:



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

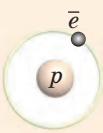
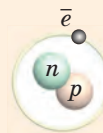
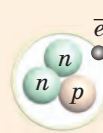
Майже всі елементи, які поширені на земній кулі, представлені декількома ізотопами. Зазвичай ізотопи мають однакові назви (це ж один і той самий елемент!) із зазначенням масового числа. Наприклад, Хлор-35 або Хлор-37. Їх записують символами, із зазначенням нуклонного числа й числа протонів, наприклад: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

Може трапитися таке позначення нукліда або ізотопу: ^{39}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.

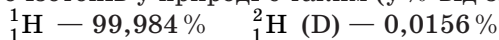
— Я зрозуміла: $^{34}_{16}\text{S}$ — це нуклід і $^{32}_{16}\text{S}$ — теж нуклід. Але це ще й ізотопи, тому що це нукліди одного й того самого елемента, а от $^{34}_{16}\text{S}$ і $^{17}_8\text{O}$ — теж нукліди, але не ізотопи, бо це різні елементи!



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

Назва, символ	Протій Н	Дейтерій D	Тритій Т
	^1_1H	^2_1H	^3_1H
			
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.

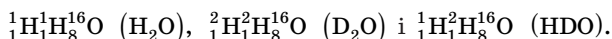
Приклад

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?



Пояснення до розв'язання:

Формула води — H_2O . 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.



Відповідь. ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$, ${}^{26}_{12}\text{Mg}$.

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}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 (γ %), потім добутки скласти й розділити на 100 %.

Приклад

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

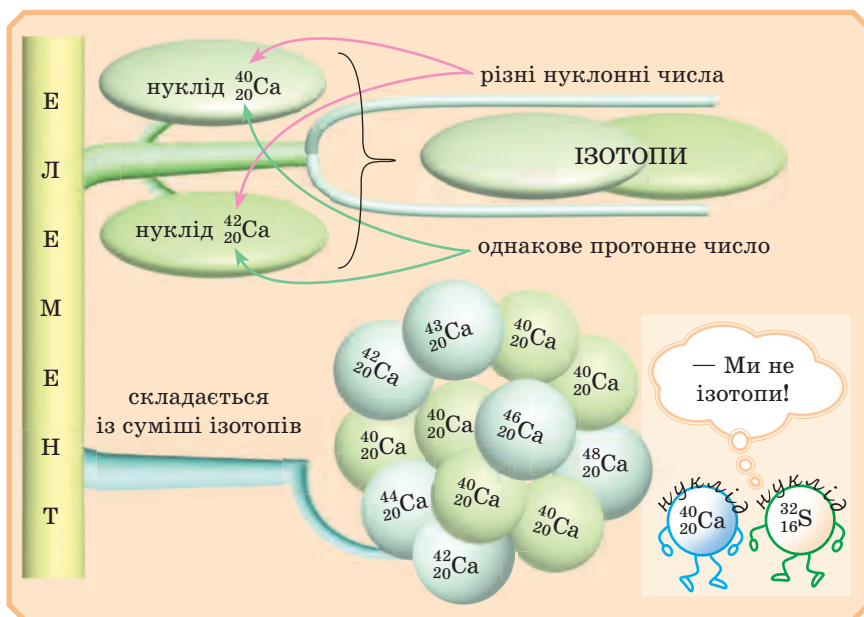
Пояснення до розв'язання:

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

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 ученя у підручнику хімії. Про що йдеться? Відповідь обґрунтуйте.
6. Як обчислюють середню 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 добути 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}Cr ?
 - ✓ Яке із цих чисел дорівнює кількості нейтронів у атомі ^{52}Cr ?
 - ✓ Яке із цих чисел дорівнює масовому числу ^{52}Cr ?
 - ♦ Чим відрізняються за своїм складом ядра ізотопів ^{39}K і ^{40}K ?
 - а) Порядковим номером;
 - б) кількістю електронів;
 - в) кількістю протонів;
 - г) кількістю нейтронів.

- ♦ Обчисліть відсотковий уміст ізотопів ^{35}Cl і ^{37}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}K дорівнює:
 - а) $39p, 19n, 39\bar{e}$;
 - б) $19p, 20n, 19\bar{e}$;
 - в) $19p, 19n, 19\bar{e}$;
 - г) $20p, 19n, 19\bar{e}$.
- 5. Скільки варіантів молекул CO_2 можна отримати з таких нуклідів: Карбон-12, Оксиген-16, Оксиген-17?
- 6. Природний Магній складається з ізотопів: ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg . Обчисліть середню відносну 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 (у відсотках) 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 XX 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 поводить себе 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).

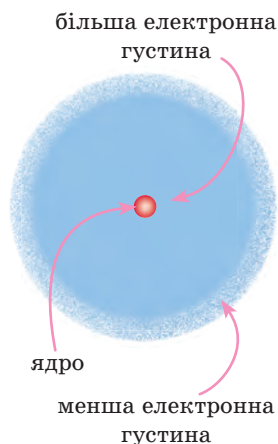


Рис. 3. Ймовірність перебування електрона в електронній оболонці атома



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.

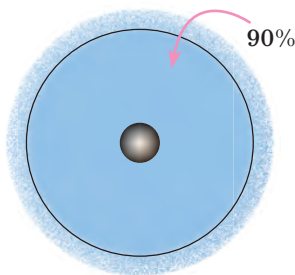


Рис. 4. Електронна орбіталь (або хмара)

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 орбіталах.



— Чому на різних орбіталах?
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 орбітали».



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

2. Енергетичні рівні



Орбітали 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).

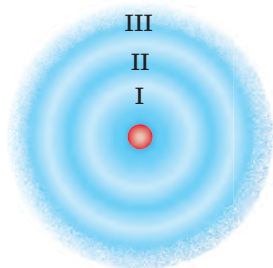


Рис. 5. Енергетичні рівні

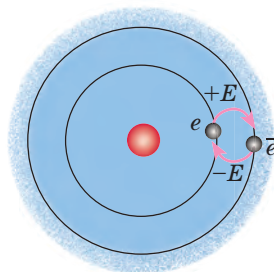


Рис. 6. Перехід електрона між енергетичними рівнями

Таким чином, електронні орбітали 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.



Пояснення до розв'язання:

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

Для першого періоду

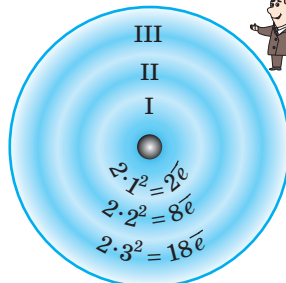


$N = 2 \cdot 1^2 = 2$, тобто максимальна кількість електронів на першому енергетичному рівні дорівнює 2.

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.

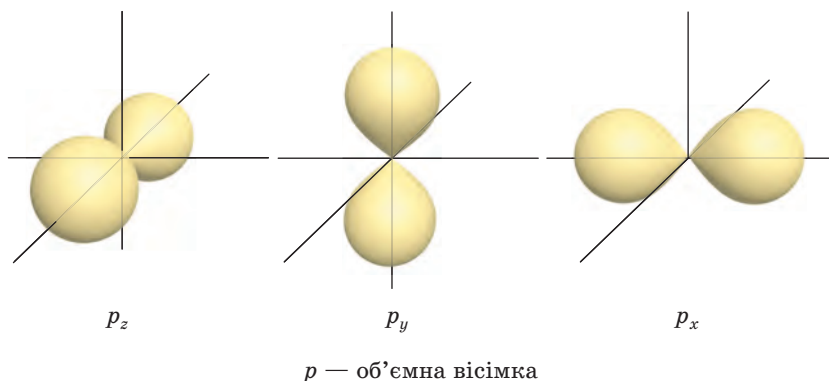
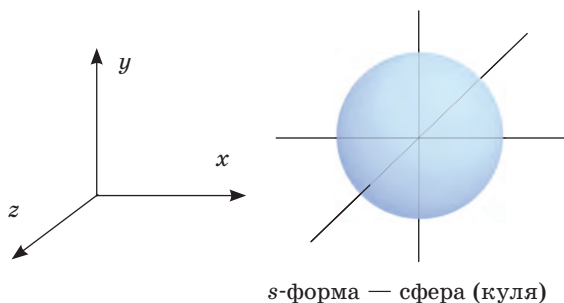


Рис. 7. Форми електронних орбіталей



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

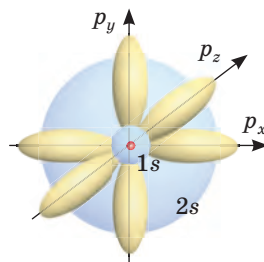


Рис. 8. Електронні орбіталі на I і II енергетичному рівнях

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.

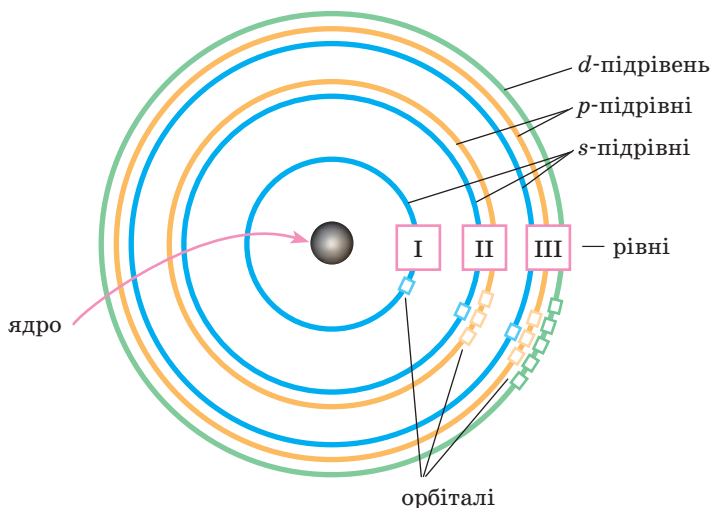


Рис. 9. Рівні, підрівні, орбіталі

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 бувають два різних спіни, які позначають стрілками: \uparrow або \downarrow .

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





Електрон на схемах позначають стрілкою, що вказує його спіні.

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



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

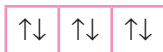


Два електрони на одній орбіталі записують так: $\uparrow\downarrow$ або $\downarrow\uparrow$, але не $\uparrow\uparrow$ або $\downarrow\downarrow$.

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.

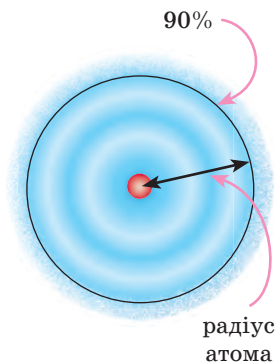


7. Радіус атома

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



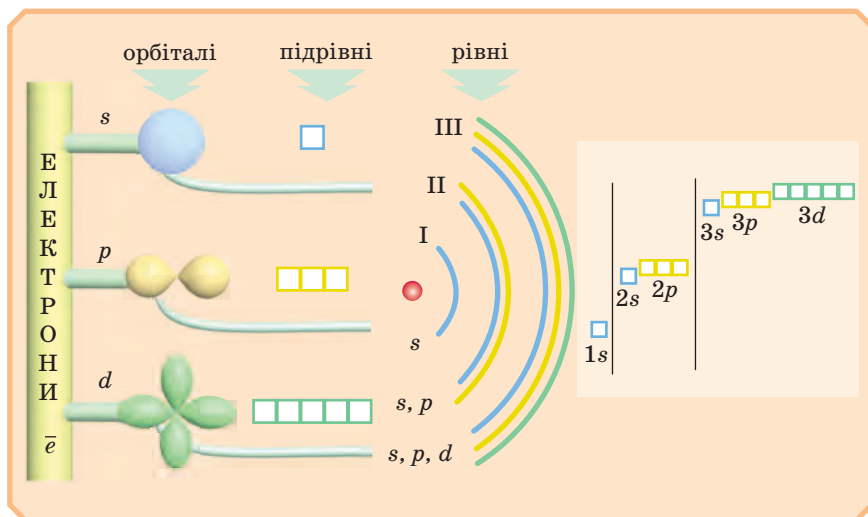
Вважають, що атом має форму сфери (кулі) певного радіуса, в якій міститься переважна частина електронної густини (порядку 90 %).



Все це слід урахувати 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 умовно 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. Як визначити максимальне число електронів на певному рівні?
7. Які підрівні ви знаєте? Яку форму мають орбіталі на цих підрівнях?
8. Скільки підрівнів на першому енергетичному рівні? на другому?
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 атома певного елемента дорівнює:
 - а) нуклонному числу;
 - б) порядковому номеру елемента;
 - в) номеру групи;
 - г) номеру періоду.
2. Дано числа:

а) 3;	в) 12;	д) 10.
б) 16;	г) 5;	

 - ✓ 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.

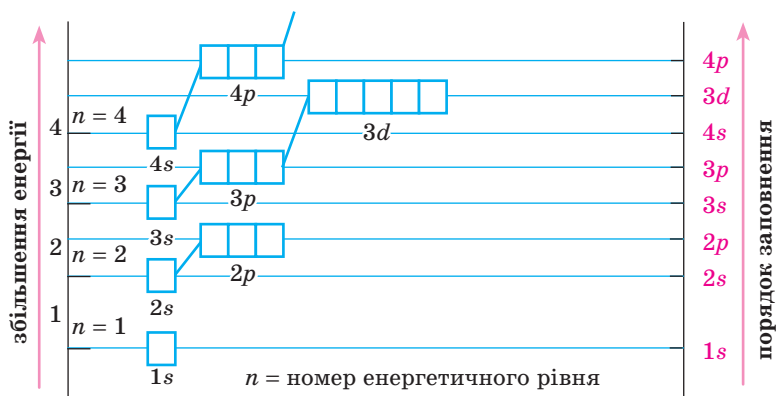


Рис. 11. Зміна відносної енергії підрівнів і порядок їх заповнення

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

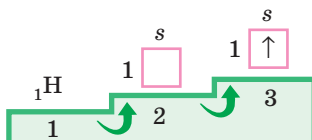
- ♦ Найбільш енергетично вигідні рівні розташовані найближче до ядра. Тому саме з них і буде починатися заповнення енергетичних рівнів електронами.
- ♦ Найбільш енергетично вигідний *s*-підрівень, а отже, він буде заповнюватися першим на кожному рівні, потім заповнюватиметься *p*-підрівень.
- ♦ Атом кожного наступного елемента за порядком у таблиці Д. І. Менделєєва повторює електронну будову попереднього атома плюс ще 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

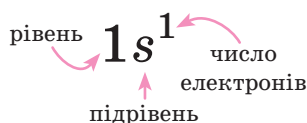
Визначимо, як розташований електрон у атомі Гідрогену.

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.



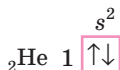
Це **електронно-графічна формула** (графічна — тому, що ми не тільки писали, але й малювали).

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:

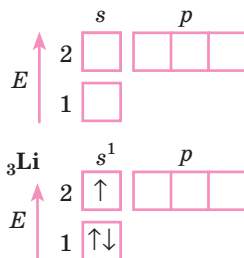


Електронна формула: ${}_2\text{He } 1s^2$.

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.

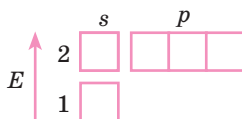


Розглянемо тепер електронну будову p -елементів.

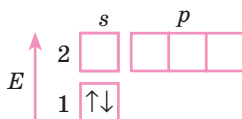
Нітроген

Запишемо електронно-графічну формулу атома Нітрогену.

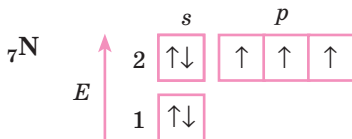
1. Елемент у другому періоді — маємо два рівні.



2. Перший рівень заповнений повністю.



3. А от тепер дуже важливо: дивимось, 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.



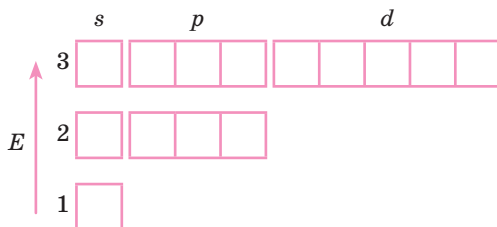
Головне, **не варто** міркувати так: «Як би хитро розташувати всі сім електронів Нітрогену, щоб було правильно?»

Просто записуйте 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.

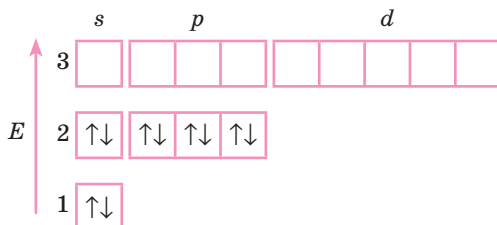
Тепер запишемо електронно-графічну й електронну формули для атома елемента 3-го періоду, наприклад Сульфуру. Спробуйте зробити це самі. Якщо ви ще не впевнені у своїх силах — працюємо разом. Уважно стежте за нашими міркуваннями.

Сульфур

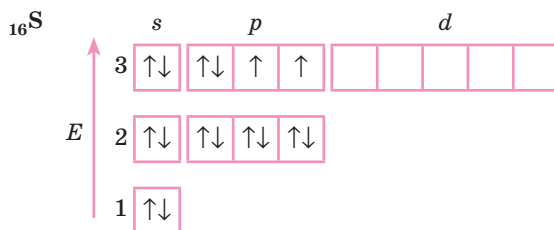
- Визначимо, в якому періоді розташований елемент, будову атома якого ми записуємо: цьому числу відповідає кількість енергетичних рівнів. Елемент Сульфур розташований у 3-му періоді, тому записуємо три енергетичних рівні:



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



- 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.

Електронні формули, які ми зараз склали, описують **основний** стан атома.

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.

Приклад

Як правильно записати зовнішній рівень?

Пояснення до розв'язання:

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: $\dots 3s^2 3p^2$.



Пояснення до розв'язання:

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.

номер енергетичного
рівня — номер періоду



електрони зовнішнього
рівня — номер групи

- 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

2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1	<input type="checkbox"/>			

1

Рівні біля ядра заповнюються першими

2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

2

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

2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
1	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

3

Електронна формула

4

$1s^2 2s^2 2p^2$

C

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 по-кроково запишіть ваші дії.
4. Установіть відповідності між числом електронів на зовнішньому рівні й групою, в якій розташований елемент.

<i>Число електронів на зовнішньому рівні атома</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 атома елемента, який містить на $3p$ -підрівні два електрони. Який це елемент?

8. В атомі елемента є:
- два енергетичних рівні, причому на останньому — чотири електрони;
 - три енергетичних рівні, причому на останньому — один електрон;
 - три енергетичних рівні, причому на останньому — вісім електронів.

Назвіть ці елементи.

9. Укажіть розподіл електронів по рівнях і підрівнях і напишіть електронні конфігурації атомів елементів:
- Натрію й Літію;
 - Магнію й Хлору;
 - Гелію й Неону;

Що спільного в їхній будові й чим вони відрізняються?

10. Укажіть правильно записану електронну формулу для атома Кальцію:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3d^{10} s^2 3p^6 4s^2$;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$;
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;
- $2s^4 2s^2 2p^{10} 3s^2 3p^6 1s^2$.

11. *В атомі елемента на 4р-підрівні два електрони. Що це за елемент? В якій групі, підгрупі, періоді він розташований? До якої електронної родини належить? Укажіть правильну відповідь.
- Ti, IV група, побічна підгрупа, 4-й період;
 - Ge, IV група, головна підгрупа, 4-й період;
 - Ti, IV група, головна підгрупа, 4-й період;
 - 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 атомах 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 атомах 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 атомах 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 родинami: 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. Якись із них ми вже знаємо, з іншими будемо знайомитися.

Валентні електрони



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

Для атомів 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)?

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.

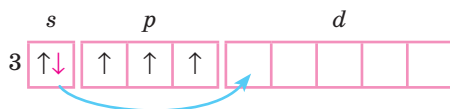
ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Розглянемо, що відбувається в атомах 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 атомі 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 вищу валентність для таких елементів: S, Se, Br, Al.



Відповідь З дивіться наприкінці параграфа.



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.

— 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 VII групи — VII, $(7-2)$ V, $(5-2)$ ІІІ, $(3-2)$ І.



ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ



Електронегативність (ЕН) — це сила, з якою атом притягує до себе електрони інших атомів.

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

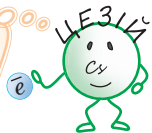
Приклад

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 низькою 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-є-є!
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	VII B	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										Pt	Au
Fr	Ra	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										Hg	Tl

— Тут розташовані
металічні елементи.

— А тут розташовані
неметалічні елементи.

Таблиця 5

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

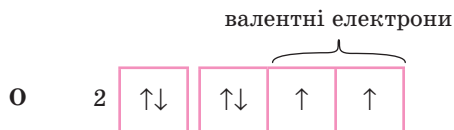
Періоди	Групи елементів										
	— У синіх клітинках розташовані металічні елементи.					— А в рожевих — неметалічні елементи.					
1	(H)							H	He		
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne			
3	3 Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar			
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	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 властивості 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. Вища валентність елемента дорівнює номеру групи, в якій він розміщений. Таким чином з'ясуємо, що Сульфур розташований у VI групі, відповідно, його вища валентність — VI. Селен також у VI групі, отже, його вища валентність така ж сама — VI. Бром розміщений у VII групі, відповідно, він має вищу валентність VII. Щодо Алюмінію, то його група — III і вища валентність теж III. У цього елемента тільки одне значення валентності.

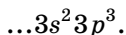
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. В яких групах і підгрупах у Періодичній системі перебувають *s*-елементи? *p*-елементи? *d*-елементи?
2. Укажіть, де в Періодичній системі розташовані елементи з постійною валентністю? зі змінною валентністю?
3. Які елементи називають металічними? неметалічними?
4. Визначте, як змінюється електронегативність елементів у групах? у періодах?
5. Які електрони називають валентними?
6. Чому чисельно дорівнює валентність?
7. Яке значення валентності називають вищою валентністю?
8. Що таке електронегативність? Назвіть елементи з найбільшою та найменшою електронегативністю.
9. 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 валентність атома Карбону. Підтвердьте свою відповідь електронно-графічною формулою.
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,
 - ✓ Арсену
6. Атом елемента має таку будову зовнішнього рівня:



Виберіть правильну відповідь з назвою елемента і валентністю.

- a) Al, III;
 - b) N, IV, II;
 - v) As, III;
 - г) P, III, V.
7. На зовнішньому рівні атома сім валентних електронів. Яка електронна формула може бути в цього атома?
 - a) $3s^2 3p^5$;
 - b) $3s^2 3p^1$;
 - v) $2s^2 2p^4$;
 - г) $3s^2 3p^6$.
 8. Укажіть можливу валентність Сульфуру у сполуках?
 - a) II, III, IV;
 - b) I, II, III;
 - v) VI, IV, II;
 - г) III, V, VII.
 9. Укажіть кількість валентних електронів у атомі Нітрогену:
 - a) 5;
 - b) 7;
 - v) 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.

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: атоми всіх елементів однієї групи мають на зовнішньому рівні однакове число електронів. Розподілені вони по орбіталях підрівнів однаково. Однакова електронна будова атомів визначає й подібні властивості. Так, усі ці елементи проявляють валентність II.

Відповідно, формули вищих оксидів для всіх елементів IVA підгрупи однакові й виражені загальною формулою EO_2 , де E — будь-який елемент IVA підгрупи. Вищим оксидам цих елементів відповідають гідрати оксидів. Якими будуть гідрати оксидів Карбону й Силіцію? Оскільки ці елементи — **неметалічні**, то вони утворюють **кислотні оксиди**, а гідратами оксидів, відповідно, будуть **кислоти**. **Металічні елементи** утворюють **основні оксиди** й **гідроксиди** — **основи**.

Завдання

Напишіть формули вищих оксидів елементів IVA підгрупи.





З курсу 7 класу вам відомо, що при взаємодії оксидів з водою утворюються або основи (зазвичай їх називають гідроксидами), або кислоти (їх часто називають гідратами оксидів).

Приклад

Формули гідратів оксидів для Карбону й Силіцію — кислоти:
 H_2SiO_3 , H_2CO_3 .

Формули гідроксидів для Кальцію й Натрію — основи:
 NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



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 атом елемента у сполуці **може віддати атому** іншого елемента, то в летких сполуках з Гідрогеном ми враховуємо, скільки електронів атом елемента **може прийняти**, тобто елемент проявляє **нижчу валентність**.

Приклад

Як записати формулу леткої сполуки з Гідрогеном елемента Сульфуру?

Пояснення до розв'язання:

Для завершення зовнішнього рівня атома цього елемента бракує двох електронів, отже, валентність S дорівнює двом, формула H_2S .

Завдання

Напишіть леткі сполуки з Гідрогеном 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

Завдання

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



факт, що більш низькі за енергією електронні рівні, які мають негативний заряд, екранують 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 елементи), тому він у I групі.

Так само атом Гідрогену може приєднувати один електрон, перетворюючись на йон H^- (як атоми галогенів), тому його поміщують 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, його атоми утворюють основний оксид Li_2O і розчинний гідроксид — основу $LiOH$. Наступний

елемент — Бор — неметалічний елемент, його атоми утворюють просту речовину-неметал — бор, кислотний оксид B_2O_3 і відповідний йому гідрат оксиду — слабку боратну кислоту H_3BO_3 . Між Літієм і Бором розташований Берилій. Цей елемент проявляє властивості, подібні й до металічних, і до неметалічних елементів. 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 — OF_2 , оскільки тут більш електронегативним елементом є Флуор. Закінчується період інертним елементом, що утворює інертний газ Неон.

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 елементом, що утворює інертний газ Аргон.

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

Завдання

Запишіть загальні формули вищих оксидів і гідратів оксидів (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 у атомах 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: в атома Літію +3 і -1 чи в атома Флуору +9 і -1?



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

Чим більше притягання електронів до ядра, тим менше його атомний радіус, 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
Na	Na ₂ O	Основні	NaOH
Mg	MgO	Основні	Mg(OH) ₂
Al	Al ₂ O ₃	Амфотерні	Al(OH) ₃ , H ₃ AlO ₃
Si	SiO ₂	Кислотні	H ₂ SiO ₃
P	P ₂ O ₅	Кислотні	H ₃ PO ₄
S	SO ₃	Кислотні	H ₂ SO ₄
Cl	Cl ₂ O ₇	Кислотні	HClO ₄



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

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. 8).

Завдання

Напишіть електронні формули для атомів 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 електронною структурою атома, яка періодично змінюється в міру збільшення загального числа електронів.

Давайте згадаємо, що число електронів у атомі дорівнює позитивному заряду атомного ядра й, 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.
5. Електронна родина: *s*-, *p*-, *d*-елемент.
6. Металічний, неметалічний елемент.
7. Формула вищого оксиду й гідрату, що йому відповідає, їхній характер (основний, амфотерний, кислотний).
8. Формула легкої сполуки з Гідрогеном.
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 втраять 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 їх 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
Період	Не змінюється	Збільшується	Зменшується	Збільшується	Підсилюються неметалічні властивості
Групи	Збільшується	Не змінюється	Збільшується	Зменшується	Металічні властивості підсилюються

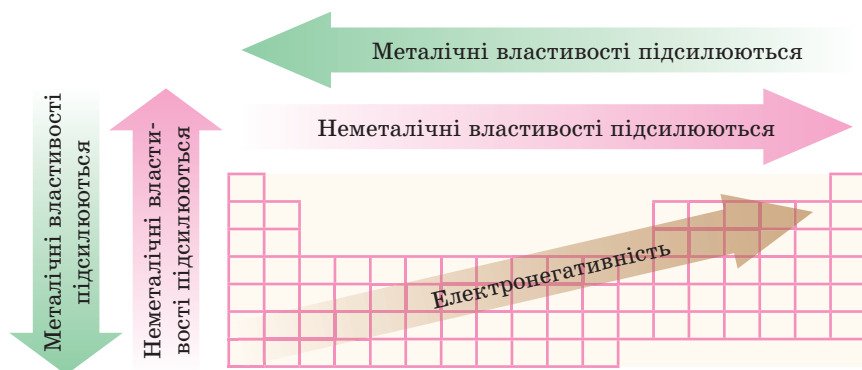


Рис. 12. Зміна електро-негативності та властивостей залежно від положення елемента в Періодичній системі

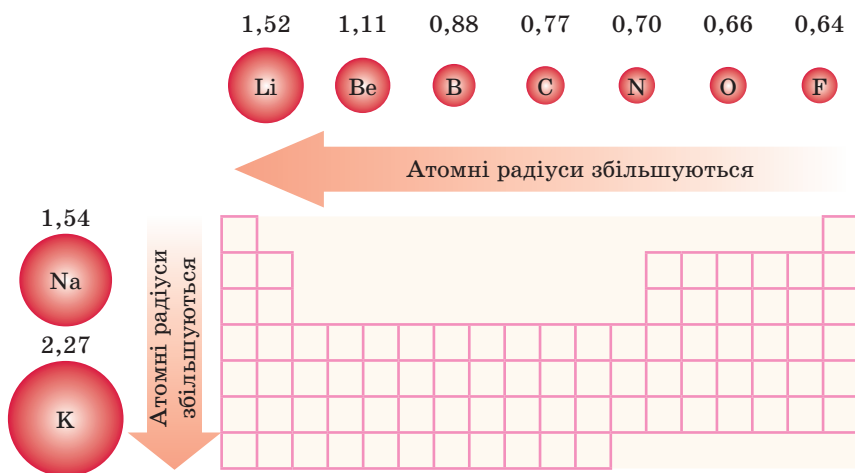


Рис. 13. Збільшення атомних радіусів (в ангстремах) залежно від положення елемента в Періодичній системі

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 зміну 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 вищих оксидів такі елементи: Хлор, Алюміній, Сульфур.
4. Розташуйте за порядком посилення основних властивостей вищих оксидів такі елементи: Станум, Германій, Силіцій, Плюмбум.
5. Визначте елемент і обчисліть відносну молекулярну масу вищого оксиду й леткої сполуки з Гідрогеном, до складу яких входить елемент III періоду VI групи головної підгрупи.
6. *Назвіть елемент, що має формулу леткої сполуки з Гідрогеном 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 сполуками з Гідрогеном хімічних елементів і їхньою відносною молекулярною масою.

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

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

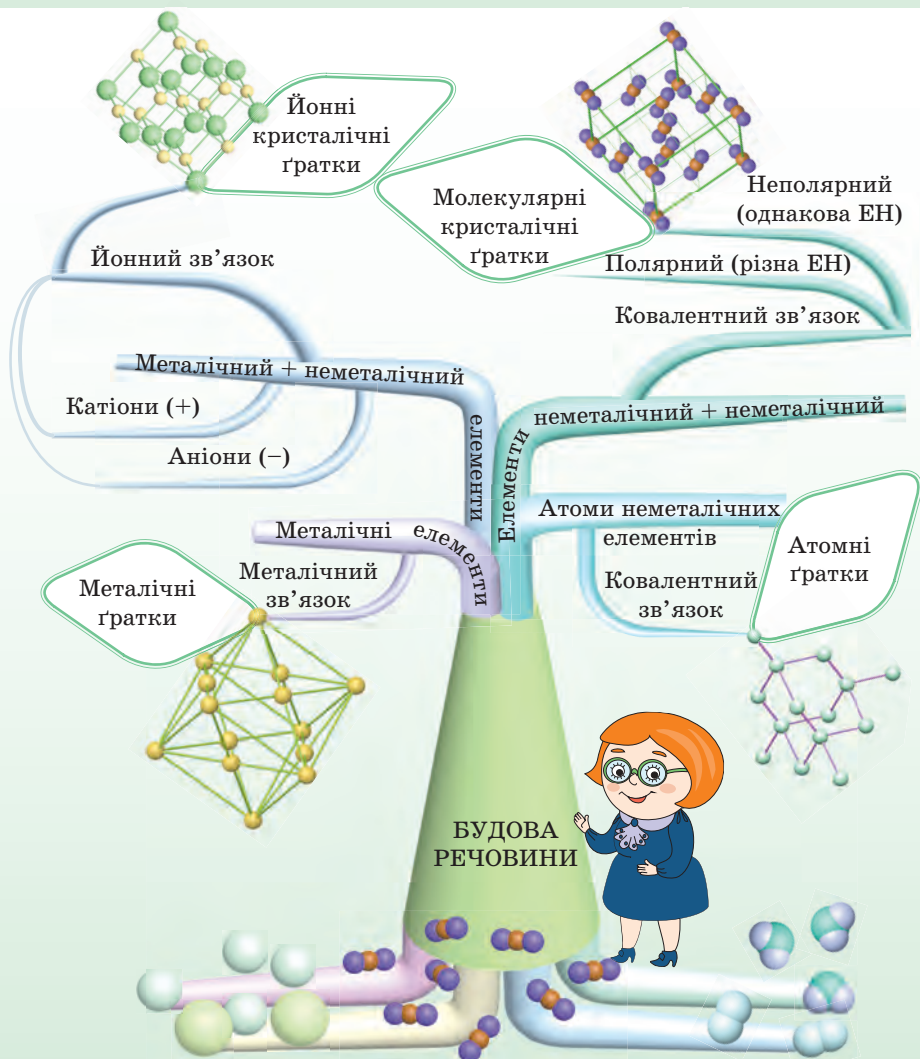
а) S;	в) O;
б) Se;	г) F.

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 легкої сполуки з Гідрогеном 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 легкої сполуки з Гідрогеном 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 гідрату, що йому відповідає, їхній характер (основний, амфотерний, кислотний).
 - 8) Формула легкої сполуки з Гідрогеном.
 - 9) Порівняння металічних (чи неметалічних) властивостей і радіуса атома елемента із сусідами по групі й періоду.

2

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ



Ви знаєте, що хімія вивчає властивості речовин. Відповідно до властивостей речовин ми їх і застосовуємо: милом миємо руки, а цукор кладемо в чай. І от що важливо: властивості речовин залежать від їхньої будови! Виходить, якщо ми знаємо будову речовини, то можемо припустити, де її можна використовувати. А якщо нам знадобиться речовина із зовсім незвичайними властивостями, чи можна заздалегідь визначити, якою повинна бути будова? Зараз ми про це й поговоримо.

§ 9. КОВАЛЕНТНИЙ ПОЛЯРНИЙ І НЕПОЛЯРНИЙ ЗВ'ЯЗОК



— Що сталося б, якби не було хімічного зв'язку?

— Атоми були б розрізненими частинками, і не було б ніяких речовин, ні простих, ні складних, і навіть нас.



НАВІЩО ПОТРІБНИЙ ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК?

Відповідно до спостережень учених, атоми намагаються заповнити всі порожні орбіталі на зовнішньому рівні. При цьому атом може використовувати також електрони інших атомів. Досягти цього можна, утворюючи сполуки за допомогою хімічних зв'язків. Виділяють ковалентні, йонні, металічні та інші зв'язки.

Тепер про кожний зв'язок докладніше.

КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Запам'ятаємо: ковалентний зв'язок утворюється зазвичай між атомами неметалічних елементів.

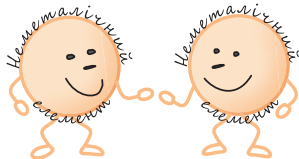
Процес утворення ковалентного зв'язку може відбуватися по-різному. Розрізняють два основних механізми утворення цього зв'язку: **обмінний** і **донорно-акцепторний**.

Обмінний механізм ми розглянемо зараз, а донорно-акцепторний ви будете вивчати у старших класах. Існують два види ковалентного зв'язку: **полярний** і **неполярний**.

Для того щоби розібратися зі зв'язками, передусім варто згадати, що таке електронегативність.



Електронегативність (ЕН) — це сила, з якою атом притягує до себе електрони інших атомів.



Ковалентний неполярний зв'язок

Розглянемо обмінний механізм утворення ковалентного неполярного зв'язку.

Рис. 14. Ковалентний зв'язок



Ковалентний неполярний зв'язок утворюється між атомами неметалічних елементів із приблизно однаковою електронегативністю.

Приклад

Елементами з приблизно однаковою електронегативністю прийнято вважати такі, у яких різниця значень електронегативності незначна: від 0 (однакові ЕН) до 0,4.

Які ж речовини утворені атомами елементів з такою електронегативністю?

Підказка: Прості речовини H_2 , O_2 , O_3 , Cl_2 , а є ще S_8 , P_4 та інші. Це зрозуміло, адже до складу цих молекул входять однакові атоми, отже, і електронегативність у них однакова. Тепер візьмемо таблицю електронегативностей (див. табл. 3 на с. 56).

Знайдіть елементи, в яких різниця електронегативностей незначна. Не забувайте, що ми шукаємо тільки неметалічні елементи.

От, наприклад:

- С (ЕН дорівнює 2,5) і S (ЕН дорівнює 2,6);
- Н (ЕН дорівнює 2,1) і Р (ЕН дорівнює 2,1) — очевидно, у цих випадках зв'язок ковалентний неполярний.



Механізм утворення ковалентного неполярного зв'язку

Розглянемо, як і чому утворюється ковалентний неполярний зв'язок. Кожен атом, що бере участь в утворенні хімічного зв'язку, прагне завершити свій зовнішній рівень, тобто на зовнішньому рівні в нього має бути 8 електронів (октет). Винятком є Гідроген, у якого завершений перший рівень має 2 електрони.

Розглянемо утворення молекули водню. У кожного атома Гідрогену є неспарений електрон.



У випадку, якщо два атоми об'єднуються в молекулу, атоми матимуть можливість використовувати електрони один одного для завершення рівня.

Для початку атоми мають зіштовхнутися.

При цьому відбувається таке: електронна орбіталь одного атома притягується ядром іншого атома:



Рис. 15. Притягування електронної орбіталі ядром іншого атома

Атоми зближуються. Це зближення відбувається доти, поки не почнуть відштовхуватися ядра атомів і електронні оболонки.

Хімічний зв'язок утворюється, коли сили притягання й відштовхування між ядрами й електронними оболонками дорівнюватимуть одна одній.

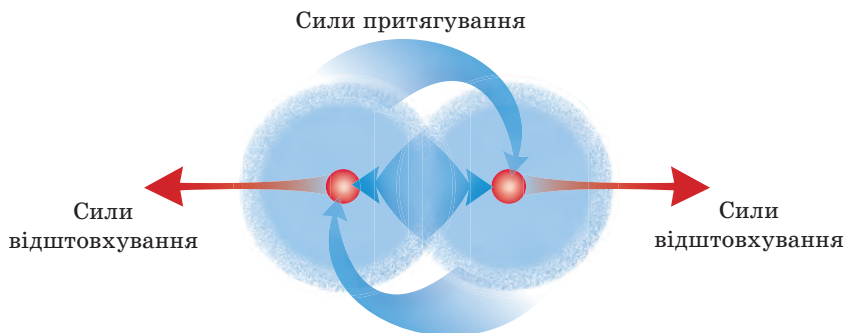


Рис. 16. Утворення хімічного зв'язку

Неспарені електрони обох атомів утворюють спільну електронну пару, яка належить обом атомам. При цьому виникає спільна електронна орбіталь із **найбільшою електронною густиною в між'ядерному просторі**, що врівноважує відштовхування позитивно заряджених ядер.

Таким чином, утворення ковалентного неполярного зв'язку між атомами Гідрогену можна зобразити так:

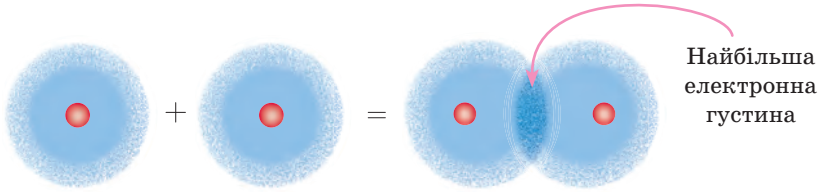


Рис. 17. Утворення ковалентного неполярного зв'язку між атомами Гідрогену

Схематично показують ковалентний зв'язок двома крапками між атомами: $\text{H}:\text{H}$. Це **електронна формула**. Крапки тут позначають електрони, які беруть участь в утворенні зв'язку.



— Я зрозумів: електронні орбіталі обох атомів змішалися в одну велику хмару.

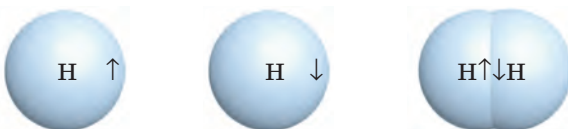


Але це зовсім не означає, що там замість крапок постійно перебувають два кругленьких електрончики. Просто між ядрами майже весь час є ділянка, в якій **імовірність перебування цих електронів дуже висока**.

Замість двох крапок можна намалювати одну риску — один зв'язок: $\text{H}-\text{H}$. Це **структурна формула**.



Зверніть увагу: умовою утворення ковалентного зв'язку є протилежна спрямованість спінів електронів!



Ділянка найбільшої електронної густини, утворена за перекривання електронних хмар, у цьому випадку не зміщена до жодного з атомів у молекулі тому, що в них однакова електронегативність.

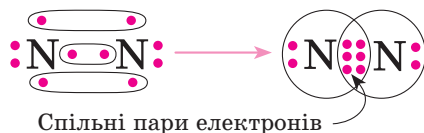
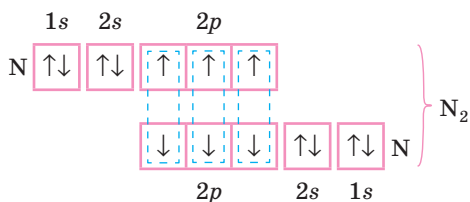
Відповідно, ядра атомів з однаковою силою притягують до себе спільні електрони.

Це і є особливістю ковалентного неполярного зв'язку.

Механізм утворення зв'язку — **обмінний**, тому що атоми ніби обмінюються електронами.

Приклад

Розглянемо утворення молекули азоту. Три неспарені електрони на зовнішньому рівні атома Нітрогену утворюють спільні пари:



Якщо замінити кожен спільну пару електронів однією рискою, одержимо структурну формулу: $\text{N}\equiv\text{N}$



Якщо провести між ядрами атомів вісь симетрії, то електронна густина буде розташовуватися саме на ній.

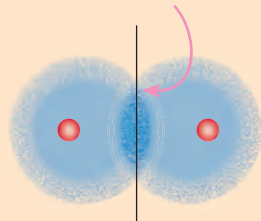


Рис. 18. Розподіл електронної густини в молекулі N_2

Завдання

Спробуйте самостійно розглянути утворення молекул фтору, хлору. Намалуйте електронну будову їх зовнішніх рівнів, укажіть спільні електронні пари, визначте, які електрони їх утворюють, а також запишіть електронні й структурні формули.



Зверніть увагу, що поняття валентність, яке ви вивчали в 7 класі, тут дістає підтвердження на електронному рівні.

Кожний неспарений електрон утворює один зв'язок. Тому кількість неспарених електронів визначає кількість зв'язків — валентність: Гідроген, Хлор і Флуор, як ми бачимо, одновалентні, а Нітроген — трьохвалентний.



Число неспарених електронів відповідає числу спільних електронних пар, дорівнює числу ковалентних зв'язків, дорівнює валентності атома в сполучі.

Ковалентний полярний зв'язок



Ковалентний полярний зв'язок утворюється між неметалічними елементами з різною електронегативністю.

Приклад

Різниця електронегативностей атомів, які беруть участь в утворенні ковалентного полярного зв'язку, у цьому випадку приблизно дорівнює від 0,4 до 1,7. Пошукаємо в таблиці електронегативності (див. табл. 3 на с. 56) такі неметалічні елементи:

H (2,1) і Cl (2,83), різниця $2,83 - 2,1 = 0,7$.

C (2,5) і F (4,1), різниця $4,1 - 2,5 = 1,6$.

H (2,1) і O (3,5), різниця $3,5 - 2,1 = 1,4$.



Механізм утворення ковалентного полярного зв'язку подібний до механізму утворення ковалентного неполярного зв'язку, тільки загальна електронна густина буде зміщена до більш електронегативного елемента.

Розглянемо утворення молекули HCl.



- ♦ Електронна формула: $\text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} :$
- ♦ Структурна формула: $\text{H} - \text{Cl}$

Через те що електронегативності атомів різні, під час утворення цієї молекули електронна густина буде зміщена до атома Хлору, тому його атом матиме частково негативний заряд (δ^-), а атом Гідрогену — частково позитивний (δ^+). У такий спосіб утворюються два полюси «+» і «-», тому такий зв'язок називають ковалентним полярним.

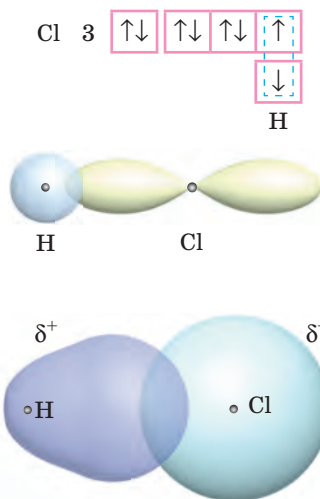


Рис. 19. Ковалентний полярний зв'язок у молекулі HCl

Завдання

Припустіть, у якій з молекул загальна електронна густина буде більш зміщена до атома галогену: HF, HCl, HBr, HI?

Підказка: порівняйте електронегативність цих елементів. (Відповідь 1 у кінці параграфа.)

Завдання

Схематично зобразіть утворення ковалентних зв'язків у молекулі H₂O. Напишіть електронну й структурну формули.

Підказка: спочатку визначте, скільки неспарених електронів у атома Оксигену. (Відповідь 2 у кінці параграфа.)

**Ковалентний зв'язок і валентність**

Валентність кожного елемента обмежена числом неспарених електронів, здатних брати участь в утворенні зв'язків (валентних електронів), тому кожний атом утворює тільки чітко визначене число ковалентних зв'язків у молекулі.

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

В разі одержання додаткової енергії електрони зовнішнього рівня атома можуть розпарюватися, переходити на порожні орбіталі. Число неспарених електронів збільшується, а отже, збільшується валентність. Перехід електронів на інші орбіталі пояснює змінну валентність.

Розглянемо утворення молекули гідроген сульфід. Атом Сульфуру двовалентний, атом Гідрогену одновалентний.

Будова зовнішнього рівня атома Сульфуру:



Будова зовнішнього рівня атома Гідрогену:



Утворюється молекула H₂S із такою структурою:

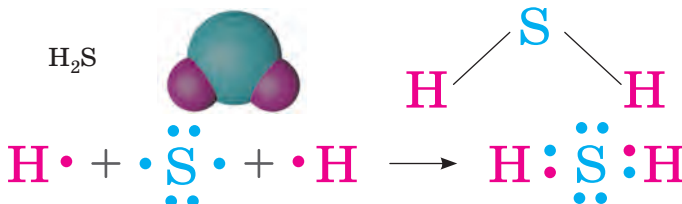


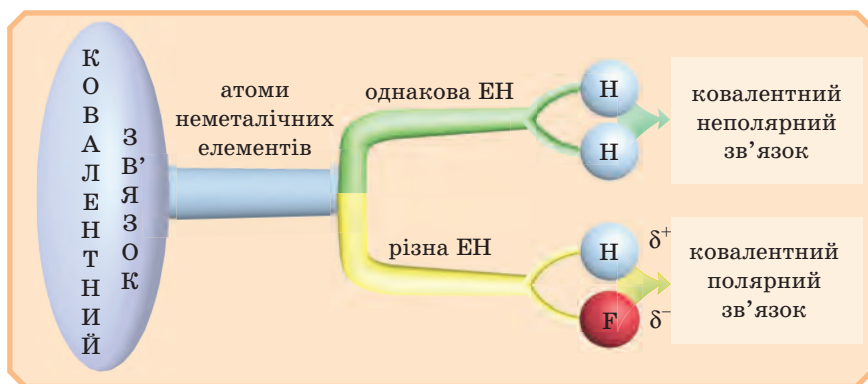
Рис. 20. Структура молекули H₂S



Насправді провести чітку межу між ковалентними полярними й неполярними зв'язками майже неможливо. Часто говорять про більш-менш виражену полярність зв'язку.

Отже, потрібно запам'ятати:

- ♦ Ковалентні зв'язки утворюються між неметалічними елементами.
- ♦ Якщо електронегативність цих елементів приблизно однакова, зв'язки ковалентні неполярні, різні електронегативності — ковалентні полярні.

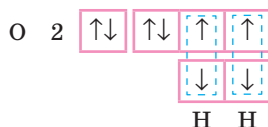


ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА

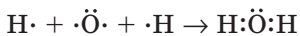
Відповідь 1. Чим більша різниця електронегативностей, тим більш полярним є зв'язок:

Сполуки	Різниця ЕН	Полярність
HF	2,0	найбільш полярна
HCl	0,7	полярність зменшується
HBr	0,6	
HI	0,1	найменш полярна

Відповідь 2



В утворенні зв'язків беруть участь p -електрони атома Оксигену.



- ♦ Електронна формула $\text{H} : \text{O} : \text{H}$
- ♦ Структурна формула $\text{H} - \text{O} - \text{H}$

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Трохи розповімо про складання структурних формул. Їх записують для речовин з ковалентними полярними зв'язками, але іноді використовують і для йонних сполук, якщо це допомагає пояснити новий матеріал. Ці формули показують, у якому порядку з'єднані атоми, і дають загальне уявлення про будову молекули. Розглянемо основні принципи складання таких формул:

- ♦ треба, щоб число атомів у молекулярній і структурній формулах було однакове;
- ♦ обов'язково стежити, щоб валентність елементів дорівнювала кількості зв'язків (рисок) у структурній формулі.

Наведемо кілька прикладів.

Оксиди

Наприклад, складемо структурну формулу P_2O_5 . Фосфор тут п'ятивалентний, Оксиген, як завжди, — двовалентний. Запишемо спочатку атоми оксидотвірного елемента — Фосфору:

P

P

Навпроти записуємо атоми Оксигену:

O

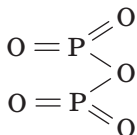
O P O

O

O P O

O

З'єднуємо їх зв'язками — рисками, при цьому стежимо, щоб від кожного атома Фосфору відходило 5 рисок, а від кожного атома Оксигену — по 2. Виходить так:



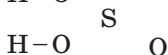
Кислоти

Під час складання формул оксигеновмісних кислот пам'ятаємо, що це гідрати оксидів (мають гідроксогрупи). Запишемо структурну

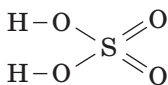
формулу H_2SO_4 . Визначимо валентність: Н — одновалентний, О — двовалентний, S — шестивалентний. Спочатку запишемо гідроксо-групи. Їх стільки, скільки атомів Гідрогену.



Потім — кислототвірний елемент і решту Оксигену:



З'єднаємо записані атоми рисками — зв'язками, пам'ятаючи про валентності!



Формула готова.

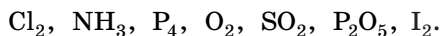
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які електрони називають валентними?
2. Між якими елементами в молекулі утворюється ковалентний полярний зв'язок? ковалентний неполярний?
3. Наведіть приклади речовин:
 - а) з ковалентним полярним зв'язком;
 - б) з ковалентним неполярним зв'язком.



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Розподіліть наведені речовини в таблиці:



Речовини з ковалентним неполярним зв'язком	
Речовини з ковалентним полярним зв'язком	

2. Позначивши неспарені електрони атома Нітрогену й електрон Гідрогену крапками, намалюйте схему утворення ковалентних зв'язків у молекулі амоніаку NH_3 . Укажіть вид ковалентного зв'язку, поясніть вашу схему.

3. Зобразіть схему утворення молекул:
 - а) з ковалентним полярним зв'язком;
 - б) з ковалентним неполярним зв'язком.Молекули для цих прикладів підберіть самостійно.
4. Наведіть приклади речовин, до складу яких входить Оксиген, з ковалентним полярним і неполярним зв'язком. Напишіть електронні й структурні формули цих речовин.
5. *Напишіть структурні формули таких молекул: PCl_3 і PCl_5 , SO_2 і SO_3 ?

ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

1. Відомо, що в утворенні хімічного зв'язку беруть участь валентні електрони. На якому енергетичному рівні перебувають валентні електрони в атомах Оксигену, Сульфуру, Фосфору, Йоду, Селену?
2. Чому Оксиген і Флуор не проявляють найвищу валентність, як їхні сусіди по родині? Поясніть це з точки зору будови атомів.
3. Поясніть, які валентності можуть проявляти Сульфур, Силіцій, Хлор, написавши будову їх атомів.
4. Ковалентний зв'язок утворюється за рахунок спільних електронних пар між атомами неметалічних елементів. Від чого залежить кількість спільних електронних пар? Скільки спільних електронних пар утворюється між атомами в молекулах кисню, фтору, азоту? Напишіть електронну й структурну формули цих сполук.
5. Напишіть електронні схеми утворення молекул бромиду водню (леткої сполуки з Гідрогеном Броду), гідросульфід (леткої сполуки з Гідрогеном Сульфуру), амоніаку (леткої сполуки з Гідрогеном Нітрогену), йоду. Укажіть типи хімічного зв'язку в молекулах цих сполук. Чим відрізняється ковалентний полярний зв'язок від ковалентного неполярного?
6. Дайте визначення поняття електронегативність. Поясніть, як змінюється електронегативність у періодах і групах? Для елементів другого, третього періоду, для галогенів і лужних елементів укажіть елементи з найменшим і найбільшим значенням електронегативності.
7. Карбон є найголовнішим елементом органічних сполук, де він проявляє тільки одну свою валентність, хоча в неорганічній хімії трапляються його сполуки й з іншою валентністю. Яку валентність буде проявляти Карбон, якщо всі електрони зовнішнього рівня будуть приймати участь в утворенні органічних

молекул? Зробіть висновок щодо валентності Карбону в цих сполуках. Напишіть електронну схему утворення молекули метану (легкої сполуки з Гідрогеном Карбону) і запропонуйте структурну формулу цієї молекули. У якому напрямі будуть зміщуватися спільні електронні пари?

§ 10. ЙОННІ ЗВ'ЯЗКИ



— Що буде, якщо різниця електронегативностей елементів, які утворюють хімічну сполуку, дуже велика?

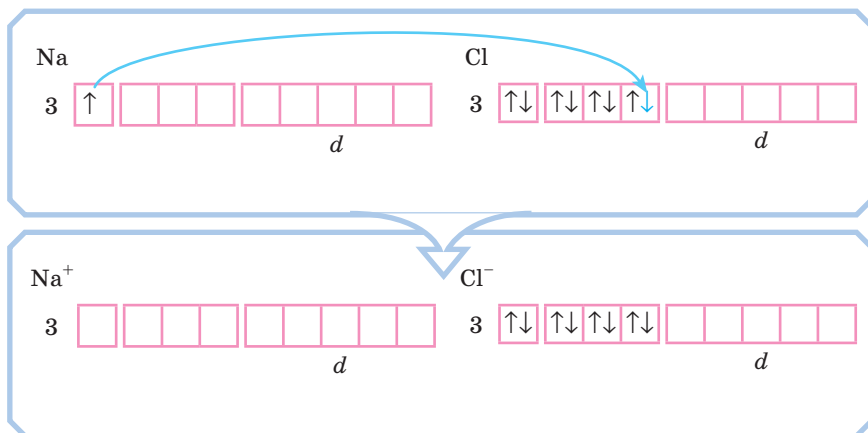
— Як утворюються сполуки, в складі яких є металічні елементи?



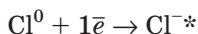
ЙОНИ

Розглянемо такий випадок: сполуку утворюють атоми Натрію (елемент із низькою електронегативністю — 1,01) і Хлору (елемент із високою електронегативністю — 2,83). У цьому випадку зсув електронної густини від елемента з меншою електронегативністю до елемента з більшою електронегативністю буде майже повним. Вважають, що один атом віддає один електрон, а другий його приймає.

Звернімося до електронно-графічних формул:



В атома Натрію електронна конфігурація — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, а в атома Хлору — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Очевидно, що атому Хлору не вистачає одного електрона, щоби завершити свій енергетичний рівень, а в атома Натрію один електрон «зайвий». Тобто один електрон від атома Натрію перейде до атома Хлору. Атом Хлору, приймаючи електрон, стає негативно зарядженим іоном — **аніоном**, із зарядом -1 :



Можна порахувати так: ядро атома Хлору заряджене $+17$, а електронів у нього стало $(17+1)=18$.
У сумі: $(+17)+(-18)=-1$.

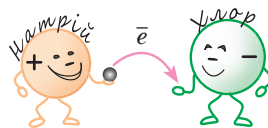
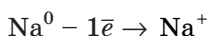


Рис. 21. Утворення йонного зв'язку у сполуці NaCl

Атом Натрію, віддаючи негативно заряджений електрон, стає позитивно зарядженим іоном — **катионом**, із зарядом $+1$:



Порахуємо: ядро атома Натрію заряджене $+11$, а електронів стало $11-1=10$. У сумі: $(+11)+(-10)=+1$.

В обох випадках у йонів буде завершений зовнішній енергетичний рівень (як у інертних газів): у атома Натрію він буде такий, як у атома Неону ($1s^2 2s^2 2p^6$), у атома Хлору — як у атома Аргону ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$). Це стійкий, енергетично вигідний стан.

Приймаючи й віддаючи електрони, атом перетворюється на йон того самого елемента (атом Натрію — на йон Натрію), добування нового елемента не відбувається — число протонів у ядрі не змінюється! А це, як ви пам'ятаєте, головна характеристика атома.



Йони — це заряджені частинки, що утворилися з атомів, або груп атомів унаслідок приєднання ними «чужих» або віддачі «своїх» електронів. Позитивно заряджені йони називають **катионами**, негативно заряджені — **аніонами**.

Завдання 1

Напишіть електронні формули йонів: а) S^{2-} , б) Al^{3+} . Зовнішній рівень яких атомів повторює будову цих йонів?



Підказка: спочатку напишіть електронну або електронно-графічну формулу атомів. (Відповідь 1 дивіться наприкінці параграфа.)

* Зазвичай цифру 1 поряд зі знаком $+$ або $-$ не пишуть.

Завдання 2

Йон має таку будову:

$1s^2 2s^2 2p^6$. Припустіть, йони яких атомів могли б мати таку будову. (Відповідь 2 дивіться наприкінці параграфа.)



Підказка: якщо це йон, виходить, він уже прийняв або віддав певну кількість електронів.

Завдання 3

Атом елемента має на 2 електрони менше, ніж йон As^{3-} . Визначте цей елемент, складіть електронну формулу його атома та йона. (Відповідь 3 дивіться наприкінці параграфа.)

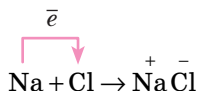
**ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК**

Йонний хімічний зв'язок існує між **йонами** — катіонами й аніонами, він досить міцний і здійснюється за рахунок електростатичних сил притягання.

Йонний зв'язок утворюється між активними металічними елементами й активними неметалічними елементами.

Саме в них, як правило, досить великі різниці електронегативностей — більше 1,8–2.

Розглянемо утворення цього зв'язку на прикладі кухонної солі — NaCl.

**Завдання**

Використовуючи таблицю електро-негативності, спробуйте скласти формули декількох речовин з йонним зв'язком.



Праворуч у рівнянні реакції стоять заряди над Натрієм і Хлором, які показують число відданих і прийнятих електронів атома елементів (тобто заряд йона).

ЙОННІ СПОЛУКИ

Чи буде в сполуці NaCl один йон Na^+ пов'язаний з одним йоном Cl^- , як у молекулі HCl? Давайте подумаємо. В атомів H і Cl по одному валентному електрону, тому зв'язок між ними в молекулі може бути тільки один. Сполука NaCl складається з йонів, там немає **спільних електронних пар**, які могли б обмежувати кількість зв'язків (валентність). Так як же бути? Уявімо йони у вигляді кульок.

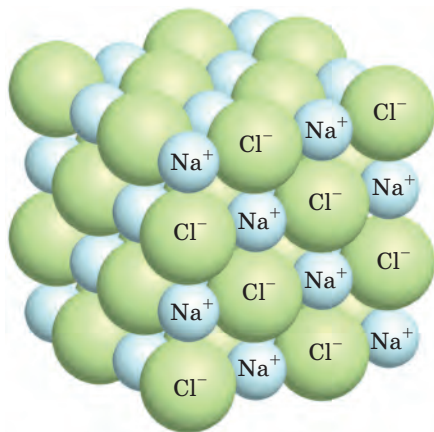


Рис. 22. Йонний кристал NaCl

Електричне поле рівномірно спрямоване в усі боки, отже, навколо катіонів розміщується якась кількість аніонів, і навпаки. Скільки? Ця кількість залежить від різних чинників, наприклад розміру йонів. Тому говорити про молекулу з чітко визначеним складом відповідно до валентності елементів не має сенсу. Йони з різними зарядами утворюють **йонний кристал**, де вони чергують-ся в певному порядку.



— Уявіть коробку зі щільно укладеними кульками: білими та чорними. Ось так приблизно й виглядає йонний кристал.



— Скільки білих кульок межує з чорними? Це можна порахувати. Але число сусідів зовсім не співпадає з кількістю неспарених електронів. У йонів узагалі їх немає.

Зокрема, у кристалі NaCl кожний йон Na^+ оточений 6 йонами Cl^- , і навпаки. Можна визначити відношення катіонів і аніонів: $6\text{Na}^+ : 6\text{Cl}^-$ або 1:1. Таким чином, у нашому прикладі на один йон Na^+ припадає один йон Cl^- . Тому склад йонної сполуки можна записати NaCl. Такий запис називають **формульною одиницею**. Це не склад молекули, а співвідношення йонів у речовині.



Якщо атоми з'єднуються з допомогою ковалентного зв'язку — утворюються молекули, і формули цих речовин показують, які атоми й у якій кількості входять до складу молекули. Наприклад, CO_2 , H_2SO_4 .

Якщо зв'язки в речовині йонні, то речовина складається з йонів і має будову йонного кристала. У цьому випадку використовують не молекулярні формули, а формульні одиниці, які показують співвідношення йонів. Наприклад, NaCl , KBr .

Хоча NaCl і CO_2 записують за однаковими правилами, і виглядають вони схоже, у першому випадку — це формульна одиниця, а в другому — хімічна формула.

Як ви вже знаєте, використовуючи Періодичну систему Д. І. Менделєєва, можна розрахувати відносну молекулярну масу. А як бути з формульними одиницями? Так само, як відносну молекулярну масу, можна розрахувати й відносну формульну масу.

ВЗАЄМОЗВ'ЯЗОК МІЖ ПОЛОЖЕННЯМ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Й ТИПОМ ЗВ'ЯЗКУ

Як приклад можна простежити зміну характеру зв'язків у сполуках другого періоду:

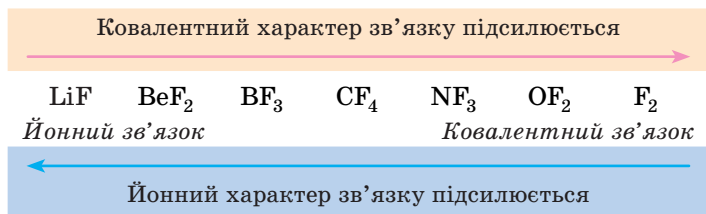


Рис. 23. Зміна характеру зв'язків у сполуках другого періоду

Під час руху зліва направо відбувається поступовий перехід від речовин з йонним зв'язком до речовин з ковалентним неполярним зв'язком відповідно до збільшення неметалічних властивостей елементів у періодах.

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Потрібно сказати, що аніони й катіони можуть обмінюватися електронами, що споріднює йонний зв'язок з ковалентним. Тому між ковалентними та йонними зв'язками немає чіткої межі. Іноді

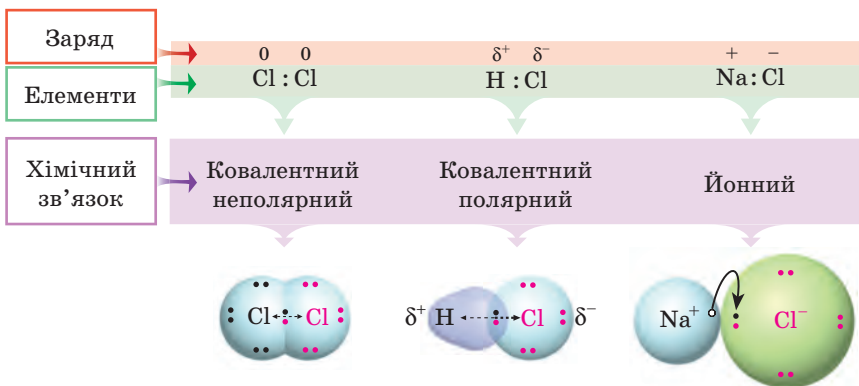
йонний зв'язок розглядають як крайній випадок ковалентного полярного зв'язку. Чим більше різниця електронегативності, тим більше ступінь йонності.

Виходить, що зв'язок не буває йонним на 100%. Навіть у такій сполуці, як CsF, у якій найбільша різниця електронегативності ($4,1 - 0,86 = 3,24$), хімічний зв'язок є йонним тільки на 89%.

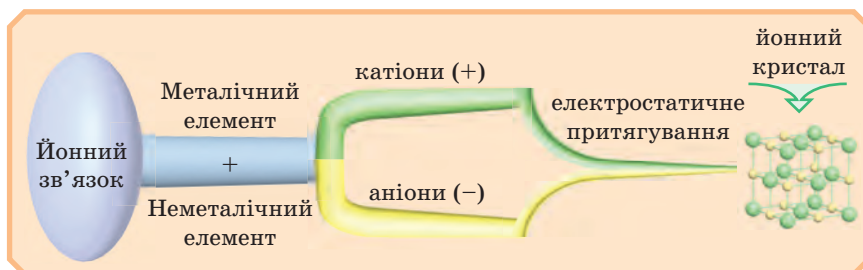
Різниця ЕН	Ступінь йонності зв'язку, %
0	0
0,5	6
1,0	22
1,5	44

Різниця ЕН	Ступінь йонності зв'язку, %
2,0	63
2,5	79
3,0	89

Таким чином, тип хімічного зв'язку залежить від того, атоми яких елементів його утворюють.

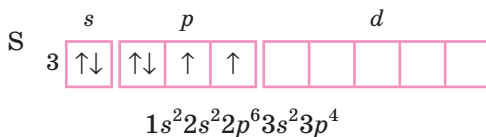


Підіб'ємо підсумок:

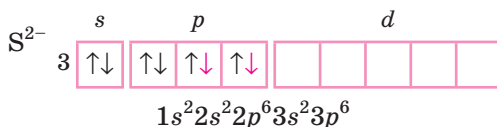


ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА

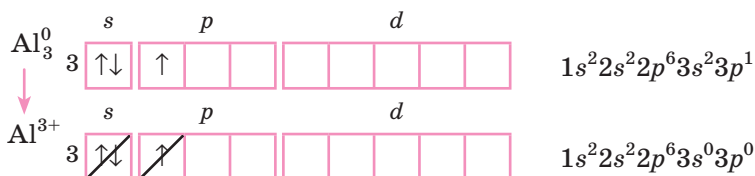
1. Запишемо електронну або електронно-графічну формулу зовнішнього рівня атома Сульфуру.



Тепер думаємо: запис S^{2-} означає, що атом прийняв 2 електрони. Дopiшемо їх у електронну формулу.



Щоби зобразити йон Al^{3+} з електронної формули атома Алюмінію, заберемо 3 електрони.



Будова зовнішнього енергетичного рівня S^{2-} така сама, як у атома Аргону, а в Al^{3+} — як у атома Неону.

2. Наприклад, під час одержання зовнішнього рівня $1s^2 2s^2 2p^6$ атом прийняв 1 електрон, значить, у атома була будова $1s^2 2s^2 2p^5$ — це Флуор, а йон з будовою $1s^2 2s^2 2p^6$ — йон F^- . Також можна продовжити наші міркування: якщо атом уже прийняв 2 електрони, то в нього була будова $1s^2 2s^2 2p^4$ і це був атом Оксигену. Ще можна міркувати так: якщо для одержання йона ($1s^2 2s^2 2p^6$) атом віддав 1 електрон, то він був атомом Натрію ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) і т. д.
3. Спочатку записуємо число електронів у атомі Арсену — 33, у йоні As^{3-} на 3 електрони більше: $33 + 3 = 36$. За умовою, в атомі шуканого елемента на 2 електрони менше: $36 - 2 = 34$. Скільки в атомі електронів, стільки й протонів, отже, це елемент із порядковим номером 34 — Селен.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Який зв'язок називають йонним? Між якими елементами він утворюється?
2. Що таке йон? катіон? аніон?
3. За таблицею значень електронегативності знайдіть елементи з найвищою електронегативністю; з найнижчою електронегативністю. Назвіть формули сполук із йонним зв'язком, які вони можуть утворювати.



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Атом елемента має на 2 електрони більше, ніж йон Літію Li^+ . Визначте цей елемент, складіть електронну формулу його атома та йона.
2. Йон елемента E^{2+} має таку саму електронну будову, як і атом Аргону. Визначте цей елемент, складіть електронну формулу його атома та йона.

Підказка: напишіть будову атома Аргону й додайте 2 електрони.

3. Йон елемента E^{3+} має таку саму будову, як і атом Ванадію. Визначте цей елемент, складіть електронну формулу його атома та йона.

Підказка: міркування, як і в попередньому завданні.

4. Наведіть приклади речовин з йонним зв'язком (не менше 5 речовин). Назвіть катіони й аніони.
5. Дано елементи:

Cl , H , K , Fe , N , O , Ca , F , Ca .

Складіть із них формули речовин із ковалентним полярним, ковалентним неполярним і йонним зв'язком і заповніть таблицю:

Речовини з ковалентним полярним зв'язком	Речовини з ковалентним неполярним зв'язком	Речовини з йонним зв'язком

6. Випишіть окремо сполуки з ковалентним неполярним, ковалентним полярним та йонним зв'язком:

F_2 , H_2O , FeCl_3 , O_2 , Al_4C_3 , NH_3 , CO_2 , N_2 , Ca_3P_2 .

ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

1. Речовини можуть складатися з атомів, молекул, йонів. Виберіть формули атомів, молекул, йонів із наведеного переліку: O , O_2 , O_3 , O^{2-} , K , K^+ , S , S_8 , S^{2-} , SO_2 , SO_3 , SO_3^{2-} , F , F_2 , F^- , PO_4^{3-} , P_4 , P_2O_5 . Укажіть формули простих і складних речовин, катіонів і аніонів.
2. Напишіть схеми утворення йонів з атомів Оксигену, Кальцію, Флуору, Алюмінію. Порівняйте будову атомів і йонів. Що в них спільного й чим вони відрізняються? Чи буде у них змінюватися радіус і як саме? Поясніть свою точку зору.
3. Запропонуйте формули двох катіонів і двох аніонів, що мають електронну конфігурацію, як у йона Флуору.
4. Із наведеного переліку виберіть речовини з ковалентним полярним, ковалентним неполярним та йонним зв'язком: S_8 , SO_3 , SO_3 , P_4 , P_2O_5 , F , F_2 , KF , H_2O , KOH , NaI , I_2 , H_2S , N_2 , NO_2 , CsF , $MgCl_2$.
5. Напишіть електронну схему утворення калій броміду (KBr), натрій сульфід (Na_2S), магній оксиду (MgO).
6. Поняття «відносна молекулярна маса» застосовують до речовин молекулярної будови. До яких речовин можна застосувати це поняття, а до яких треба вводити поняття «відносна формульна маса»: S_8 , SO_2 , H_2SO_3 , P_4 , H_3PO_4 , Cl_2 , MgF_2 , H_2O , KOH , $NaNO_3$, NO_2 , N_2 , $NaOH$, KH ? Поясніть свою точку зору. Усно підрахуйте відносні молекулярні й відносні формульні маси цих сполук.
7. У невідомого елемента А на 6 електронів більше, ніж у йона Флуору. Визначте невідомий елемент А і запропонуйте сполуки, утворені цим елементом з ковалентним полярним, ковалентним неполярним і йонним зв'язком. Які з цих речовин будуть добре розчинятися у воді?
8. Є таке давнє правило: подібне розчиняється в подібному. Це правило можна перекласти на сучасний лад: «У полярному розчиннику будуть добре розчинятися полярні та йонні сполуки». Які з речовин із завдання 4 будуть добре розчинятися у воді?
9. Газ метан, який іще називають болотяним газом через утворення його у великих кількостях на болотах, погано розчиняється у воді. Чи не суперечить цей факт правилу, що подібне розчиняється в подібному? Поясніть свою точку зору.
10. У якому розчиннику — воді чи бензині — будуть добре розчинятися кристали кухонної солі, йоду? Поясніть свою точку зору.

§ 11. СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ



— Як складати формули речовин, писати рівняння реакцій для сполук із йонним зв'язком?



— Для цього нам потрібно нове поняття — ступінь окиснення.

ПОНЯТТЯ ПРО СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ



Ступінь окиснення — умовний заряд, обчислений із припущення, що всі зв'язки в речовині — йонні, тобто один атом повністю віддав електрони іншому атому.



Зверніть увагу, що це **умовний заряд**, тобто це не зовсім правда. Так, так, у хімії іноді доводиться трохи брехати... Використовуючи ступінь окиснення, ми для зручності припускаємо, що всі частинки у сполуці (навіть якщо в ній зв'язки ковалентні) є йонами.

Що вам потрібно знати про ступінь окиснення?

Ступінь окиснення...

- ♦ ...позначається арабськими цифрами зі знаком «+» або «-» перед цифрою. Цифру 1 зазвичай не пишуть. У формулах ступінь окиснення записують над хімічним символом елемента. Наприклад, $\text{Na}_2^+\text{S}^{-2}$;
- ♦ ...Флуору завжди дорівнює -1 ;
- ♦ ...Оксигену в сполуках дорівнює -2 (крім сполук із Флуором, де він дорівнює $+2$ або $+1$, наприклад $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$, і пероксидів, де він дорівнює -1 , наприклад $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$);
- ♦ ...Гідрогену в сполуках дорівнює $+1$ (крім гідридів металічних елементів, де він дорівнює -1 , наприклад $\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$);
- ♦ ...у простих речовинах і в сполуках з ковалентним неполярним зв'язком ступінь окиснення дорівнює нулю (наприклад, H_2^0 , O_2^0 , Na^0);

- ♦ ...одноатомного йона дорівнює його заряду. Наприклад, у натрій хлориді (NaCl) ступінь окиснення Натрію дорівнює +1, а Хлору — -1;
- ♦ ...якщо в складі йона 2 або більше атомів елементів, його заряд дорівнює алгебраїчній сумі зарядів цих елементів. Наприклад,

$$\text{Ca}(\overset{+2}{\text{N}}\overset{+5}{\text{O}}\overset{-2}{\text{O}})_2^-$$



Найголовніше: алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх елементів у сполуці завжди дорівнює нулю.

Наприклад, $\text{Al}_2^+3\text{O}_3^-2$: $(+3) \cdot 2 + (-2) \cdot 3 = +6 + (-6) = 0$.



Заряди йонів записують над хімічними символами, причому першою слід писати цифру, а потім знак «+» або «-». Зверніть увагу, що ступінь окиснення записують так: спочатку знак, а потім цифра. Наприклад, ступінь окиснення — S^{-2} , а запис йона — S^{2-} .

Як ви вже, напевно, помітили, дуже часто ступінь окиснення чисельно дорівнює валентності, тому що також залежить від числа валентних електронів на зовнішньому рівні. Ступінь окиснення, як і валентність, може бути змінною. Її вказують, як і валентність, римськими цифрами в дужках: ферум(III) оксид.



Зазвичай у формулах на першому місці пишуть символ елемента з позитивним ступенем окиснення, а на другому — з негативним.

ХІМІЧНІ ФОРМУЛИ І СТУПЕНІ ОКИСНЕННЯ

Складаємо формули за ступенями окиснення

Скласти формули сполук за ступенями окиснення легко, майже так само, як і за валентністю. Під час складання формул слід урахувати електронегативність: більш електронегативні елементи «забирають» електрони, менш електронегативні — «віддають» їх.

Як написати, наприклад, формулу калій броміду?

У цій сполуці Калій віддає 1 електрон (більше на зовнішньому рівні електронів у нього немає, він у I групі) і перетворюється на

йон K^+ . Бром може прийняти тільки 1 електрон — у нього на зовнішньому рівні вже є 7 електронів. До завершення рівня (октету електронів) йому не вистачає тільки 1 електрона, і він стає йоном Br^- .



— З урахуванням ступенів окиснення, до речі, стає зрозумілим, чому слід писати KBr , а не K_7Br (як вважають деякі учні, думаючи, що Калій одновалентний, а Бром семивалентний).



Сумарний заряд дорівнює 0.
Звідси й формула — KBr .

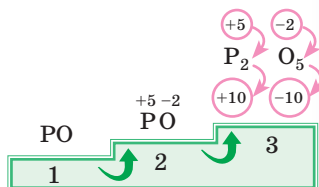
Приклад

Складіть формулу фосфор(V) оксиду.

Пояснення до розв'язання:

1. Записуємо символи елементів: PO .

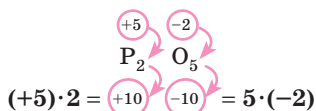
Оскільки в Оксигену електронегативність більше, він буде «забирати» 2 електрони (яких бракує йому до завершення рівня) в атома Фосфору, ступінь окиснення дорівнюватиме -2 . Фосфор, згідно з умовою (в умові написано Фосфор(V)), буде «віддавати» 5 електронів (прагнучи одержати завершений зовнішній рівень), ступінь окиснення дорівнюватиме $+5$.



2. Записуємо ступені окиснення над символами хімічних елементів:



3. Оскільки алгебраїчна сума ступенів окиснення в сполуці завжди дорівнює нулю, підбираємо потрібні індекси:



Все!

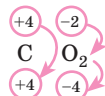
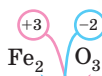


Завдання

Напишіть формули таких сполук з урахуванням ступеня окиснення та електронегативності елементів: фосфор(V) хлориду, силіцій(IV) флуориду, селен гідриду.



— Якщо в одного елемента ступінь окиснення парний, а в іншого непарний, можна скористатися «правилом для двієчників»: значення ступенів окиснення потрібно поставити навхрест індексами. Якщо ступені окиснення парні, то нічого не вийде, бо треба знати хоча б таблицю множення на 2.



Обчислюємо ступені окиснення за формулами

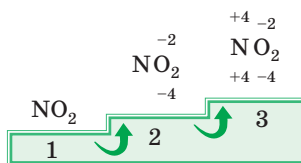
Ступені окиснення в бінарній сполуці обчислюють так:

1. Записуємо формулу, наприклад NO_2 .

Записуємо ступінь окиснення Оксигену, він майже завжди дорівнює -2 .

2. У сполуці 2 атоми Оксигену, отже, сумарний заряд дорівнює $2 \cdot (-2) = -4$.

3. Так, оскільки сума ступенів окиснення дорівнює 0, ступінь окиснення Нітрогену дорівнюватиме $+4$.

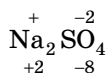


Як можна обчислити ступінь окиснення в трьохелементній сполуці?

Подумайте трошки самі. Наприклад, визначте ступінь окиснення всіх елементів у натрій сульфаті Na_2SO_4 . Якщо придумали — звірте ваше рішення з нашим, якщо не знаєте як — давайте робити це завдання разом.

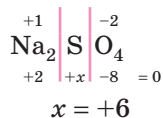
Записуємо ступені окиснення тих елементів, у яких вони постійні (наприклад, у Натрію ступінь окиснення завжди $+1$), і тих елементів, у яких вони змінюються тільки у виняткових випадках (наприклад, Оксиген, який у більшості випадків має ступінь окиснення -2).

Оскільки в цьому випадку електронегативність найвища в Оксигену, то інші елементи — Натрій і Сульфур — будуть мати позитивний ступінь окиснення. Розрахуємо сумарний негативний заряд: 4 атоми Оксигену зі ступенем окиснення -2 , отже, разом -8 .



Тепер обчислимо позитивний заряд: 2 атоми Натрію зі ступенем окиснення +1, тобто всього +2. Для того щоби сума позитивних і негативних зарядів дорівнювала 0, потрібно ще шість позитивних зарядів, які припадають на атом Сульфуру.

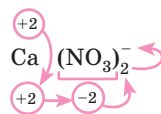
Отже, ступінь окиснення атома Сульфуру дорівнює +6: Na_2SO_4 .



Як можна обчислити ступінь окиснення, якщо у формулі є дужки?

Наприклад, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Знову спробуйте розібратися самостійно. Не виходить? Працюємо разом.

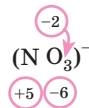
У Кальцію ступінь окиснення постійний і дорівнює +2. У сполучі дві групи (NO_3) , щоби кількість «-» і «+» була однаковою, заряд кожної групи має бути -1.



Розберемося зі ступенями окиснення всередині дужок.

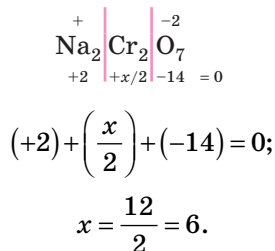
Ступінь окиснення Оксигену -2. Оскільки у формулі 3 атоми Оксигену, то їх загальний заряд $3 \cdot (-2) = -6$.

Тепер треба визначити ступінь окиснення Нітрогену. Якщо мінусів усього 6, то ступінь окиснення Нітрогену має дорівнювати +5, тому що ступінь окиснення всієї групи NO_3 дорівнює -1.



Таким чином, сума ступенів окиснення елементів усередині дужки має дорівнювати заряду складного йона, у цьому випадку $(\text{NO}_3)^-$, а не нулю.

Також важливо запам'ятати, що ступінь окиснення у формулі над символом елемента записують тільки для одного атома:



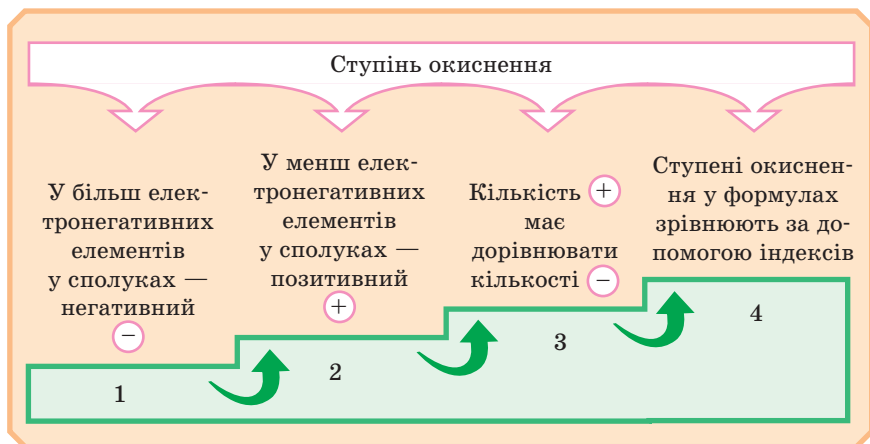
— Я запам'ятав: ступінь окиснення елемента і його індекс у розрахунках треба перемножити!



Вищий позитивний ступінь окиснення, як і валентність, чисельно дорівнює номеру групи. Найменше значення ступеня окиснення елемента, яке трапляється в його сполуках, називають **нижчим ступенем окиснення**.

Інші, якщо вони є, проміжні.

Отже, підіб'ємо підсумок:



— Я не зрозуміла, навіщо потрібний ступінь окиснення й чим він відрізняється від валентності?

— Валентність — це число насправді існуючих хімічних ковалентних зв'язків, і вона дорівнює числу неспарених валентних електронів. Уяви дитячий конструктор: до однієї деталки можна приєднати тільки певне число інших деталей — стільки, скільки є місць кріплення, наприклад, два або одне. І вийде молекула. Це стосується речовин з ковалентними зв'язками!

— Ну добре. А в речовинах з йонними зв'язками?



— У йонних сполуках просто електричне притягання між йонами. От уяви, всі деталки конструктора без певних кріплень, просто щільно укладені. Про яку валентність може бути мова? Тоді, щоби правильно писати формули, вчені вигадали ступінь окиснення — число відданих або прийнятих електронів. При цьому виявилось, що так зручно складати формули молекул!

— І в речовинах з ковалентним зв'язком?





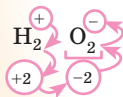
— Так от, поняття ступеня окиснення почали використовувати і для речовин з ковалентним полярним зв'язком. Але в цьому випадку під час утворення молекул повної передачі електронів не відбувається. Тому для таких сполук ступінь окиснення рахують умовно!



— Чи завжди ступінь окиснення збігається з валентністю?

— Ні. У речовинах з ковалентним неполярним зв'язком ступінь окиснення дорівнює 0, тому що ніхто не віддавав і не приймав електрони. Наприклад, H_2 : у молекулі один зв'язок — валентність дорівнює I, а ступінь окиснення — 0.

— Так, ми розбирали, що в молекулі N_2 валентність III, а ступінь окиснення знову 0.



— Так, правильно. Ще, наприклад, у пероксидах не збігається. У H_2O_2 валентність Оксигену — II, а ступінь окиснення — 1. Або нітратна кислота HNO_3 — порахуй ступінь окиснення у Нітрогену.

— Він дорівнює +5.

— А Нітроген п'ятивалентним не буває! У нього немає п'яти неспарених електронів! А от ступінь окиснення +5 для нього може бути — це ж умовний (вигаданий) заряд!

— Ох уже ця хімія!

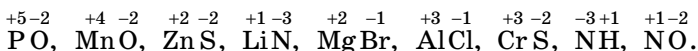
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Що таке ступінь окиснення?
2. Наведіть приклади сполук, у яких ступінь окиснення елементів та їхня валентність не збігаються. Чому це відбувається?

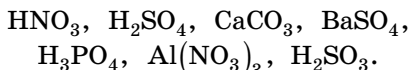


ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках:
 $BaCl_2$, Fe_2O_3 , CaO , CuS , $ZnCl_2$, KBr , Li_2O .
2. Складіть формули речовин, використовуючи значення ступенів окиснення елементів:



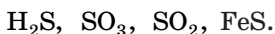
3. Визначте ступені окиснення елементів за формулами:



4. Складіть хімічні формули оксидів:

- Феруму(II) і Феруму(III);
- Фосфору(III) і Фосфору(V);
- Сульфуру(IV) і Сульфуру(VI);
- Мангану(II) і Мангану(VII);
- Карбону(II) і Карбону(IV).

5. Визначте ступінь окиснення й валентність Сульфуру в сполуках:



ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

1. Розставте ступені окиснення елементів у сполуках:

- $\text{NaH}, \text{CaO}, \text{NH}_3, \text{HCl}, \text{H}_2\text{S}, \text{KOH}, \text{SiH}_4, \text{H}_2\text{O}, \text{H}_2$;
- $\text{CaH}_2, \text{CO}_2, \text{N}_2, \text{KCl}, \text{HF}, \text{CH}_4, \text{Li}_2\text{O}, \text{O}_3$;
- $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{K}_3\text{PO}_4, \text{CaF}_2, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Cu}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{AlPO}_4, \text{CaCl}_2, \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

2. У яких сполуках валентність чисельно не дорівнює ступеням окиснення: $\text{P}_4, \text{P}_2\text{O}_5, \text{H}_2, \text{H}_2\text{O}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{S}, \text{K}_2\text{O}_2$?

3. Чому не буває валентність 0, але може бути ступінь окиснення, що дорівнює 0?

4. Чому не можуть існувати сполуки: $\text{SiO}_3, \text{Be}_2\text{O}_3, \text{PO}_3, \text{S}_2\text{O}_7$? Поясніть свою точку зору й запишіть правильні формули вищих оксидів цих елементів.

5. В оксидах Оксиген має ступінь окиснення -2 . Які бінарні оксигеновмісні сполуки не є оксидами: $\text{H}_2\text{O}, \text{SO}_3, \text{P}_2\text{O}_3, \text{CO}_2, \text{Na}_2\text{O}_2, \text{CO}, \text{H}_2\text{O}_2, \text{BaO}, \text{BaO}_2, \text{OF}_2$?

6. Який мінімальний і максимальний ступені окиснення у Сульфуру, Силіцію, Нітрогену?

7. Який максимальний ступінь окиснення у Хлору, Бром, Йоду, Астату?

8. Складіть формули сполук, не забуваючи про те, що на першому місці у формулі треба ставити символ елемента з меншою електронегативністю, а на другому місці — символ елемента з більшою електронегативністю:

- нітридів: калій нітриду, кальцій нітриду, алюміній нітриду;
- хлоридів: натрій хлориду, гідроген хлориду, сульфур(IV) хлориду й сульфур(VI) хлориду;

- в) сульфідів: гідроген сульфїду, ферум(II) сульфїду, карбон(IV) сульфїду, алюміній сульфїду;
 г) карбїдів: магній карбїду, алюміній карбїду, силїцій(IV) карбїду.

9. Напишіть структурні формули сполук: Na_2O_2 , H_2O_2 , BaO , BaO_2 , OF_2 , якщо відомо, що всі елементи мають звичайні валентності.
10. Складіть формули бінарних сполук: калій гїдриду, алюміній оксиду, гідроген бромїду, силїцій(IV) гїдриду, оксиген флуориду, літій йодиду, алюміній силїциду, карбон(IV) хлориду, фосфор(V) флуориду, силїцій(IV) флуориду.
11. Складіть формули флуоридів Фосфору, де Фосфор має ступені окиснення +3, +5, і сульфїдів Карбону й Силїцію, де вони мають найвищі ступені окиснення.
12. Допишіть рівняння реакцій, формули продуктів реакцій складіть за ступенями окиснення:
- | | |
|--------------------------------------|---------------------------------------|
| $\text{Al} + \text{F}_2 \rightarrow$ | $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow$ |
| $\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow$ | $\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow$ |
| $\text{Na} + \text{P} \rightarrow$ | $\text{Be} + \text{O}_2 \rightarrow$ |
| $\text{Al} + \text{Si} \rightarrow$ | $\text{K} + \text{Br}_2 \rightarrow$ |
| $\text{V} + \text{F}_2 \rightarrow$ | |
13. *Невідомий елемент має на останньому, третьому, енергетичному рівні 4 електрони. Про який елемент ідеться? У якій групі, періоді, підгрупі розташований цей елемент? Напишіть формули його вищого оксиду й гїдроксиду, що йому відповідає, легкої сполуки з Гїдрогеном, розставте ступені окиснення елементів у цих сполуках.
14. *У невідомого елемента А на 2 електрони менше, ніж у йона Флуору. Визначте невідомий елемент А і запропонуйте сполуки, утворені цим елементом з ковалентним полярним, ковалентним неполярним і йонним зв'язком.
15. *Елемент А утворює вищий оксид і летку водневу сполуку, де він має в обох молекулах чисельно однаковий ступінь окиснення, але з різними знаками. Ці дві сполуки за звичайних умов є газами. Про який елемент А йдеться? Поясніть, чому задача має тільки один варіант розв'язання. Напишіть молекулярні та структурні формули цих сполук, визначте тип хімічного зв'язку, вкажіть напрямком, у якому будуть зміщуватися зв'язки в молекулах. Як ці гази розчинятимуться у воді? Поясніть свою точку зору і знайдіть у додатковій літературі або в мережі Інтернет довідкові дані на підтвердження (або спростування) вашої думки.

§ 12. КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ



- Відгадай, про яку речовину йдеться. Ця речовина може бути:
1. Твердою, прозорою, безбарвною.
 2. Рідкою, безбарвною, без запаху й смаку.
 3. Газоподібною, безкольоровою, легшою за повітря.
- Вгадав?



— Це вода!

Як і багато речовин, вода існує в різних агрегатних станах: твердому, рідкому й газоподібному, залежно від температури. У разі зниження температури швидкість руху молекул води в газоподібному стані сповільнюється, між ними виникають сили притягання, молекули зв'язуються між собою, і вода переходить у рідкий стан.



Рис. 24. Бігати у воді важче, ніж на повітрі: доводиться рвати зв'язки, що існують між молекулами

У рідкому середовищі через постійний рух молекули розташовані безладно або, говорячи науковою мовою, хаотично.

У разі подальшого зниження температури рух молекул іще більше сповільнюється, вони зупиняються в певних точках простору — вода твердіє, утворюючи лід (рис. 25).*

* Коли рух молекул у твердій речовині припиняється, то, залишаючись на одному місці, вони здійснюють коливальні рухи.

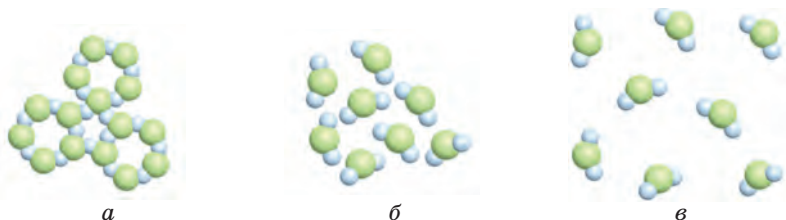


Рис. 25. Стани речовини: *a* — твердий, *б* — рідкий, *в* — газоподібний

Твердий стан речовини буває двох типів — аморфний і кристалічний.

АМОРФНА БУДОВА ТВЕРДИХ РЕЧОВИН

Якщо рідку речовину «заморожувати» швидко, то молекули зупиняються в тих положеннях, в яких вони були в рідкому середовищі, тобто розташування молекул залишиться неупорядкованим (рис. 26). Такий твердий стан речовин називають **аморфним**.



В аморфних речовинах їхні складові частинки не утворюють правильної геометричної структури, розташовані неупорядковано.

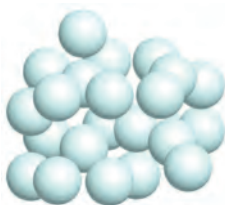


Рис. 26. Аморфна речовина

Неупорядкована будова визначає властивості аморфних речовин: вони відносно м'які, плавляться в широкому інтервалі температур. За нагрівання такі речовини поступово розм'якшуються, потім починають розтікатися й, нарешті, стають рідкими. Ви це спостерігаєте під час горіння свічки. Парафін або стеарин — речовини, з яких роблять свічки, — аморфна речовина. Прикладами аморфних речовин можуть бути скло (рис. 27) та смоли.

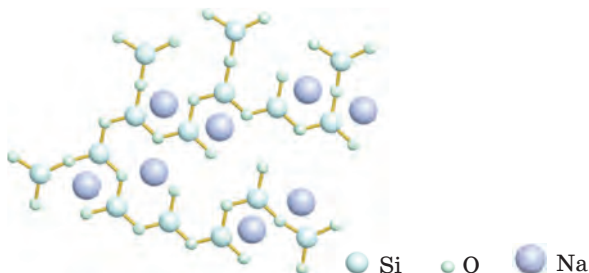


Рис. 27. Скло



КРИСТАЛІЧНА БУДОВА ТВЕРДИХ РЕЧОВИН

Якщо рідку воду охолоджують повільно, молекули розташовуються одна відносно одної в найбільш зручних положеннях, упорядковано.



Твердий стан речовин з упорядкованим розташуванням частинок називають **кристалічним**.

У твердї речовини кристалічної будови її складові частинки розташовані в чітко визначених точках простору (рис. 28). Якщо подумки з'єднати ці точки прямими лініями, то утвориться «каркас» — кристалічні ґратки.

Точки, в яких розташовані частинки, називають вузлами кристалічної ґратки. У цих уявних вузлах можуть розташовуватися атоми, молекули або йони речовини (рис. 29).

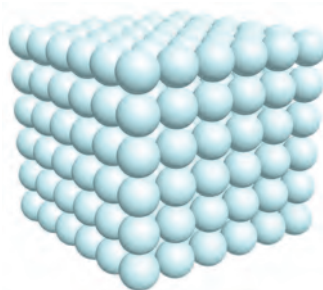
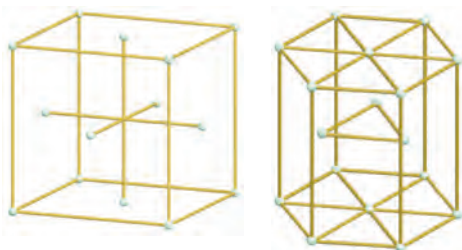


Рис. 28. Кристалічна будова твердї речовини



CO₂

Mg

Рис. 29. Кристалічні ґратки деяких речовин

— Риски між кружечками — не хімічні зв'язки, а уявні лінії, які допомагають краще зрозуміти форму ґратки.



Речовини з кристалічною структурою мають цілком певну температуру плавлення й кипіння, що є важливою характеристикою речовини.



Багато речовин можуть бути переведені з аморфного стану в кристалічний, і навпаки. Так, аморфне скло після витримування за певної температури «розскловується», тобто в ньому з'являються дрібні кристалики, і скло каламутніє.

Переважає більшість твердих речовин має кристалічну будову.



Галіт

Іридій

Сірка

Рис. 30. Кристали деяких твердих речовин

КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ

Відомі такі види кристалічних ґраток: атомні, йонні, молекулярні й металічні. Будову і властивості металічних ґраток ви будете вивчати пізніше.

Атомні кристалічні ґратки

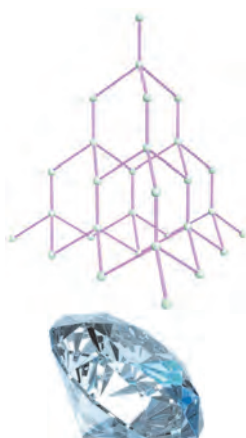


Рис. 31. Кристалічна ґратка алмаза, алмаз



У вузлах атомних кристалічних ґраток розташовані атоми речовини, які з'єднані між собою ковалентними зв'язками.

Приклади: кварц (SiO_2), алмаз (C), корунд (Al_2O_3), графіт (C), бор (B), силіцій (Si), карборунд (SiC) та ін. (рис. 31, 32).

Для переходу в рідкий стан речовин з атомними ґратками доводиться розривати міцні ковалентні зв'язки між атомами. Тому речовини з такою структурою або плавляться за дуже високих температур, як, наприклад, кварц (SiO_2) або корунд (Al_2O_3), або не плавляться взагалі — графіт, алмаз, бор, силіцій. Такі речовини під час сильного нагрівання просто руйнуються. Оскільки руйнування кристалічних ґраток супроводжується розривом хімічних

зв'язків, плавлення таких речовин супроводжується їх розкладанням. Утворюються, наприклад, окремі молекули SiO_2 або атоми C.

Речовини, які мають атомні кристалічні ґратки, тверді, але крихкі й не розчиняються у воді. Майже всі вони не проводять електричний струм (винятком є, наприклад, графіт), хімічно інертні, не розчиняються в розчинниках.



Алмаз відрізняється високою твердістю. Твердість — це здатність матеріалів чинити опір проникненню в них інших твердих тіл. Не слід плутати твердість і крихкість. Алмаз можна дряпати або обробляти тільки іншим алмазом, інші речовини не залишать на ньому й сліду — він твердий, але його можна роздрібнити сильним ударом — він крихкий. Завдяки високій твердості алмази використовують як ріжучий і шліфувальний матеріал.

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Вартість алмазів залежить від чистоти та прозорості каменю й від його маси, яку вимірюють у каратах (1 карат = 0,2 г). Найбільшим алмазам дають імена.

Наприклад, найбільший алмаз одержав ім'я «Куллінан». Його було знайдено 1905 р. у Південній Африці. Первісна маса алмаза становила 3106 карат, тобто 621 г.



Пісок



Кварц



Гірський кришталь

Рис. 32. Речовини з атомними кристалічними ґратками

Молекулярні кристалічні ґратки



У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, які можуть бути полярними й неполярними. Зв'язки між молекулами слабкі.

Молекулярну структуру ґратки мають більшість органічних речовин, деякі тверді за звичайних умов неметали (сірка, йод, білий фосфор) і складні речовини (вода, кислоти), а також усі гази у твердому стані (рис. 34, 36).

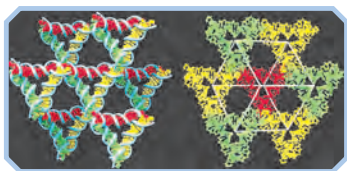


Рис. 33. Кристали ДНК

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Деякі великі молекули, такі як ДНК, також здатні кристалізуватися. Ґратка кристалічної ДНК — молекулярна (рис. 33). Очищені віруси теж утворюють кристалічні структури.

Молекулярні ґратки легко зруйнувати. Тому речовини з такою будовою мають відносно низьку температуру кипіння, невелику твердість, часто леткі, тобто легко переходять у газоподібний стан. Багато з таких речовин є твердими й кристалічними лише за низьких температур.



Щоб перевести гази у твердий стан, часто потрібна дуже низька температура. Для азоту, наприклад, температура має становити $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$.

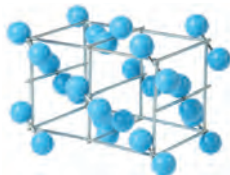
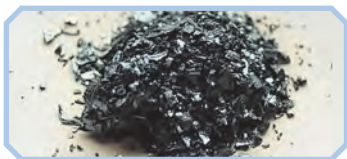


Рис. 34. Кристали та кристалічна ґратка йоду

Якщо в молекулах зв'язки **ковалентні неполярні**, то утворені ними речовини майже не розчинні у воді, а їх розчини не проводять електричний струм. Приклад: кисень, азот.

Деякі речовини, які мають у молекулах **ковалентні полярні** зв'язки, добре розчиняються у воді, а їх розчини проводять струм. Приклад: гідроген хлорид, гідроген бромід та інші кислоти, амоніак і т. д.

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ


Рис. 35. Випари йоду

Кристали йоду (рис. 34) мають цікаву особливість: переходять у газоподібний стан, минаючи рідкий (явище сублимації). Тому, якщо залишити кристали йоду у відкритому посуді, за певний час вони зникнуть. Сублимація підсилюється за нагрівання. Випари йоду мають красиве фіолетове забарвлення (рис. 35).

Вода у твердому стані (лід) теж утворює молекулярні кристалічні ґратки.

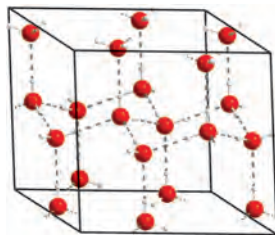


Рис. 36. Кристали та кристалічна ґратка льоду

Йонні кристалічні ґратки



У вузлах йонних кристалічних ґраток розташовані йони, зв'язані один з одним йонним зв'язком.

Приклади: майже всі солі, луги, сполуки активних металів з неметалами (рис. 37, 38).

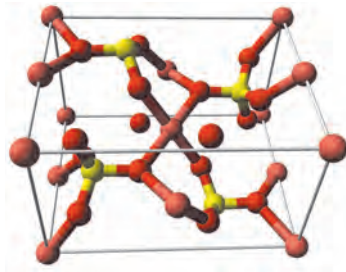


Рис. 37. Кристали та кристалічні ґратки купрум(II) сульфату

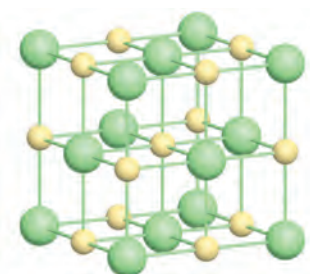


Рис. 38. Кухонна сіль — натрій хлорид — теж йонний кристал. Кристали цієї солі мають кубічну будову

Речовини з йонними ґратками тугоплавкі, малолеткі, мають високу твердість, але крихкі, їх розплави й водні розчини проводять електричний струм. Ці речовини добре розчиняються в полярних рідинах (наприклад, у воді).

Лабораторний дослід 1.

Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови



Розглянемо фізичні властивості речовин атомної, молекулярної та йонної будови. Як приклад речовини атомної будови візьмемо кварцовий пісок (його формула SiO_2), молекулярної — шматочки сірки (S), йонної — кристали натрій сульфату (Na_2SO_4).

Перед початком роботи повторимо правила безпеки.

Розглянемо ці речовини, спробуємо розчинити їх у воді, нагріти, розтерти в ступці (так ми визначимо крихкість). Такі дані, як температура плавлення, відносну твердість, електропровідність, потрібно подивитися в довідниках або в мережі *Internet*.

Щоб порівняти й узагальнити фізичні властивості цих речовин, заповнимо таблицю:

Фізичні властивості \ Речовина	Пісок	Цукор	Сіль
Запах			
Колір			
Розчинність у воді			
Відношення до нагрівання			
Температура плавлення			
Твердість			
Крихкість			
Електропровідність			

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Ви вважаєте, що найтвердіша речовина алмаз? Ні. Зараз найбільш твердими речовинами вважають не алмази, але також речовини, що складаються з атомів Карбону. Для визначення твердості існує шкала Віккерса.

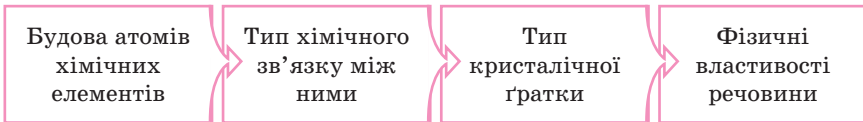
Твердість за Віккерсом монокристалічного алмазу становить близько 100 гігаскалів (ГПа). А от речовина лонсдейліт має твердість до 152 ГПа. Лонсдейліт має будову, схожу на алмаз (рис. 39). Цей твердий природний матеріал було виявлено в метеоритному кратері, що утворився з графіту — одного з компонентів метеорита, однак рекордною міцністю він не володів.



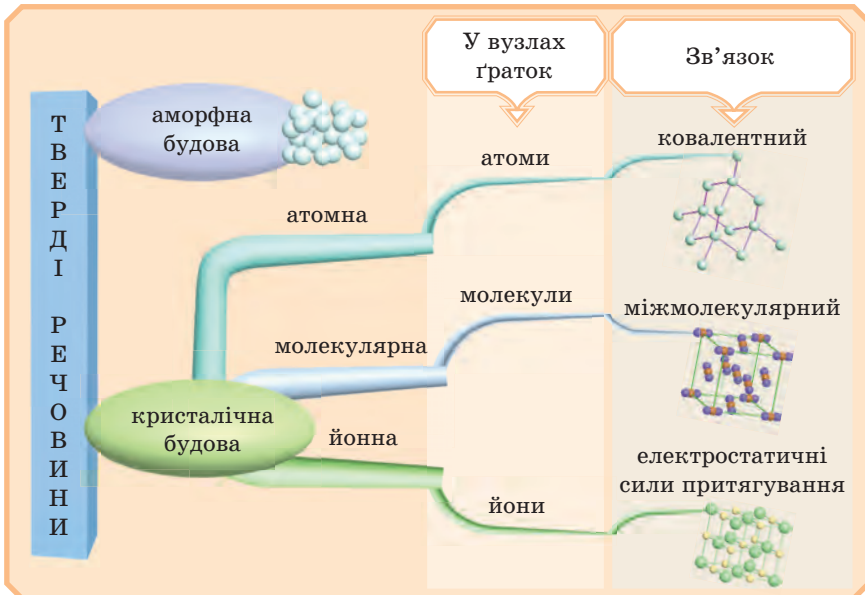
Рис. 39. Атомні кристалічні ґратки лонсдейліту

Поки номер 1 — фулерит. Його твердість — до 310 ГПа. Полімеризований фулерит є найтвердішим матеріалом, відомим науці. Це структурований молекулярний кристал, вузли якого складаються з цілих молекул, а не з окремих атомів.

Зверніть увагу на ланцюг причинно-наслідкового взаємозв'язку:



Отже, із цього параграфа ми дізналися:



Рідкі кристали

Сьогодні про рідкокристалічні дисплеї, або *LCD*-дисплеї (від англ. *LCD* — *Liquid Crystal Display*) знають усі. Екран телевізора або телефону, електронний годинник, екрани різних вимірювальних приладів і т. д. — усі вони ґрунтуються на виняткових властивостях рідких кристалів. Багато життєво важливих процесів у нашому організмі теж пов'язані з рідкими кристалами. Що ж це таке?

Рідкі кристали (РК) — унікальні речовини, які мають властивості кристалів — упорядковану структуру — і властивості рідини — текучість. РК утворюють найчастіше великі органічні молекули, які мають форму дисків або довгих паличок. Кристалічна ґратка — молекулярна. Ці молекули розташовані в чітко визначених точках простору (як у кристалі), але можуть узгоджено змінювати положення — розгортатися або вигинатися. Для здійснення таких рухів потрібно дуже мало енергії. Це може бути дуже слабкий електричний струм або навіть механічний вплив. Під час переміщення молекул можуть змінюватися колір або прозорість речовини.

Це все ми спостерігаємо, дивлячись на екран телефону. Потрібно зовсім небагато електричної енергії від акумулятора, щоби на ньому з'явилися літери або зображення.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які можливі будови твердих тіл? Чим ці будови розрізняються?
2. Назвіть типи кристалічних ґраток.
3. Дайте характеристику речовинам з молекулярною, атомною, йонною ґраткою.



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Уважно прочитайте текст, підкресліть помилки. Перепишіть його без помилок.
Дмитрик Менделеев написав самостійну роботу з хімії:
«Валентність — це кількість неспарених електронів у атомі. Кисень і сірка, наприклад, завжди двовалентні. Сума ступенів окиснення в атомі дорівнює нулю. У натрій сульфаті, наприклад, сірка має ступінь окиснення +4, натрій — +1,

а кисень — -2. Менш електронегативні елементи в сполуці притягують до себе електрони й заряджаються негативно, а елементи з більшою електронегативністю легко віддають електрони й заряджаються позитивно. Якщо електронегативності елементів у сполуці однакові, то зв'язок між ними ковалентний полярний, різні — ковалентний неполярний. Йонний зв'язок існує в металах. Саме він визначає електропровідність і теплопровідність металів. Молекули з йонною кристалічною ґраткою добре розчиняються у воді, але їх розчини не проводять електричний струм. Речовини з молекулярною ґраткою мають у вузлах атоми, зв'язок між якими ковалентний неполярний, дуже міцний. Їх розплави добре проводять електричний струм. Речовини з атомною ґраткою тверді та пластичні, їх можна कुвати, вони добре розчиняються у воді».

2. Установіть відповідності.

Тип кристалічної ґратки

Властивості речовини

1. Молекулярні
2. Йонні
3. Атомні

- а) Тверді, крихкі, нелеткі, мають високі температури плавлення, розчинні у воді, їх розчини й розплави проводять електричний струм
- б) Тверді, нерозчинні у воді, діелектрики або напівпровідники, нелеткі
- в) М'які, нелеткі, невисокі температури кипіння й плавлення, електричний струм не проводять

3. «Сухим льодом» називають кристалічний вуглекислий газ. Поясніть, користуючись додатковою літературою та мережею *Internet*, таку незвичайну назву. Який тип кристалічних ґраток характерний для нього?

4. Ці красиві прозорі кристали в давнину називали «вічним льодом». Стародавні греки вважали цей камінь льодом, замерзлим настільки, що його неможливо розтопити. Вони назвали мінерал «крісталлосом», що в перекладі означає лід. Ці кристали зараз називають гірським кришталем. Користуючись додатковою літературою і мережею *Internet*, знайдіть інформацію про фізичні властивості цих кристалів. Чи однаковий тип хімічного зв'язку і кристалічних ґраток мають лід і гірський криштал? Яка формула цих кристалів?

5. Чому гідриди — сполуки металічних елементів з Гідроґеном — є кристалічними сполуками? Який тип кристалічних ґраток характерний для них?

6. Складіть формули бінарних сполук: а) Магнію та Флуору; б) Гідрогену й Броду; в) Карбону й Оксигену; г) Натрію й Оксигену. Укажіть вид хімічного зв'язку в кожній із них.
7. Визначте вид хімічного зв'язку й складіть формули сполук: а) Силіцію з Хлором; б) Нітрогену з Гідрогеном; в) Карбону з Флуором; г) простої речовини — йоду. Дайте їм назви.
8. Зобразіть електронні схеми будови: а) молекул броду (Br_2) й гідроген сульфід (H_2S); б) сполук Фосфору з Гідрогеном (PH_3) і Оксигену з Флуором (OF_2). Укажіть тип хімічного зв'язку.
9. Складіть формули летких сполук з Гідрогеном елементів 3-го періоду, розташуйте їх в один горизонтальний ряд і поясніть, як змінюється характер зв'язку в цьому ряді зліва направо. Чому відбуваються ці зміни?
10. Визначте тип кристалічної ґратки в речовинах: силіцій, сульфур(IV) оксид, магній флуорид (MgF_2). Опишіть їхні фізичні властивості.
11. Формула кварцу — SiO_2 , а вуглекислого газу — CO_2 . У якому випадку формула виражає справжній склад молекули, а в якому — тільки відношення числа атомів одного та другого елементів? Чому, на відміну від вуглекислого газу, кварц є важкоплавкою речовиною?

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

1. Для хімічного експерименту нам потрібний розчин, який проводить електричний струм. Речовину з якою ґраткою потрібно взяти для цього? Порадьте конкретні речовини.
2. Речовини з якою кристалічною ґраткою використовують парфумери?
3. Чи буде розчин цукру проводити електричний струм?
4. Чому цукор можна розплавити в ложці, а сіль — ні?
5. Чому сіллю можна чистити, наприклад, посуд? (Пробувати не треба, можна подрятати покриття.)
6. Чому з алюмінію можна зробити дріт, а з кристала солі — ні?
7. Раніше, у XIX столітті, листи запечатували, крапаючи на них розплавленою речовиною, яку називали сургучем. Він скріплював аркуші листа, а потім, поки сургуч був теплим, на ньому ставили відбиток печатки (звідси й вираз — запечатати листа). Під час охолодження сургуч поступово тверднув. А ще раніше для цього використовували віск. Що ви можете сказати про будову цих речовин? Які речовини ви ще могли б порадити для цього?

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток



(Просимо допомоги батьків!)

Перед виконанням експерименту треба підготувати собі на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, заслати стіл клейонкою, користуватися спеціальним посудом і обладнанням. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.

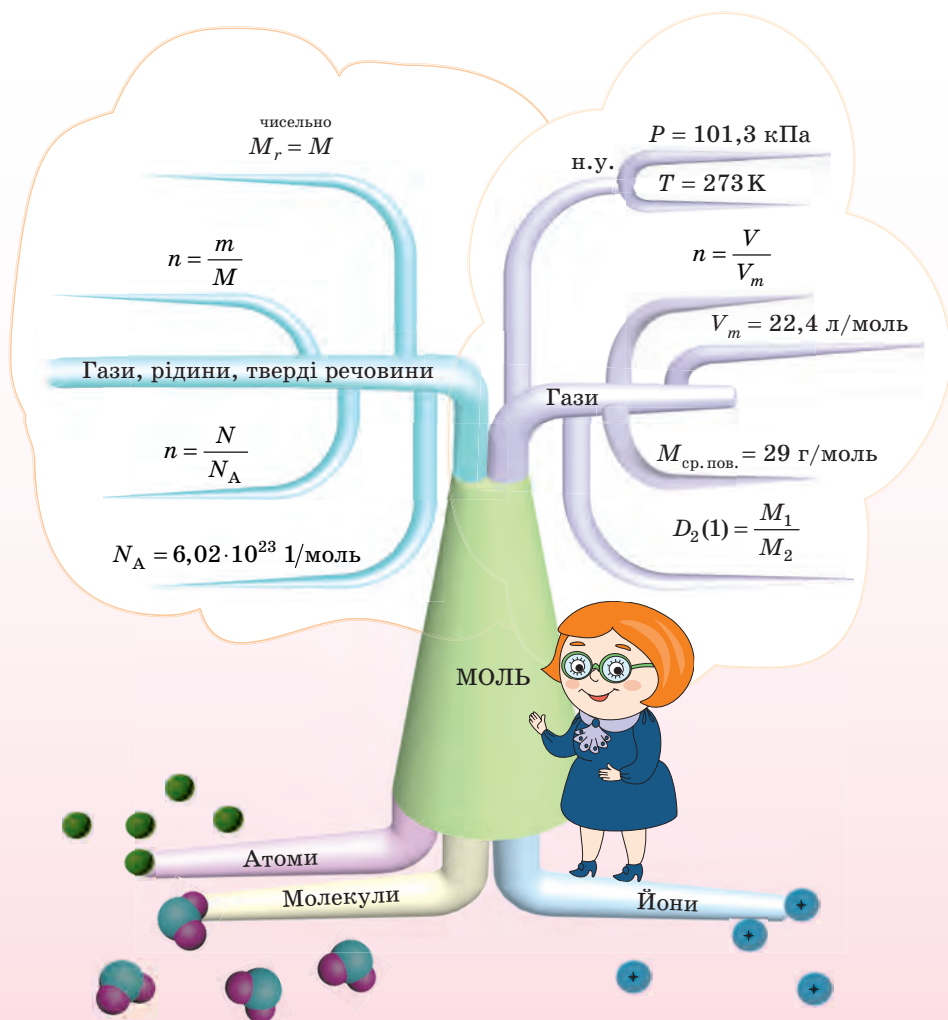
Ваші дії	Лимонна кислота $C_6H_8O_7$	Кухонна сіль $NaCl$	Цукор $C_{12}H_{22}O_{11}$	Кристали льоду H_2O (крис-т.)	Ванілін $C_8H_8O_3$	Пісок SiO_2
1. Візьміть одноразовими чайними ложками невеличку кількість кристалів речовин і добре їх роздивіться, понюхайте, опишіть зовнішній вигляд (колір, запах)						
2. В одноразові скляночки наберіть води й висипте в них досліджувані речовини. Розмішайте отримані суміші ложкою. Як ці речовини розчиняються у воді?						
3. Подивіться температуру плавлення цих речовин (в Інтернеті або хімічному довіднику)						
4. Визначте типи кристалічних ґраток						

ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

1. Наведіть приклади речовин з різним типом кристалічних ґраток. Поясніть, які фізичні властивості мають ці сполуки.
2. Кристалічний йод є леткою сполукою. Який тип кристалічної ґраток характерний для нього?
3. Білий фосфор має температуру плавлення $+44\text{ }^\circ\text{C}$, червоний фосфор — $+250\text{ }^\circ\text{C}$, а чорний — $+400\text{ }^\circ\text{C}$. Чи однаковий тип кристалічних ґраток мають різновиди фосфору? Поясніть свою точку зору.
4. Кристали карборунду SiC займають друге місце за твердістю після алмазу й мають температуру плавлення $+2830\text{ }^\circ\text{C}$. Який тип кристалічних ґраток характерний для них?
5. Кристали корунду Al_2O_3 плавляться за температури $+2050\text{ }^\circ\text{C}$. Чи можна стверджувати, що вони мають таку саму кристалічну ґратку, що й кристали карборунду? Поясніть свою точку зору.
6. Солі натрій хлорид і натрій йодид мають однакову кристалічну ґратку. Ці сполуки будуть легкоплавкими чи тугоплавкими? Поясніть свою точку зору.
7. Солодка кристалічна сполука глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (її ще називають виноградним цукром) плавиться за температури $+146\dots+150\text{ }^\circ\text{C}$. Чи можете ви її розплавити в домашніх умовах? Який тип кристалічних ґраток характерний для цієї сполуки?
8. Деяка сполука за звичайних умов є газом X_2 . Перехід у твердий стан відбувається за температури $t = -210\text{ }^\circ\text{C}$. Який тип кристалічних ґраток має ця сполука у твердому стані? Який тип хімічного зв'язку в молекулах цієї сполуки?
9. Який тип кристалічних ґраток характерний для летких сполук з Гідрогеном неметалічних елементів?
10. Чому оксиди металічних елементів завжди є кристалічними сполуками на відміну від оксидів неметалічних елементів? Який тип кристалічних ґраток характерний для них?
11. Чому не можна говорити «молекула солі», «молекула лугу»?
12. Як експериментально довести, що крім речовин молекулярної будови є речовини немоллекулярної будови?
13. Як найпростіше експериментально розпізнати однакові за розміром і формою алмаз і лід? Яка з цих речовин має молекулярну будову?
14. Для виробництва всіх видів скла застосовують кварцовий пісок, який розплавляють з іншими компонентами в електричних печах. Чи є це виробництво енерговитратним? Чи можете ви в домашніх умовах розплавити пісок?

3

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ



§ 13. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. ЧИСЛО АВОГАДРО

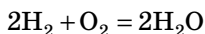
ЩО ТАКЕ МОЛЬ?



Для розрахунків за хімічними реакціями починаючи з XIX 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 ураховувати 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}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}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.

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, яка кількість речовини (в молях) 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.

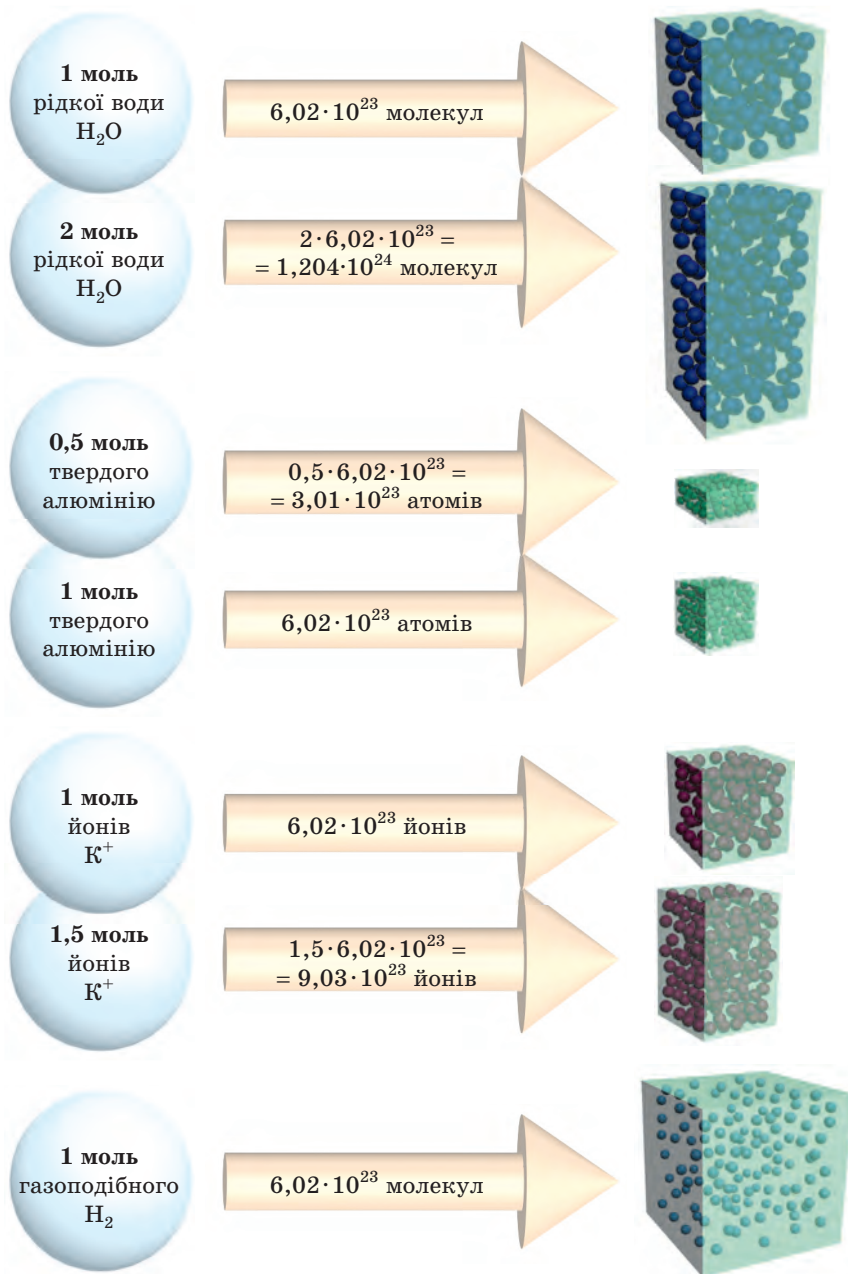
Є безліч прикладів, які показують наскільки великим є число Авогадро. Підраховано, наприклад, що, якщо взяти таку кількість однодоларових банкнот, то ними можна встелити всю земну кулю шаром 2 метри.

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

Приклад. Одна молекула H_2SO_4 має значно більшу масу й об'єм, ніж 1 молекула H_2 , тому маса й об'єм 1 моль H_2SO_4 теж будуть більші.



Для кращого розуміння наведемо декілька прикладів:

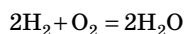


ДЕ І ЯК ЗАСТОСОВУВАТИ ПОНЯТТЯ «МОЛЬ»



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

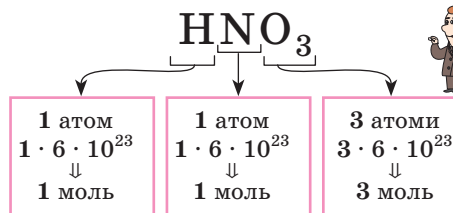


2 молекули	1 молекула	2 молекули
$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
2 моль	1 моль	2 моль

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 HNO_3 1 моль атомів Н, 1 моль атомів N і 3 моль атомів О — відповідно до індексів.



Запис 4HNO_3 показує, що взято 4 моль молекул нітратної кислоти. У 4 моль молекул 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 читаете питання задачі.



— Можна сказати, що в 1 моль пеналів (H_2O) міститься 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.

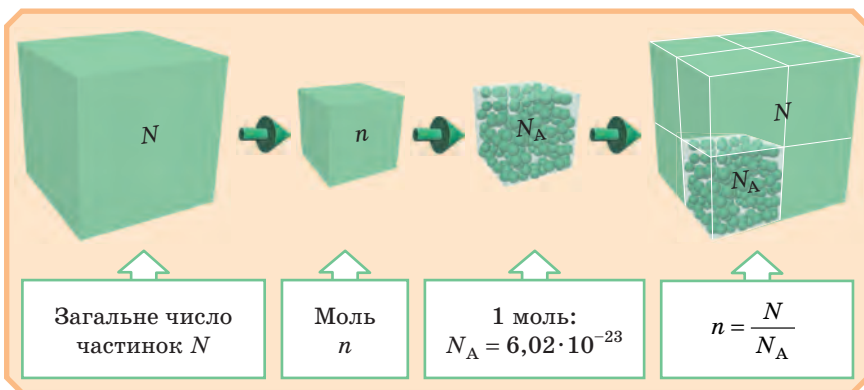
Виходячи з цієї формули, загальне число частинок дорівнює:

$$N = n \cdot N_A$$

— 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?

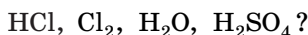


ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

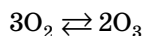
1. Установіть відповідність.

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 атомів кожного елемента необхідна для 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?

Пояснення до 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.



- Визначте число молекул, які містяться в 3 моль H_2O .
Відповідь: $1,806 \cdot 10^{24}$.
- Визначте число молекул, які містяться у 8 моль карбон(II) оксиду.
Відповідь: $4,816 \cdot 10^{24}$.
- Визначте число атомів, які містяться в 0,7 моль Карбону (алмаза).
Відповідь: $4,214 \cdot 10^{23}$.
- Скільки молекул міститься:
 - в 1 моль амоніаку (NH_3);
 - у 6 моль амоніаку;
 - 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?

Пояснення до розв'язання:

За формулою $n = \frac{N}{N_A}$ знаходимо кількість речовини Фосфору:

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

Відповідь: кількість речовини атомів Фосфору = 0,6 моль.



- Яка 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! За необхідністю 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 H_2O 1 моль атомів Оксигену, у 2 моль — $2\text{H}_2\text{O}$ — 2 моль атомів Оксигену. (Коефіцієнт 2, який стоїть перед H_2O , має відношення до всієї формули, отже, у 2 моль молекул H_2O 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 КОН:

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



Завдання. Обчисліть самостійно й підпишіть молярні маси таких речовин:


 H_2O
 H_2SO_4
 CuCl_2
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

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 слив, а маса 1 сливи 60 г, тоді число слив — $\frac{600}{60} = 10$.

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).

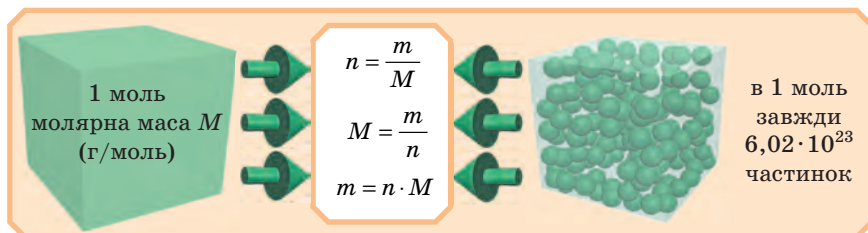


Знаючи молярну масу, можна визначити й маси речовин, які беруть участь у реакції. Повернемося до рівняння синтезу води, але тепер обчислимо маси речовин за формулою: $m = n \cdot M$, знаючи, що:

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

- Що називають молярною масою? В яких одиницях виражають молярну масу?
- Якій величині чисельно дорівнює молярна маса?
- Як розраховують:
 - молярну масу;
 - кількість речовини;
 - масу речовини;
 - масу молекули, атома;
 - кількість атомів, молекул?
- Заповніть таблицю:



Речовина	m , г	n , моль	M_r, A_r	M , г/моль	N
Ca	80				
CO ₂		1,2			
H ₂ SO ₄	20				
Na ⁺		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.

Пояснення до 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:

- кальцій оксиду CaO ;
- натрій оксиду Na_2O ;
- алюміній хлориду AlCl_3 .

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.

Пояснення до 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 елементів, якщо відомо, що:

- 7 моль мають масу 448 г;
- 3,5 моль мають масу 84 г;
- 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 натрій гідроксиду кількістю речовини 0,5 моль.

Пояснення до розв'язання:

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

- Спочатку обчислимо молярну масу натрій гідроксиду:

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

- 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:

- 2 моль водню;
- 3 моль кисню;
- 5 моль води.

Відповідь: 4 г; 96 г; 90 г.

2. Обчисліть, маса якої з речовин більша:
- 3 моль кисню або 2 моль азоту;
 - 5 моль води або 1,4 моль хлору;
 - 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 Na_2CO_3 , взятого кількістю речовини 0,25 моль.
- Відповідь:* 26,5 г.
4. Визначте масу суміші, яка складається з 10 моль 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?

Пояснення до 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.



- Яка кількість речовини атомів Алюмінію міститься в зразку цього металу масою 10,8 г?
Відповідь: 0,4 моль.
- Яка кількість речовини атомів Оксигену міститься в сульфур(VI) оксиді масою 12 г?
Відповідь: 0,15 моль.
- Яка кількість речовини атомів Сульфуру міститься у ферум(II) сульфіді масою 22 г?
Відповідь: 0,25 моль.
- 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 кількість речовини азоту, яка міститься в 70 г цього газу. Скільки молекул міститься в цій масі азоту?

Пояснення до 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 кількість речовини амоніаку (NH_3) в зразку цього газу, який містить $2,408 \cdot 10^{25}$ молекул.

Відповідь: 40 моль; 706 г.

3. Визначте число молекул 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 $3,01 \cdot 10^{24}$ атомів Натрію? Визначте масу цих атомів.

Відповідь: 5 моль; 117,3 г.

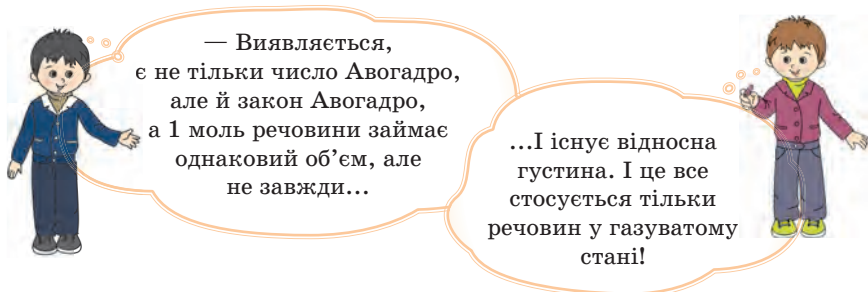
ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

- 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.
- Яку кількість речовини води становить $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул?
- Обчисліть кількість атомів Оксигену в гідроген пероксиді, який містить $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул.
- Обчисліть кількість речовини 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?

- Обчислїть масу Фосфору, що мїститься у пїрофосфатнїй кислотї $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ кількїстю речовини 0,25 моль?
- Яка кількїсть речовини метану (CH_4) мїстить стїльки ж атомїв Гїдрогену, скїльки й вода масою 180 г? Обчислїть масу CH_4 .

§ 15. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНІЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ



Основні роботи Амедео Авогадро були присвячені молекулярній фізиці. Він відкрив важливий для фізики й хїмїї закон, який встановлював взаємозв'язок між об'ємами газів (за однакових умов) і кількїстю молекул у них. Сам Авогадро не робив оцїнок числа молекул у заданому обсязі, але розумїв, що це дуже велика величина.

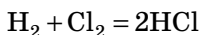
«Нарїжний камїнь сучасної атомної теорїї, — писав у кїнці ХІХ столїття італїйський хїмїк Станїслао Каннїццаро, — становить теорїя Авогадро... Ця теорїя є логїчним вихїдним пунктом для роз'яснення основних ідей про молекули й атоми і для доказу останнїх...»

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Закон Гей-Люссака

Важливим внеском у встановленнї й розумїннї такої величини, як моль, стали роботи хїмїків із газами. Загалом саме вивченнє газів пїдштовхнуло хїмїків 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, відносяться як коефіцієнти в рівнянні реакції. Наприклад, під час утворення гідроген хлориду в реакцію вступає один об'єм водню й один об'єм хлору; у результаті утворюються 2 об'єми HCl:



Цим законом дуже зручно користуватися під час розв'язування задач, але тільки в тому випадку, якщо об'єми всіх газів, що беруть участь у реакції, виміряні за однакових умов.

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 одна й та сама 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.



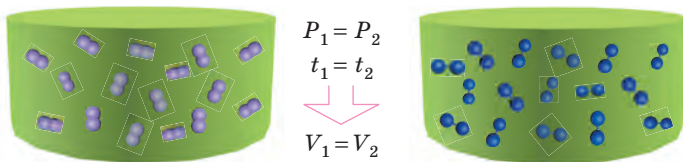
— Уявіть, наприклад, 2 трилітрові банки — це однакові об'єми, в одній банці — водень, в іншій — кисень, тобто різні гази. Обидві банки стоять поряд у кімнаті — однакові умови. Отож, у них міститься однакове число молекул газів O_2 і H_2 .





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 і 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 .

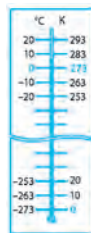
$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

Нормальні умови (н. у.):

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



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 (ρ) водню за цих умов дорівнює 0,0892 г/л.

Пояснення до розв'язання:

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 $M(\text{H}_2) = 2\text{ г/моль}$:

$$V_m(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{2\text{ г/моль}}{0,0892\text{ г/л}} = 22,42\text{ л/моль} \approx 22,4\text{ л/моль}.$$



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 кількість речовини:

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

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.

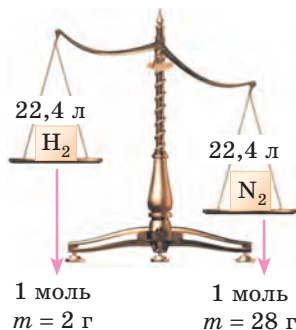
✎ Мозковий штурм ✎

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 наприкінці параграфа.)

— От якщо в нас є 30 л газу, треба надути ним кульки. Об'єм 1 кульки — 3 л. Тоді ми можемо надути

$$\frac{30}{3} = 10 \text{ кульок.}$$

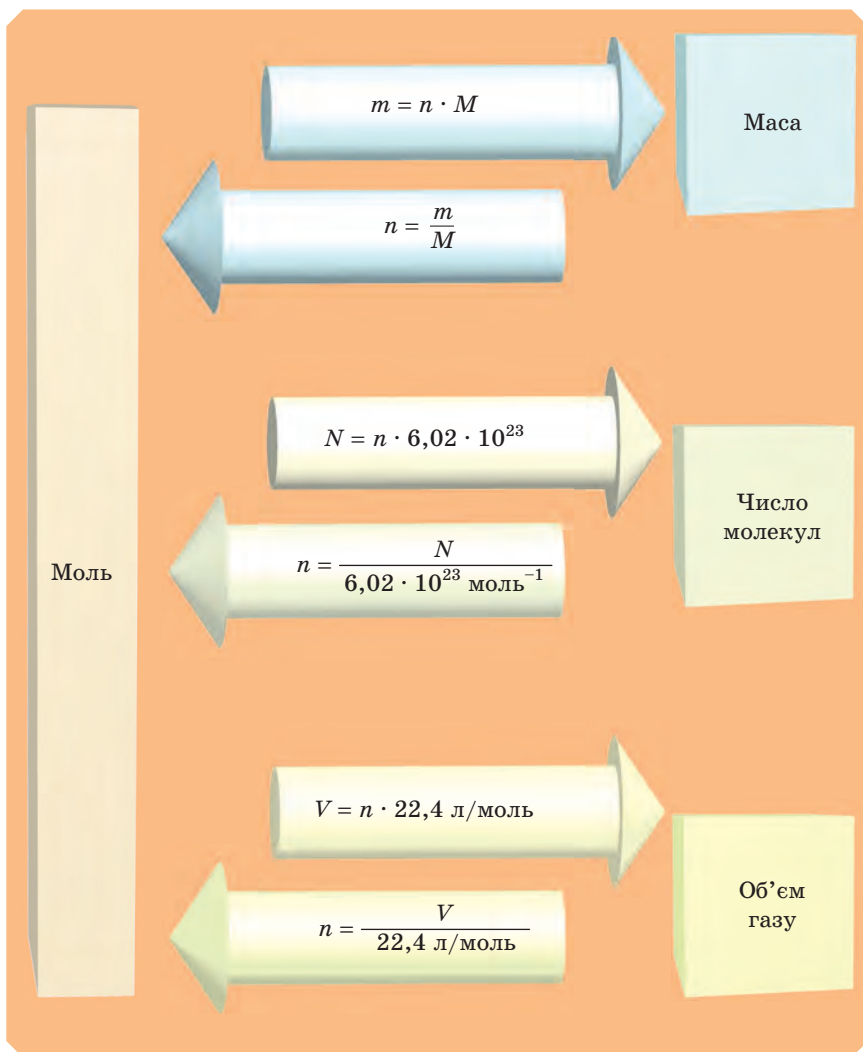
Так само і з молями.





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:

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

← загальне число молекул
← завжди $6,02 \cdot 10^{23}$

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

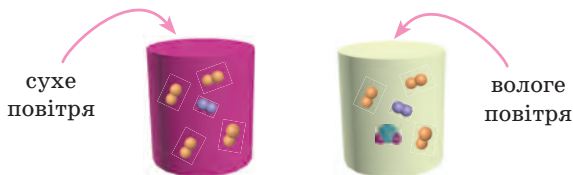
← маса речовини, г (кг)
← рахуємо за Періодичною системою Д. І. Менделєєва, г/моль

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

← загальний об'єм у л (дм^3 , м^3)
← за н. у. 22,4 л/моль для будь-якого газу

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 $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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 (ρ). 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?



НАВЧАЄМОСЬ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ

Користуючись прикладами, розв'яжіть задачі.

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

Приклад. Обчисліть, який об'єм займає водень кількістю речовини 0,2 моль за н. у.

Пояснення до 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.



- Визначте, який об'єм займають за н. у.:
 - 0,5 моль карбон(II) оксиду;
 - 3 моль гелію;
 - 1,5 моль кисню.

Відповідь: 11,2 л; 67,2 л; 33,6 л.
- Який об'єм за н. у. займають 2 моль нітроген(I) оксиду? 2 моль карбон(IV) оксиду? Поясніть отримані результати.

Відповідь: 44,8 л.
- Заповніть таблицю.

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

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

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

Пояснення до 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.



- Визначте кількість речовини кожного газу (об'єми дано за н. у.):
 - у 5,6 л кисню;
 - у 10 л водню;
 - у 0,5 л азоту.

Відповідь:

 - 0,25 моль;
 - 0,45 моль;
 - 0,022 моль.

2. У балоні об'ємом 20,16 л міститься гелій (н. у.). Визначте, якій кількості речовини відповідає цей об'єм.

Відповідь: 0,9 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.).

Пояснення до 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 двохатомна:

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

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

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 гідроген сульфід у H_2S за н. у.
Відповідь: 17 г.
- Чи однакові маси й об'єми (за однакових умов) мають 1,5 моль CO_2 і 1,5 моль 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.?

Пояснення до 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 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.?

Пояснення до розв'язання:

Спосіб 1

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

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

- 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.?

Пояснення до розв'язання:

- 1) Визначимо кількість речовини газів за формулою $n = \frac{m}{M}$, урахувавши, що $M(\text{CO}_2) = 44$ 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) Ураховуючи, 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.

Пояснення до розв'язання:

- 1) Знаходимо кількість речовини 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 розмірковуючи 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.

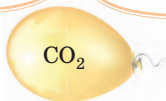
10. Визначте, який об'єм за н. у. займають такі порції кисню:
- 2 моль;
 - $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул;
 - $18,06 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену;
 - 32 г?
11. Яку масу має кисень об'ємом 112 л (н. у.)? Чи матиме таку масу озон такого самого об'єму? Якщо ні, обчисліть масу озону.
12. На терези помістили 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 CO_2 у суміші припадає на 1 молекулу CO?

§ 16. ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ. ДРУГИЙ НАСЛІДОК ІЗ ЗАКОНУ АВОГАДРО



— Чому не літає повітряна куля, заповнена 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: $\rho = \frac{m}{V}$.

Прийемо, 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 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 з урахуванням відсотків вмісту їх у повітрі за масою ($w(\text{N}_2) = 75,5\%$, $w(\text{O}_2) = 23,15\%$). Спробуйте самі розрахувати!

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 разу легше повітря.

Молярна маса вуглекислого газу більше, ніж середня молярна маса повітря, тому 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?

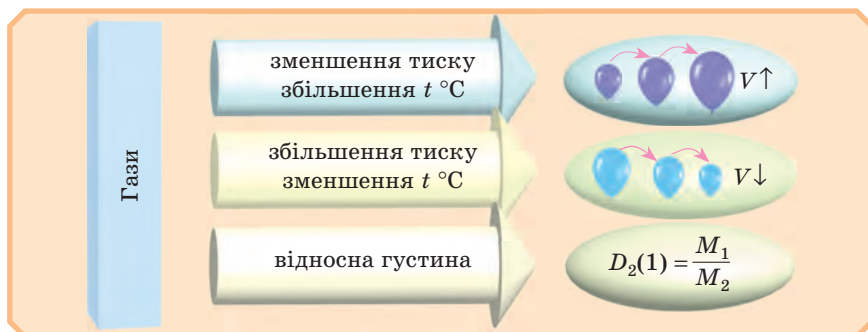
Підказка: точно не тому, щоб світліше було.

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 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?
- Якому числу 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 CH_4 .

Пояснення до 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.



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

3. Обчисліть відносну густина 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.

Пояснення до 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 відносну густина за повітрям 4,41. Визначте відносну густина цього газу за воднем.

Відповідь: 64.

5. Визначте відносну густина 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 відносну густина за воднем.

Пояснення до 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 густина за воднем за формулою $D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)}$:

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

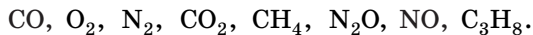
Відповідь: молярна маса газу 34 г/моль; густина за воднем 17.



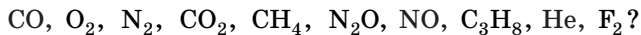
7. Розташуйте наведені гази за збільшенням їхньої відносної густини за воднем: N_2 , H_2 , CH_4 , CO_2 , CO , N_2O , NO_2 .
8. Відносна густина газу за воднем становить 8. Карбон складає 75 % його маси, Гідроген — 25 %. Визначте молекулярну формулу речовини.
Відповідь: CH_4 .
9. *Густина сполуки Гідрогену з галогеном 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 густина 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 відносну густина газу за воднем.
Відповідь: 14.

ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Обчисліть відносну густина 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 можливу формулу цього газу (можливі декілька варіантів):



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

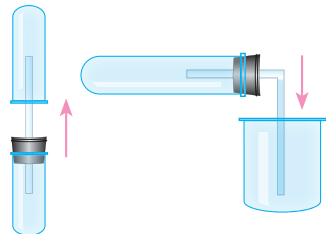


4. Одним зі способів збирання газів є витіснення повітря, яким можна збирати будь-який газ. Які з газів — He , O_2 , H_2 , CO_2 , CH_4 , Cl_2 , N_2O , C_3H_8 — можна збирати у спосіб А, а який — у спосіб Б?

5. Невідомий газ, що є простою, дуже отруйною речовиною жовто-зеленого кольору і складається

Спосіб А

Спосіб Б



- з двохатомних молекул, має відносну густину за воднем 35,5. Визначте формулу цієї сполуки. Як треба держати ємність при його збиранні 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.

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 двохатомних 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.
- 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?
- *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 методом витіснення повітря?

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.
8. Обчисліть середню молярну масу суміші, що містить два гази в мольному співвідношенні 1:1:

- а) із завдання 9,
б) із завдання 8.

Обчисліть відносну густину першої суміші за воднем, другої суміші — за гелієм. Чи полетять повітряні кульки, заповнені цими сумішами?

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 урахувувати, що коефіцієнти, які стоять перед формулою речовини, показують число молів 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:

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

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

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

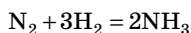
РОЗРАХУНОК КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЇ

Приклад 1. Амоніак 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?

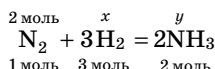


Пояснення до розв'язання:

- 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 (N_2) — x моль (H_2),

за рівнянням: 1 моль (N_2) реагує з 3 моль (H_2);

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

- 5) Аналогічно обчислимо кількість речовини амоніаку:

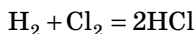
за даними задачі: 2 моль (N_2) — y моль (NH_3),

за рівнянням: 1 моль (N_2) — 2 моль (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:

- Яка кількість речовини HCl утворюється з 1 моль H_2 ?
- Яка кількість речовини HCl утворюється з 2 моль H_2 ?
- Визначте кількість речовини водню, необхідного для синтезу 3 моль HCl .
- З якої кількості речовини Cl_2 утворюється 6 моль HCl ?

Звірте отримані вами результати з відповідями:

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

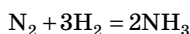
Розрахунок маси за відомою кількістю речовини продуктів реакції або реагентів

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

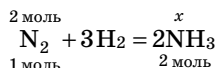


Пояснення до розв'язання:

- 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

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

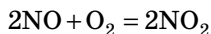
- 4) Обчислимо молярну масу амоніаку: $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$, а потім його масу за формулою:

$$m = n \cdot M.$$

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

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) NO_2 , який утворюється із трьох моль NO .

Відповідь: 138 г.

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

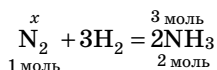
Приклад 3. Який об'єм азоту (н. у.) необхідний для утворення 3 моль NH_3 ?



Пояснення до розв'язання:

1) Записуємо рівняння реакції: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$

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



2) Обчислюємо кількість речовини азоту: за даними задачі:

$$x \text{ моль } (\text{N}_2) - 3 \text{ моль } (\text{NH}_3);$$

за рівнянням:

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

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:

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

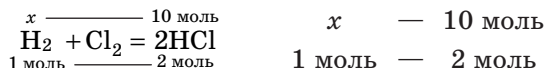
Відповідь: для добування 3 моль амоніаку необхідно 33,6 л азоту за н. у.

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

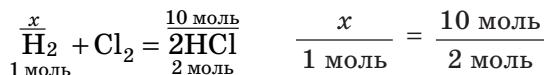
Відповідь: 112 л.

Підсумок

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



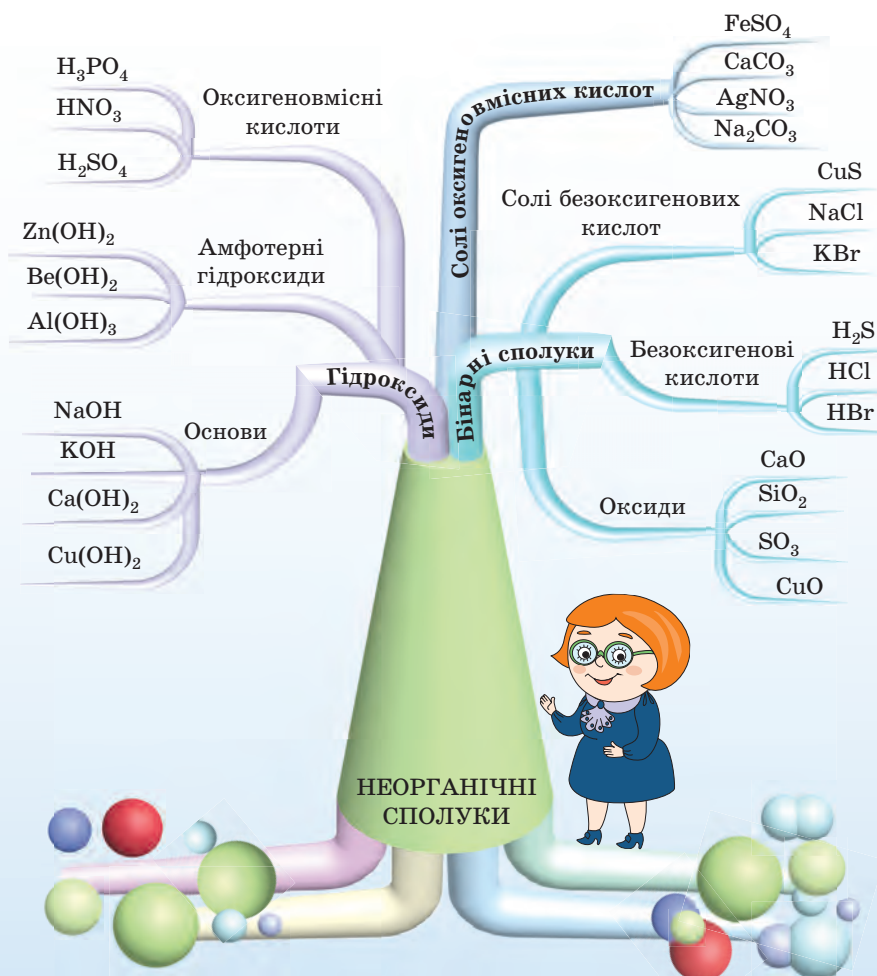
От два рядки пропорції! А можна й так:



Це також правильна пропорція.

4

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



§ 18. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК



— Що таке класифікація й навіщо класифікувати всі ці сполуки?

— Справа в тому, що деякі речовини подібні між собою, тому їх об'єднують в одну групу — клас.

— Усе одно не дуже зрозуміло.

— Ну от коли ти прибираєш у себе в шафі, ти теж проводиш класифікацію: отут носки, отут сорочки, а отут штани...

— А... зрозуміло... Тільки в мене в шафі класифікацію проводить мама.



На сьогодні відомо більше 500 тисяч неорганічних сполук, і знати всі їхні формули, назви, а тим більше властивості майже неможливо. Для того щоб легше орієнтуватися у величезному різноманітті хімічних речовин, усіх їх розділили на окремі класи. Сполуки, які поєднують в один клас, подібні за будовою та властивостями.

Першу класифікацію зробив арабський учений Ар-Разі в VI–VIII ст. н. е. Він виділив класи «Метали», «Кислоти», «Луги» й «Камені». До «Каменів» увійшли оксиди, сульфіді, солі (руди) і т. д.

Усі речовини ділять на прості й складні. Прості речовини складаються з атомів одного елемента й діляться на метали й неметали.

Основою такого розподілу є насамперед хімічні та фізичні властивості, які обумовлені типом хімічного зв'язку й кристалічної ґратки. Речовини, що мають металічну кристалічну ґратку, відносять до металів, речовини з ковалентними неполярними зв'язками й атомною або молекулярною кристалічною ґраткою — в основному, до неметалів.

Складних неорганічних речовин значно більше, ніж простих. Найбільш поширені у природі 4 класи сполук: **оксиди, кислоти, основи й солі.**

Розглянемо їхній склад, охарактеризуємо кожен клас і навчимося їх розрізняти з «першого погляду» за хімічною формулою.

А ще навчимося давати назви, тобто розберемо номенклатуру* найважливіших класів неорганічних сполук.

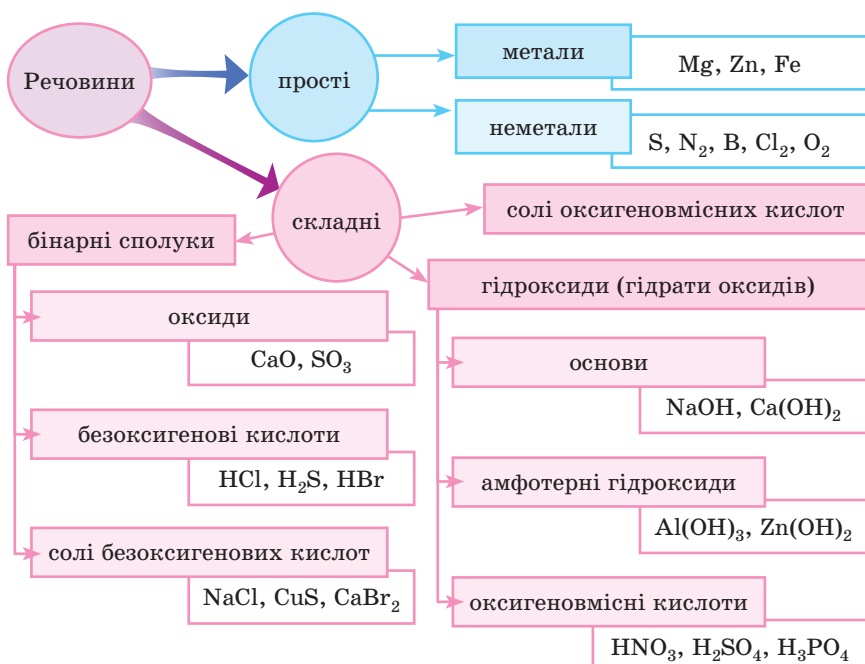


Рис. 40. Класифікація речовин за хімічною будовою та властивостями

Солі безоксигенових і оксигеновмісних кислот зазвичай об'єднують у клас «солі», а безоксигенові та оксигеновмісні кислоти — у клас «кислоти».



Ось так виглядає схема класифікації неорганічних сполук.

Страшна й велика? Нічого, ми будемо вивчати її поступово. І знаєте, що дивно? Якщо ви з початку будете старанно вивчати властивості сполук, то побачите, що вони (властивості) повторюються й під час вивчення чергового класу. Поступово виявиться, що ви вже знаєте частину властивостей, тож треба буде вивчати дедалі менше!

Зараз, як ви пам'ятаєте, прості речовини ділять на метали й неметали. Складних речовин більше, ніж простих, і класів більше — основні чотири: оксиди, основи, кислоти й солі. Цю класифікацію розроблено видатними хіміками XVIII–XIX століть Антуаном Лораном Лавуазьє, Михайлом Васильовичем Ломоносовим, Єнсом Якобом Берцеліусом, Джоном Дальтоном.

* Номенклатура — система правил для присвоєння назв сполукам.

Згадаємо: бінарними називають сполуки, до складу яких входять атоми (або йони) двох елементів. Префікс *бі-* означає *два*.

Наприклад, бінарний код у комп'ютерах знайомий вам з уроків інформатики.

Електропозитивний елемент записують у формулах першим, а електронегативний елемент — другим. Саме він має в назві речовини суфікс *-ід-* або *-ид-*.



Зазвичай безоксигенові та оксигеновмісні кислоти об'єднують в клас «**кислоти**», безоксигенові та оксигеновмісні солі — у клас «**солі**», а основи й амфотерні гідроксиди — у клас «**основи**». Це спрощує класифікацію.

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Існують окремі групи бінарних сполук, які не увійшли до цієї класифікації, наприклад:

- ♦ **гідрогеновмісні сполуки** (за винятком кислот) — гідриди металів (NaN , CaH_2 , AlH_3);
- ♦ **нітрогеновмісні** — амоніак (NH_3) і нітриди (Na_3N , Mg_3N_2);
- ♦ **фосфоровмісні** — фосфін (PH_3) і фосфіди (Na_3P , Ba_3P_2);
- ♦ **карбовмісні** — карбіди (CaC_2 , Al_4C_3 , Ag_2C_2);
- ♦ **силіційвмісні** — силан (SiH_4) і силіциди (MgSi_2) і т. д.

Також існують окремі класи бінарних сполук, які містять атоми Оксигену в ступенях окиснення, що не дорівнюють -2 , наприклад: пероксиди ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$), надпероксиди ($\text{Na}_2\text{O}_4^{-1/2}$), озоніди ($\text{NaO}_3^{-1/3}$), оксиген флуорид (O^{+2}F_2) і т. д.

Особливе місце серед складних сполук посідає вода, яку формально можна віднести до різних класів, наприклад оксидів (H_2O), основ (**НОН**) або кислот (**НОН**). Все-таки найчастіше її відносять до оксидів.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Коли було створено першу класифікацію неорганічних сполук?
2. Назвіть учених, які зробили найбільший внесок у класифікацію неорганічних сполук?
3. Які класи складних сполук найбільш поширені?
4. Що таке бінарні сполуки?

§ 19. ОКСИДИ



— Дивися, у газованій воді бульбашки — карбон(IV) оксид...

— А от пісок — силіцій(IV) оксид...

— А я знаю, що в дорогоцінному камені смарагді є берилій оксид...



ВИЗНАЧЕННЯ Й ФОРМУЛИ



Ви вже вивчали оксиди в 7 класі. Якщо ви їх забули, саме час згадати. **Оксиди** — це бінарні сполуки, в яких один з елементів — Оксиген. Загальну формулу оксидів з урахуванням того, що в Оксигену ступінь окиснення -2 , а іншого елемента $+n$, можна записати так:



— Знайди оксиди серед неорганічних сполук:
 N_2O , ZnS , P_2O_5 , $MgBr_2$, MnO , Li_3N , $AlCl_3$.

— Це все оксиди! Всі ці речовини складаються із двох елементів!

— А от і неправильно! Оксиди — бінарні сполуки, але до їхнього складу обов'язково входить Оксиген.

— Ну тоді N_2O , P_2O_5 , MnO .

— Молодець! А от у цих формулах знайди оксиди:
 $NaNO_3$, CuO , $HClO$, PbO_2 , $KMnO_4$, ZnO , $CaCO_3$, CaS ,
 $NaOH$, Cl_2O_7 , H_3BO_3 .

— Так, будь ласка! Шукаємо сполуки з Оксигеном.
Ой, так ось тут усі оксиди, крім CaS .

— Та ні. Ти знову забув, що в складі речовини має бути тільки два елементи. Будь уважніше!

— Добре. Два елементи, й один із них Оксиген.
Запросто. CuO , PbO_2 , ZnO , Cl_2O_7 . От і все.



НАЗВИ ОКСИДІВ

Назви оксидів утворюються від назви елемента в називному відмінку, який входить до складу оксиду (крім Оксигену, звичайно) і слова «оксид». Наприклад, CaO — кальцій оксид. У назвах цих сполук відмінюється тільки слово «оксид», наприклад: «У мене немає ферум(III) оксиду».

Якщо до складу оксидів входять елементи зі змінним ступенем окиснення, то в круглих дужках після назви елемента римськими цифрами вказують його ступінь окиснення в цьому оксиді:

MnO — манган(II) оксид;

P_2O_5 — фосфор(V) оксид;

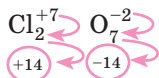
PbO_2 — плюмбум(IV) оксид;

N_2O — нітроген(I) оксид.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛ ОКСИДІВ

Згадаємо, як складати формули оксидів.

Наприклад, хлор(VII) оксид. Із назви зрозуміло, що у Хлору ступінь окиснення дорівнює +7, в Оксигену — -2, отже, формула оксиду — Cl_2O_7 .



Нагадаємо, що оксид називають вищим, якщо ступінь окиснення елемента в ньому дорівнює номеру групи: Карбон у IV групі, вищий оксид CO_2 . Cl_2O_7 — теж вищий оксид. Подумайте, чому.

Завдання. Складіть хімічні формули фосфор(III) оксиду й фосфор(V) оксиду.



Завдання. Визначте ступінь окиснення Нітрогену в оксиді N_2O_3 .

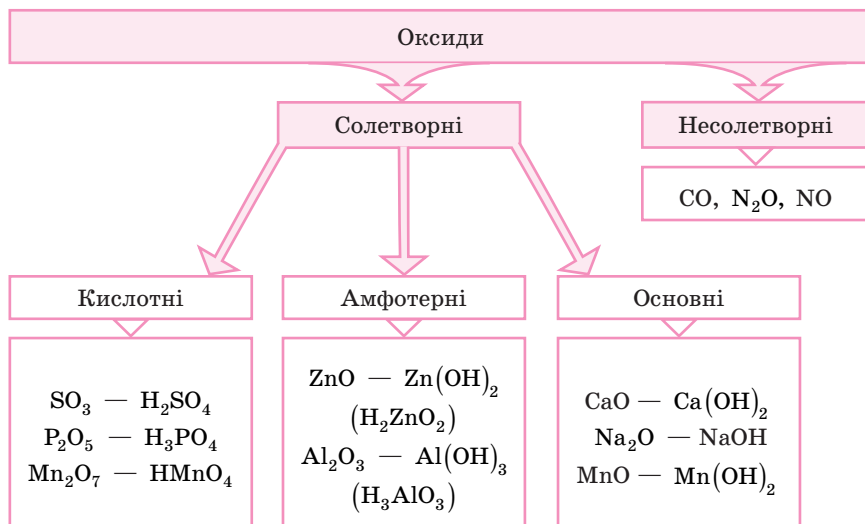


Будьте уважні! Цифра в дужках у назвах — ступінь окиснення або валентність елемента, а не індекс. А індекси ми маємо проставити самі. Деякі мої однокласники вважають, що треба писати так: P_3O або P_5O . Дуже смішно!

Якщо ви забули, як це робити, поверніться до параграфа 11.

КЛАСИФІКАЦІЯ ОКСИДІВ

Оксидів дуже багато, і вони різні. Щоби розібратися в їхніх особливостях, оксиди класифікують.



В основу цієї класифікації покладено хімічні властивості оксидів.

Солетворні оксиди

Солетворні оксиди поділяють на **кислотні, основні й амфотерні**.



Основні оксиди утворені типовими металічними елементами в ступенях окиснення +1, +2 і, дуже рідко, +3.

Наприклад, Na₂O, Cu₂O, MgO.

Основним оксидам відповідають основи. Наприклад, оксидам Na₂O, Cu₂O, MgO відповідають основи NaOH, CuOH, Mg(OH)₂.



Про поняття відповідності оксидів і гідроксидів ми дізнаємося трохи далі, коли будемо вивчати хімічні властивості оксидів.



Кислотні оксиди утворені неметалічними елементами або металічними елементами у високих ступенях окиснення (+5, +6, +7). Наприклад, P₂O₅, SO₃, SO₂, CrO₃, Mn₂O₇.

Всім кислотним оксидам відповідають кислоти. Наприклад, оксиду SO_2 — кислота H_2SO_3 , оксиду SO_3 — кислота H_2SO_4 , оксиду CO_2 — кислота H_2CO_3 , оксиду P_2O_5 — кислота H_3PO_4 , CrO_3 — кислота H_2CrO_4 .



Амфотерними називають оксиди, які можуть проявляти властивості як кислотних, так і основних оксидів.

Амфотерними найчастіше бувають оксиди *p*- або *d*-металічних елементів зі ступенем окиснення +3, +4, іноді +2. Наприклад, ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , яким відповідають амфотерні гідроксиди $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Єдиним амфотерним оксидом *s*-елемента є берилій оксид BeO .



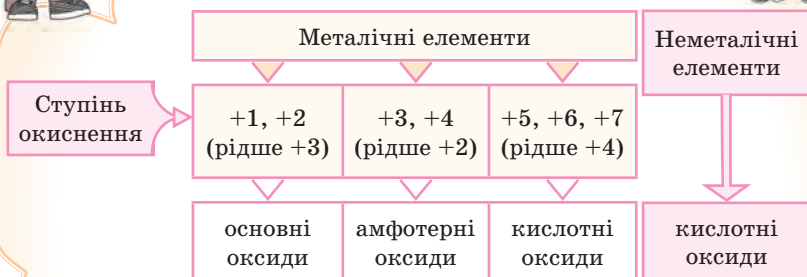
Несолетворні (або індиферентні) оксиди утворюють неметалічні елементи в нижчому ступені окиснення. Вони не мають відповідних гідроксидів (кислот або основ).

Це, наприклад, CO , NO , N_2O .



— Як би це все запам'ятати? Неметалічні елементи — кислотні оксиди. Або несолетворні. Це зрозуміло. А от як бути з металічними елементами?

— Я знаю. Дивись:



— Амфотерні оксиди проявляють кислотні й основні властивості, тому вони посередині.



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Дайте визначення оксидам.
2. Як дізнатися, до кислотних, основних або амфотерних належить оксид?
3. Назвіть несолетворні оксиди.
4. Виберіть усі правильні твердження щодо оксидів:
 - а) оксиди — прості речовини;
 - б) у складі оксидів обов'язково є Оксиген;
 - в) оксиди — складні речовини;
 - г) у складі оксидів обов'язково є Гідроген;
 - д) кислотні оксиди можуть бути утворені неметалічними елементами;
 - е) основні оксиди можуть бути утворені неметалічними елементами.
5. Укажіть амфотерний оксид:
 - а) Al_2O_3 ;
 - б) CO_2 ;
 - в) CO ;
 - г) Cl_2O_7 .

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Складіть хімічні формули оксидів:
 - а) ферум(II) оксид і ферум(III) оксид;
 - б) фосфор(III) оксид і фосфор(V) оксид;
 - в) сульфур(IV) оксид і сульфур(VI) оксид;
 - г) манган(II) оксид і манган(VII) оксид;
 - д) карбон(II) оксид і карбон(IV) оксид.
2. Виберіть формули основних, кислотних і амфотерних оксидів із запропонованих, назвіть їх:
 Na_2O , CO_2 , BaO , CO , B_2O_3 , SO_3 , P_2O_5 , Li_2O , FeO , Al_2O_3 , ZnO .
У робочих зошитах відповідь запишіть таким чином:
Основні: _____
Кислотні: _____
Амфотерні: _____
3. У робочих зошитах напишіть формули таких речовин: кальцій оксид, калій оксид, фосфор(V) оксид, фосфор(III) оксид, карбон(IV) оксид, барій оксид, цинк оксид, бор оксид, алюміній оксид. Підкресліть однією рискою основні оксиди, двома — кислотні, хвилястою — амфотерні.
4. До складу залізних руд входять оксиди Fe_2O_3 і Fe_3O_4 . Визначте, в якому з них масова частка Феруму більше.

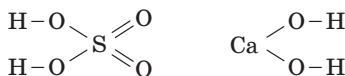
5. Два оксиди CO_2 і SO_2 за однакових умов містяться в ємностях однакового об'єму. Яка із цих ємностей буде важче? Відповідь обґрунтуйте. Потім було взято однакові маси цих же оксидів. Чи будуть вони займати однаковий об'єм за н. у.?
6. Обчисліть кількість речовини піску в дитячому відерці, якщо ми знаємо, що маса піску — 200 г, і будемо вважати, що пісок складається тільки із силіцій(IV) оксиду?
7. За 1 годину доросла людина видихає в середньому близько 20 л вуглекислого газу CO_2 . Скільки молекул CO_2 міститься в цьому об'ємі (за н. у.)?

§ 20. ГІДРОКСИДИ Й БЕЗОКСИГЕНОВІ КИСЛОТИ

ГІДРОКСИДИ



— От дивися, дві структурні формули:



Що в них спільного?

— У них є групи $-\text{OH}$.

— Ці групи називають гідроксильними, а сполуки, до складу яких вони входять, належать до гідроксидів (гідратів оксидів). Одна з них кислота, а інша — основа.



Гідроксиди — це неорганічні сполуки, до складу яких входить гідроксильна група — йон OH^- .

- ♦ Якщо з групою OH^- сусідять атоми металічних елементів у нижчих ступенях окиснення +1, +2, то такі гідроксиди є **основами**.
- ♦ Якщо в гідроксидах атоми металічних елементів у ступені окиснення +3, +4 (рідше +2), то це **амфотерні гідроксиди**.

- ♦ Якщо з цією групою з'єднані **неметалічні елементи**, то отримані речовини називають **кислотами**. Кислоти можуть утворювати й деякі **металічні елементи** в ступенях окиснення **+5, +6, +7**.



Як же відрізнити їхні формули? В основ прийнято записувати спочатку символ металічного елемента, а потім гідроксильні групи — NaOH, а в кислот слід записувати спочатку символ атома Гідрогену, а потім усе інше — HNO₃ (це «інше» називають **кислотним залишком**).

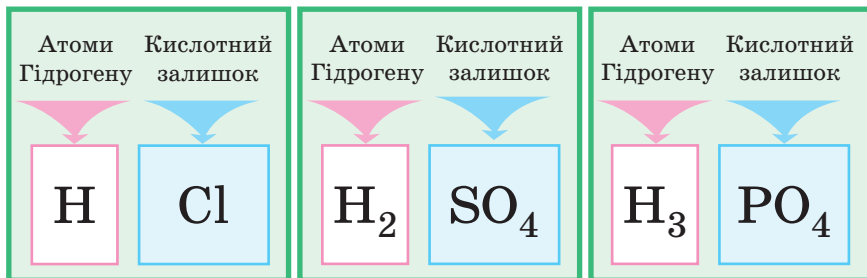
КИСЛОТИ

Визначення й формули кислот



Кислоти — складні речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену й кислотний залишок.

Кислотний залишок може бути різним:



Якщо в кислотному залишку немає Оксигену, то кислота не належить до гідратів оксидів (гідроксидів), тому що неможливо виділити гідроксильну групу, наприклад HCl. Але це, звичайно, теж кислота.



— Спробуй знайти формули кислот: H_2S , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, MgCO_3 , H_3PO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HCl , H_2SO_4 .

— Треба знайти формули, де на першому місці стоїть Н. Це H_2S , HCl .

— А ще? Не обов'язково має бути два елементи, може бути й три. Наприклад, H_3PO_4 .

— Тоді й H_2SO_4 .

— Правильно. Здається, ми вибрали всі потрібні формули!



Назви кислот



Назви кислот походять від назви того елемента, який утворює кислоту.

Ось тут насамперед слід урахувати, є в складі кислоти Оксиген чи ні. Якщо Оксигену немає, то в назві має бути суфікс *-ид-* (*-ид-*). Це ж бінарна сполука. Наприклад, кислота HCl містить Хлор, Оксигену немає, назва — хлоридна кислота. Кислота H_2S має назву сульфідна кислота, HBr — бромідна кислота. Як бачите, до назви входить і, власне, слово «кислота».

Якщо в складі кислоти є Оксиген, то суфікс буде:

- ♦ *-ат-* (якщо ступінь кислототвірного елемента вищий, Оксигену в складі більше);
- ♦ *-ит-* або *-ит-* (якщо ступінь окиснення кислототвірного елемента менший, Оксигену в складі менше).

Приклад. H_2SO_4 — сульфатна кислота, H_2SO_3 — сульфитна кислота.



Завдання. Визначте ступені окиснення Сульфуру в H_2SO_4 і H_2SO_3 .



Для утворення назв кислот використовують також інші суфікси, про них ми будемо говорити пізніше.

Префікси *орто-* й *мета-* використовують для позначення кислот, які утворені елементом з однаковим ступенем окиснення, але відрізняються кількістю атомів Гідрогену й Оксигену: якщо їх більше — *орто*, менше — *мета*. Наприклад: H_3PO_4 — ортофосфатна кислота, HPO_3 — метафосфатна кислота.

Приклад

Назвіть кислоти: HNO_3 , HNO_2 , HI , HF .

Пояснення до розв'язання:

Формули перших двох кислот містять Оксиген. Отже, суфікси в назвах будуть *-it-* (*-um-*) або *-at-*. У кислотах HNO_3 і HNO_2 кислототвірний елемент — Нітроген. У сполуці HNO_3 він має вищий ступінь окиснення +5 (і Оксигену там більше), тому її назва — нітратна кислота. У сполуці HNO_2 ступінь окиснення Нітрогену +3 (і Оксигену менше), відповідно, її назва — нітритна кислота. Інші дві кислоти безоксигенові, отже, назви містять суфікси *-id-*: HI — йодидна, HF — флуоридна кислота.



Завдання

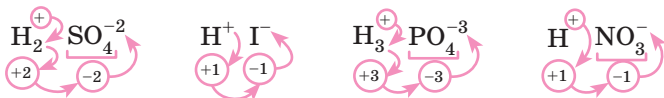
- Визначте ступені окиснення Фосфору в H_3PO_4 і HPO_3 . Подумайте, чому в них однакові суфікси.
- Назвіть кислоти:
 H_2SiO_3 ,
 H_2CO_3 .



Складання формул кислот і визначення сумарного ступеня окиснення кислотного залишку

Дуже важливо вміти визначати сумарний ступінь окиснення кислотного залишку. Без цього неможливо буде складати формули солей. Сумарний ступінь окиснення кислотного залишку визначити легко. Виходимо з того, що Гідроген має ступінь окиснення +1. Тоді ступінь окиснення кислотного залишку дорівнюватиме числу атомів Гідрогену зі знаком «-».

Наприклад:

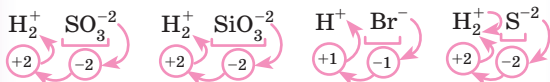


Приклад

Складіть формули кислот за наведеними кислотними залишками: SO_3^{-2} , SiO_3^{-2} , Br^- , S^{-2} .

Пояснення до розв'язання:

Дописуємо попереду атом Гідрогену й ставимо біля нього індекс, що дорівнює сумарному ступеню окиснення кислотного залишку:

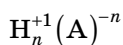


Завдання

Визначте сумарний ступінь окиснення кислотного залишку в кислотах:
 H_3BO_3 ,
 HMnO_4 ,
 HF ,
 HCl .



Тепер можна скласти загальну формулу кислот, позначивши умовно кислотний залишок літерою А — аніон:



Класифікація кислот

Кислоти класифікують за їхнім складом, зокрема, за наявністю атомів Оксигену (*табл. 9*).

Таблиця 9

Класифікація кислот за складом

Оксигеновмісні кислоти	Безоксигенові кислоти
H_2SO_4 сульфатна	HF флуоридна (плавикова)
H_2SO_3 сульфитна	HCl хлоридна (соляна)
HNO_3 нітратна	HBr бромідна
H_3PO_4 ортофосфатна	HI йодидна
H_2SiO_3 силікатна	H_2S сульфідна

За кількістю атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на метал, усі кислоти ділять на одноосновні (з одним атомом Н), двоосновні (з двома атомами Н) і трьохосновні (з трьома атомами Н) (*табл. 10*).

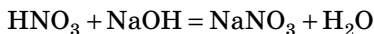
Таблиця 10

Класифікація кислот за числом атомів Гідрогену

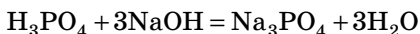
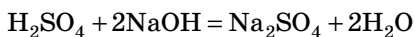
Кислоти		
Одноосновні	Двоосновні	Трьохосновні
HNO_3 нітратна	H_2SO_4 сульфатна	H_3PO_4 ортофосфатна
HF флуоридна	H_2SO_3 сульфитна	H_3BO_3 боратна
HCl хлоридна	H_2S сульфідна	
HBr бромідна	H_2CO_3 карбонатна	
HI йодидна	H_2SiO_3 силікатна	

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Термін «одноосновна кислота» виник тому, що для взаємодії з однією молекулою такої кислоти потрібна «одна основа», наприклад NaOH або KOH:



Двохосновна кислота вимагає для своєї нейтралізації вже «дві основи», а трьохосновна — «три основи»:



Найбільш поширені одно-, дво- та трьохосновні кислоти, однак у природі трапляються кислоти з більшої основності, наприклад чотири, п'ять або навіть сім.

Дво-, три- й більше основні кислоти належать до **багатоосновних кислот**.

ОСНОВИ Й АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Визначення й формули основ



Основи — складні речовини, до складу яких входять катіони металу й аніони гідроксильної групи OH^- .

Наприклад: KOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



— Розпізнавати основи — легко! Не заважай мені, я сам!

— От дивися, формули NaOH, HCl, H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HBr, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

— Я зараз дуже легко виберу з них кислоти — я їх уже знаю — і основи. Зараз зосереджуся: кислоти — починаються з H. Значить, це HCl, H_2SO_4 , HBr, H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S .

— Жодної помилки! А ось формули основ: NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Я відразу помічаю групу OH!



Назви основ

У назвах основ використовують слово «гідроксид». Назву утворюють таким чином: спочатку пишуть або вимовляють назву металічного елемента, який входить до цієї основи, а потім додають слово «гідроксид»: NaOH — натрій гідроксид. Відмінюють тільки слово «гідроксид», наприклад: «Долити кислоту до натрій гідроксиду».

Якщо металічний елемент має змінний ступінь окиснення, то його вказують римськими цифрами в дужках: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — ферум(III) гідроксид.



Традиційно римськими цифрами в назві сполук позначають валентність. Однак зараз римські цифри використовують і для позначення ступеня окиснення.

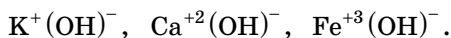
Складання формул основ, визначення ступеня окиснення металічного елемента

Оскільки гідроксильні групи мають сумарний ступінь окиснення -1 ($\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$), то формулу основи легко скласти, знаючи ступінь окиснення металу. До хімічного символу металу треба приписати таку кількість гідроксогруп, яка дорівнює його ступеню окиснення.

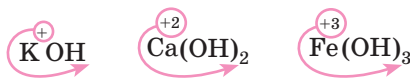


Давайте потренуємося й напишемо формули: калій гідроксид, кальцій гідроксид, ферум(III) гідроксид.

Спочатку пишемо символ металічного елемента і його ступінь окиснення, потім — гідроксильні групи, пам'ятаючи про те, що в них ступінь окиснення -1 .



Число гідроксигруп буде дорівнювати ступеню окиснення металічного елемента. Отже, формули:



У Калію й Кальцію ступінь окиснення в назві не зазначено, тому що він постійний і завжди дорівнює номеру групи — I і II відповідно.

За числом гідроксильних груп легко визначити ступінь окиснення металічного елемента: якщо в гідроксильній групі ступінь окиснення дорівнює -1 , то число цих груп буде дорівнювати ступеню окиснення металічного елемента: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — утворений Fe^{+3} , а $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — Fe^{+2} .



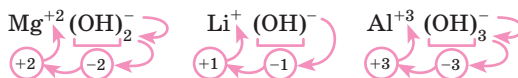
— От у назві «ферум(III) гідроксид» цифра III — не число атомів Феруму, а його ступінь окиснення!

— Учора мій однокласник написав Fe_3OH ! Це ж неправильно!

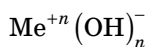


Приклад. Визначте ступені окиснення металічних елементів у гідроксидах: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Пояснення до розв'язання. Поставимо ступінь окиснення над гідроксогрупою. Виходячи з умови електронейтральності, визначимо, яким є ступінь окиснення металічного елемента:



Складемо загальну формулу основ:



Класифікація основ

1. За розчинністю у воді

Основи бувають розчинними й нерозчинними.




Розчинні основи називають **лугами**. Вони утворені лужними (IA підгрупа) і лужноземельними (IIA підгрупа — Ca, Sr, Ba) металічними елементами.



Уточнити, розчинною є сполука чи ні, ми завжди можемо, зазирнувши в таблицю розчинності. Якщо на перетині рядків OH^- і стовпчика із символом катіона металу стоїть літера «Р» — сполука розчинна, «Н» — нерозчинна, «М» — малорозчинна, «-» — не існує у водному розчині (див. с. 302).


Аніони	Катіони			
	H ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
OH ⁻		P	M	

NaOH — це розчинна речовина




Аніони	Катіони				
	H ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻			P	M	H

Ca(OH)₂ — речовина малорозчинна




Аніони	Катіони			
	H ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
OH ⁻		P	M	H
Cl ⁻	P	M	M	M

Mg(OH)₂ — речовина нерозчинна



Аніони	Катіони				
	H ⁺	Na ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻		P	M	H	H

AgOH — цієї речовини у водному розчині не існує.



2. За числом гідроксильних груп

Кількість гідроксильних груп у складі основ визначає їхню кислотність.

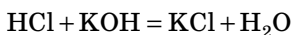
NaOH — однокислотна основа.

Cu(OH)₂ — двокислотна основа.

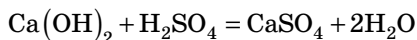
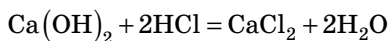
Fe(OH)₃ — трикислотна основа.

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Однокислотні основи реагують з однією молекулою одноосновної кислоти:



Двокислотні основи реагують із двома молекулами одноосновної кислоти або з однією молекулою двоосновної:



Якщо груп OH⁻ дві або більше, то сполуки відносять до **багато-кислотних основ**.

Амфотерні гідроксиди



Амфотерні гідроксиди — це складні речовини, які складаються з атомів металічного елемента й гідроксильних груп.

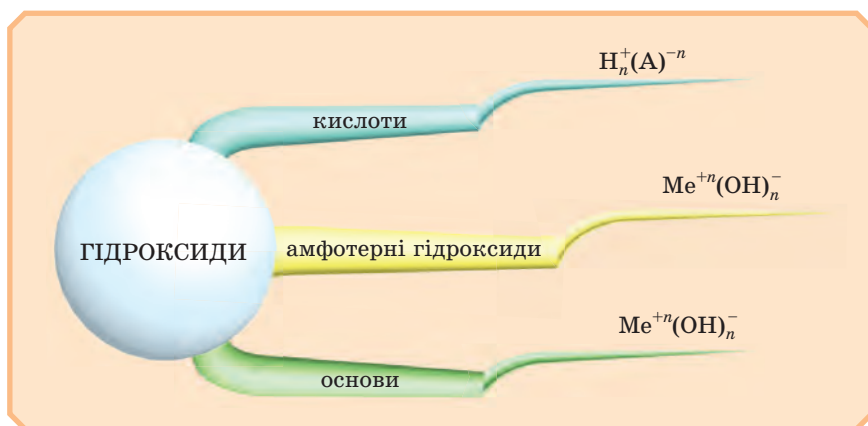
Формули амфотерних гідроксидів виглядають так само, як і основ: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Назви утворюються так само, як і в основ.

$\text{Al}(\text{OH})_3$ — алюміній гідроксид.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ — цинк(II) гідроксид.

Вони відрізнятимуться від основ хімічними властивостями. Але про це пізніше.

Отже, ми тепер знаємо:



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

- Закінчіть речення.
 - Гідроксидами називають речовини...
 - Формули основ складаються з...
 - У формулах кислот розрізняють...
 - Ступені окиснення металічного елемента в основах..., в амфотерних гідроксидах...
- Чи можуть металічні елементи утворювати кислоти? В якому випадку?
- Які типи класифікації кислот ви знаєте? Наведіть приклади.
- Як класифікують основи? Наведіть приклади.
- Як називають розчинні основи?



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Складіть формули безоксигенових кислот, до складу яких входять атоми галогенів. Назвіть їх.
2. Складіть формули гідроксидів лужних елементів, назвіть їх.
3. Визначте сумарний ступінь окиснення кислотного залишку в кислотах: H_2S , H_3PO_4 , HNO_3 , H_2SiO_3 , HI . Назвіть ці кислоти. Класифікуйте їх за кількістю атомів Гідрогену.
4. Складіть формули кислот за кислотними залишками: Cl^- , ClO_4^- , SO_4^{2-} , Br^- , BO_3^{3-} , S^{2-} . Класифікуйте їх за наявністю атомів Оксигену.
5. Напишіть формули основ і амфотерних гідроксидів, утворених такими металічними елементами: Алюміній, Кальцій, Калій, Цезій, Стронцій, Цинк(II), Кобальт(II), Магній, Хром(III). Класифікуйте їх за числом гідроксильних груп.
6. Із наведених речовин випишіть окремо формули кислот і основ, амфотерних гідроксидів: KOH , H_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HBr , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , HNO_3 , LiOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$. Дайте їм назви.
7. Яка кількість речовини атомів кожного елемента міститься в 3 моль сульфатної кислоти?
8. Яка кількість речовини ферум(III) оксиду містить стільки ж гідроксильних груп, скільки 9 моль натрій гідроксиду?
9. Обчисліть масу алюміній оксиду, який утворюється внаслідок взаємодії 0,8 моль алюмінію з киснем.

§ 21. СОЛІ



— От і залишився останній клас — солі.

— Навколо нас дуже багато солей: харчова сода — сіль, крейда — сіль, навіть мило — сіль! А найголовніша — кухонна сіль!

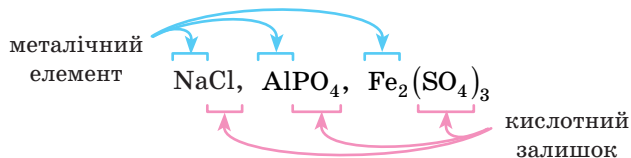


ВИЗНАЧЕННЯ Й ФОРМУЛИ СОЛЕЙ



Солі — складні речовини, до складу яких входять катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Формули солей виглядають так:



— От це найважчі формули! Як же з ними розібратися?

— Давай думати. Попереду — металічний елемент. Зрозуміло. Це ми дізналися. А потім кислотний залишок.

— Це зрозуміло, але ж кислотні залишки різні!

— Звичайно. Ну й нехай різні. Ти можеш переплутати формули солей хіба що з оксидами, але в оксидів на другому місці завжди стоїть Оксиген.

— А індекси?

— Нехай тебе поки індекси не хвилюють. Давай просто навчимося знаходити формули солей, а потім будемо їх складати. Дивися, от формули: K_2O , MgCO_3 , H_3PO_4 , H_2S , FeCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CaSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, SO_3 . Знайди серед них солі.

— Ох і важке завдання! Так, підемо за порядком. Оксиди — два елементи, один із них Оксиген. Це K_2O і SO_3 . Далі. У формулі є група OH — це основи: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

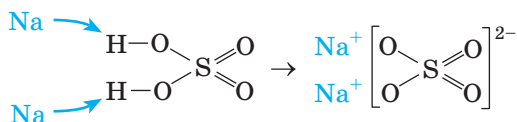
— Молодець! Поки відмінно.

— Не заважай, я думаю. Попереду записано символ Н — це кислоти: H_3PO_4 , H_2S . А все, що залишилося — солі: MgCO_3 , FeCl_3 , CaSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Ура! Я молодець?

— Точно! Молодець!



Солі можна розглядати як похідні кислот, у яких атоми Гідрогену замінено йонами металічного елемента. Умовно це можна позначити так:



НАЗВИ СОЛЕЙ

У назвах солей спочатку йде назва металічного елемента, потім назва аніона — залишку кислоти. Так, усі солі сульфатної кислоти H_2SO_4 називають сульфатами, нітратної кислоти HNO_3 — нітратами, хлоридної HCl — хлоридами тощо.

Наприклад: CaSO_4 — кальцій сульфат, K_2SO_4 — калій сульфат.

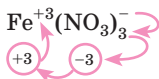
Якщо металічний елемент має змінний ступінь окиснення, то його вказують римськими цифрами в дужках: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ — хром(III) нітрат, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ — манган(II) нітрат.

У назвах солей відмінюється тільки назва аніона кислотного залишку: «Натрій силікатом — канцелярським клеєм — користуються для склеювання паперу».

Приклад. Назвемо солі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Na_3PO_4 , CuSO_4 .

Пояснення до розв'язання:

Ферум — метал зі змінним ступенем окиснення. Тому визначимо спочатку його ступінь окиснення в цій сполуці. Запишемо заряд йона кислотного залишку: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3^-$. Заряд йона кислотного залишку співпадає з його ступенем окиснення. Виходить усього три мінуси, отже, і плюсів теж має бути три: $\text{Fe}^{+3}(\text{NO}_3)_3^-$.



Отже, назва — ферум(III) нітрат.

Na_3PO_4 — наступна сіль. Натрій — метал із постійною валентністю. Назва — натрій ортофосфат.

Назва CuSO_4 — купрум(II) сульфат. Міркування, як і у випадку з $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛ СОЛЕЙ

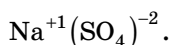
Формули солей складаємо, керуючись правилом про те, що сума ступенів окиснення у сполуці повинна дорівнювати 0 (див. § 11).

Наприклад, сіль складається з Натрію й кислотного залишку сульфатної кислоти. Назва — натрій сульфат.

Пишемо символи елементів:



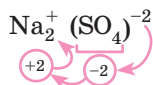
Підписуємо зверху ступені окиснення:





Важливо! Не забувайте, що ступінь окиснення стосується всього кислотного залишку, на індекси в цьому самому залишку ми уваги не звертаємо! (Щоби було зрозуміліше, візьміть його в дужки.)

Ось тут очевидно, що слід збільшити число позитивних йонів Натрію, тому ставимо після символу Натрію цифру 2:



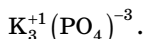
Приклад. Складіть формули солей: калій ортофосфат, кальцій хлорид, алюміній сульфат.



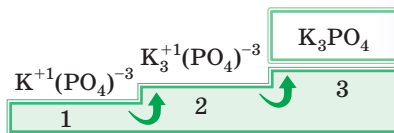
Пояснення до розв'язання:

Складаємо формулу калій ортофосфату.

1. $\text{K}^{+1}(\text{PO}_4)^{-3}$. Кислотний залишок складний, візьмемо його в дужки.
2. Кількість «+» і «-» не однакова. Потрібно збільшити кількість йонів Калію:

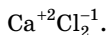


3. Тепер усе в порядку.
Формула K_3PO_4 .

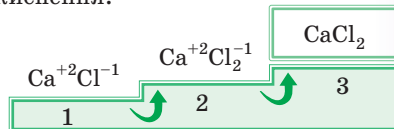


Наступна сіль — кальцій хлорид.

1. Записуємо символи й ступені окиснення:
 $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}^{-1}$.
2. Збільшимо число йонів Хлору:

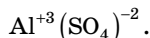


3. Формула CaCl_2 .

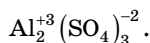


Остання формула — алюміній сульфат.

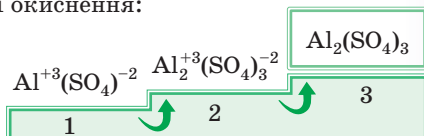
1. Записуємо символи й ступені окиснення:



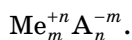
2. Підбираємо індекси:



3. Тепер сума ступенів окиснення дорівнює 0.
Формула $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.



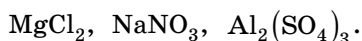
Якщо позначимо кислотний залишок як аніон літерою А, то загальну формулу можна записати так:



Класифікація солей

За складом солі поділяють на кислі, основні й середні.

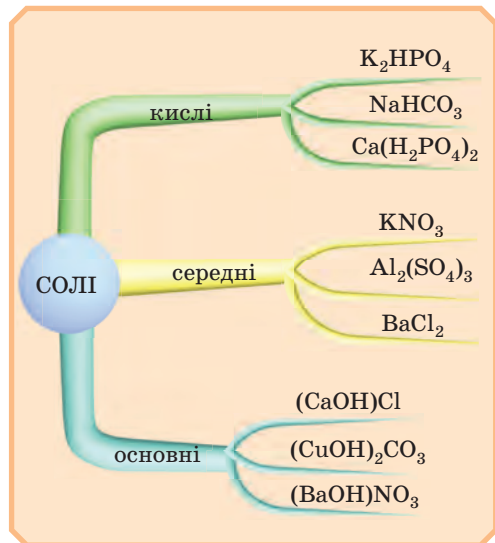
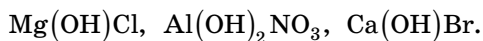
Середні солі містять тільки йони металу й кислотного залишку:



Кислі солі, крім йонів металу й кислотного залишку, містять йони Гідрогену:



Основні солі, крім йонів металу й кислотного залишку, містять гідроксильні групи:



— Так, як би це запам'ятати? Власне, якщо всередині формули є Н, як у кислоти, сіль кисла, а якщо ОН, як у основи, — основна!



Зверніть увагу, що кислі солі можуть утворювати тільки багатоосновні кислоти, а основні — тільки багатокислотні основи.

У результаті ми маємо знати:

Складні неорганічні сполуки		
Ознака	Клас	Назва
У формулі два елементи, один із них Оксиген (-2)	Оксиди	Назва елемента, що утворює оксид + валентність елемента + слово «оксид»
У формулі попереду атоми Гідрогену — Н, а за ним — кислотний залишок	Кислоти	Назва за кислототвірним елементом + слово «кислота»
У формулі попереду — катіон металічного елемента, а за ним аніони OH^-	Основи, амфотерні гідроксиди	Назва металічного елемента + валентність елемента + слово «гідроксид»
Попереду катіони металу, а за ними — аніони кислотного залишку	Солі	Назва металічного елемента + валентність елемента + назва кислотного залишку

Примітка. Пам'ятайте, що в назвах вказують тільки змінну валентність. Зверніть увагу на суфікси в назвах кислот. Якщо забули — подивіться с. 170–171.

Тепер, коли в нас є вже деяка інформація про складні неорганічні речовини (будова, назви, класифікація), перейдемо до вивчення їхніх властивостей, застосування і поширення у природі. Про це дізнаємося в наступних параграфах.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. На які основні класи поділяють складні неорганічні сполуки?
2. Які сполуки називають бінарними?
3. Які речовини належать до класу оксидів?
4. Дайте визначення кислот.
5. Які речовини називають основами?



6. Дайте визначення солей.
7. Установіть відповідності.
- | | |
|---|------------|
| 1) Бінарні сполуки, у складі яких є атом Оксигену зі ступенем окиснення -2 | а) Солі |
| 2) Сполуки, у формулах яких на першому місці записують символ атома Гідрогену | б) Оксиди |
| 3) Сполуки, у складі яких як аніони є тільки гідроксогрупа | в) Кислоти |
| 4) Сполуки, у складі яких є атоми металічних елементів і кислотні залишки | г) Основи |
8. Назвіть солі:
- | | | |
|-------------------|---|-----------------------------------|
| NaCl | Na ₂ SO ₄ | NaNO ₃ |
| MgCl ₂ | MgSO ₄ | Mg(NO ₃) ₂ |
| AlCl ₃ | Al ₂ (SO ₄) ₃ | Al(NO ₃) ₃ |
9. Як ви вважаєте, формула якої сполуки «зайва» в цьому ряді: H₂SO₃, KOH, HNO₃, H₂SO₄, HCl? До якого класу неорганічних сполук належить ця речовина?
- 1) Кислоти;
 - 2) основи;
 - 3) солі;
 - 4) оксиди.
10. Як ви вважаєте, формула якої речовини зайва в цьому ряді: NaOH, KOH, Li₂O, Ca(OH)₂? До якого класу неорганічних сполук належить ця речовина?
- 1) Кислоти;
 - 2) основи;
 - 3) солі;
 - 4) оксиди.
11. Кислотним і основним оксидом є, відповідно:
- 1) SO₂ і MgO;
 - 2) Al₂O₃ і CO₂;
 - 3) Na₂O і FeO;
 - 4) ZnO і SO₃.
12. Тільки кислотні оксиди розташовані в ряді:
- 1) CO₂, Mn₂O₇, SO₃;
 - 2) Na₂O, SiO₂, CrO₃;
 - 3) CrO, SO₂, CaO;
 - 4) CuO, Al₂O₃, FeO.
13. Виберіть правильні твердження щодо солей:
- 1) солі — складні неорганічні речовини;
 - 2) солі складаються тільки з атомів неметалічних елементів;

- 3) до складу солей входять атоми металічних елементів;
4) у складі солей може бути тільки два елементи.

ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Из наведених речовин випишіть окремо формули кислот і основ.
Дайте їм назви:
 NaOH , HCl , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HBr , $\text{Cu}(\text{OH})_2$,
 H_3PO_4 , H_2SiO_3 , H_2S , NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
2. До якого класу неорганічних сполук належать такі речовини:
 Fe_2O_3 , CuO , Al_2O_3 , FeO , SiO_2 , CaO , CO_2 , P_2O_5 ?
Назвіть їх.
3. Серед формул хімічних сполук:
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$, K_2SO_4 , CaBr_2 , CuO , H_2SO_4 , CO_2 , NaOH , HCl
виберіть формули:
а) оксидів; в) основ;
б) кислот; г) солей.
4. Напишіть формули таких речовин: ферум(III) оксид, магній нітрат, сульфатна кислота, калій гідроксид, нікол(II) сульфат, алюміній гідроксид, кальцій карбонат, натрій ортофосфат, сульфур(IV) оксид, сульфур(VI) оксид, хлоридна кислота, ортофосфатна кислота.
5. Назвіть сполуки:
 BaO , H_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, AlPO_4 , SO_3 , HI , CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
6. *Складіть формули гідроксидів (гідратів оксидів) елементів зі ступенем окиснення:
 Cu^{+2} , Fe^{+3} , S^{+4} , Mn^{+2} , Mn^{+7} , Cr^{+3} , C^{+4} .
Ці сполуки будуть кислотами чи основами?
7. Обчисліть масову частку Магнію та Оксигену в магній оксиді.
8. Летка сполука елемента з Гідрогеном містить 8,8% Гідрогену.
Визначте, що це за елемент, якщо формула його вищого оксиду E_2O_5 .
9. Складіть найпростішу формулу оксиду Нітрогену, який містить 30% Нітрогену за масою.
10. Хімічний аналіз показав, що у 160 г зразка певної сполуки міститься 128 г Купруму та 32 г Оксигену. Визначте формулу сполуки.
11. У 33 г вуглекислого газу міститься 9 г Карбону, решта — Оксиген. Визначте формулу вуглекислого газу.

§ 22. ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ



— Чи знаєш ти, який із оксидів для нас є особливо дорогим? Без нього неможливе життя на Землі.

— Це гідроген оксид — вода.

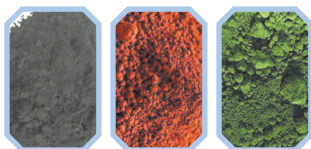
— Так. Нас оточує безліч оксидів. Ознайомимося з ними ближче.



З яких елементів складаються оксиди, ми вже знаємо — будь-який елемент і Оксиген. Ми знаємо як складати формули цих сполук.

Нагадаємо ще й те, що в Оксигену в оксидах ступінь окиснення завжди -2 . Зараз розглянемо їхні фізичні й хімічні властивості.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ



CuO

Fe_2O_3

Cr_2O_3

Рис. 41. Забарвлення деяких оксидів

Фізичні властивості оксидів дуже різноманітні. Густина, температури плавлення й кипіння змінюються в широких межах.

Оксиди лужних, лужноземельних і деяких інших металічних елементів (Al , Zn , Ti) мають білий колір, інші оксиди забарвлені в різні кольори (рис. 41).

За звичайних умов оксиди можуть перебувати в різних агрегатних станах. Наприклад, майже всі основні й амфотерні оксиди — тверді речовини. У них, в основному, йонна кристалічна ґратка.

Кислотні оксиди можуть бути твердими речовинами — P_2O_5 , SiO_2 , рідинами — N_2O_3 , H_2O , багато з них є газами — CO_2 , NO_2 , SO_2 . Найчастіше в цих

оксидів молекулярна ґратка, хоча є оксиди й з атомною ґраткою, наприклад SiO_2 .

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Твердий CO_2 називають іще «сухий лід», тому що він із твердого стану переходить відразу в газоподібний, минаючи рідкий. При цьому утворюється густий білий дим (рис. 42).



Рис. 42. Сухий лід

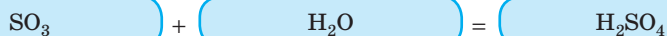
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ

Хіміків насамперед цікавлять, звичайно ж, хімічні властивості оксидів. Вони досить різноманітні, але можна виділити й загальні властивості.

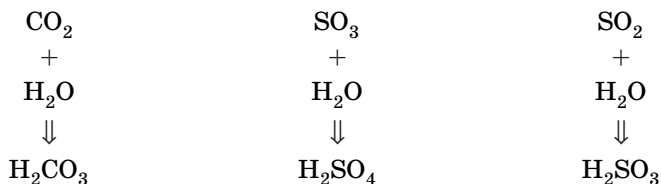
1. Взаємодія з водою

З водою реагують як кислотні, так і основні оксиди. Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють. Це дуже важлива реакція — так добувають деякі кислоти й основи, причому кислоти утворюються з кислотних оксидів, а основи — з основних.

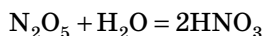
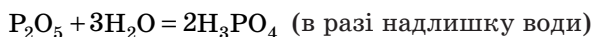
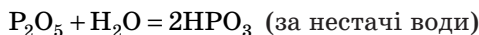
Кислотний оксид + вода = кислота



Це реакція сполучення. У найпростіших випадках формулу кислоти, що утворюється, легко добути з формули кислотного оксиду простим додаванням. Наприклад:

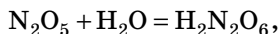


З іншими оксидами не так усе просто. Це оксиди, наприклад, VA підгрупи:





Хоча й у цих випадках можна міркувати так само:



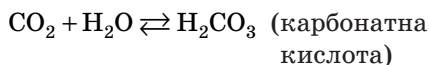
а тепер, скоротивши всі індекси на 2, одержимо HNO_3 .

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ



Рис. 43. Газована вода

Кислуватий смак газованої води (рис. 43) пояснюється утворенням карбонатної кислоти H_2CO_3 внаслідок взаємодії кислотного оксиду CO_2 з водою:



Не всі кислотні оксиди реагують із водою. Так, силіцій(IV) оксид SiO_2 з водою не реагує.

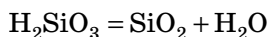


SiO_2 — основна складова частина піску, а ви добре знаєте, що пісок із водою не реагує (рис. 44).



Рис. 44. Пісок

Однак SiO_2 можна добути з кислоти H_2SiO_3 , віднімаючи воду.



Тому говорять, що кислотним оксидам відповідають кислоти, маючи при цьому на увазі, що можна добути певну кислоту з оксиду або, навпаки, відповідний оксид із кислоти. У будь-якому разі кислотному оксиду завжди відповідає певна кислота:

SO_2 (сульфур(IV) оксид) — H_2SO_3 (сульфітна кислота);

SO_3 (сульфур(VI) оксид) — H_2SO_4 (сульфатна кислота);

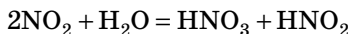
SiO_2 (силіцій(IV) оксид) — H_2SiO_3 (силікатна кислота).



Важливо! Ступені окиснення неметалічного елемента в оксиді й відповідній йому кислоті однакові!

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Із цього правила є винятки, наприклад, унаслідок узаємодії кислотного оксиду з водою можуть утворитися навіть дві різні кислоти:



Детальніше ви будете вивчати такі реакції в старших класах.

Завдання. Установіть відповідність між оксидом і кислотою.

- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| 1) P_2O_5 | а) H_2CO_3 |
| 2) CO_2 | б) HNO_3 |
| 3) N_2O_5 | в) H_3PO_4 |
| 4) N_2O_3 | г) HNO_2 |



Підказка: визначте ступені окиснення. В оксиді й відповідній йому кислоті вони однакові.

Перейдемо до основних оксидів.



Із водою реагують тільки основні оксиди, утворені лужними (ІА підгрупа) і лужноземельними металічними елементами (ІІА підгрупа — Ca, Sr, Ba). При цьому виділяється велика кількість тепла. Оксиди Кальцію, Стронцію й Барію реагують із водою за звичайних умов, а магній оксид реагує з водою тільки за тривалого кип'ятіння.



Є й інші оксиди металічних елементів, які реагують із водою, але їх вивчення не входить у рамки шкільної програми.

Основний оксид

+

вода

=

основа (луг)

Li_2O

+

H_2O

=

2LiOH



— А я знаю, як зварити яйця, не використовуючи вогню!

— І я знаю! На електроплиті.

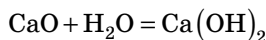
— Та ні, з допомогою енергії хімічної реакції!

— Ну, і як?

— Треба обкласти яйце шматочками кальцій оксиду CaO (його ще називають негашеним вапном) і полити водою! Відбувається хімічна реакція з виділенням великої кількості тепла. Цього досить, щоби зварити яйце, точніше спекти (рис. 45).

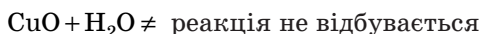


Рис. 45. Як зварити яйце без вогню



Але треба бути дуже обережним(!). У результаті реакції утворюється сильний луг — кальцій гідроксид, який може ушкодити шкіру рук. Ви можете повторити цей дослід у шкільній лабораторії.

Існує, однак, велика кількість основних оксидів, які не реагують із водою.



Як ще можна дізнатися, чи реагують оксиди з водою? Можна скористатися таблицею розчинності й подивитися, чи буде гідроксид, який ми маємо намір добути, розчинним. Якщо «так» (у клітинці літера «Р»), то оксид із водою взаємодіє, якщо «ні» (у клітинці літера «Н») — взаємодія оксиду з водою неможлива.

Кожному основному оксиду відповідає певна основа:

- ♦ MgO (магній оксид) — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (магній гідроксид);
- ♦ Cr_2O_3 (хром(III) оксид) — $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (хром(III) гідроксид);
- ♦ Na_2O (натрій оксид) — NaOH (натрій гідроксид).

Завдання. Визначте, чи реагуватимуть із водою барій оксид, оксиди Феруму(II) і (III), нікол(II) оксид, силіцій(IV) оксид.



Тут слово «відповідає» означає те саме, що й у кислотних оксидах: або із цього оксиду можна добути основу внаслідок узаємодії з водою, або оксид можна добути з відповідної основи під час відщеплення води (розкладу під час нагрівання).



Важливо! Ступені окиснення металічного елемента в оксиді й відповідному йому гідроксиді однакові.

Завдання. Установіть відповідності.

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| 1) Fe_2O_3 | а) Калій гідроксид |
| 2) FeO | б) Ферум(II) гідроксид |
| 3) K_2O | в) Барій гідроксид |
| 4) BaO | г) Ферум(III) гідроксид |

Підказка: визначте ступені окиснення. В оксиді й відповідній йому основі вони однакові.



2. Взаємодія кислотних оксидів з основними

Всі кислотні оксиди реагують із основними оксидами. При цьому утворюється сіль. Це реакція сполучення.

Основний оксид

+

кислотний оксид

=

сіль

CaO

+

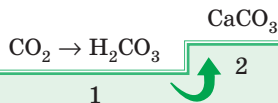
CO_2

=

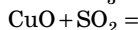
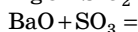
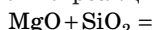
CaCO_3

Щоби правильно написати такі рівняння, треба діяти поетапно:

- Зрозуміти, яка кислота відповідає кислотному оксиду. У цьому випадку це карбонатна кислота H_2CO_3 ($\text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$).
- Потім, згадавши, що солі складаються з атомів металічного елемента й кислотного залишку, записати формулу солі: металічний елемент, зрозуміло, буде такий, як в основному оксиді, а кислотний залишок — як у відповідній кислотному оксиду кислоті.



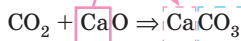
Завдання. Закінчіть рівняння реакцій:



Відповідь 1 дивіться наприкінці параграфа.



Можна навіть підписати формулу кислоти під формулою кислотного оксиду, ось так:

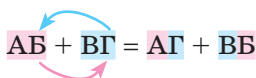


3. Взаємодія кислотних оксидів із лугами

Всі кислотні оксиди реагують із лугами. При цьому утворюються сіль і вода. Це реакція обміну.



Реакції обміну — це реакції, у результаті яких дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами:



Луг

+

кислотний
оксид

=

сіль

+

вода

2NaOH

+

SiO₂

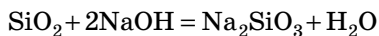
=

Na₂SiO₃

+

H₂O

Під час складання таких рівнянь слід також спочатку подумати, яка кислота відповідає оксиду:

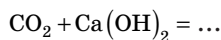


Оскільки реакція з основами є загальною для всіх кислотних оксидів, їм можна дати таке визначення:



Оксиди, які взаємодіють з основами з утворенням солі й води, називають **кислотними оксидами**.

Завдання. Закінчіть рівняння реакцій:



Відповідь 2 дивіться наприкінці параграфа.



4. Взаємодія основних оксидів із кислотами

Всі основні оксиди реагують із кислотами. При цьому утворюються сіль і вода. Це реакція обміну.

Основний
оксид

+

кислота

=

сіль

+

вода

CaO

+

2HCl

=

CaCl₂

+

H₂O

Завдання. Напишіть рівняння реакцій між такими речовинами:

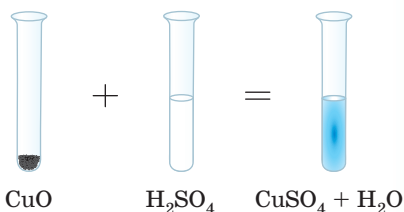
- 1) сульфатною кислотою й купрум(II) оксидом;
- 2) нітратною кислотою й ферум(III) оксидом.



Відповідь З дивіться наприкінці параграфу.

Дослід

Якщо до чорного порошку купрум(II) оксиду додати розчин сульфатної кислоти, порошок розчиниться й утвориться розчин блакитного кольору. Такий колір у всіх розчинів солей двовалентного Купруму.



Таким чином, загальна властивість основних оксидів полягає в здатності реагувати з кислотами з утворенням солі й води. Дамо їм інше визначення:



Оксиди, які взаємодіють із кислотами з утворенням солі й води та яким відповідають основи, називають **основними оксидами**.

5. Взаємодія з воднем

Внаслідок взаємодії оксидів металічних елементів з воднем утворюються метал і вода. Так добувають чисті метали в лабораторії та промисловості.

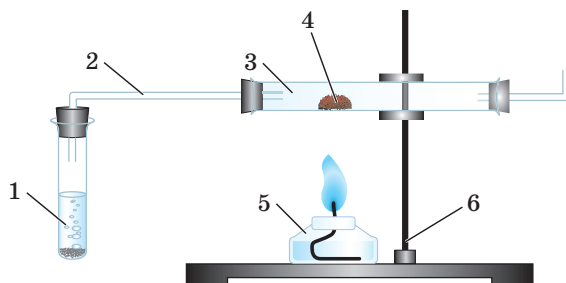
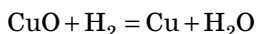


Рис. 46. 1 – суміш цинку з хлоридною кислотою; 2 – газовідвідна трубка; 3 – водень; 4 – CuO; 5 – спиртівка; 6 – штатив

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ОКСИДІВ



Амфотерні оксиди — це оксиди, які залежно від умов можуть проявляти як кислотні, так і основні властивості. Отже, їх характеризують реакції взаємодії як із кислотами, так і з основами (лугами).

З водою амфотерні оксиди не реагують.

1. Взаємодія з кислотами

Реакція відбувається так само, як і з основними оксидами.

Амфотерний оксид + кислота = сіль і вода



2. Взаємодія з лугами

Ця реакція може відбуватися по-різному залежно від умов. Якщо реакція відбувається між речовинами в розплавленому стані:

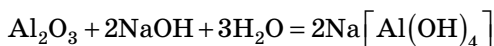
Амфотерний оксид + луг = сіль і вода



Пояснення може бути таким: у цій реакції Al_2O_3 є кислотним оксидом. Міркування такі самі, як і під час запису реакції кислотних оксидів з основами. Тому запишемо під формулою оксиду відповідний йому гідроксид: $\text{Al}(\text{OH})_3$. Зараз він виглядає як основа. Запишемо інакше: H_3AlO_3 — тепер цей гідроксид виглядає як кислота. Оскільки реакція відбувається в розплаві, температура проведення реакції висока, і від H_3AlO_3 (ортоалюмінатна кислота) відщеплюється вода: $\text{H}_3\text{AlO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{HAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ — метаалюмінатна кислота.

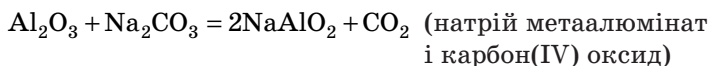
Закінчуємо рівняння реакції виходячи з того, що з NaOH реагує HAlO_2 з утворенням солі NaAlO_2 .

Реакція між речовинами в розчині відбувається так:



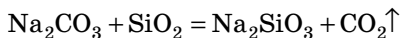
У результаті реакції утворюється складна комплексна сіль — натрій тетрагідроксоалюмінат. Такі складні солі ми будемо вивчати пізніше.

Цікаво, що деякі амфотерні оксиди можуть витискувати залишки слабких і нестійких кислот із їх солей:

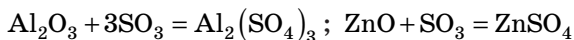


ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Менш леткі оксиди витісняють із солей більш леткі. Наприклад, SiO_2 (пісок), очевидно, зовсім нелеткий, а CO_2 (вуглекислий газ) — звичайно ж, леткий, він же газ! Тому можлива реакція:

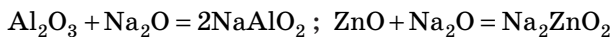


Оксиди Алюмінію й Цинку взаємодіють також з кислотними оксидами:

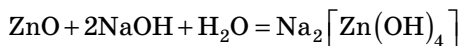
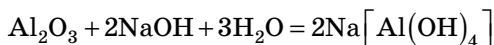


та основними оксидами:

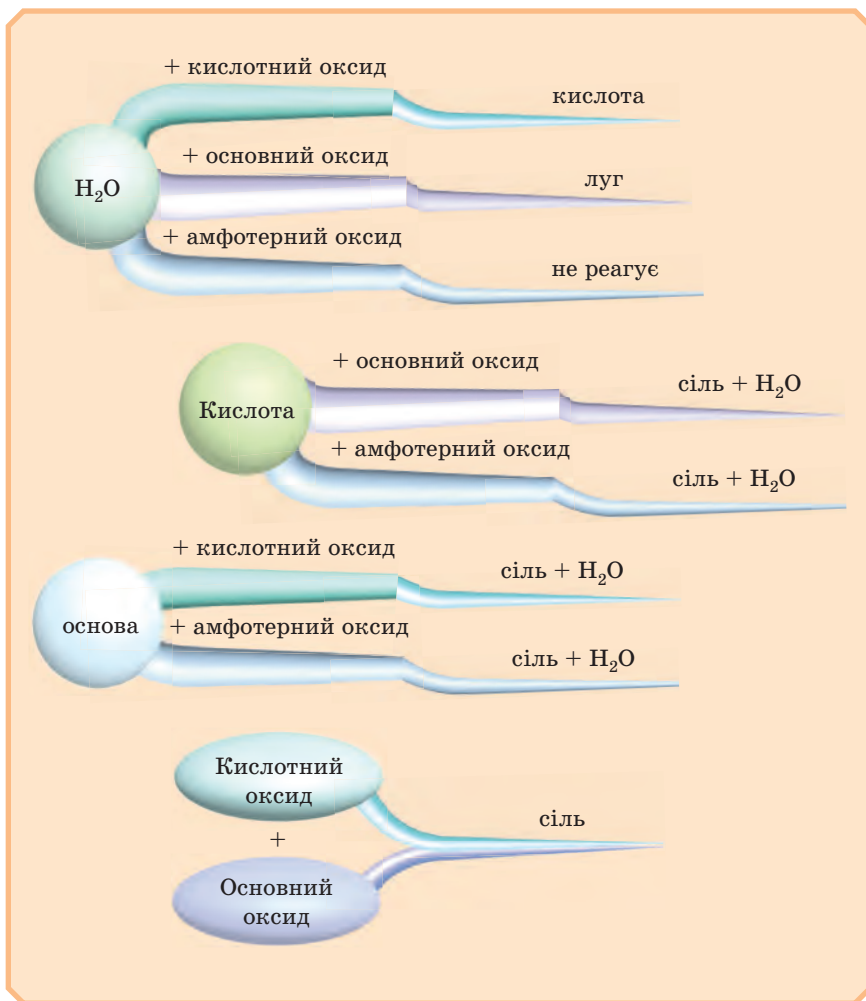
а) під час сплавлення:



б) в розчині:

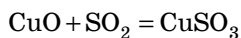
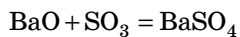
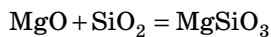


Робимо висновки:

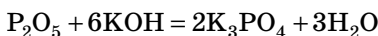
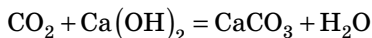


ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА

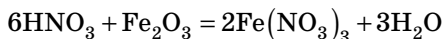
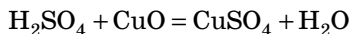
Відповідь 1



Відповідь 2



Відповідь 3



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть хімічні властивості основних оксидів; кислотних оксидів.
2. У чому особливість хімічних властивостей амфотерних оксидів?
3. Виберіть помилкове твердження:
 - а) у складі оксидів є атоми Оксигену;
 - б) у реакції з водою кислотний оксид SO_2 утворює кислоту;
 - в) оксид — складна речовина, загальна формула якого E_xH_y , де E — атоми елемента, а H — атоми Гідрогену;
 - г) основні оксиди утворені тільки металічними елементами.
4. Кожний ряд оксидів доповніть формулою речовини, подібної до наведених за хімічними властивостями:
 - а) CO_2 , SO_2 , ...;
 - б) Na_2O , CaO , ...;
 - в) Al_2O_3 , Cr_2O_3 , ...



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. З якими речовинами, формули яких наведено в другому стовпчику, необхідно провести хімічні реакції, щоб з'ясувати кислотно-основний характер кожного з оксидів першого стовпчика?

1) CaO	а) NaOH
2) SnO_2	б) NaOH і HCl
3) As_2O_5	в) HCl

Запишіть ці рівняння реакцій.
2. Укажіть правильну схему реакції:
 - а) оксид неметалічного елемента + вода → основа;
 - б) металічний елемент + кисень → основний оксид;
 - в) неметалічний елемент + кисень → основний оксид;
 - г) основний оксид + кислотний оксид → кислота.Запишіть рівняння реакції.

3. Амфотерний оксид — це складна речовина, яка проявляє такі властивості:
- кислотні;
 - основні;
 - кислотні й основні;
 - правильної відповіді немає.
4. Закінчіть рівняння можливих реакцій:
- $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Підказка: не забудьте, що деякі реакції неможливі!
5. Напишіть формули вищих оксидів елементів третього періоду. Які властивості вони проявлятимуть? Підтвердьте свою відповідь рівняннями реакцій.
6. Сульфур(VI) оксид взаємодіє з кожною з двох речовин:
- вода й хлоридна кислота;
 - кисень і магній оксид;
 - кальцій оксид і натрій гідроксид;
 - вода й мідь.
7. На повне відновлення міді з купрум(II) оксиду витрачено 3,5 моль водню (н. у.). Яка маса міді утворилася?
8. Яка кількість речовини води необхідна для повного розчинення 0,25 моль натрій оксиду? Обчисліть масу отриманого при цьому гідроксиду.
9. Необхідно добути 2 моль сульфатної кислоти. Обчисліть масу води й кількість речовини відповідного оксиду, які мають прореагувати.
10. Які з наведених речовин можна використовувати для поглинання вуглекислого газу з повітря:
- ✓ розчин натрій гідроксиду,
 - ✓ розчин сульфатної кислоти,
 - ✓ фосфор(V) оксид,
 - ✓ вапнякова вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
 - ✓ кальцій оксид?
- Напишіть відповідні рівняння реакцій.

§ 23. ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ. ОКСИДИ У ПРИРОДІ, ЇХ ЗАСТОСУВАННЯ. ПРОДОВЖУЄМО ВЧИТИСЯ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ



— Дивися, горить папір.

— І сірка.

— І в результаті всіх цих реакцій утворюються оксиди.



— І вугілля.

— А залізо іржавіє.



ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ

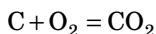
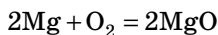
Оксиди добувають не тільки в невеликих кількостях у хімічній лабораторії, але й у промислових масштабах. Так, у Харківському інституті монокристалів вирощують кристали алюміній оксиду. Після додавання йонів Титану й Феруму вони набувають синього кольору й називаються сапфірами. Сапфір — дуже жароміцний і твердий кристал (другий за твердістю після алмаза), хімічно інертний. Ці кристали застосовують у військовій, хімічній промисловості, в оптоелектроніці, для виготовлення лінз, кісткових протезів, скальпелів і т. д.



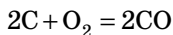
Оксиди добувають різними способами. Розглянемо деякі з них.

1. Оксиди утворюються внаслідок взаємодії простих речовин із киснем — реакції горіння або повільне окиснення (гниття, іржавіння).

Якщо при цьому утворюються вищі оксиди (в яких ступінь окиснення елемента дорівнює номеру групи), то ці реакції ще називають **повним окисненням**:



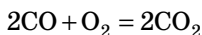
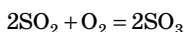
Може відбуватися й **неповне окиснення**:



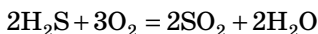


CO — чадний газ, украй отруйний. Утворюється в результаті неповного згоряння органічного палива. Тому необхідно стежити за надходженням повітря, наприклад, під час роботи газових плит.

2. Окиснення нижчих оксидів до вищого оксиду:

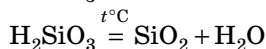
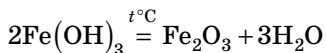
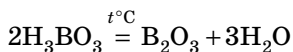


3. Під час горіння складних речовин також утворюються оксиди:



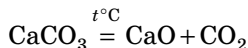
Під час горіння речовин, до складу яких входить Гідроген, вода утворюється завжди, а от другий елемент може окиснюватися до різних речовин залежно від умов. Так може статися за нестачі кисню: $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

4. Оксиди утворюються і під час термічного розкладу нерозчинних гідроксидів:



Знову повертаємося до поняття «відповідність оксидів гідроксидам». Унаслідок взаємодії, наприклад, оксиду Fe_2O_3 з водою не можна одержати гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Але цей гідроксид розкладається за нагрівання до відповідного оксиду (до Fe_2O_3). Важливо те, що ступені окиснення Fe в оксиді й гідроксиді однакові.

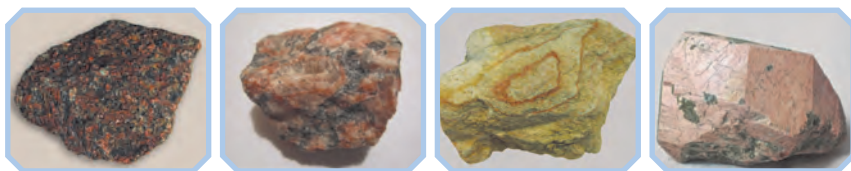
5. Під час термічного розкладу деяких солей:



ПОШИРЕННЯ ОКСИДІВ У ПРИРОДІ

У літосфері Землі найбільше міститься силіцій(IV) оксиду. Загальне число мінералів, до складу яких входять силікати, становить близько 800. На їх частку припадає більше 90% мінералів літосфери.

Кристалічний силіцій(IV) оксид, або кремнезем SiO_2 , поширений у вигляді мінералу кварцу, який є основною складовою частиною гранітів, гнейсів, піщаників, польових шпатів і піску (рис. 47).



Граніт

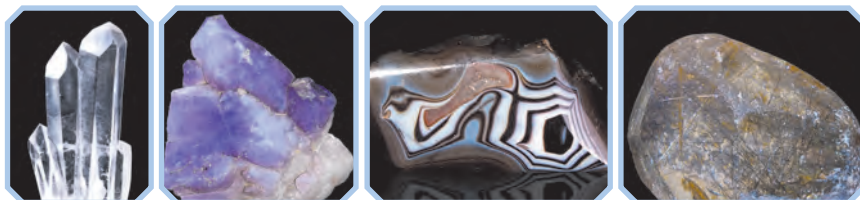
Гнейс

Піщаник

Польовий шпат

Рис. 47. Мінерали, до складу яких входять силікати

Утворені за певних умов кристали кварцу, часто з домішками, що забарвлюють його, являють собою такі мінерали: гірський кришталь (білий, прозорий), моріон (чорний), аметист (фіолетовий), димчастий кварц, або раухтопаз (від сірого до коричневого), рожевий кварц (рис. 48). Вони широко відомі як дорогоцінні й виробні камені. Крім того, до різновидів кварцу належать водомісткі мінерали: опал, халцедон (агат, карнеол, яшма) і кремінь.



Гірський кришталь

Аметист

Агат

Кварц-«волохатик»

Рис. 48. Різновиди кварцу

Кристали силіцій(IV) оксиду містяться в деяких рослинних і тваринних організмах (деякі злаки, очерет, бамбук, кременисті губки й водорості) (рис. 49).



Бамбук

Кременисті губки

Рис. 49. Організми, в яких міститься силіцій(IV) оксид

Берилій оксид входить до складу мінералу берилу, деякі різновиди якого є дорогоцінними каменями, наприклад смарагд (рис. 50). Смарагд — це прозорий берил, забарвлений у трав'янисто-зелений колір хром(III) оксидом або ванадій(V) оксидом із домішкою ферум(II, III) оксиду. Великі смарагди масою більше 5 каратів цінують дорожче алмазів.



Берил



Смарагди



Рис. 50. Мінерали, які містять Берилій

ДИЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ



Рис. 51. Аквамарин

Карат (від грецького кератіон (*κεράτιον*), англ. *carat*) — одиниця маси, яку використовують для коштовних каменів. Карат дорівнює 200 мг. Історично назва походить від назви рослини — дерева кароб, ріжкового дерева (*Ceratonia siliqua*). Насінини цієї рослини мають напрочуд сталу масу, тому їх використовували в деяких країнах як стандарт для зважування коштовного каміння.

До різновидів берилу належить аквамарин. Його блакитнувато-зелений колір обумовлений йонами Феруму. Родовища аквамарину є в Україні в Карпатах (рис. 51).

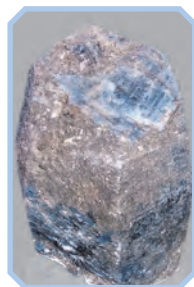
Мінералами, які містять алюміній оксид, є каолін ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), глиноземи (суміші каолінів із піском, вапняком, магnezитом), боксити ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), корунд (Al_2O_3), польовий шпат ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$), кріоліт (Na_3AlF_6) (рис. 52).



Глина



Польовий шпат



Корунд

Рис. 52. Мінерали, що містять Алюміній

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

«Достатньо вказати на те, що він входить до складу глини, щоби зрозуміло було загальне поширення алюмінію в корі земній... Алюміній, або метал галунів (*alumen*), тому й називають інакше глінієм, бо міститься в глині», — писав Д. І. Менделєєв.

Однак Al_2O_3 , крім звичайної глини, утворює також дорогі камені (рис. 53).



Сапфір



Рубін

Рис. 53. Різновиди корунду

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ**Вуглекислий газ**

Часто можна чути зовсім неправильну фразу: «Ми вдихаємо кисень, а видихаємо вуглекислий газ». Звичайно, це не так! Ми вдихаємо повітря, в якому 21% кисню за об'ємом, 78% азоту

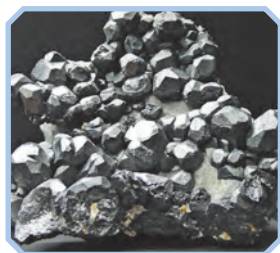
і близько 0,03 % вуглекислого газу (решта — інші гази), а видихаємо повітря, в якому об'ємна частка вуглекислого газу збільшилася до 4–5 %, а кисню зменшилася до 15–16 %.

За вмісту CO_2 у повітрі близько 15 % виникає запаморочення, можлива втрата свідомості. Це отруйний газ.

Вуглекислий газ зелені рослини використовують у процесі фотосинтезу. Саме з нього й води утворюються органічні речовини, які потім використовують у їжу тварини (і ми з вами).

ЗАСТОСУВАННЯ ОКСИДІВ

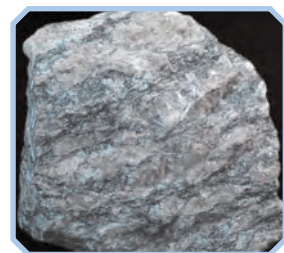
Багато елементів поширені у природі у вигляді оксидів, наприклад руди, які містять метали: магнітний залізняк — Fe_3O_4 (суміш оксидів $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), червоний залізняк — Fe_2O_3 , бурий залізняк — $2\text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; алюмінієва руда боксит — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (рис. 54).



1. Магнітний залізняк



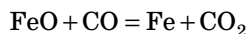
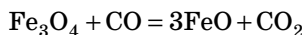
2. Червоний залізняк



3. Боксит

Рис. 54. Руди, які містять Ферум (1 і 2) та Алюміній (3)

Із цих оксидів одержують метали. Наприклад, у доменній печі відбувається відновлення оксидів Феруму з утворенням металічного заліза:



Сплави на основі заліза — чавун і сталь — люди застосовують найчастіше.

Оксиди застосовують дуже широко. Ми вже говорили про ювелірні й виробні камені, про виробництво чавуну й сталі. З алюмінію оксиду одержують алюміній, а потім сплави на його основі. Їх використовують у літакобудуванні, будівництві, для виготовлення побутових виробів і т. д. Якщо оксиди нерозчинні у воді, то люди вміло використовують і цю їхню властивість. Наприклад, цинк

оксид ZnO — речовина білого кольору, тому її використовують для приготування білої олійної фарби (цинкові білила).

Оскільки ZnO майже не розчинний у воді, то цинковим білилом можна фарбувати будь-які поверхні, у тому числі й ті, які зазнають впливу атмосферних опадів. Нерозчинність і неутруйність дозволяють використовувати цей оксид для виготовлення косметичних кремів, пудри. Фармацевти роблять із нього в'язкий і підсушувальний порошок для зовнішнього застосування (рис. 55).



Рис. 55. Застосування ZnO

Такі самі цінні властивості має титан(IV) оксид — TiO_2 . Він теж має гарний білий колір, його застосовують для виготовлення титанових білил. TiO_2 не розчиняється не тільки у воді, але й у кислотах, тому покриття з цього оксиду особливо стійкі. Цей оксид додають у пластмасу для надання їй білого кольору. Він входить до складу емалей для металічного й керамічного посуду.

Хром(III) оксид Cr_2O_3 (амфотерний оксид) — дуже міцні кристали темно-зеленого кольору, не розчинні у воді. Cr_2O_3 використовують як пігмент (фарбу) під час виготовлення декоративного зеленого скла й кераміки.

Відома багатьом паста ГОИ (скорочення від найменування «Государственный оптический институт») містить цей оксид. Її застосовують для шліфування й полірування оптики, металічних виробів, у ювелірній справі (рис. 56).



Рис. 56. Застосування хром(III) оксиду

Завдяки нерозчинності й міцності хром(III) оксид використовують і в поліграфічних фарбах. Взагалі, оксиди багатьох металів застосовують як пігменти для найрізноманітніших фарб.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть способи одержання оксидів.
2. Наведіть приклади застосування оксидів.
3. Який оксид рослини використовують у процесі фотосинтезу?
4. Назвіть формулу оксиду, який за звичайних умов перебуває в рідкому стані.
5. Які газоподібні оксиди ви знаєте?
6. Чи можна одержати силікатну кислоту внаслідок взаємодії силіцій(IV) оксиду й води?
7. З якими складними речовинами реагують оксиди, утворені неметалічними елементами? Про які властивості свідчать ці реакції?



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Складіть рівняння горіння магнію, літію, вуглецю в кисні. Вкажіть назви отриманих оксидів. Зобразіть їх структурні формули.
2. Складіть рівняння горіння сірки, кальцію, стронцію, барію й фосфору. Укажіть назви отриманих речовин.
3. З яких гідроксидів можна одержати оксиди: Cr_2O_3 , ZnO , FeO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 , SiO_2 ?
Напишіть відповідні рівняння реакцій.
4. Допишіть рівняння реакцій, якщо відомо, що утворюються два оксиди:
 - $\text{H}_2\text{Se} + \text{O}_2 \rightarrow$ селен(IV) оксид + ...
 - $\text{MgS} + \text{O}_2 \rightarrow$ сульфур(IV) оксид + ...
 - $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$ карбон(IV) оксид + ...
 - $\text{Li}_2\text{Se} + \text{O}_2 \rightarrow$ селен(IV) оксид + ...
 - $\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$ карбон(IV) оксид + ...
 - $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{O}_2 \rightarrow$ карбон(IV) оксид + ...
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$ карбон(IV) оксид + ...
 Назвіть продукти реакцій.
5. Карбон(IV) оксид реагує з кожною із двох речовин:
 - а) водою й кальцій оксидом;
 - б) киснем і сульфур(IV) оксидом;
 - в) калій сульфатом і натрій гідроксидом;
 - г) ортофосфатною кислотою й воднем.

ПРОДОВЖУЄМО НАВЧАТИСЯ РОЗВ'ЯЗУВАТИ ЗАДАЧІ

У попередніх задачах в умові було дано кількість речовини реагенту або продукту реакції. А якщо в умові дано масу або об'єм, і все? Як розв'язувати?

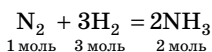
Обчислення об'ємів і мас за відомими об'ємами або масами продуктів реакції або реагентів

Приклад. Яку масу азоту і який об'єм водню потрібно взяти для одержання 11,2 л амоніаку (н. у.)?

Пояснення до розв'язання:



- 1) Записуємо рівняння реакції:



- 2) Визначаємо кількість речовини амоніаку, яка дана в задачі:

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

$$n(\text{NH}_3) = \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

- 3) Визначаємо кількість речовини водню:
за рівнянням: 3 моль (H_2) — 2 моль (NH_3);
за даними задачі: x моль (H_2) — 0,5 моль (NH_3),
звідки $x = \frac{3 \cdot 0,5}{2} = 0,75$ моль (NH_3).

- 4) Переводимо цю кількість речовини в об'єм:

$$V = n \cdot V_m; \quad V(\text{H}_2) = 0,75 \cdot 22,4 = 16,8 \text{ л.}$$

- 5) Обчислюємо масу азоту. Для цього використовуємо вже обчислену кількість речовини амоніаку:

за рівнянням: 1 моль (N_2) — 2 моль (NH_3);
за даними задачі: x моль (N_2) — 0,5 моль (NH_3),
звідки $x = \frac{1 \cdot 0,5}{2} = 0,25$ моль (NH_3).

- 6) Переходимо від кількості речовини азоту до його маси:

$$m = n \cdot M;$$

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{N}_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 7 \text{ г.}$$

Відповідь: для одержання 11,2 л амоніаку необхідно 16,8 л водню й 7 г азоту.

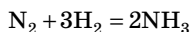
Задачі такого типу можна розв'язувати методом складання пропорцій із використанням мас і об'ємів реагентів.

Приклад. Який об'єм водню (н. у.) необхідний для взаємодії з 3,5 г азоту в реакції синтезу амоніаку?

Пояснення до розв'язання:



1) Записуємо рівняння реакції:



2) Над рівнянням записуємо дані задачі й x . Під рівнянням — маси й об'єми речовин, отримані за формулами $m = n \cdot M$ і $V = n \cdot V_m$, де число моль n — це коефіцієнт у рівнянні реакції:

	$\frac{3,5 \text{ г}}$	+	$\frac{x \text{ л}}$	=	2NH_3
	N_2		3H_2		
n :	1 моль		3 моль		
M, V_m :	28 г/моль		22,4 л/моль		
M, V :	28 г		67,2 л		

Зверніть увагу, що якщо в задачі дано (або запитують) масу речовини, то під ним у рівнянні реакції також обчислюють масу з використанням молярної маси, а якщо об'єм газу — також має бути обчислений об'єм із використанням молярного об'єму газу.

3) Складаємо й розв'язуємо пропорцію:

за даними задачі: 3,5 г (N_2) — x л (H_2),

за рівнянням: 28 г (N_2) — 67,2 л (NH_3);

$$x = \frac{3,5 \text{ г} \cdot 67,2 \text{ л}}{28 \text{ г}} = 8,4 \text{ л } (\text{H}_2).$$

Відповідь: для взаємодії з азотом масою 3,5 г необхідно 8,4 л водню.

Розв'яжіть самостійно

- У реакцію з фосфор(V) оксидом вступила вода масою 27 г. Якою є маса ортофосфатної кислоти, що утворилася?
Відповідь: 98 г.
- Скільки літрів кисню й водню (н. у.) можна добути під час повного розкладу 360 г води електричним струмом?
Відповідь: 448 л H_2 ; 224 л O_2 .
- Гідроген сульфід об'ємом 5,6 л (н. у.) спалили в достатній кількості кисню. Обчисліть маси продуктів реакції.
Відповідь: 16 г SO_2 ; 4,5 г H_2O .
- Складіть рівняння горіння сірки. Якщо згоряє 80 г сірки, то який об'єм газу (н. у.) утворюється?
Відповідь: 56 л.

5. Магній масою 40 г спалили в кисні. Обчисліть масу отриманого магній оксиду.
Відповідь: 66,7 г.
6. *Обчисліть об'єм кисню (н. у.), потрібний для спалювання 12 г вугілля з утворенням вуглекислого газу. Яка маса кальцій гідроксиду знадобиться, щоби поглинути весь утворений карбон(IV) оксид? (Припустіть, що утворюється тільки середня сіль.)
Відповідь: 22,4 л O_2 ; 74 г $Ca(OH)_2$.
7. *Залізо згоряє на повітрі, утворюючи залізну окалину Fe_3O_4 .
- Напишіть рівняння реакції.
 - Яка кількість речовини кисню знадобиться для згорання 4 моль заліза?
 - Скільки літрів кисню становить ця кількість речовини за н. у.?
 - Чи може зразок заліза масою 5,6 г повністю перетворитися на Fe_3O_4 у посудині, яка містить 0,05 моль кисню?
- Відповідь:* б) 2,67 моль O_2 ; в) 59,8 л; г) ні.

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- Нітроген(I) оксид за кордоном застосовують у стоматологічних клініках. Інші його назви — закис азоту, або звеселяючий газ. Чому в нього такі назви? Цей газ використовують також автомобілісти для прискорення руху. Форсаж — от як це називається. Відомо, що вперше з цією метою його застосували в німецьких літаках «Мессершмідтах» під час Другої світової війни. Поясніть принцип, який є основою такого використання нітроген(I) оксиду.
- Відомо, що силіцій у чистому вигляді в природі не трапляється, а поширений, в основному, у вигляді оксиду SiO_2 . Цей оксид, як ми знаємо, у воді не розчинний. Як ви прокоментуєте напис на машинах із питною водою «Збагачена кремнієм»?
- Випалюванням вапняку одержують негашене вапно. Під час гасіння його водою утворюється гашене вапно, яке використовують у будівництві: згодом воно твердне, тому що реагує з вуглекислим газом повітря. Визначте хімічні назви речовин, які трапляються в тексті, та напишіть наведені рівняння реакцій.
- Сурик, мумія, охра, умбра, колхотар — це назви фарби на основі... Який оксид входить до складу цієї фарби? Який у неї колір?

5. «Алюміній — дуже активний метал, він бурхливо реагує з водою з утворенням водню...» — прочитав учень у підручнику з хімії. «Не може бути, — подумав він, — це неправда. А як же алюмінієві ложки або дроти? Вони ж у воді не розчиняються!» Допоможіть учню розібратися в цьому питанні. Чи можна в алюмінієвому посуді тримати розчини кислот? лугів?
6. Які оксиди використовують для одержання фарб? Які кольори вони дають?
7. Зустрілися господар і господарка.
 - Я використовую цей газ, коли готую підвал до зими.
 - А я з його допомогою борюся з хворобами винограду.
 - А я відбіляю соломку для моїх декоративних виробів.Що це за газ, якщо відомо, що він проявляє властивості кислотного оксиду?
8. Увечері друзі довго засиділися біля багаття. Вогню вже не було, але по розпечених вугіллячках пробігало сине полум'я. «Я знаю, що це за сине полум'я. Це ж згоряє...» Закінчіть речення. Чому утворилася ця речовина?
9. Яка речовина під час термічного розкладу утворює три оксиди в різних агрегатних станах?
10. Чи можна сульфур(VI) оксид, який містить випари води, осушити з допомогою кальцій оксиду? Дайте обґрунтовану відповідь.
11. Один із технічних способів одержання сажі (C) полягає в нагріванні CO під тиском у присутності каталізаторів. Складіть рівняння реакції, яка відбувається при цьому, знаючи, що газ, який утворюється разом із сажею, може поглинатися розчином лугу.

ДОДАТКОВІ ЗАДАЧІ

1. Невідомий елемент входить до складу оксиду RO_2 , відносна формульна маса цього оксиду дорівнює 60. Визначте невідомий елемент. Напишіть рівняння реакцій одержання цього оксиду з простої речовини R і складної речовини RH_4 .
2. Невідомий елемент розташований у четвертій групі Періодичної системи й утворює оксид, де він проявляє найвищу валентність. Відносна молекулярна маса цієї сполуки дорівнює 44. Визначте цей елемент.
Напишіть формулу сполуки цього елемента з Гідрогеном, де він проявляє таку саму валентність, що й в оксиді. Напишіть структурну формулу цієї сполуки.

3. Графіт — одна з форм Карбону — горить на повітрі, утворюючи вуглекислий газ.
- Напишіть рівняння реакції горіння.
 - Обчисліть, яка кількість речовини CO_2 утворюється в результаті згоряння 1 моль графіту. Яку масу має ця кількість CO_2 ?
 - Яка кількість речовини вуглекислого газу утворюється під час згоряння 24 г графіту?
Який об'єм вона займе за н. у.?
 - Обчисліть, яка кількість речовини CO_2 може утворитися в посудині, що містить 10 моль газуватого кисню, якщо кількість графіту є достатньою.
4. Під час нагрівання вапняку CaCO_3 утворюються кальцій оксид і вуглекислий газ. Виходячи з цього:
- складіть рівняння реакції, вкажіть її тип;
 - обчисліть масу кальцій оксиду, якщо об'єм утвореного вуглекислого газу становить 11,2 л (н. у.);
 - визначте, яка кількість речовини CO_2 утворюється, якщо розклатося 25 г CaCO_3 .

§ 24. ВИВЧАЄМО ОСНОВИ, ЇХНІ ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



— Забилася раковина в кухні. Що робити?

— Можна прочистити хімічним засобом. Купимо потрібний, насиплемо його у зливальний отвір, хвилина — і все в порядку.

— Що ж входить до складу таких засобів?

— Читаємо: в одному — натрій гідроксид, в іншому — їдкий натр. Але це ж одна й та сама речовина — луг NaOH !



Луги — досить агресивні речовини: вони легко розчиняють жири, органічні речовини й навіть волосся. Це ви можете прочитати на звороті засобу для чищення. Луги належать до групи речовин, які називають основами.

СКЛАД І НАЗВИ ОСНОВ

Згадаємо, що основами називають складні неорганічні речовини, в яких йони металічного елемента пов'язані з одним або декількома гідроксид-іонами OH^- (див. § 18).

Ми вже вивчали, що назви основ складаються з двох слів: назви металічного елемента й слова «гідроксид»: NaOH — натрій гідроксид. Якщо в металічному елементі змінний ступінь окиснення, то його вказують римськими цифрами в дужках після назви металічного елемента: CuOH — купрум(I) гідроксид, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — купрум(II) гідроксид (див. § 18).

Деякі луги та їх розчини мають і традиційно сформовані назви, в яких указано їхні властивості. Наприклад: NaOH — їдкий натр, каустична сода; KOH — їдке калі; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гашене вапно; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — їдкий барит, баритова вода.

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Існує також основа (луг), в якій гідроксогрупа приєднана не до металічного елемента, а до йона NH_4^+ (катиона амонію). Цю основу називають амоній гідроксид, вона існує тільки у вигляді йонів у розчині й не виділяється у вигляді чистої речовини, тому її формула NH_4OH може бути тільки умовною. У побуті й медицині цей луг відомий за назвою «нашатирий спирт».

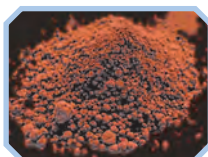
ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ

Більшість основ — йонні сполуки. Тому зазвичай вони є твердими речовинами. Густина, температури кипіння й плавлення основ змінюються в широких межах. Всі луги білого кольору, нерозчинні основи можуть бути забарвлені в різні кольори.

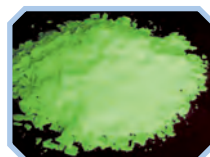
Так, купрум(II) гідроксид блакитного кольору, ферум(III) гідроксид — бурого, нікол(II) гідроксид — ніжно-зеленого тощо (рис. 57).



KOH



$\text{Fe}(\text{OH})_3$



$\text{Ni}(\text{OH})_2$

Рис. 57. Забарвлення деяких гідроксидів

Розчини лугів слизькі на дотик («мильні») і досить їдкі. Вони роз'їдають шкіру, тканини, папір, дуже небезпечні (як і кислоти) в разі потрапляння в очі.

ПРАВИЛА РОБОТИ З ЛУГАМИ

Увага! У разі потрапляння на руки розчину лугу слід змити його проточною водою до зникнення почуття мильності, потім обробити шкіру слабким розчином етанової (оцтової) або боратної кислоти. **Запам'ятайте:** треба обов'язково вимити руки після роботи з реактивами!



Їдка речовина — луг; подразнює шкіру, слизові оболонки, викликає опіки



Краплі розчину лугу, що потрапили на шкіру, негайно змийте сильним струменем холодної води, а потім обробіть ушкоджену поверхню 2% -м розчином оцтової кислоти

Заборонено:



Брати речовини руками



Нахилитися над посудиною, в яку наливають яку-небудь рідину (особливо їдку)



Залишати відкритими банки та склянки з речовинами



Виливати та висипати залишки реактивів у склянки та банки, з яких вони взяті



Пробувати хімічні речовини на смак



Міняти місцями пробки та піпетки від різних банок і склянок



Зливати реактиви в раковину



Самовільно зливати та змішувати реактиви



Залишати неприбраними розсіпані або розлиті реактиви



Класти свою їжу на лабораторні столи та вживати їжу в кабінеті хімії

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Луги — більш хімічно активні, тобто більш сильні, ніж нерозчинні основи: вони реагують з великою кількістю речовин, реакції відбуваються швидше й більш бурхливо.



Всі луги — сильні основи, всі нерозчинні основи — слабкі.



Щоби визначити, чи є основа лугом, досить подивитися в таблицю розчинності. Знайдіть ряд, позначений OH^- . Якщо в місцях перетину його з вертикальними стовпцями з позначенням іонів металів стоять літери «Р» (розчинна сполука), це луги.

Аніони	Катіони													
	H^+	Li^+	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}
OH^-	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Н

М — малорозчинна основа, теж луг.

Р — це луг.

Н — нерозчинна основа.

Приклади сильних і слабких основ наведено в таблиці 11.

Таблиця 11

Класифікація основ за їхньою силою

Сильні основи	Слабкі основи
NaOH натрій гідроксид	Mg(OH) ₂ магній гідроксид
KOH калій гідроксид	Fe(OH) ₂ ферум(II) гідроксид
LiOH літій гідроксид	Cu(OH) ₂ купрум(II) гідроксид
Ba(OH) ₂ барій гідроксид	Ni(OH) ₂ нікол(II) гідроксид
Ca(OH) ₂ кальцій гідроксид	і т. д. (більшість гідроксидів металів)

Хімічні властивості розчинних основ

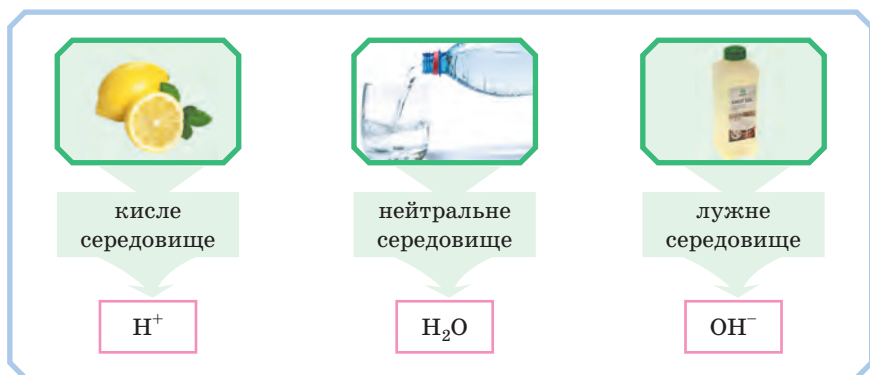
1. Зміна забарвлення індикатора



Індикатори — речовини, які змінюють своє забарвлення в нейтральному, кислому або лужному середовищі.



Якщо в розчині є надлишок йонів H^+ , який утворюється, наприклад, під час розчинення кислот, говорять, що середовище розчину кисле. Якщо в розчині міститься надлишок йонів OH^- , які можуть з'явитися там, наприклад, під час розчинення лугів, то середовище розчину називають лужним. Якщо немає в надлишку ні тих, ні інших йонів, то середовище розчину називають нейтральним (наприклад, чиста вода).



Чому розчин у лабораторному досліді 2 забарвився? Під час розчинення лугів у воді утворюються йони OH^- .

Фенолфталеїн — **індикатор**. А це означає, що він у присутності йонів OH^- набуває певного забарвлення, чим показує нам, що в розчині міститься луг.

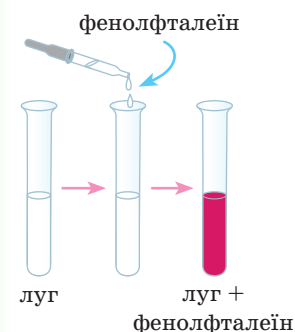
Є й інші індикатори, які покажуть нам, що розчин має лужне середовище: фіолетовий лакмус стане синім, оранжевий метилоранж — жовтим.

Індикатори часто використовують у вигляді розчинів, але їх розчинами можна просочити спеціальний папір — і в результаті отримаємо індикаторний папір (рис. 58).

Часто використовують індикаторний папір жовтого або білого кольору. У лужному середовищі він стає синім.

Лабораторний дослід 2. Дія водних розчинів лугів на індикатори

У розчин лугу додамо декілька крапель безбарвного розчину речовини — фенолфталеїну. Розчин відразу забарвиться в гарний малиновий колір.



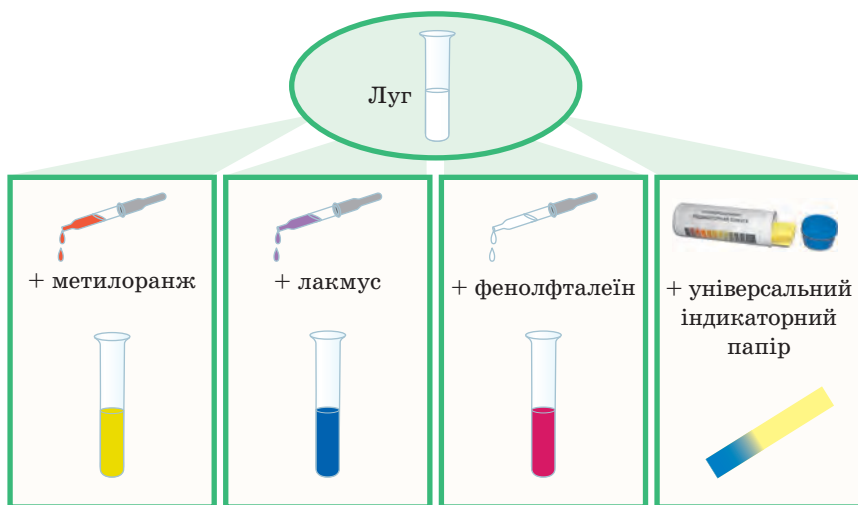


Рис. 58. Зміна кольору індикаторів у лугах



— А я знаю як запам'ятати зміну кольору фенолфталеїну: фенолфталеїновий у лугах малиновий!
От які вірші корисні!

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

З історії відкриття індикаторів. Рослини-індикатори

Імовірно, найдавнішим індикатором є лакмус. Він був відомий і використовувався ще в Давньому Єгипті й Давньому Римі. Лакмус являє собою водний настій лакмусового лишайника (лакмусовий лишай), що росте в Шотландії. Під цією назвою відомо декілька видів лишайника, які використовують для одержання лакмусу. Найбільш відомий із них *Lecanora tartarea* — корковий лишайник (рис. 59). Він містить синій барвник і використовується для одержання лакмусу. У нейтральному середовищі лакмус має фіолетове забарвлення, у лужному розчині він забарвлюється в синій колір, у кислотному — у черво-



Рис. 59. Лакмусовий лишайник

ний. 1667 року відомий хімік і фізик Роберт Бойль запропонував просочувати настоєм лакмусового лишайника або фіалок, волошок фільтрувальний папір і висушувати, тим самим поклавши початок використанню для визначення кислотності середовища індикаторним (лакмусовим) папером.

Чи існують індикатори серед інших рослин? Забарвлення рослин залежить від хімічного складу клітин рослини, наявності в них пігментів. Пігменти здатні змінювати свій колір залежно від середовища клітинного соку. Отже, рослинні пігменти є індикаторами, які можна застосовувати для дослідження кислотності розчинів.

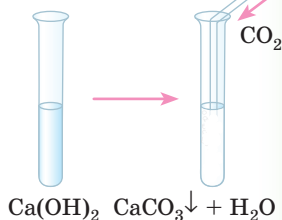
Так звані рослини-індикатори — це рослини, які реагують на екологічні умови та їхні зміни зміною свого хімічного складу й зовнішнього вигляду. За змінами, що відбуваються з ними, судять про вміст певних мікроелементів і хімічних сполук у навколишньому середовищі. Наприклад, фіалка й зозуліні черевички вказують на підвищений вміст у ґрунті цинку (на таких землях у цих рослин, як правило великі квітки), про вміст нікелю й кобальту сигналізує сон-трава. Адоніси, лилії-саранки любляють вапняні ґрунти.

2. Взаємодія лугів із кислотними оксидами

Дослід

Проведемо дослід: будемо продувати крізь розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$ через трубочку видихуване повітря.

Розчин каламутніє. Відбулася взаємодія вуглекислого газу, який містився у видихуваному повітрі, з кальцій гідроксидом. У результаті утворився нерозчинний кальцій карбонат, який і спричинив помутніння розчину. Це реакція обміну.



Луг

+

кислотний
оксид

=

сіль

+ вода

 $\text{Ca}(\text{OH})_2$

+

 CO_2

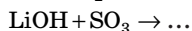
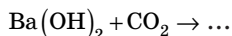
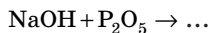
=

 $\text{CaCO}_3 \downarrow$ + H_2O 

Реакцію взаємодії лугів із кислотними оксидами ми вже вивчали, коли розглядали властивості оксидів. Ви маєте пам'ятати, що під час складання цих рівнянь слід розуміти, яка

кислота відповідає певному оксиду. У згаданому вище прикладі оксиду CO_2 відповідає кислота H_2CO_3 , тому до складу солі входить залишок цієї кислоти CaCO_3 .

Завдання. Спробуйте самі закінчити такі рівняння реакцій.



Для перевірки подивіться *відповідь 1* наприкінці параграфа.



3. Взаємодія лугів із солями

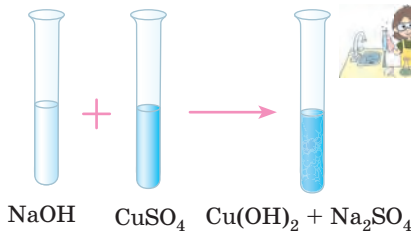
Ця реакція відбувається тільки в тому випадку, коли в реакцію вступає розчинна сіль, а в результаті реакції утворюються нерозчинні сполуки. Звичайно, у цьому нам допоможе «Таблиця розчинності». Тип реакції — обміну.



Реагенти розчинні \Rightarrow у продуктах осад.

Дослід

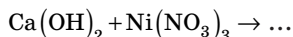
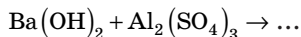
До безбарвного розчину натрій гідроксиду додамо блакитний розчин купрум(II) сульфату. Утворюється гарний блакитний осад купрум(II) гідроксиду.



Розчинна сіль + луг = нова сіль + нова основа



Приклад. Спробуйте самі закінчити такі рівняння реакцій:



Для перевірки подивіться *відповідь 2* наприкінці параграфа.



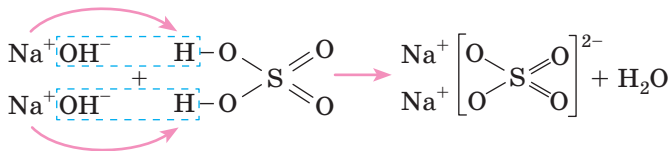
4. Реакція нейтралізації

Усі основи (розчинні й нерозчинні) мають спільну властивість. Це взаємодія з кислотами, у результаті якої утворюються сіль і вода. Тип реакції — обміну, а її персональна назва — **реакція нейтралізації**.

Основа + кислота = сіль + вода

NaOH + HCl = NaCl + H₂O

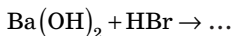
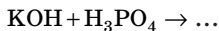
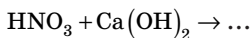
Умовно ми можемо позначити це так:



Така схема наочно показує відмінність між кислотами й основами: кислоти відщеплюють йони Гідрогену, а основи — гідроксид-іони.

Цю реакцію використовують для нейтралізації лугів на шкірі. Перегляньте ще раз правила роботи з лугами.

Завдання. Спробуйте самі закінчити такі рівняння реакцій.



Для перевірки подивіться *відповідь 3* наприкінці параграфа.



Лабораторний дослід 3. Взаємодія лугів з кислотами в розчині

Для того щоб показати експериментально взаємодію кислоти й лугу, потрібен індикатор. Кислота — безбарвна рідина, луг — безбарвна рідина, а якщо ми їх змішаємо, утвориться безбарвний розчин солі й така сама вода. Взаємодії не видно. Тому треба дослід проводити так: у пробірку з розчином лугу додаємо декілька крапель розчину фенолфталеїну. Розчин стає малиновим. Потім по краплях додаємо розчин кислоти. Окраска зникає. Висновок: відбулася реакція нейтралізації.

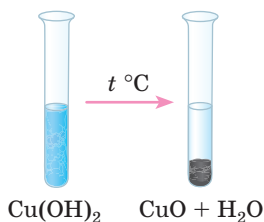


5. Властивості нерозчинних і слабких основ

Нерозчинні та слабкі основи розкладаються за нагрівання, утворюючи оксид і воду. Це реакція розкладу.

Дослід

Нагріємо блакитний осад купрум(II) гідроксиду. Він досить швидко розкладається, утворюючи чорний осад купрум(II) оксиду й воду.



Нерозчинна
основа



оксид

+

вода

Cu(OH)_2

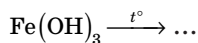
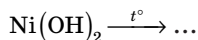
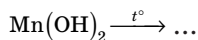


CuO

+

H_2O

Завдання. Спробуйте самі закінчити наведені рівняння реакцій.



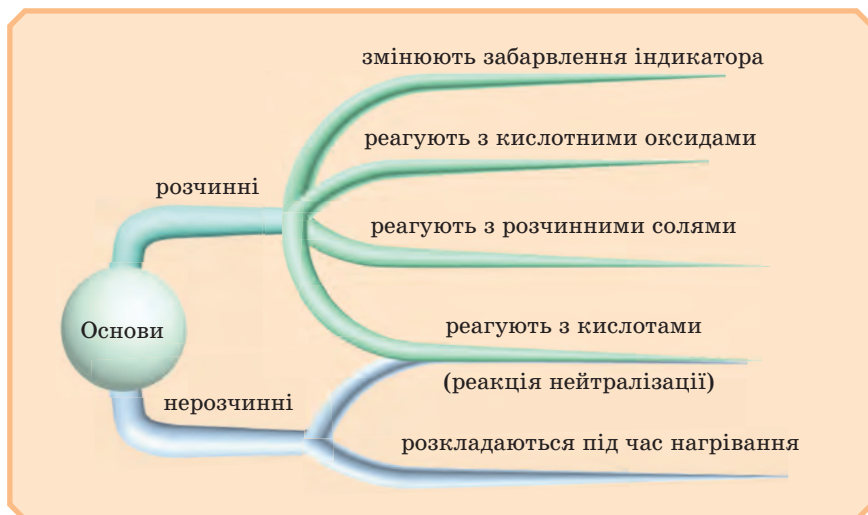
Для перевірки подивіться *відповідь 4* наприкінці параграфа.

— Для нерозчинних основ слід запам'ятати лише дві властивості:

- вони реагують із кислотами;
- розкладаються за нагрівання.

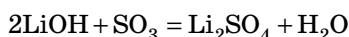
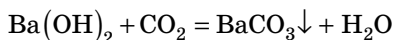
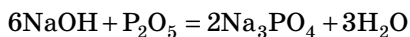


Отже, підіб'ємо підсумок:

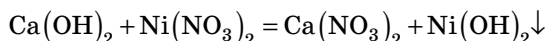
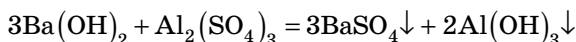
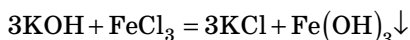


ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА

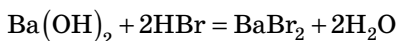
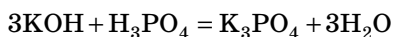
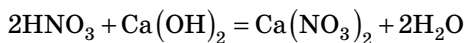
Відповідь 1



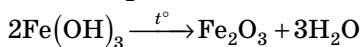
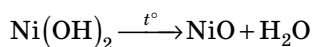
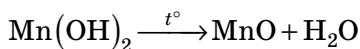
Відповідь 2



Відповідь 3



Відповідь 4



ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Дуже велике значення має середовище в нашому організмі. Наприклад, активність ферменту пепсину, який каталізує гідроліз білків і сприяє, таким чином, перетравленню білкової їжі в шлунку, максимальна в кислому середовищі. Тому для нормального травлення необхідно, щоби шлунковий сік мав високу кислотність.

У клітинах організму середовище близьке до нейтрального, у позаклітинній рідині — також.

На шкірі й волоссі людини зазвичай слабкокислое середовище. Тому мийні засоби, наприклад, для посуду зараз роблять так, щоби в них середовище теж було слабкокислим або нейтральним. У лужному середовищі легше відділяється жир, але таке середовище шкідливе для шкіри рук.

Досить важливим є значення середовища дощової води, яке може виявитися кислим через присутність у ньому сульфатної та нітратної кислот. Ці кислоти утворюються в атмосфері з оксидів Нітрогену й Сульфуру(IV), які потрапляють у неї з відходами численних виробництв, транспорту, котельень і ТЕЦ. Відомо, що кислотні дощі знищують рослинність, живий світ водойм. Тому екологи постійно контролюють середовище дощової води.

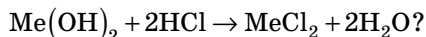
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які сполуки називають основами?
2. Яких правил безпеки необхідно дотримуватися під час роботи з основами?
3. Які традиційні назви лугів ви знаєте? Які властивості лугів вони характеризують?
4. Виберіть ряд, у якому наведено тільки луги:
 - а) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - в) CsOH , LiOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
5. До якого типу реакцій належить взаємодія між лугом і сіллю?
 - а) Заміщення;
 - б) обміну;
 - в) розкладу;
 - г) гідролізу.



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

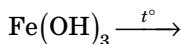
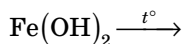
- З якою речовиною може взаємодіяти КОН?
 - Алюміній хлорид;
 - натрій гідроксид;
 - ферум(II) гідроксид;
 - магній оксид.Напишіть рівняння реакції.
- Закінчіть можливі реакції, порівняйте отримані рівняння. Поясніть ваше рішення.
 - $\text{KOH} + \text{HI} \rightarrow$
 - $\text{KOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{KOH} + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
 - $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- Під час прожарювання $\text{Mn}(\text{OH})_2$ утворюються вода й така речовина:
 - манган(II) оксид;
 - манган(VI) оксид;
 - манган(III) оксид;
 - манган.Напишіть рівняння реакції.
- Напишіть рівняння реакцій, із допомогою яких можна здійснити перетворення:
 - $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - $\text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgO}$
- Який гідроксид вступає в реакцію нейтралізації за схемою:



- $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
- $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- NaOH;
- KOH.

Напишіть рівняння реакції. Обчисліть масу цього гідроксиду, якщо відомо, що утворилося 1,5 моль солі.

- Необхідно нейтралізувати розчин, який містить 180 г сульфатної кислоти. Яку масу гашеного вапна необхідно для цього використати?
- Закінчіть рівняння реакцій:



Визначте кількість речовини кожної отриманої речовини в обох реакціях, якщо відомо, що було взято однакові маси кожного гідроксиду — по 120 г.

§ 25. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ. ЇХНІ ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



— Що означає слово «амфотерні»?

— Подивімося у словнику: *амфі* (грецьк. *ἀμφί-*) — означає «по обидва боки, навколо», «подвійний, дwoякий, двоїстий».

Іноді для утворення терміна використовують префікс не *амфі-*, а *амфо-* (грецьк. *ἀμφω* — обидва).

Амфібія — істота (а пізніше й технічний пристрій) «подвійного життя», тобто така, що існує й на суші й у воді, земноводне.

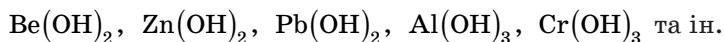
Амфітеатр (іст.) — місця для глядачів, розташовані навколо арени (у сучасних залах для глядачів — за партером).

Амфотерний: амфотерні речовини — ті, що мають двоїсту природу (можуть проявляти або кислотні, або основні властивості).



СКЛАД І НАЗВИ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

Ми також говорили, що амфотерні оксиди й гідроксиди утворюють металічні елементи зі ступенем окиснення +3 (рідше +2 і +4). Приклади амфотерних гідроксидів:



Відповідні їм оксиди також амфотерні (див. § 19).



Згадаємо, що металічні елементи, які утворюють амфотерні оксиди й гідроксиди, розташовані в Періодичній системі між типовими металічними й неметалічними елементами. Таким чином, властивості елементів у періодах змінюються не стрибком, а поступово.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді. Фізичні властивості в них такі самі, як і в нерозчинних основ.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



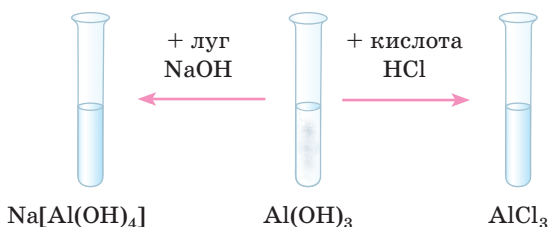
Амфотерні сполуки мають особливість: вони проявляють властивості як кислот, так і основ залежно від того, з якою речовиною вони реагують.

Так, реагуючи із сильною кислотою, вони проявляють основні властивості, а під час реакції із сильною основою — кислотні.

Розберемо ці положення на конкретному прикладі. Алюміній гідроксид — амфотерна речовина. Щоби довести його амфотерність, слід провести реакції і з кислотою, і з основою.

Дослід

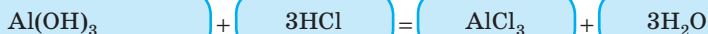
Якщо до осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$ додати кислоти, то відбудеться реакція й осад розчиниться, але якщо додати концентрований розчин лугу, то осад розчиниться також!



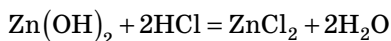
1. Взаємодія з кислотами

Взаємодія $\text{Al}(\text{OH})_3$ з кислотою відбувається так само, як і будь-якої іншої основи, у результаті утворюються сіль і вода:

Амфотерний гідроксид + кислота = сіль + вода



Аналогічно перебігає реакція з $\text{Zn}(\text{OH})_2$:



2. Взаємодія з лугами

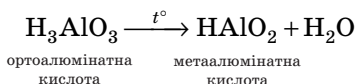
Взаємодія з лугами може відбуватися по-різному. Реакції в розчинах і розплавах призводять до утворення різних продуктів.

Взаємодія в розплаві

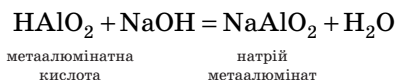
Розглянемо випадок, коли реакція відбувається в розплаві. Оскільки в реакції з лугом $\text{Al}(\text{OH})_3$ є кислотою, запишемо його формулу як формулу кислоти:



Згадаємо, що нерозчинні основи у процесі нагрівання розкладаються, а оскільки речовини, за умовою, реагують у розплавленому стані, то від сполуки H_3AlO_3 відщеплюється молекула води:

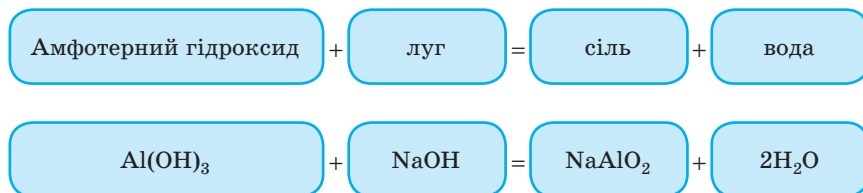


Тоді рівняння виглядає так:



Відбувається реакція обміну між амфотерним гідроксидом — алюмінієвою кислотою — й основою.

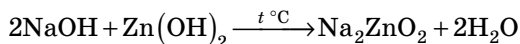
Зазвичай цю реакцію записують так:

**Завдання**

Порівняйте ці реакції та реакції взаємодії амфотерних оксидів із лугами (див. § 21).



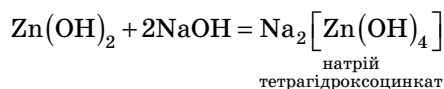
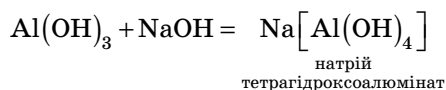
Під час сплавляння амфотерних гідроксидів із меншим числом гідроксигруп відщеплення молекули води не відбувається:



Тут можна представити $\text{Zn}(\text{OH})_2$ як H_2ZnO_2 , відповідно, утворюється сіль Na_2ZnO_2 — натрій цинкат.

Взаємодія в розчині

Якщо реакція відбувається в розчині лугу, то утворюються солі більш складної будови:



Більш докладно ви будете вивчати такі солі у старших класах.



— Так що, виявляється, із $\text{Al}(\text{OH})_3$ можна одержати AlCl_3 , і NaAlO_2 , і $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$?

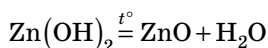
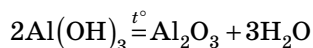
— Дійсно, це так. В одній солі Al — катіон, в інших — у складі аніона.

— Це дуже складно.

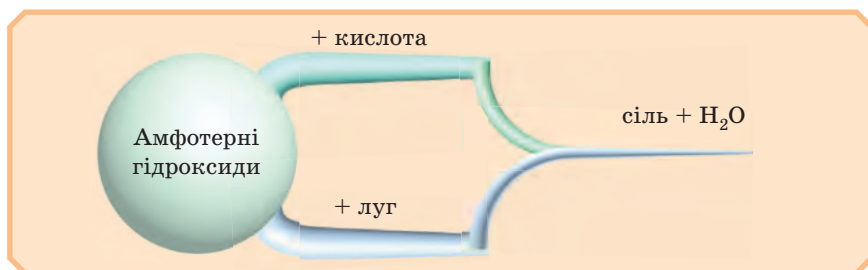
— Так ніхто й не обіцяв, що буде дуже легко й просто.

**3. Розклад під час нагрівання**

Амфотерні гідроксиди, так само як і інші нерозчинні гідроксиди, розкладаються під час нагрівання:



Отже, ми ознайомилися з хімічними властивостями дивних речовин — амфотерних сполук, які залежно від другого реагенту можуть поводитися і як кислоти, і як основи й утворювати солі різного складу.



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У чому особливість хімічних властивостей амфотерних сполук?
2. З якими речовинами слід провести реакції, щоби довести амфотерні властивості гідроксиду або оксиду?
3. Де в Періодичній системі Д. І. Менделєєва розташовані елементи, які утворюють амфотерні сполуки?
4. До амфотерних оксидів належить:
 - а) CaO ;
 - б) P_2O_5 ;
 - в) Cr_2O_3 ;
 - г) CrO_3 .

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

1. Тільки амфотерні гідроксиди розташовані в ряді:
 - 1) $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 - 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 - 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 - 4) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HON , NaOH .
2. Укажіть, з якою речовиною взаємодіють і HNO_3 , і KOH :
 - 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
 - 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 - 3) Na_2CO_3 ;
 - 4) HCl .
3. Дано речовини: KOH , FeCl_3 , H_2SO_4 . З якими з них можуть взаємодіяти:
 - а) натрій гідроксид;
 - б) купрум(II) гідроксид;
 - в) цинк(II) гідроксид?Напишіть відповідні рівняння реакцій.
4. Наведіть приклади реакцій, що доводять основний характер речовин BaO і $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
5. Наведіть приклади реакцій, що доводять кислотний характер оксиду SO_3 і його гідрату.
6. Наведіть приклади реакцій, що доводять амфотерний характер речовин BeO і $\text{Be}(\text{OH})_2$ (реакції відбуваються аналогічно сполукам Цинку).

7. Установіть відповідність між формулою речовини та характером їх сполук.

Формула речовини

Характер сполук

а) CsOH

1) Амфотерний оксид

б) MnO

2) Основний оксид

в) Al₂O₃

3) Сіль

г) K₂CO₃

4) Луг

д) SiO₂

5) Амфотерний гідроксид

6) Кислотний оксид

8. Є наважка алюміній гідроксиду масою 56 г. Обчисліть маси:

а) хлоридної кислоти,

б) розчину натрій гідроксиду, необхідних для повного розчинення алюміній гідроксиду.

9. Потрібно одержати 40 г цинк(II) оксиду. Яку масу цинк гідроксиду треба розкласти для цього?

§ 26. ДОБУВАННЯ ОСНОВ. ЇХ ПОШИРЕННЯ У ПРИРОДІ Й ЗАСТОСУВАННЯ



— Я знаю, як добувають основи — з основних оксидів! Ми вивчали це в «Оксидах».

— А я читала, що їх добувають розчиненням металів у воді.

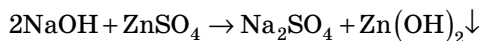
— Але ж метали у воді не розчиняються, це всі знають!

— А от і розчиняються, але не всі. Читай параграф — сам дізнаєшся! Розчинні й нерозчинні основи добувають по-різному.



ДОБУВАННЯ НЕРОЗЧИННИХ ГІДРОКСИДІВ

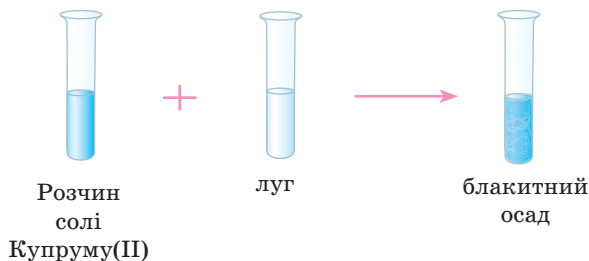
Нерозчинні у воді основи й амфотерні гідроксиди добувають шляхом взаємодії відповідної розчинної солі з лугом:



Це реакція обміну.

Дослід

До блакитного розчину солі двовалентного Купруму додайте розчин будь-якого лугу. Випаде блакитний осад. Напишіть рівняння реакції до цього досліді самостійно.



✎ Мозковий штурм ✎

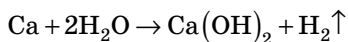
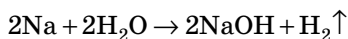
Учень та учениця проводять реакцію між алюміній сульфатом і натрій гідроксидом з метою добути алюміній гідроксид. Вони користуються одними й тими самими розчинами, але змішують їх у різному порядку: один доливав розчин солі до розчину лугу, інший — навпаки. Чому в одному разі у пробірці утворюється незникаючий осад, а в іншому — осад, що з'являється, зникає?

Дайте обґрунтовану відповідь, навівши рівняння відповідних реакцій. Для того, щоб дати обґрунтовану відповідь, проведіть цей експеримент.

ДОБУВАННЯ РОЗЧИННИХ ГІДРОКСИДІВ

В основному, луги добувають такими способами:

1. Взаємодія лужних і лужноземельних металів із водою:



Це реакції заміщення.

Під час проведення цього досліді луг, що утворюється, можна визначити, крапнувши декілька крапель розчину фенолфталеїну.



Лужні й лужноземельні метали дуже бурхливо реагують із водою, з виділенням великої кількості енергії. Завдяки своїй високій активності вони можуть зайнятися на повітрі й навіть вибухнути. Тому їх зберігають під шаром гасу або мінеральної олії, захищають від потрапляння на них води.

— От бачиш! Я ж говорила, що деякі метали бурхливо реагують із водою! Між іншим, одне зі значень старослов'янського слова «вилужувати» — розчиняти. Раніше, за старих часів, білизну прали так: спалювали рослини, золу й попіл, які утворилися, промивали у воді, а отриманим розчином прали білизну. Навіть є таке російське слово — «щелок». Можливо, воно походить від німецького *schölen* — полоскати.

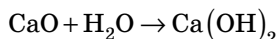
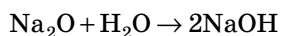


— Значить, і назва металів «лужні» приблизно означає «розчинні».



Згадайте, які елементи утворюють лужні метали? Так, це Li, Na, K, Rb, Cs. А лужноземельні? Все правильно: Ca, Sr, Ba.

2. Взаємодія оксидів лужних і лужноземельних металічних елементів із водою:



Це реакції сполучення, яку ми вже розглядали (див. § 21). Унаслідок взаємодії цих речовин виділяється велика кількість енергії. З урахуванням того, що утворюється їдкий луг, проведення цих реакцій вимагає великої обережності.

Дослід

Візьміть декілька шматочків CaO — негашеного вапна, акуратно додайте до них воду й опустіть в отриману суміш термометр. Як змінилася температура?





Зверніть увагу: тільки оксиди лужних і лужноземельних елементів утворюють у реакціях із водою луг.

Оксиди інших металічних елементів із водою не реагують, хоча, безсумнівно, є й винятки. Згадайте, ми вивчали: якщо гідроксид не розчиняється у воді, його не можна одержати взаємодією оксиду й води. Розчинність гідроксидів визначаємо за таблицею розчинності (див. с. 302).



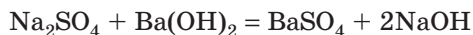
— Може, ти знаєш, звідки походить назва «лужноземельні»?

— Звичайно! Я ж розумна. «Землями» алхіміки називали оксиди. От і виходить, що «лужноземельні» — розчинні оксиди.



3. Луги можна одержати реакцією обміну.

Це можливо в разі утворення нерозчинного другого продукту реакції. Наприклад:



Мозковий штурм

Цей дослід можна провести на уроці хімії (або після уроку). У підсолену воду опустіть шматочки дроту, з'єднані з клемми батарейки. У воду крапніть фенолфталеїн. У результаті побачимо активне виділення газів, а розчин забарвиться в малиновий колір. Поясніть, чому.

ПОШИРЕННЯ ОСНОВ У ПРИРОДІ

У природі луги не трапляються: по-перше, вони розчинні й будуть вимиватися водою, а по-друге, вони дуже активні й легко беруть участь у хімічних реакціях.

Нерозчинні основи можуть входити до складу деяких мінералів у вигляді основних солей. Іржа, яка утворюється на сплавах заліза, теж частково складається з гідроксидів Феруму.

ЗАСТОСУВАННЯ ОСНОВ І АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

Каустична сода (вона ж натрій гідроксид, або їдкий натр) має мийні здатності, тому її використовують у складі багатьох засобів побутової хімії. У ній добре розчиняються жири, тому NaOH використовують для очищення масляних плям із різних виробів, для видалення жирових відкладень у каналізаційних трубах.

Їдкий натр також застосовують для виготовлення целюлози в паперовій промисловості, виробництва олій на нафтопереробці, у хімічній промисловості. Його використовують у виробництві екологічно чистого біодизельного палива.

Інші галузі застосування їдкого натру — виробництво мила, штучних волокон, а також барвників. Дуже дивно, але цей луг використовують для виготовлення какао, морозива, шоколаду, хліба, напоїв (рис. 60).



Рис. 60. Застосування NaOH

Гашене вапно (кальцій гідроксид) дістало широке застосування в будівництві для побілки й штукатурки стін. Будівельники називають його «вапняне молоко» й «пушонка».

Основа, яку застосовують у багатьох галузях промисловості, — **калій гідроксид (KOH)** — їдке калі. Ця речовина є вихідною для одержання рідких мил, солей Калію й деяких видів барвників. Її використовують як електроліт в акумуляторах у сполученні з літій гідроксидом.

Літій гідроксидом (LiOH) можна наповнювати лужні акумулятори, також його використовують у виробництві скла й емалей.

Нерозчинні й амфотерні гідроксиди використовують рідше. Наприклад, **купрум гідроксид (Cu(OH)₂)** використовують для надання забарвлення склу й емалям.

Цинк гідроксид (Zn(OH)₂). Ця амфотерна сполука — компонент багатьох фарб і мазей.

Для одержання каталізаторів і пігментів використовують кобальт гідроксид (**Co(OH)₂**).

Для виготовлення зубних паст, як адсорбуючий засіб у медицині застосовують амфотерну сполуку **алюміній гідроксид (Al(OH)₃)**.

Mg(OH)₂ застосовують як адсорбент у фільтрах для води.

Mg(OH)₂ та **Al(OH)₃** застосовують як наповнювачі для пластмас для надання їм негорючості.

З допомогою **берилій гідроксиду (Be(OH)₂)** одержують вогнетривку кераміку й компоненти стеклол, які пропускають ультрафіолетові промені.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У результаті яких реакцій можна добути нерозчинні основи?
2. Назвіть способи одержання розчинних основ.
3. У якій групі Періодичної системи розташовані лужні метали? лужноземельні метали?



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Який оксид під час розчинення у воді утворює луг:

а) CuO;	в) K ₂ O;
б) Al ₂ O ₃ ;	г) MgO?
2. Ферум(III) гідроксид утворюється внаслідок дії розчинів лугів на таку речовину:

а) ферум(II) оксид;	в) розчини солей Феруму(II);
б) ферум(III) оксид;	г) розчини солей Феруму(III).

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

1. Знаючи, що Галій є аналогом Алюмінію, напишіть рівняння реакцій одержання галій гідроксиду й рівняння, які характеризують його хімічні властивості.
2. В одній пробірці міститься розчин магній хлориду, а в іншій — алюміній хлориду. З допомогою якого одного реактиву можна з'ясувати, в яких пробірках містяться ці солі?
3. Є суміш ферум(II) хлориду й алюміній хлориду. Суміш розчинили, до розчину додали надлишок розчину натрій гідроксиду, а осад, що з'явився, відфільтрували. Яка речовина міститься в осаді, а яка — у розчині? Напишіть рівняння реакцій.
4. Які властивості гідроксидів KOH , Mg(OH)_2 можна використати для розділення їх твердої суміші? Відповідь обґрунтуйте.
5. Білий осад розчиняється у розчині нітратної кислоти й у розчині натрій гідроксиду. Яка речовина може входити до цього осаду? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
6. Наведіть приклад речовини, яка у водному розчині здатна реагувати з кожною з таких речовин: HNO_3 , NaOH . Напишіть рівняння реакцій.

ДОМАШНІ ЕКСПЕРИМЕНТИ

(Просимо допомоги батьків!)

Досліди необхідно проводити на кухні з відкритим вікном або працюючою витяжкою.

Перед виконанням експерименту треба підготувати собі на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, заслати стіл клейонкою. Під час проведення досліду необхідно користуватися спеціальним посудом і обладнанням. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.



1. Ліки як індикатори

Розчини фурациліну і брильянтового зеленого — індикатори

Нітрофурал, або фурацилін $\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_4\text{O}_4$ — антисептичний засіб. Найчастіше «Фурацилін» використовують для полоскання порожнини рота в разі захворювань, для лікування гнійних ран, пролежнів, виразкових уражень, опіків II та III ступенів.

Брильянтовий зелений $\text{C}_{29}\text{H}_{35}\text{N}_2\text{O}_4$ — блискучі кристали зеленого кольору. Спиртовий розчин цієї речовини («зеленка») є антисептичним засобом для зовнішнього й місцевого застосування.

Хід роботи

1. Одну жовту таблетку фурациліну розтерти на папірці, висипати в одноразовий стаканчик і додати 100 мл дистильованої води (для швидкого розчинення можна використовувати гарячу воду або додати трошки кухонної солі).
2. В одноразовий стаканчик накапати обережно 2–3 краплі розчину брильянтового зеленого й додати 50–100 мл дистильованої або кип'яченої води.
3. До розчинів індикаторів у одноразові стаканчики додати розчин оцту (етанової кислоти) й розчин нашатирного спирту або питної соди, спостерігати за зміною забарвлення індикаторів.

Розчин нашатирного спирту має специфічний запах, у медицині його використовують для виведення людей зі стану запаморочення та втрати свідомості. Працювати з ним треба в добре провітрюваних приміщеннях, наприклад на кухні з відкритим вікном або працюючою витяжкою.

Середовище/індикатор	Розчин фурациліну	Розчин брильянтового зеленого
Кисле (етанова кислота)		
Лужне (розчин нашатирного спирту або питної соди)		

2. Готуємо індикатор із синьої капусти***Приготування відвару із синьої капусти***

Фіолетово-червоне забарвлення синьої капусти обумовлене наявністю речовин — антоціанів, що змінюють свій колір залежно від кислотності середовища.

Хід роботи

1. Дрібно нарізати (або натерти) синю капусту.
2. Залити кип'яченою водою, довести до кипіння і проварити 2–3 хвилини до появи забарвлення.
3. Охолодити, обережно вилити в підписану банку і зберігати в холодильнику.
4. Випробувати дію приготовленого індикатора на розчини, що мають кисле й лужне середовище. (Принести відвар на наступне заняття з хімії.)

5. Випробувати дію індикаторів: розчину чаю «Каркаде», розчинів соків на розчини, що мають кисле й лужне середовище.

Середовище/ індикатор	Відвар синьої капусти	Розчин чаю «Каркаде»	Розчин соку буряка (можна взяти соки чорноплідної горобини, малини, смородини, синього винограду)
Кисле (сік лимону)			
Лужне (розчин харчової соди, мильний розчин)			

§ 27. ВИВЧАЄМО КИСЛОТИ, ЇХНІ ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



— Слова «кислота» й «кислий» не дарма мають спільний корінь. Розчини майже всіх кислот на смак кислі. Це не означає, що розчин будь-якої кислоти можна пробувати на смак — серед них трапляються дуже їдкі й навіть отруйні!

— Але такі кислоти, як етанова (міститься в столовому оцті), аскорбінова (вітамін С), яблучна, лимонна, щавлева (ці кислоти містяться в рослинах), знайомі нам саме своїм кислим смаком.



СКЛАД І НАЗВИ КИСЛОТ



Кислоти — складні речовини, до складу яких входять атоми Гідрогену та йони кислотного залишку.



Склад і будову, назви кислот ми вже розглядали. Якщо ви забули, повторіть § 18.

Гідроген, який входить до складу кислот, не тільки бере участь у формуванні кислого смаку речовин, але й обумовлює багато їхніх хімічних властивостей. Так, він легко може замінюватися на атоми металів, при цьому утворюються солі. Тому назви солей походять від назв кислот (табл. 12).

Таблиця 12

Назви кислот і утворених ними солей*

Назва кислоти	Хімічна формула кислоти	Кислотний залишок	Заряд йона кислотного залишку	Назва солі	Приклад хімічної формули солі
Нітратна	HNO_3	NO_3^-	-1	Нітрати	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ купрум(II) нітрат
Нітритна	HNO_2	NO_2^-	-1	Нітрити	KNO_2 калій нітрит
Сульфатна	H_2SO_4	SO_4^{2-}	-2	Сульфати	ZnSO_4 цинк сульфат
Сульфитна	H_2SO_3	SO_3^{2-}	-2	Сульфіти	CaSO_3 кальцій сульфіт
Сульфідна	H_2S	S^{2-}	-2	Сульфіди	CuS купрум(II) сульфід

* Зверніть увагу, що у верхній частині таблиці наведено оксигеновмісні кислоти й солі, утворені оксигеновмісними кислотними залишками, у нижній — безоксигенові кислоти й солі, утворені безоксигеновими кислотними залишками.

Закінчення табл. 12

Назва кислоти	Хімічна формула кислоти	Кислотний залишок	Заряд йона кислотного залишку	Назва солі	Приклад хімічної формули солі
Карбонатна	H_2CO_3	CO_3^{-2}	-2	Карбонати	Na_2CO_3 натрій карбонат
Силікатна	H_2SiO_3	SiO_3^{-2}	-2	Силікати	K_2SiO_3 калій силікат
Ортофосфатна	H_3PO_4	PO_4^{-3}	-3	Ортофосфати (або фосфати)	AlPO_4 алюміній ортофосфат
Бромідна	HBr	Br^-	-1	Броміди	NaBr натрій бромід
Йодидна	HI	I^-	-1	Йодиди	KI калій іодид
Хлоридна	HCl	Cl^-	-1	Хлориди	NH_4Cl амоній хлорид
Флуоридна	HF	F^-	-1	Флуориди	CaF_2 кальцій флуорид



Ступінь окиснення — це властивість атомів елементів, тому застосування його до кислотного залишку досить умовне. Зверніть увагу, що ступінь окиснення кислотного залишку дорівнює сумі ступенів окиснення всіх атомів, що входять у нього.



— Згадайте, ми вивчали, що ступінь окиснення кислотного залишку дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти: два Гідрогени — ступінь окиснення кислотного залишку — два, три Гідрогени — три, ну, а один Гідроген — і ступінь окиснення теж один.

Подивіться таблицю!

Деякі кислоти мають історично сформовані, так звані тривіальні назви. Наприклад, сульфатну кислоту називають іще сірчаною, хлоридну — соляною, флуоридну — плавиковою, нітратну — азотною, сульфідну — сірководневою, карбонатну — вугільною, а силікатну — кремніевою.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

Частина неорганічних кислот — безбарвні рідини.

Ортофосфатна кислота — тверда речовина білого кольору, добре розчинна у воді.

Силікатна кислота — теж тверда біла речовина. Вона у воді не розчиняється.

Є й інші кислоти у твердому агрегатному стані, наприклад **боратна**. Вона погано розчиняється навіть у гарячій воді (рис. 61).



Ортофосфатна
кислота



Силікатна
кислота



Боратна
кислота

Рис. 61. Тверді неорганічні кислоти

Всі атоми в молекулах кислот зв'язані ковалентними зв'язками, тому для них характерні властивості речовин із молекулярною кристалічною ґраткою, наприклад низькі температури плавлення.

Деякі кислоти (наприклад, HCl , HBr , HF , H_2S та інші) легкі, тобто їхні молекули «вилітають» із розчину. Є кислоти, які не виділені в чистому вигляді. Вони існують тільки в розчинах. Це, наприклад, карбонатна H_2CO_3 і сульфитна H_2SO_3 кислоти.

СИЛЬНІ Й СЛАБКІ КИСЛОТИ

Кислоти, які добре розчиняються у воді й активно (швидко, бурхливо) вступають у хімічні реакції, називають **сильними** кислотами. Погано розчинні кислоти або кислоти, які легко розкладаються на оксид і воду, деякі легкі кислоти — **слабкі**.

Є й кислоти **середньої** сили.

У зв'язку із цим існує ще одна класифікація кислот — за силою (табл. 13).

Таблиця 13

Сильні та слабкі кислоти

Сильні кислоти	Кислоти середньої сили	Слабкі кислоти
HI йодидна HBr бромідна HCl хлоридна H ₂ SO ₄ сульфатна HNO ₃ нітратна	HF флуоридна H ₃ PO ₄ ортофосфатна	H ₂ SO ₃ сульфїтна H ₂ S сульфїдна H ₂ CO ₃ карбонатна H ₂ SiO ₃ силїкатна

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З КИСЛОТАМИ



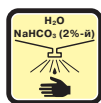
Увага! Кислоти — дуже небезпечні речовини.

Всі сильні кислоти — сульфатна, нітратна, хлоридна й навіть не дуже сильні, такі як, наприклад, етанова кислота, можуть спричинити сильні опіки, руйнувати тканини. Тому під час роботи з кислотами необхідно дотримуватися запобіжних заходів. Якщо кислота потрапила на одяг або на поверхню тіла, то її необхідно дуже швидко змити великою кількістю проточної води (до зникнення відчуття печіння) або нейтралізувати розчином амоніаку (нашатиричним спиртом). А якщо кислота потрапила на дерев'яну, металічну або на інші поверхні, то її нейтралізують вапном, крейдою або содою.

Кислоти необхідно зберігати в добре закритому посуді в не доступному для дітей місці, на пляшці (упаковці) обов'язково повинна бути бірка з назвою кислоти.



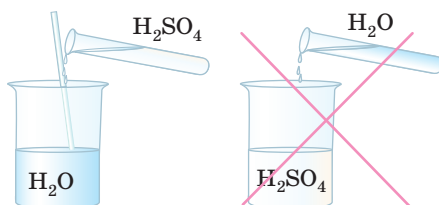
Обережно, кислота! Подразнює шкіру, слизові оболонки, викликає опіки. Працюйте у захисних рукавичках!



Краплі розчину кислоти, що потрапили на шкіру, негайно змийте сильним струменем холодної води, а потім обробіть ушкоджену поверхню 2%-м розчином питної соди або розчином амоніаку

Сульфатна кислота — одна з найсильніших кислот. Концентрована кислота обуглює цукор, дерево, бавовну, вовну й викликає дуже глибокі опіки шкіри.

Увага! Під час приготування розчину сульфатної кислоти необхідно діяти за таким правилом: кислоту ллюють у воду тонким струмком по скляній паличці, але не навпаки.



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

Розглянемо найважливіші хімічні властивості кислот.

1. Дія розчинів кислот на індикатори



Що таке індикатори і яким буває середовище, ми вже вивчали в § 13.

Згадаємо, що в усіх розчинів кислот середовище кисле, тому що в цих розчинах є йони H^+ .

Лабораторний дослід 4.

Дія водних розчинів кислот на індикатори

У кислому середовищі індикатори лакмус, метиловий оранжевий, універсальний індикаторний папір змінюють своє забарвлення на червоне.



Кислота

<p>+ метиловий оранжевий</p>	<p>+ лакмус</p>	<p>+ фенолфталеїн</p>	<p>+ індикаторний папір</p>
		<p>забарвлення не змінює</p>	



— Виявляється, можна легко визначити кислий розчин чи ні, не пробуючи його на смак?!

— Звичайно! Справжні хіміки так і роблять — тестують розчин індикатором.

— А вдома можна це зробити?

— Так. Читай нашу «Домашню лабораторію».



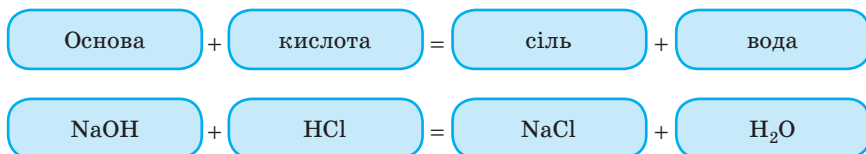
2. Взаємодія кислот з основами

Цю реакцію, як ви вже знаєте, називають реакцією нейтралізації.

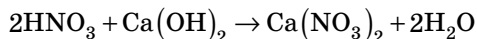
Кислота реагує з основою з утворенням солі, в якій завжди в незмінному вигляді міститься кислотний залишок. Другим продуктом реакції нейтралізації обов'язково є вода.

Це реакції обміну.

Наприклад:



Або інший приклад:



Кислотні залишки в реакціях обміну переходять без змін з однієї сполуки (кислоти) в іншу (сіль).



Реакція нейтралізації нам трапляється й у медицині. Наприклад, у разі захворювань шлунка з підвищеною кислотністю (а в шлунку міститься хлоридна кислота) хворі приймають ліки, які містять магній гідроксид, що нейтралізує надлишок кислоти. Місце укусу ос, мурах, опіку кропиви потрібно протерти розчи-

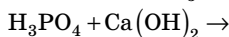
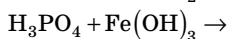
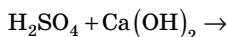
— Цю взаємодію ми вивчали в темі «Основи». Я знаю, як правильно написати це рівняння реакції, тому мені вчити менше!



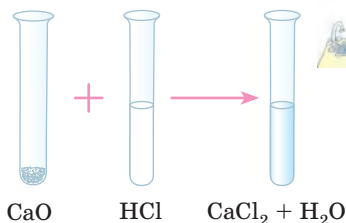
ном нашатирного спирту (це луг), і відчуття печіння вмить зникне: мурашина кислота, яка викликала печіння, нейтралізована.

Завдання

Спробуйте самі закінчити рівняння реакцій. Для перевірки дивіться *відповідь 1* наприкінці параграфа.

**3. Взаємодія кислот з оксидами металічних елементів****Дослід**

Якщо долити до білого порошку CaO розчин хлоридної кислоти, осад відразу розчиниться, і ми одержимо прозорий розчин.



Як і у випадку реакцій з основами, з оксидами металічних елементів (основними та амфотерними) кислоти утворюють сіль і воду. Це реакція обміну.

Кислота

+

оксид металічного
елемента

=

сіль

+ вода

2HCl

+

CaO

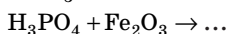
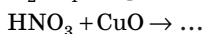
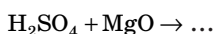
=

CaCl₂+ H₂O

— Цю реакцію ми вже вивчали в темі «Оксиди». Я її знаю, і мені вчити менше!

Завдання

Спробуйте самі закінчити рівняння реакцій. Для перевірки дивіться *відповідь 2* наприкінці параграфа.



ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Ортофосфатну кислоту використовують для очищення заліза від іржі (оксидів і гідроксидів Феруму). Вона входить до складу засобу «Перетворювач іржі». Ортофосфатна кислота, розчиняючи на поверхні металу його сполуки, із самим залізом реагує дуже повільно. Оксиди й гідроксиди Феруму перетворюються на нерозчинну сіль FePO_4 , яка осаджується на поверхні металу й утворює міцну плівку.

✎ Мозковий штурм ✎

Чому не можна зберігати кислі розчини в алюмінієвій каструлі?

4. Взаємодія кислот із металами

Для взаємодії кислот із металом мають бути дотримані деякі умови.

По-перше, метал повинен бути досить активним (реакційно-здатним) щодо кислот. Неактивні метали — золото, срібло, ртуть і деякі інші метали — з кислотами не реагують. Такі метали, як магній, залізо, цинк, навпаки, реагують дуже активно з виділенням газоподібного водню й великої кількості тепла.

Щоби визначити активність металу, треба звернутися до таблиці «Ряд активності металів» (табл. 14).



Чим лівіше розташований метал у ряді активності металів, тим він активніший.

Таблиця 14

Ряд активності металів

Метали, які витісняють водень із кислот	(H_2)	Метали, які не витісняють водень із кислот
<p>Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb</p> <p>← активність збільшується</p>		<p>Cu Hg Ag Pt Au</p> <p>активність зменшується →</p>

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

1859 р. російський учений, один з основоположників фізичної хімії Микола Миколайович Бекетов (1827–1911) зробив у Парижі повідомлення на тему «Дослідження над явищами витіснення одних елементів іншими». 1865 року вийшла його книга з описом цих досліджень, яку було надруковано в Харкові російською мовою. У цій роботі Бекетов узагальнив дослідження щодо здатності одних металів витіснити інші з розчинів їх солей. Звідси назва — «Витискувальний ряд», або «Ряд активності».

З часом накопичувалося дедалі більше свідчень того, що деякі «правила витіснення» можуть порушуватися. Так, ви самі можете бачити, що літій у ряді стоїть першим, але ж його хімічна активність значно менше, ніж у натрію або калію. Причини цього складні, і ми не будемо їх зараз розглядати.

Схожі ряди металів пропонували й інші вчені. Наприклад, задовго до робіт М. Бекетова Алессандро Вольта дослідним шляхом визначив «ряд напруг» металів: Zn, Pb, Sn, Fe, Cu, Ag, Au.

Теоретичну основу ряду активності (і ряду напруг) металів заклав німецький фізико-хімік Вальтер Нернст (1864–1941), який дав йому назву «Ряд стандартних електродних потенціалів».



Метали, які стоять у ряді активності металів до водню, витісняють водень із розведених кислот (крім нітратної кислоти).



Якщо ви добре запам'ятаєте це правило, воно обов'язково допоможе вам під час складання рівнянь.

По-друге, кислота має бути досить реакційноздатною (сильною), щоби реагувати навіть із малоактивним металом.

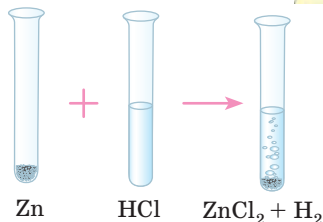


Кислоти рослин (яблучна, лимонна, щавлева тощо) є слабкими кислотами й дуже повільно реагують із такими металами, як цинк, хром, залізо, нікель, олово, свинець (хоча з основами й оксидами металів вони здатні реагувати швидше).

Розчини таких сильних кислот, як сульфатна або хлоридна, здатні реагувати з усіма металами з лівої частини «Ряду активності металів».

Лабораторний дослід 5.
Взаємодія хлоридної кислоти з металами

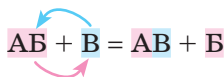
Проведемо експеримент: помістимо в пробірку гранули цинку (або сталь — сплав на основі заліза (наприклад, скріпку, цвях)) і додамо розчин кислоти — сульфатної, хлоридної, можна етанової. Спостерігаємо виділення бульбашок газу. Це виділяється водень.



Реакція взаємодії кислот і металічних елементів належить до **реакцій заміщення**: атоми металічного елемента заміщують атоми Гідрогену в кислоті. Крім водню, ще утворюються солі. Цю реакцію часто використовують для одержання водню.



Реакції, між простими і складними речовинами, в результаті яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини, називають **реакціями заміщення**. У результаті цих реакцій утворюються проста і складна речовини.



Кислота

+

метал

=

сіль

+

H_2

2HCl

+

Fe

=

FeCl_2

+

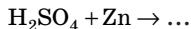
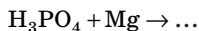
H_2

$\text{HCl} + \text{Hg} \neq$ — реакція не відбувається

— Тут знову атоми металічного елемента стають замість Гідрогену! А кислотний залишок не змінюється! І ще: треба перевіряти, чи правильно складено формулу солі (згідно зі ступенями окиснення).



Завдання. Спробуйте самі закінчити рівняння реакцій.

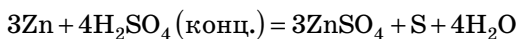
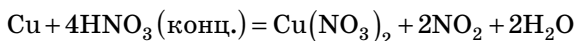


Для перевірки дивіться *відповідь* 3 наприкінці параграфа.



ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

Візьміть до уваги, що в реакціях кислот із металами є винятки. Внаслідок взаємодії металів із нітратною кислотою водень не виділяється. Це пов'язано з тим, що нітратна кислота містить у своїй молекулі сильний окисник (елемент, який «забирає» електрони) — Нітроген у ступені окиснення +5. Тому водень, який виділяється, негайно окиснюється N^{+5} до води. Те саме відбувається й у реакціях із концентрованою сульфатною кислотою, у молекулі якої сірка S^{+6} також є окисником. Склад продуктів у цих окисно-відновних реакціях залежить від багатьох чинників: активності металу, концентрації кислоти, температури. Наприклад:



Більш докладно ми розглянемо ці реакції в старших класах.

5. Взаємодія кислот із солями

Для складання цих реакцій нам потрібно обов'язково дивитися в таблицю 13 (с. 242) або пам'ятати її.

Ми будемо керуватися таким правилом:

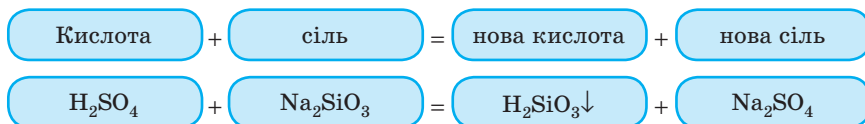


Більш сильні й нелеткі кислоти витісняють менш сильні й більш леткі з їх солей, якщо утворюється газ або осад.

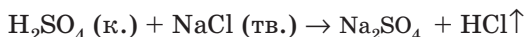
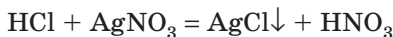
Леткі кислоти — це безокисногенні кислоти й ті окисногенні, які легко розкладаються з утворенням газоподібних оксидів: сульфідна, карбонатна.

Урахуйте, що сульфатна кислота витісняє майже всі кислоти з їх солей, у тому числі й ті, які в таблиці зазначені як сильні, наприклад HCl , тому що H_2SO_4 — і сильна кислота, і нелетка.

У результаті реакції утворюються теж кислота й сіль, але вже іншого складу. Це реакція обміну.



Інші приклади реакцій:



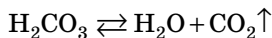
Дослід

Простий дослід: до харчової соди (у розчині або в порошок) додамо оцет. Цю реакцію іноді проводять домогосподарки: «гасять соду оцтом». Що бачимо? Рясне виділення бульбашок газу. Це і є CO_2 , який утворився під час розкладу H_2CO_3 .

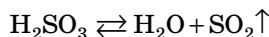
Можна урізноманітнити цей простий дослід. Додайте в суміш мийний засіб — піна стане ряснішою та стійкішою. Можна, наприклад, виліпити конус із пластиліну, а потім зробити в ньому отвір і насипати туди соду, змішану з акварельною фарбою, потім додати оцет. Виверження вулкана готове! Ваші молодші сестрички й братики будуть у захваті. Можливо, ви самі придумаете, як іще можна видозмінити цей дослід?



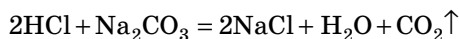
Зверніть увагу, що карбонатна кислота в чистому вигляді не існує, вона відразу під час утворення розкладається на карбон(IV) оксид і воду:



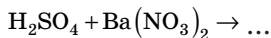
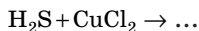
Сульфитна кислота теж легко розкладається на сульфур(IV) оксид і воду:



У рівняннях реакцій зазвичай записують не формули цих кислот, а відразу продукти розкладу — оксид і воду.

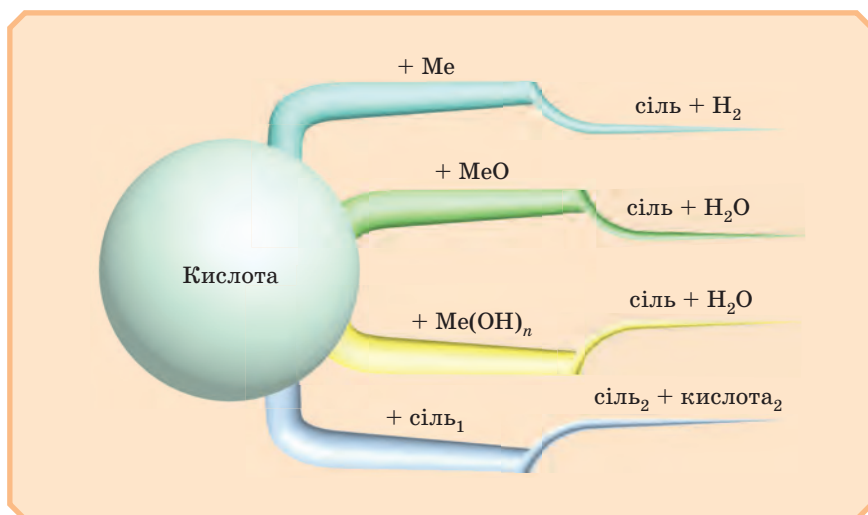


Завдання. Спробуйте самі закінчити рівняння реакцій.



Для перевірки дивіться *відповідь 4* наприкінці параграфа.

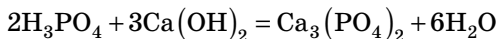
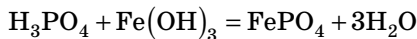
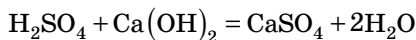
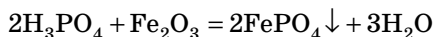
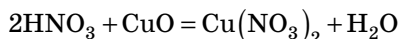
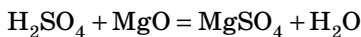
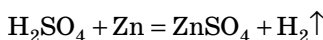
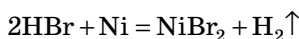
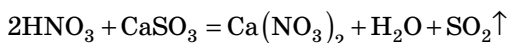
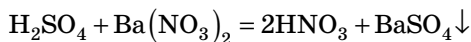
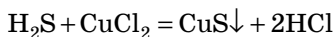
Отже, щоби краще запам'ятати властивості кислот, запишемо схему:



— Дуже легко запам'ятати: спочатку реагент — просто металічний елемент, потім металічний елемент із О, потім металічний елемент із ОН, а потім металічний елемент із кислотним залишком (сіль).

— Виявляється, оксид металічного елемента + кислота — вивчали, кислота + основа (будь-яка) — вивчали, тож треба лише запам'ятати забарвлення індикаторів і взаємодію з металічними елементами й солями.



ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА*Відповідь 1**Відповідь 2**Відповідь 3**Відповідь 4***ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ**

1. На які типи поділяють кислоти:

- за основністю;
- за розчинністю у воді;
- за силою;
- за вмістом атомів Оксигену?

Наведіть приклади.

2. З якими оксидами можуть взаємодіяти кислоти?

3. Як називають реакцію взаємодії кислот з основами?

4. Яку сполуку можна використати для нейтралізації сульфатної кислоти?

5. З яким із наведених металів узаємодіє хлоридна кислота?

- Cu;
- Ag;
- Mg;
- Hg.

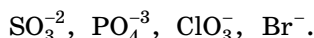


6. З якою сполукою не реагує нітратна кислота?

- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; в) CaO ;
б) CuO ; г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Складіть формули кислот, знаючи їх кислотні залишки:



2. Напишіть реакції нейтралізації, у результаті яких утворюються такі солі:

- а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
б) NiCl_2 ;
в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
г) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

3. У правому стовпчику наведено назви солей, а в лівому — хімічні формули кислот, які утворюють солі. Розташуйте формули таким чином, щоби назва солі відповідала хімічній формулі кислоти.

Назва солі	Формула кислоти
а) Калій хлорид	1) H_2SO_4
б) Барій нітрат	2) HCl
в) Кальцій сульфат	3) H_2CO_3
г) Купрум карбонат	4) HNO_3

4. Укажіть рядок, де наведено речовини, з якими взаємодіє хлоридна кислота:

- 1) цинк і натрій гідроксид;
2) мідь і купрум(II) оксид;
3) ртуть і карбон(IV) оксид;
4) магній і натрій хлорид.

Напишіть відповідні рівняння реакцій.

5. Напишіть рівняння реакцій, із допомогою яких можна здійснити перетворення:

- а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4$
б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$

6. Виберіть метали, з якими реагуватиме хлоридна кислота: срібло, олово, магній, залізо, золото, ртуть, кобальт.

Напишіть рівняння можливих реакцій.

7. Яку кількість речовини кальцій гідроксиду й нітратної кислоти необхідно взяти, щоб вони прореагували повністю і при цьому утворилося 24,6 г солі?

8. Яку кількість речовини сульфатної кислоти треба взяти для повного розчинення 12 г магнію? Яка маса солі при цьому утворюється? Який об'єм водню за н. у. виділиться?
9. Яка маса солі утвориться внаслідок взаємодії 40 г кальцій оксиду з нітратною кислотою?
10. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду, що виділився внаслідок взаємодії 12 г натрій карбонату з хлоридною кислотою.
11. Цинк взаємодіє із розчином сульфатної кислоти. Яка маса цинку буде потрібна для одержання 1,5 моль водню? Яка маса кислоти потрібна для цього?

§ 28. ДОБУВАННЯ Й ЗАСТОСУВАННЯ КИСЛОТ. КИСЛОТИ В ПРИРОДІ



— Під час згоряння фосфору в колбі утворюється густий білий дим. Якщо додати в колбу води та збовтати, дим зникне. Декілька крапель фіолетового лакмусу в отриманому розчині нададуть йому червоного кольору.



— Як ви вважаєте, які хімічні процеси тут описано? Чому рідина стала червоною?

ДОБУВАННЯ КИСЛОТ

Кислоти добувають для потреб промисловості у величезних обсягах. Це багатотоннажні виробництва (рис. 62). Можна добути кислоти й у лабораторії, звичайно, у значно менших кількостях. Вихідні речовини для промислового й лабораторного добування кислот зазвичай різні: у промисловості сировина має бути по можливості недорогою й легкодоступною, а в лабораторії можна застосовувати й більш дорогі реагенти, бо кількість добутих речовин незначна.



Рис. 62. Хімічне виробництво

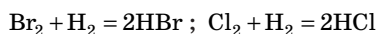
Добування безоксигенових кислот

Сполуки HCl , HF , HBr , HI , H_2S — гази. Власне кислоти добувають розчиненням цих газів у воді.

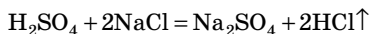
Добувають такі кислоти, в основному, двома способами:

Способи добування безоксигенових кислот**Промисловий**

Синтезом із простих речовин (синтез — це сполучення речовин з утворенням нової речовини):

**Лабораторний**

Сульфатним способом: взаємодією концентрованої сульфатної кислоти із сухими солями відповідних кислот:

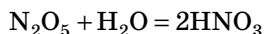
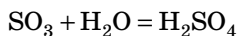


Кислота в цій реакції має бути концентрованою, а сіль — сухою (не розчини!) для того, щоби гази, які утворюються, виділялися, а не розчинялися у воді. Інакше реакція не піде.

Сульфатним способом можна добувати багато кислот. За цю властивість Д. І. Менделєєв назвав сульфатну кислоту «матір'ю всіх кислот».

Добування оксигеновмісних розчинних кислот

Більшість оксигеновмісних кислот добувають взаємодією оксидів неметалів із водою:



Так добувають розчинні у воді кислоти. Ця реакція нам знайома з теми «Оксиди».

ДІЗНАЙТЕСЯ БІЛЬШЕ

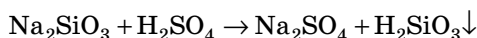
Оксиди, з яких можна внаслідок взаємодії з водою одержати кислоти, називають іще ангідридами, що означає «безводні». Наприклад, SO_3 — сірчаний ангідрид, або ангідрид сульфатної кислоти. Ангідриди одержують зневоднюванням кислот:



Добування нерозчинних кислот

Якщо кислоти не розчинні у воді, то їх можна добути взаємодією відповідних розчинних солей із більш сильними кислотами, наприклад із сульфатною кислотою.

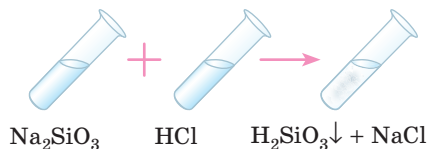
Так, щоб добути нерозчинну силікатну кислоту H_2SiO_3 , потрібно взяти її сіль Na_2SiO_3 і додати сильну кислоту. H_2SiO_3 при цьому випаде в осад:



Дослід

Na_2SiO_3 — це основна складова частина канцелярського клею (не плутати з ПВА). Ця сіль добре розчиняється у воді.

Якщо до розчину Na_2SiO_3 долити трохи розчину будь-якої кислоти, то випаде осад силікатної кислоти. Цей дослід можна зробити вдома, а як кислоту взяти столовий оцет.



Обидва способи використовують і в промисловості, і в лабораторії.

ДЕ Ж ЗАСТОСОВУЮТЬ КИСЛОТИ?

Мінеральні кислоти широко застосовують у метало- й деревообробці, текстильній, лакофарбовій, нафтогазовій та іншій галузях промисловості, а також у наукових дослідженнях.

Найбільше виробляють сульфатної, хлоридної, нітратної та фосфатної кислот. Сумарне річне виробництво у світі цих кислот становить сотні мільйонів тонн.

Сульфатна кислота є найважливішим продуктом хімічної промисловості. За різноманітністю застосування сульфатна кислота посідає перше місце серед кислот. Д. І. Менделєєв назвав її «хлібом промисловості». Вона необхідна для виробництва неорганічних кислот, солей, мінеральних добрив. Найбільшу її кількість витрачають для одержання фосфатних і нітратних добрива (рис. 63).



Рис. 63. Застосування сульфатної кислоти

Багато кислот використовують для очищення нафтопродуктів. Сульфатну кислоту застосовують у виробництві вибухових речовин, штучного волокна, барвників, пластмас і багатьох інших речовин. Її також використовують у кислотних акумуляторах.



Якщо ви хочете визначити, наскільки промислово розвинена країна, дізнайтеся, скільки сульфатної кислоти вона споживає. Чим більше споживання кислоти, тим вище рівень її промислового розвитку.

Нітратну кислоту витрачають у виробництві нітратних добрив, вибухових речовин, лікарських речовин, барвників, пластмас, штучних волокон та інших матеріалів. Концентровану нітратну кислоту застосовують у ракетній техніці як окисник ракетного палива.



Рис. 64. Застосування хлоридної кислоти

Хлоридну кислоту широко використовують для одержання хлоридів, травлення металів, очищення поверхні посудин і свердловин від карбонатів, обробки руд, під час виробництва каучуків, соди й інших продуктів. Її застосовують для виробництва патоки із крохмалю, видалення накипу з казанів і теплообмінного обладнання ТЕЦ. У побуті HCl застосовують для очищення від вапняного нальоту раковин, унітазів, умивальників (рис. 64).

Етанову кислоту (це органічна кислота зі складною формулою CH_3COOH) застосовують у харчовій промисловості або у вигляді столового оцту, з концентрацією кислоти до 9%. У побуті оцет застосовують як приправу до страв, для зменшення жорсткості води, видалення фруктових плям із тканин.

Широко застосовують у харчовій промисловості **ортофосфатну кислоту**: її додають у напої (почитайте склад «Кока-коли» або «Пепсі-коли»), желе, варення, цукерки тощо. Вважають, що вона не тільки підкислює продукти, але й поліпшує їхній смак.

ПОШИРЕННЯ У ПРИРОДІ

Кислоти оточують нас скрізь. Розглянемо кілька прикладів, у яких кислоти утворюються за рахунок процесів у неживій природі. Так, у воді, за рахунок розчинення вуглекислого газу з атмосфери, завжди є карбонатна кислота.

Після грози в дощовій воді опиняється ще й нітратна кислота. Виверження вулканів сприяють появі в дощовій воді сульфатної кислоти H_2SO_4 (рис. 65).



Рис. 65. Утворення кислот у неживій природі

У живій природі кислот більше. Здебільшого це органічні кислоти, ви будете вчити їх пізніше. Вони є в нашій їжі. Фрукти, овочі, молочні продукти, ліки містять кислоти: яблучну, щавлеву, лимонну, мигдальну, молочну, масляну, кавову, оцтову, аскорбінову та інші (рис. 66). Молочна кислота є й у квашених овочах. Вона охороняє їх від гниття. Взагалі кисле середовище пригнічує розвиток гнільних бактерій.

Після їжі в нас у роті трохи кисле середовище, хоча зазвичай слина має слабколужне середовище.

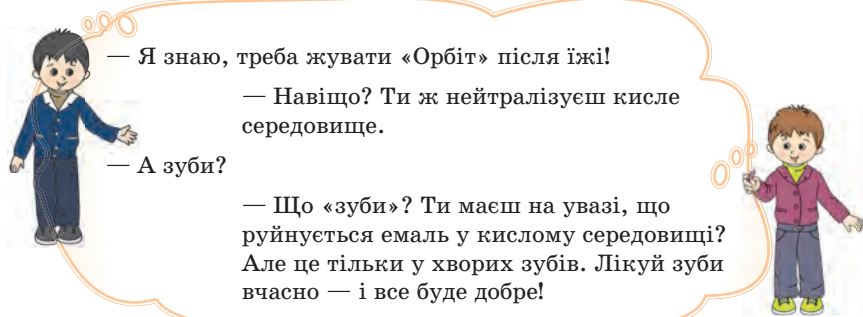




Рис. 66. Джерела органічних кислот



Рис. 67. Джерела синильної кислоти



Рис. 68. Кислоти — захист від ворогів



Рис. 69. Кислота виділяється для захисту від ворогів



Рис. 70. Кислота в шлунку — захист від бактерій

Навіть отруйна синильна кислота HCN знайома кожному, хто ласував ядерецями кісточок слив, вишень або мигдалю. Кількість її мізерна, але відчутти смак і запах можна. Так що ядерецями захоплюватися не треба, особливо якщо вони взяті з недоспілих плодів або торішніх компотів — можна отруїтися.

Рослини не можуть утекти від ворогів, тому вони широко застосовують «засоби хімічного захисту». В їхньому арсеналі є й кислоти. Ботанікам відомо більше 800 видів рослин, які виробляють синильну кислоту й використовують її як зброю проти шкідників (*рис. 67*).

Мухомори виробляють отруйну іботенову кислоту. Про це попереджає яскравий капелюшок гриба: «Не їж мене!» (*рис. 68*)

Мурахи використовують мурашину кислоту як зброю. Після укусу вони впорскують у ранку суміш речовин, яка містить мурашину кислоту. Всі, кого кусали великі мурахи, пам'ятають, як це боляче.

Мурашина кислота входить також до складу отрути ос і бджіл, вона обумовлює печіння кропиви, її виділяють для захисту деякі гусениці (*рис. 69*).

Хлоридна кислота міститься в нас у шлунку. Там вона активує ферменти й бореться з бактеріями. Більшість бактерій, які потрапили в шлунок з їжею, гинуть під її дією. Цікаво, що у птахів, які харчуються падлом, кислотність шлункового соку особливо висока. Це допомагає їм розправлятися з тими мільярдами мікробів, які буквально кишать у падлі (*рис. 70*).

Аскорбінова, фолієва, оротова, пангамова, нікотинова й інші кислоти є вітамінами.

Амінокислоти, з'єднуючись одна з одною у найвигадливіших сполученнях, утворюють безліч білків. А з них, у свою чергу, будуються всі тканини живих істот на нашій планеті.

Кислотні залишки ортофосфатної кислоти входять до складу ДНК і РНК — молекул-носіїв спадковості (рис. 71), і АТФ — енергетичних «станцій» живих організмів. І це далеко не все.

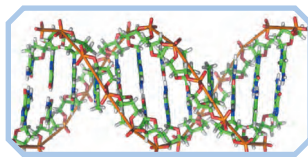


Рис. 71. Молекула ДНК

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Як добувають безоксигенові кислоти в промисловості? у лабораторії?
2. Як добувають оксигеновмісні кислоти?
3. З яких речовин можна добути нерозчинні у воді кислоти?
4. Які кислоти мають найбільше застосування в промисловості?
5. Де в побуті застосовують кислоти?
6. Що ви знаєте про поширення кислот у природі?



ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

1. Установіть відповідності між формулами кислот (правий стовпчик) і формулами оксидів, що їх утворюють (лівий стовпчик), заповніть пропуски.

а) SiO_2	1) HNO_3
б) SO_2	2) H_2SiO_3
в) _____	3) _____
г) N_2O_5	4) H_3PO_4
2. Закінчіть рівняння хімічних реакцій і розставте коефіцієнти. Зверніть увагу, що деякі реакції неможливі:

1) а) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	2) а) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
б) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	б) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
в) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	в) $\text{BaSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
г) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	г) $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- 3) а) $\text{ZnSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
- б) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow$
- в) $\text{Pt} + \text{HCl} \rightarrow$
- г) $\text{Li} + \text{HCl} \rightarrow$
3. Яку масу водню можна добути з 5,6 л H_2 (н. у.)?
4. Який об'єм водню (н. у.) можна добути внаслідок взаємодії цинку з 204 г розчину сульфатної кислоти?
5. У надлишку розчину сульфатної кислоти розчинили магній масою 6 г і залізо масою 16,8 г. Який об'єм водню, вимірний за н. у., виділився при цьому?

6. Оберіть і вставте пропущені формули в схеми реакцій, розставте коефіцієнти:
- | | |
|-------------------------------|--|
| а) KOH; | 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \dots = \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$ |
| б) Zn; | 2) $\dots + \dots = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ |
| в) Al_2O_3 ; | 3) $\dots + \text{HCl} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + \dots$ |
| г) CuSO_4 ; | 4) $\text{CuO} + \dots = \dots + \text{H}_2\text{O}$ |
| д) H_2SiO_3 ; | |
| е) H_2O ; | |
| ж) H_2SO_4 . | |
7. Надлишком хлоридної кислоти обробили 16 г суміші порошоків магнію та міді. Внаслідок реакції виділилося 0,5 моль водню (н. у.). Обчисліть масові частки магнію й міді в суміші.

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- Запропонуйте спосіб очищення накипу в чайнику хімічними речовинами. Умова: речовини мають бути нешкідливими, доступними. А які продукти харчування можна використати для цього?
Підказка: накип переважно складається із солей карбонатної кислоти.
- Як відомо, до складу напою «Кока-кола» входить ортофосфатна кислота. Як хімічним шляхом визначити це? Де, знаючи склад напою, його можна використати?
- У вихлопних газах автомобілів можуть міститися оксиди Нітрогену й Сульфуру. Поясніть із хімічної точки зору, чому в центрі деяких великих міст, наприклад Рима, де зосереджена велика кількість античних пам'яток культури, які переважно складаються з мармуру, обмежений рух автомобілів.
- Поясніть, чи має сенс гасіння соди оцтом під час випікання кулінарних виробів?
- Чому господарки збризкують оцтом червоний буряк перед приготуванням, пояснюючи це тим, що забарвлення буряка стає яскравішим? Запропонуйте методику проведення експериментів, які підтвердять ваше припущення. Виконайте їх удома.
- Чому забарвлення заварки (чорний чай) стає світлішим, якщо додати лимон?
- В одному фільмі героїня намагається відкрутити іржавий болт. У неї нічого не виходить. Тоді вона спочатку поливає цей іржавий болт оцтом, а потім рослинною олією й легко його викручує. Чи можливо це? Підказка: іржа складається з оксидів і гідроксидів Феруму.

8. Водень містить домішку гідроген сульфід. Яким із наведених нижче розчинів можна скористатися для очищення водню від цієї домішки?

- 1) Натрій гідроксиду;
- 2) хлоридної кислоти;
- 3) плюмбум нітрату.

Відповідь підтвердьте, навівши рівняння реакцій.

ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

Домашні індикатори

(Просимо допомоги батьків!)



Перед виконанням експерименту треба підготувати собі на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, заслати стіл клейонкою. Під час досліду слід користуватися спеціальним посудом і обладнанням. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.

У два одноразових стаканчики налейте невелику кількість коричневого розчину чорного чаю. В один опустіть невелику скибочку лимона, в другий додайте трохи оцту. Якщо у вас немає лимона, можна використовувати розчин лимонної кислоти (кристали кислоти треба розчинити в невеликій кількості води) або столовий оцет. Опишіть спостереження. Чи може чай бути індикатором на кислоти?

Виконайте ті самі досліди з вишнево-червоним розчином чаю «Каркаде». Спробуйте як індикатори соки бурака, чорноплідної горобини, малини, смородини, вишні, синього винограду тощо. Якщо у вас немає соків, візьміть трохи варення і розведіть водою. Опишіть спостереження.

ДОДАТКОВІ ЗАВДАННЯ

1. Дайте визначення кислотам. Наведіть приклади.
2. Складіть формули кислот, що містять такі кислотні залишки:
 CrO_4 (II), PO_3 (III), ClO_4 (I).
3. Складіть формули солей: кальцій сульфату, плюмбум(II) нітрату, ферум(III) ортофосфату.
4. З якими речовинами буде реагувати розчин хлоридної кислоти: цинк, барій оксид, бор оксид, срібло, алюміній оксид? Запишіть рівняння можливих реакцій.

5. Запропонуйте два способи добування натрій ортофосфату. Запишіть рівняння реакцій. Як можна виділити отриману сіль із розчину?
6. Калій оксид кількістю речовини 2 моль реагує з розчином хлоридної кислоти. Обчисліть кількість речовини й масу кислоти, необхідної для повного розчинення оксиду.
7. Як розпізнати білі порошки силіцій(IV) оксиду й фосфор(V) оксиду? Стисло опишіть ваші дії. У разі перебігу хімічних реакцій запишіть їх рівняння.
8. Якщо нагріти метал натрій у полум'ї та внести його в атмосферу жовто-зеленого газу А (що є простою речовиною), то він починає горіти з утворенням солі Х, яка забарвлює полум'я в жовтий колір. У разі дії на цю сіль концентрованою сульфатною кислотою утворюється отруйний газ, що добре розчиняється у воді з утворенням розчину В, який забарвлює універсальний індикатор у червоний колір. У результаті взаємодії розчину В з купрум(II) оксидом утворюється синьо-зелений розчин речовини Б. Визначте речовини А, В, Б, Х. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

§ 29. СОЛІ. ЇХНІ ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ



— А ти знаєш, звідки походить слово «сіль»?

— Ні. Я знаю, що сіль у нас стоїть завжди на столі.

— Саме ця звичайна кухонна сіль NaCl і дала назву всім солям. Вважають, що слово «сіль» походить від слова «сонце», під яким випарювали морську сіль для одержання дорогоцінного NaCl .

— Так яка ж вона дорогоцінна! У будь-якому магазині купити можна, і коштує недорого.


— Це зараз. В історії людства були й «соляні» бунти, і «соляні» війни — все тому, що жити без солі ми, люди, не можемо. Вона нам необхідна. Тому ще у XVIII столітті вважали багатою людиною того, у кого була сіль.

— Так... Тепер зрозуміло, чому чумаки сіль возили.



СКЛАД І НАЗВИ СОЛЕЙ

Як ми вже знаємо, солями називають складні речовини, в яких йони металічного елемента пов'язані з кислотними залишками. Такі солі називають середніми.

 Якщо ви забули, як складати формули солей і називати їх, поверніться до § 20.

Будь-яку сіль можна представити як продукт заміщення йонів Гідрогену в кислоті на йони металічного елемента.

Винятком є солі амонію, в яких із кислотними залишками пов'язані не йони металічного елемента, а йони амонію NH_4^+ . Ці солі ми будемо вивчати в 10 класі.

Крім хімічних назв у солей збереглися й традиційні, історично сформовані назви. Їх іще називають тривіальними. У таблиці 15 наведено назви деяких солей згідно з прийнятою сучасною номенклатурою та традиційні (тривіальні) назви солей.

Таблиця 15

Сучасні й традиційні назви деяких солей

Сіль	Сучасна назва	Традиційна назва
Na_2CO_3	Натрій карбонат	Кальцинована сода
NaHCO_3	Натрій гідрогенкарбонат	Питна сода
K_2CO_3	Калій карбонат	Поташ
Na_2SO_4	Натрій сульфат	Глауберова сіль
MgSO_4	Магній сульфат	Англійська сіль, гірка сіль
KClO_3	Калій хлорат	Бертолетова сіль
KNO_3	Калій нітрат	Калійна селітра
NaNO_3	Натрій нітрат	Натрієва селітра
CaCO_3	Кальцій карбонат	Крейда, мармур, вапняк
CaSO_4	Кальцій сульфат	Гіпс, алебастр




Є кілька речовин, до назви яких входить слово «сода». У жодному разі не можна плутати кальциновану соду Na_2CO_3 і питну соду NaHCO_3 . Якщо ненавмисно використати в їжу

кальциновану соду замість питної соди, можна одержати важкий хімічний опік. А каустична сода — зовсім не сіль, це технічна назва натрій гідроксиду NaOH . Якщо звичайною содою можна почистити раковину або посуд, то каустичну соду ні за яких умов брати в руки або використовувати в побуті не можна! Ці прості знання можуть знадобитися у житті — ніколи не знаєш, які речовини нам трапляться.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ ІЗ СОЛЯМИ

Сухі солі для дослідів треба брати в невеликих кількостях, насипати спеціальною ложкою або шпателем. У жодному разі не пробувати солі на смак! Серед них багато отруйних. Є й вибухонебезпечні солі. Тому працювати з ними потрібно обережно.

	CuSO_4 — токсична, фізіологічно небезпечна речовина		Вогненебезпечно!
	BaCl_2 токсична, фізіологічно небезпечна речовина		Вибухонебезпечно!
	KMnO_4 токсична, фізіологічно небезпечна речовина		Обережно, отруйна речовина!

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

Всі солі — тверді речовини, в основному йонної будови, але фізичні властивості (температури кипіння, плавлення, густини, твердість) у них різні. Як правило, це нелеткі речовини без запаху, крихкі, частіше білого кольору, але серед них трапляються й забарвлені. Так, водні розчини солей Купруму — блакитного кольору, Fe^{3+} — жовто-коричневого, Ніколу — зеленого, Кобальту — рожевого та ін. Часто солі утворюють гарні кристали (рис. 72–74).



Ферум(III) ортофосфат



Ферум(III) нітрат



Ферум(II) сульфат



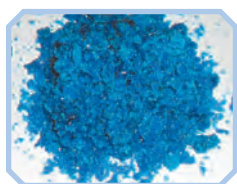
Кобальт(II) карбонат



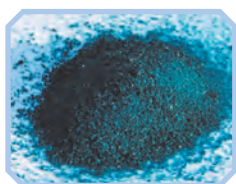
Кобальт(II) хлорид



Кобальт(II) ацетат

Рис. 72. Забарвлення деяких солей Феруму та Кобальту

Купрум(II) нітрат



Купрум(II) ацетат



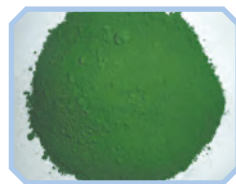
Купрум(II) сульфат

Рис. 73. Забарвлення деяких солей Купруму

Калій хромат



Калій дихромат



Хром(III) сульфат

Рис. 74. Забарвлення деяких солей Хрому

Розчинність у воді різна, тому для її визначення слід зазирнути в «Таблицю розчинності».

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

Частину хімічних властивостей ми вже знаємо. Вони траплялися нам під час вивчення хімічних властивостей інших класів.

✎ Мозковий штурм ✎

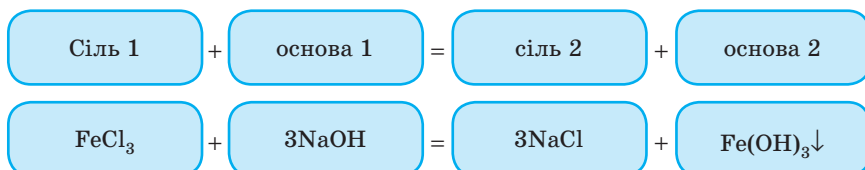
Напишіть відомі вам властивості солей, а потім звірте свою відповідь із підручником.

Якщо ви написали, що солі реагують із лугами, ви праві. Ми це вже знаємо.

1. Взаємодія солей із лугами

Обидва реагенти в цьому випадку обов'язково розчинні, а в результаті реакції має утворитися осад.

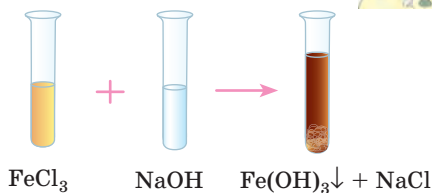
Це реакція обміну.



Лабораторний дослід 6.

Взаємодія солей з лугами у водному розчині

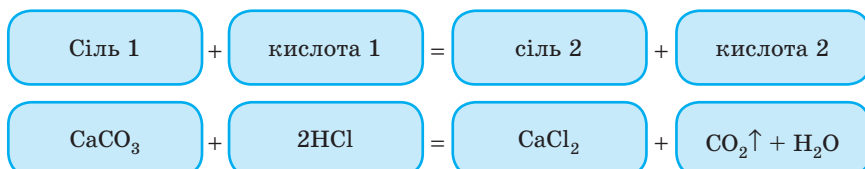
Якщо до розчину ферум(III) хлориду додати розчин лугу, випадає осад бурого кольору.



Якщо ви написали, що солі реагують із кислотами, ви знову праві. Повторимо цю властивість.

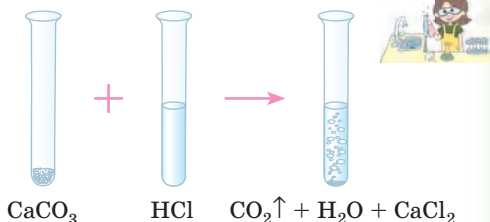
2. Взаємодія солей із кислотами

Як ви пам'ятаєте, у цьому випадку більш сильна кислота витісняє більш слабку або легку (див. § 27). Це реакція обміну.



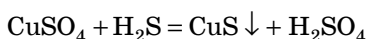
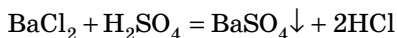
Дослід

Якщо до шматочків крейди (а вона складається в основному з CaCO_3) додати HCl , побачимо, як активно утворюються бульбашки газу $\text{CO}_2 \uparrow$.



Ми знаємо, що кислота, яка утворюється в результаті цієї реакції H_2CO_3 , легко розкладається на оксид і воду.

Взаємодія між кислотою і сіллю можлива й тоді, коли утворюється сіль, нерозчинна в кислотах:



А тепер розглянемо нові хімічні властивості солей.

3. Взаємодія солей із металами



Більш активні метали здатні витіснити менш активні метали з розчинів їх солей.

Як дізнатися, який метал більш активний? Звичайно, скористаємося вже знайомим рядом активності металів.



Метали, що розташовані в ряді активності металів лівіше, є більш активними.

При цьому неважливо, до або після водню в ряді активності стоїть метал. Це реакція заміщення.

Таблиця 16

Ряд активності металів

Li K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb	(H_2)	Cu Hg Ag Pt Au
<p>активність металів збільшується</p>		
<p>активність металів зменшується</p>		

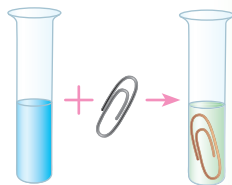
Сіль 1 + метал 1 = метал 2 + сіль 2

CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4

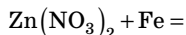
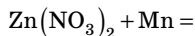
Лабораторний дослід 7.

Взаємодія металів із солями у водному розчині

Проведіть найпростіший дослід, з основою якого є взаємодія металів із солями: киньте скріпку або цвях (без іржі) у розчин купрум(II) сульфату (мідного купоросу). Буквально через кілька хвилин на поверхні скріпки або цвяха з'явиться наліт міді. Подивіться, що буде через день. Спробуйте разом з учителем розібратися в усіх хімічних реакціях, які відбуватимуться. Дослід потрібно виконувати обережно, тому що солі Купруму отруйні!



Приклад. Подумайте, яка з цих реакцій можлива:

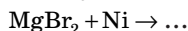
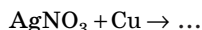
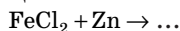


Пояснення до розв'язання:

Звичайно, перша. У ряді активності Mn стоїть до Zn, отже, він більш активний і витіснить Zn із його солі.



Завдання. Спробуйте самі закінчити рівняння можливих реакцій.



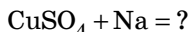
Відповідь 1 дивіться наприкінці параграфа.



Важливо! У таких реакціях заміщення як більш активний метал не можна брати лужні й лужноземельні метали, тому що вони будуть реагувати з водою (це ж **водний** розчин солі!) і ми не одержимо очікувану реакцію заміщення.

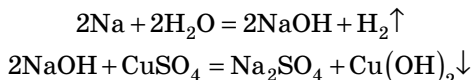


Розберемо, що відбудеться, якщо в розчин купрум(II) сульфату кинути шматочок натрію.

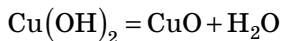


Не треба очікувати, що Натрій витісне Купрум із солі й утвориться мідь і натрій сульфат.

Насправді тут відбуватимуться кілька реакцій:



Оскільки реакція відбувається з виділенням великої кількості тепла, то нерозчинний гідроксид розкладається:



Таким чином, ми одержимо осад купрум(II) гідроксиду, купрум(II) оксиду й натрій сульфат у розчині.

Треба визнати, що в цьому випадку можливе відновлення воднем міді з купрум(II) оксиду, тож невелику кількість міді ми можемо добути, але процес добування зовсім інший.

4. Взаємодія солей із солями



Важливо! Якщо реакцію проводити в розчині, то обидві реагуючі солі повинні бути розчинними, а в результаті реакції має утворитися нерозчинна сіль.

Це реакція обміну.

Сіль 1

+

сіль 2

=

сіль 3

+

сіль 4

CaCl_2

+

K_2SO_4

=

$\text{CaSO}_4\downarrow$

+

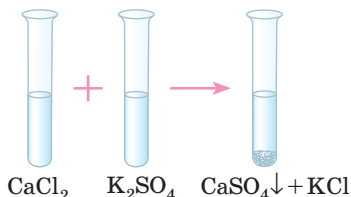
2KCl

Лабораторний дослід 8.

Реакція обміну між солями в розчині



Проведемо дослід: до розчину кальцій хлориду додамо розчин розчинного сульфату, наприклад калій сульфату. Через невеликий час утвориться білий осад.



Завдання. Спробуйте виконати самостійно таке завдання:



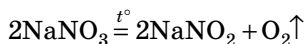
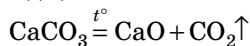
Яка із цих реакцій можлива?

- 1) $\text{CaCO}_3 + \text{NaCl} =$
- 2) $\text{KNO}_3 + \text{FeCl}_3 =$
- 3) $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 =$

Відповідь 2 дивіться наприкінці параграфа.

5. Розклад солей під час нагрівання

Деякі солі під час нагрівання розкладаються. При цьому можуть утворитися як оксиди, так і інші солі:



Це реакції розкладу.

Зверніть увагу на останню реакцію. У продуктах реакції — кисень. Він підтримує горіння. Тому над розплавом цієї солі можуть горіти папір, вугілля, сірка тощо (рис. 75).

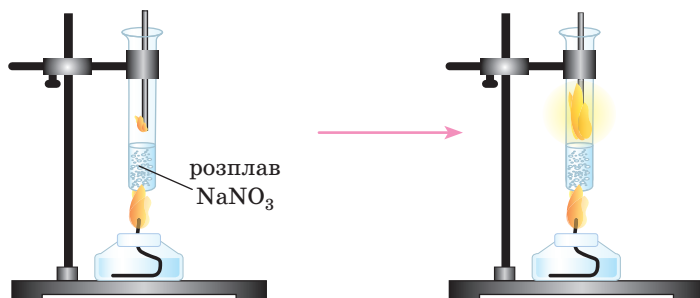
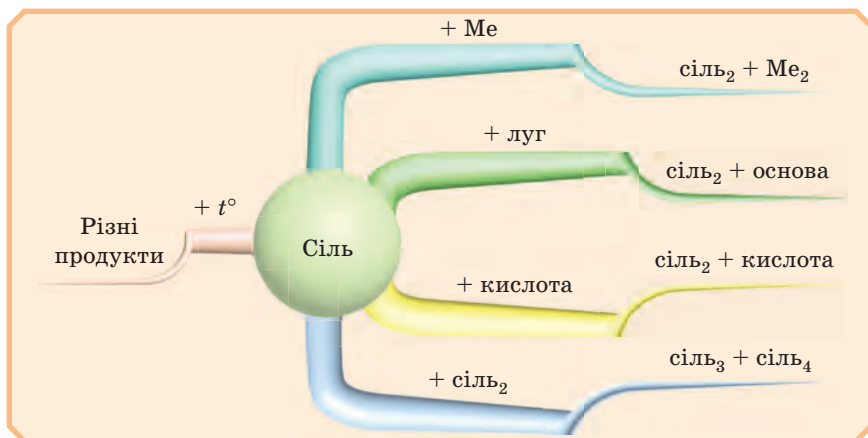
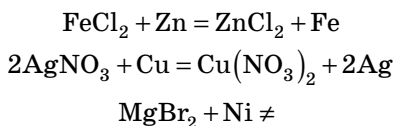


Рис. 75. Реакція розкладу NaNO_3

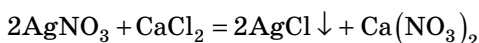
Отже, ми розглянули п'ять хімічних властивостей солей. Дві з них ми вже вивчили раніше.

Залишилося запам'ятати: сіль + сіль, сіль + метал і розклад під час нагрівання (не для всіх солей). Спробуйте вдома скласти схему хімічних властивостей солей, яка допоможе вам їх запам'ятати. А ми намалюємо свою:



ВІДПОВІДІ ДО ЗАВДАНЬ ПАРАГРАФА*Відповідь 1**Відповідь 2*

Для правильної відповіді необхідна таблиця розчинності. Реакція 1 неможлива, тому що реагуюча сіль CaCO_3 нерозчинна. Реакція 2 $\text{KNO}_3 + \text{FeCl}_3$ неможлива, тому що не утворюється осад — обидві отримані солі (KCl і $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) розчинні. А от реакція 3 відбуватиметься:



Обидві реагуючі солі розчинні, а в результаті реакції утворюється нерозчинна сіль AgCl .

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

- Солі — це речовини, в яких:
 - атоми Гідрогену пов'язані з кислотними залишками;
 - атоми Сульфуру пов'язані з кислотними залишками;
 - йони металічного елемента пов'язані з кислотними залишками;
 - атоми Оксигену пов'язані з кислотними залишками.
- Розкажіть, як правильно складати формули солей.
- Назвіть типи всіх хімічних реакцій, згаданих у описі хімічних властивостей солей.

**ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ**

- Дано схеми реакцій:

а) кислота + сіль →	в) луг + сіль →
б) основний оксид + кислотний оксид →	г) метал + сіль →

 Підберіть самостійно речовини й закінчіть рівняння.
- Закінчіть рівняння реакцій і розставте коефіцієнти, урахуйте, що утворюються середні солі. Назвіть отримані солі.
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 =$
 Обчисліть, скільки солі утвориться в кожному випадку, якщо взято по 100 г вихідних основ.

3. Напишіть не менше трьох рівнянь одержання натрій сульфіді.
4. Заповніть пропуски в рівняннях реакцій, не забудьте зрівняти.
- $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \dots + \dots$
 - $\text{CuSO}_4 + \dots = \dots + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - $\dots + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \dots$
5. Ферум(II) хлорид реагує з кожною з двох речовин:
- | | |
|------------------------------------|-------------------------------------|
| а) MgO , HCl ; | в) HNO_3 , CO_2 ; |
| б) Zn , AgNO_3 ; | г) CaO , CO_2 . |
- Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
6. Виберіть варіант, у якому розчин купрум(II) сульфату реагує з обома речовинами:
- | | |
|--|--------------------------------------|
| а) HCl і H_2SiO_3 ; | в) O_2 і HNO_3 ; |
| б) H_2O і $\text{Cu}(\text{OH})_2$; | г) NaOH і BaCl_2 . |
- Напишіть рівняння реакцій. Обчисліть маси кожної з речовин, які прореагують з 240 г купрум(II) сульфату.

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- У двох пробірках містяться прозорі безбарвні розчини натрій карбонату й натрій сульфату. Як визначити, в якій пробірці міститься кожна сіль? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
 - Один учень вирішив розчинити шматочок крейди в сульфатній кислоті, інший — у хлоридній. Як ви вважаєте, реакції в них відбуватимуться однаково? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
- Підказка:** подивіться розчинність отриманих солей у таблиці розчинності.
- Дано три пробірки з прозорими безбарвними розчинами. Відомо, що в одній пробірці — розчин лугу, в іншій — розчин кухонної солі, у третій — вода. Як визначити, яка речовина міститься в якій пробірці?
 - До купрум(II) оксиду додали розчин сульфатної кислоти. Отриманий розчин упарили — випали кристали солі. Складіть рівняння реакції та вкажіть назву отриманої солі.
- Підказка:** упарили — довго гріли, поки не випарилася значна частина води.
- Як визначити, чи міститься домішка барій карбонату в барій сульфаті? Обидві солі — білі кристалічні речовини. Як можна видалити цю домішку? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
 - Говорять, королі розчиняли перли у вині. Чи розчиняться там перли? Чому?
 - Як очистити яйце, не розбиваючи його?

8. Іра й Таня вирішили зробити мамі сюрприз і спекти млинчики. Але ненавмисно насипали занадто багато соди. Чим її можна нейтралізувати? Урахуйте, що млинчики потім можна було їсти. Відповідь мотивуйте. Напишіть рівняння реакцій.
9. Алхіміки вважали одним із доказів можливості перетворення одного металу на інший таке спостереження рудокопів, які добувають мідні руди: їхні залізні кирки покривалися міддю з поверхні під час зіткнення з рудничними водами. Яким є правильне пояснення цього явища?
10. Аристотель вважав золото найблагороднішим із металів, а інші відомі в його час метали розташовував за ступенем зменшення «благородства» в такий ряд: срібло, мідь, олово, залізо. Що являє собою аристотелівський ряд металів із сучасної точки зору?

ДОМАШНІ ЕКСПЕРИМЕНТИ

1. Пірнаюче яйце

(Просимо допомоги батьків!)



Перед виконанням експерименту треба підготувати собі на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, заслати стіл клейонкою. Під час досліду слід користуватися спеціальним посудом і обладнанням. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.

Працювати з полум'ям газового пальника й сухого пального треба обережно.

У півлітрову банку, ущерть наповнену розчином оцтової кислоти (9 % оцет розведіть водою у співвідношенні 1:1), опустіть невелике яйце — воно потоне. Але через деякий час воно спливе на поверхню. Якщо яйце важке й не спливає, додайте невелику кількість насиченого розчину кухонної солі. Якщо яйце не виймати з оцту, шкаралупа може повністю розчинитися й уміст яйця виявиться у м'якій підшкаралуповій оболонці. Поясніть, бульбашки якого газу виносять яйце на поверхню? Чому яйце знову тоне, коли бульбашки газу відриваються від поверхні яйця?

2. Живе яйце, або хімічна вертушка

Проколіть яйце товстою голкою з двох боків та акуратно вийміть вміст у домашній посуд (можна вживати в їжу). Висушіть шкаралупу й через отвір заповніть наполовину сумішшю лимонної кислоти (візьміть на кухні) та питної соди. Соду й кислоту

візьміть у пропорції 1:1. Закрийте проколини гарячим парафіном (використайте свічку). Опустіть яйце у воду й позначте дві симетричні крапки нижче за поверхню води (на двох протилежних боках яйця). Зробіть голкою отвори. Знову покладіть яйце у воду — воно починає крутитися. Поясніть, чому яйце починає крутитися.

3. Незвичайне розкладання солі, або фараонові змії

На таблетку сухого пального або на конфорку газового пальника кладемо таблетки кальцій глюконату (сіль органічної кислоти, яку використовують у медицині для боротьби з алергією), підпалюємо. Спостерігаємо появу «змій» темно-сірого кольору, які начебто прокидаються й починають виповзати з таблетки. Чим довше буде нагріватися таблетка, тим довшою буде змія. Поясніть, чому рухаються змії.

4. Солі металічних елементів забарвлюють полум'я

Увімкніть газовий пальник на кухні. Посоліть полум'я кухонною сіллю (NaCl), питною содою (NaHCO_3), розтовченою крейдою (CaCO_3). Зробіть висновок, у який колір забарвлюють полум'я солі, що містять йони Натрію та йони Кальцію. Вимкніть газовий пальник і приберіть розсіпані кристали солі.

§ 30. ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ. ЗАСТОСУВАННЯ. СОЛІ В ПРИРОДІ

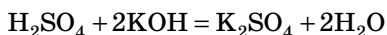
ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ

Реакції за участі кислот

1. Реакція нейтралізації

Цей спосіб уже неодноразово було згадано в попередніх темах. Розчини кислоти й основи змішують (обережно!) у потрібному мольному співвідношенні. Після випарювання води одержують кристалічну сіль.

Наприклад:

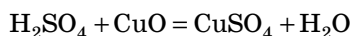


— Зараз нам знадобляться всі отримані вами знання, тому що солі утворюються в дуже багатьох реакціях.



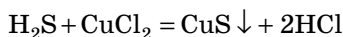
2. Взаємодія кислот з основними й амфотерними оксидами

Знайома реакція. Можна узагальнити: взаємодія кислот з оксидами, утвореними металічними елементами (крім кислотних оксидів):



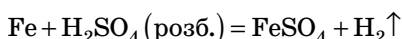
3. Взаємодія кислот із солями

Умови перебігу реакції ми вже розглядали. У цій реакції утворюється нерозчинний у кислоті осад:



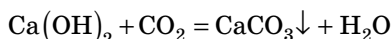
4. Взаємодія металів із кислотами

Ми пам'ятаємо, що тут нам допоможе ряд активності металів:



Реакції за участі основ

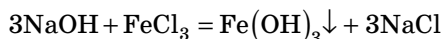
1. Взаємодія лугів із кислотними оксидами



Із нерозчинними основами ця реакція майже не відбувається.

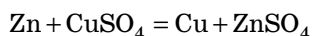
2. Взаємодія основ із солями

Для таких реакцій підходять тільки луги (розчинні основи). Важливо, щоб нова основа не була лугом і не могла реагувати із сіллю, що утворилася. Наприклад:



Реакції за участі солей

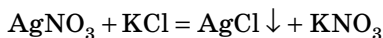
1. Взаємодія металів із солями



Для складання рівнянь таких реакцій слід скористатися рядом активності металів.

2. Взаємодія розчинів двох різних солей

Реакцію вдається провести тільки в тому випадку, якщо хоча б одна із солей, що утворюються, нерозчинна й випадає в осад:



Сіль, що випала в осад, відфільтровують, а розчин, що залишився, випарюють і одержують іншу сіль.

Реакції за участі простих речовин і оксидів

1. Взаємодія металів із неметалами

Часто ці реакції відбуваються під час нагрівання, але ця реакція не має потреби в нагріванні: $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$

Зовні вона нагадує горіння. Метал К «згоряє» у струмі неметалу Cl_2 , а дрібні кристали солі KCl виглядають як білий «дим».

2. Взаємодія основних і кислотних оксидів між собою

Ці реакції можуть відбуватися між речовинами в різних агрегатних станах: $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$

Є й інші способи одержання різних солей.

ЗАСТОСУВАННЯ СОЛЕЙ



Рис. 76. Натрій хлорид



Рис. 77. Натрій карбонат



Рис. 78. Натрій гідрогенкарбонат

Застосування солей настільки велике й різноманітне, що перелічити все просто не вдасться. Тому стисло ознайомимося з тими солями, які вам можуть трапитися в житті.

Натрій хлорид (кухонна сіль) (рис. 76). Використовують для надання солоного смаку їжі, консервування продуктів харчування, деревини, шкіри, як адсорбент (речовина, яка поглинає рідкі й газоподібні речовини). Найважливіша смакова добавка.

Натрій карбонат, сода кальцинована. Використовують для з'якшення жорсткої води. Має дуже сильну знежирювальну дію, тому її використовують для прання сильно забруднених виробів (рис. 77).

Натрій гідрогенкарбонат (питна сода, двовуглекислий натрій NaHCO_3). Застосовують у хлібопеченні, для виготовлення напоїв, як засіб для полоскання рота в разі інфекційних уражень, для зняття сверблячки в разі опіків кропивою й укусів мурах (кропива й мурахи виробляють мурашину кислоту, а сода нейтралізує кислоту) (рис. 78).

Натрій гідрогенкарбонат технічний використовують для наповнення пінних вогнегасників і систем пожежогасіння, а також для з'якшення води.

Калій карбонат (поташ, K_2CO_3). Застосовують для прання білизни, з'якшення води, як калійне добриво.

Ферум(II) сульфат ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, залізний купорос). Застосовують для боротьби з гриб-

ковими захворюваннями, ураженнями грибка-ми й мохами культурних рослин, для протравлення тканин, виготовлення фарб і чорнил.

Купрум(II) сульфат (сірчанокисла мідь, мідний купорос, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) — кристалічна речовина блакитного кольору. Отруйна сіль. Часто використовують для боротьби з грибковими захворюваннями рослин, під час малярських робіт для знезаражування стін, стель (рис. 79).

Калій перманганат (народна назва «марганцівка», KMnO_4) — кристалічна речовина з гарним темно-фіолетовим кольором. Калій перманганат має чудову дезінфікуючу дію. Застосовують для дезінфекції дрібних ран, поверхонь, як мікроелемент для підгодівлі рослин і дезінфекції ґрунту (рис. 80).

Кальцій карбонат у вигляді мармуру широко використовують у будівництві, для виготовлення декоративних виробів.

У вигляді крейди застосовують у будівництві (побілка), у сільському господарстві для видалення зайвої кислотності ґрунтів, у школах (писати на дошці) (рис. 81).

Купрум(II) гідроксокарбонат ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, малахіт або $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$) використовують в основному для красивих саморобок (рис. 82).

Сульфати Натрію й Магнію (Na_2SO_4 і MgSO_4) використовують у медицині як м'які проносні засоби, а MgSO_4 — іще й для зниження тиску, як розсмоктувальний засіб.

Калій хлорат (бертолетова сіль) KClO_3 — входить до складу намазок на голівках сірників і протехнічних сумішей.



Рис. 79. Мідний купорос



Рис. 80. Калій перманганат



Рис. 81. Кальцій карбонат



Рис. 82. Малахіт

ПОШИРЕННЯ У ПРИРОДІ

У природі досить багато солей. Вони є й у живій, і в неживій природі. Розглянемо тільки деякі.

У нашому організмі карбонати й ортофосфати Кальцію входять до складу кісток, зубів. В основному, з кальцій карбонату (+ домішки) складаються раковини молюсків, шкаралупа яєць, перли. За мільйони років раковини відмерлих молюсків утворюють

багатокілометрові поклади, і, залежно від геологічних умов, із них формуються поклади крейди, мармуру або вапняку. Значить, склад цих мінералів переважно теж CaCO_3 (рис. 83).



Рис. 83. Карбонати у природі

У літосфері Землі значну частку займають карбонати, ортофосфати, сульфати, хлориди, сульфіди й багато інших солей. Кухонна сіль, наприклад, існує у вигляді мінералу галіту (рис. 84).

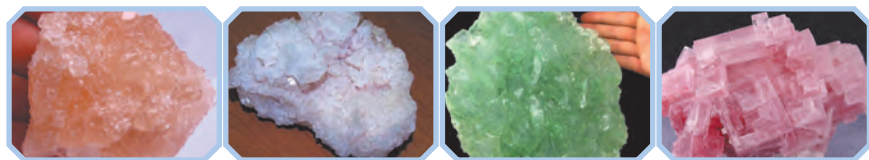


Рис. 84. Галіти у природі

Сульфіди Плюмбуму, Феруму, Купруму, Цинку дуже красиві й схожі на дорогоцінні камені (рис. 85).

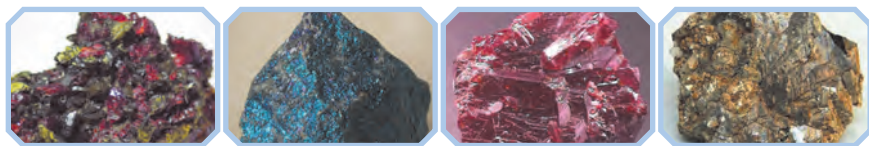


Рис. 85. Сульфіди

Ферум дисульфід (пірит) зовні схожий на золото. Його так і називають — «золото дурнів».

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. З якими речовинами реагують кислоти з утворенням солей?
2. З якими речовинами реагують луги з утворенням солей?
3. Назвіть регенти, з якими реагують солі з добуванням нових солей.



- Після згоряння сірки масою 16 г виділився газ, який пропустили крізь надлишок розчину натрій гідроксиду. Визначте кількість речовини, що утворилася.
- Обчисліть масу міді, яка утворилася внаслідок взаємодії купрум(II) хлориду масою 38 г із цинком.
- Під час термічного розкладу кальцій карбонату утворюється негашене вапно — кальцій оксид, який потім «гасять» водою для одержання гашеного вапна. Його широко використовують у будівництві. Потрібно одержати 50 кг гашеного вапна. Скільки кг кальцій карбонату знадобиться для цього?

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- Є речовини, формули яких NaBr , K_2SO_3 , H_2SO_4 , AlCl_3 , Al_2O_3 , ZnS , ZnCl_2 . Якими з них ви би скористалися, щоби, комбінуючи попарно, одержати чисті: а) цинк сульфат; б) натрій сульфат; в) алюміній сульфат? Відповідь поясніть, навівши рівняння реакцій.

Підказка: не забудьте, не всі речовини вам потрібні!

- У лабораторії для роботи знадобився водень сульфід. Як можна його добути, якщо в наявності є сульфатна кислота, залізо й сірка? Складіть рівняння реакцій.
- Сірку в залізних сплавах визначають так: 1) сплав розчиняють у хлоридній кислоті; 2) гази, які утворюються при цьому, пропускають крізь розчин кадмій хлориду, при цьому утворюється жовтий осад; 3) до розчину з осадом доливають розчин мідного купоросу — осад стає чорним; 4) чорний осад відфільтровують, промивають, потім його поміщають у заздалегідь зважений тигель і прожарюють за доступу повітря, після чого тигель разом із умістом знову зважують. Напишіть рівняння реакції.

Підказка: подумайте, у вигляді якої сполуки сірка міститься в залізних сплавах.

- Існує декілька способів виготовлення «хімічних грілок». Їх основою є хімічні реакції, які відбуваються з виділенням теплоти. От «рецепт» однієї з грілок: у скляну банку вкладіть алюмінієвий дріт, згорнутий кільцями, засипте сумішшю деревної тирси, кухонної солі й мідного купоросу (купрум(II) сульфату), залийте це все водою. Грілка готова. Вона буде виділяти тепло кілька годин. Які хімічні реакції відбуваються?
- Чи можна зберігати розчин мідного купоросу: 1) в оцинкованих; 2) у луджених (покритих шаром олова) відрах? Відповідь обґрунтуйте.

6. Садівнику для обприскування кущів агрусу потрібна спеціальна суміш. Це розчин суміші солей купрум(II) сульфату й ферум(II) сульфату. Але в магазині він зміг купити тільки сіль Купруму. Підкажіть йому, як легко в домашніх умовах розчин купрум(II) сульфату перетворити на суміш сульфатів?
7. На початку XIX ст. під час виробництва натрій сульфату дією купоросної олії (концентрованою сульфатною кислотою) на кухонну сіль пішли скарги: залізні інструменти швидко вкривалися іржею, гинули рослини. Виробники намагалися випускати побічний отруйний газоподібний продукт реакції в атмосферу з допомогою труб до 300 м, але це не допомогло розв'язати проблему, бо згубна дія газу особливо відчувалася в сиру погоду. Поясніть ці явища.
- ♦ Проаналізуйте, у який спосіб можна розв'язати цю проблему.
 - ♦ Запропонуйте ще чотири-п'ять способів добування натрій сульфату.
 - ♦ Обчисліть маси вихідних речовин, потрібних для добування натрій сульфату масою 284 кг за будь-яким із запропонованих вами способів.
8. У трьох закодованих пробірках (№ 1, 2, 3) містяться розчини хлоридної кислоти, натрій гідроксиду й натрій хлориду. Як, маючи тільки порожні пробірки й розчин фенолфталеїну, розпізнати ці розчини? Запропонуйте спосіб, у який це можна зробити. Якщо перебігатимуть хімічні реакції, запишіть їх рівняння.

§ 31. ГЕНЕТИЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК МІЖ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



— Що таке «генетичний»?

— «Генезис» грецькою означає «походження». Тобто ця назва говорить про те, що з одних речовин можна одержати інші.

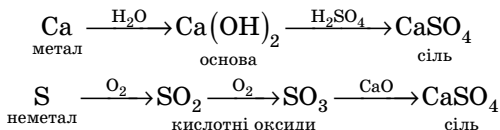
— Зрозуміло. Ну так цим, власне, хіміки й займаються: одержують нові речовини з відомих.



Між класами неорганічних сполук існує зв'язок, який називають **генетичним**. Цей зв'язок полягає в тому, що з речовин одного класу можна одержати речовини інших класів.

Існує два основних шляхи генетичних зв'язків між речовинами: один із них починається металами, інший — неметалами.

Наприклад, кальцій сульфат CaSO_4 можна одержати таким чином:

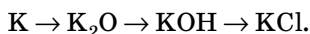


Одночасно існують також інші способи взаємоперетворень сполук різних класів. Таким чином, генетичні зв'язки між різними класами сполук дуже різноманітні.

Основними є такі генетичні лінії:

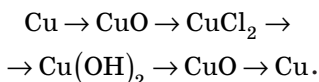
1) Метал \rightarrow основний оксид \rightarrow луг \rightarrow сіль.

Наприклад, генетичний ряд калію:



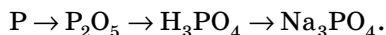
2) Метал \rightarrow основний оксид \rightarrow сіль \rightarrow нерозчинна основа \rightarrow основний оксид \rightarrow метал.

Наприклад:



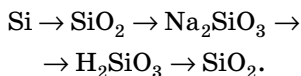
3) Неметал \rightarrow кислотний оксид \rightarrow розчинна кислота \rightarrow сіль.

Наприклад:



4) Неметал \rightarrow кислотний оксид \rightarrow сіль \rightarrow кислота \rightarrow кислотний оксид \rightarrow неметал.

Наприклад:



Завдання

Запропонуйте хід практичної роботи за схемою (3). Напишіть рівняння відповідних реакцій. Як ви визначите, що одержали кислоту?

Завдання

Напишіть рівняння реакцій, які відповідають перетворенню (4). Запропонуйте спосіб виділення силікатної кислоти в чистому вигляді з отриманої суміші.



Лабораторний дослід 9.

Розв'язування експериментальних задач

Запропонуйте хід практичної роботи за схемою (2).

Виконайте практично ці перетворення. Зробіть висновки відносно генетичного ланцюжка. Напишіть рівняння відповідних реакцій.



Пропонуємо схеми, які, можливо, допоможуть вам під час складання рівнянь. Перша дуже стара, має назву «Кухоль хіміка» (рис. 86). Тут усі суміжні речовини реагують одна з одною:

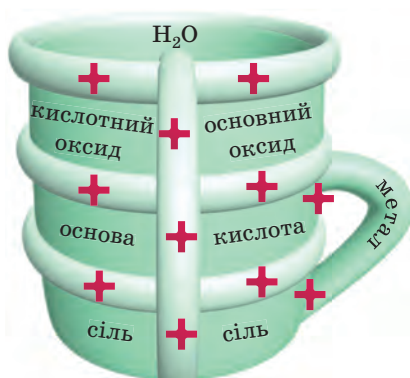
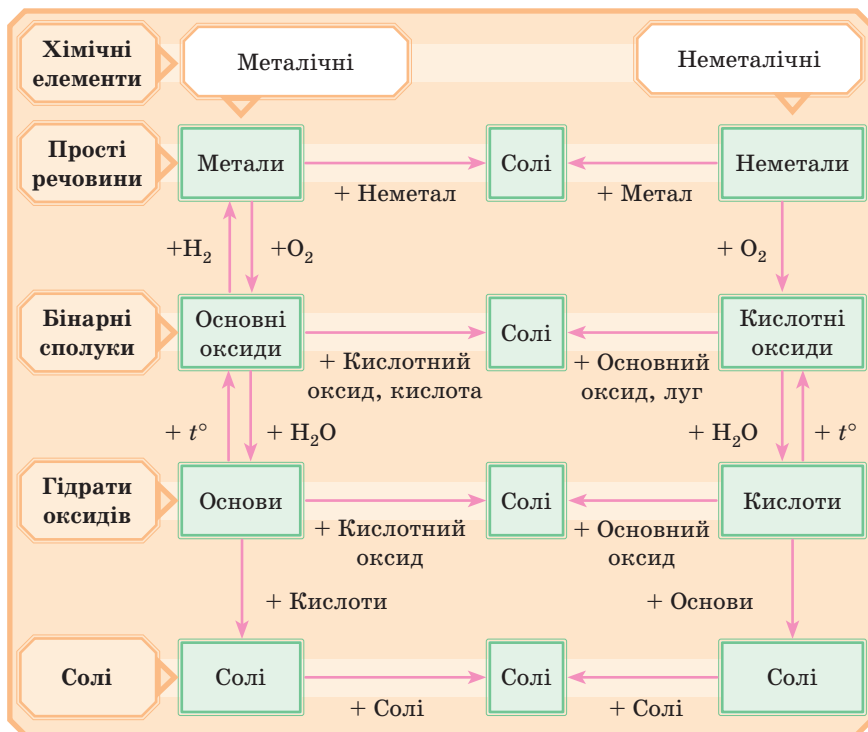


Рис. 86. «Кухоль хіміка»

Інша схема більш сучасна:



Спробуйте написати рівняння всіх реакцій за цією схемою. Якщо ви успішно виконаєте завдання, це означає, що навчальний матеріал знаєте відмінно!

ВИКОНАЙТЕ ЗАВДАННЯ

- Напишіть рівняння реакцій, які відповідають перетворенням:
 - $C \rightarrow CO_2 \rightarrow ? \rightarrow Na_2CO_3$
 - $? \rightarrow BaO \rightarrow ? \rightarrow BaSO_4$
 - $NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3$
 - $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$
 - $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2$
- У схемі перетворень $Ca \xrightarrow{+H_2O} X_1 \xrightarrow{+CO_2} X_2$ речовинами X_1 і X_2 є:
 - $Ca(OH)_2$ і $CaCO_3$;
 - CaO і $CaCO_3$;
 - $Ca(OH)_2$ і CaO ;
 - CaO і CO_2 .
 Обчисліть об'єм CO_2 , необхідний для проведення другої реакції (н. у.), якщо маса кальцію, що прореагував, дорівнює 10 г.
- У схемі перетворень $P \rightarrow X \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ речовиною X є:
 - PH_3 ;
 - Ca_3P_2 ;
 - P_2O_3 ;
 - P_2O_5 .
- Який об'єм водню (н. у.) утвориться внаслідок дії води на сплав, який містить 4,6 г натрію й 3,9 г калію?
- Протягом року людина вживає в їжу близько 6 кг кухонної солі. Яка кількість речовини Натрію міститься в цій масі солі?
- У надлишку розчину сульфатної кислоти розчинили магній масою 6 г і залізо масою 16,8 г. Який об'єм водню, виміряний за н. у., виділився при цьому?
- Визначте об'єм кисню (н. у.), потрібний для спалювання 12 г вугілля (домішки не враховуйте), з утворенням вуглекислого газу. Яка маса кальцій гідроксиду знадобиться, щоби поглинути весь утворений карбон(IV) оксид? (Припустіть, що утворюється тільки середня сіль.)

ДЛЯ ДОПИТЛИВИХ

- Мідний купорос обробили розчином соди. Осад прожарили. Отриманий після цього чорний порошок нагріли з вугіллям. Напишіть рівняння реакцій, які при цьому відбувалися.
- Є шматочок мідного дроту. Як із допомогою хімічних реакцій перетворити його на тонкий мідний порошок? Напишіть рівняння реакцій.

3. Ферум(II) сульфат, який міститься в мінеральній воді, можна видалити з неї з допомогою вапна. Обговоріть використання в цьому випадку гашеного й негашеного вапна. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються при цьому.
4. Покажіть із допомогою рівнянь реакцій, як, маючи у своєму розпорядженні мідний купорос та інші необхідні реактиви: а) добути блакитний осад; б) перетворити блакитний осад на чорний, а з останнього добути синій розчин; в) із чорного осаду добути червону мідь; г) із синього розчину виділити червону мідь. Спробуйте виконати ці перетворення в шкільній лабораторії.
5. Із руд, які містять мідь у вигляді купрум(I) сульфідів Cu_2S , мідь виплавляли так: а) руду випалювали за доступу повітря до перетворення купрум(I) сульфідів на купрум(I) оксид; б) випалену руду змішували з удвічі меншою кількістю невипаленої, суміш прожарювали без доступу повітря. Напишіть рівняння реакцій, у результаті яких утворювалася мідь, урахувавши, що сірка переходить у сульфур(IV) оксид.
6. Гранули натрій гідроксиду під час зберігання на повітрі поступово розпливаються, але із часом ніби «висихають», перетворюючись на білий порошок. Поясніть ці явища, напишіть рівняння реакцій.
7. Суміш кальцій карбонату й натрій сульфату обробили надлишком хлоридної кислоти, випарили досуха й додали трохи води. Які тепер речовини містяться в осаді, а які — в розчині? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
8. Речовина А, з'єднуючись із водою, утворює речовину В, яка забарвлює фенолфталеїн у малиновий колір. Речовина В реагує із сульфатною кислотою з утворенням солі, яка забарвлює полум'я в жовтий колір. Назвіть речовини А, Б, В і напишіть рівняння згаданих тут реакцій.
9. Учням запропоновано чотири зразки твердих речовин: соду (натрій карбонат), крейду, натрій сульфат і гіпс (основна частина — кальцій сульфат). Чи можна розпізнати ці речовини, маючи воду й нітратну кислоту? Відповідь обґрунтуйте.
10. Маючи у своєму розпорядженні лише воду, крейду, кухонну сіль та продукти їх реакцій, отримайте не менш ніж 10 різних неорганічних сполук (вибір процесів необмежений).
11. Є п'ять пробірок, які містять розчини хлоридної кислоти, кальцій хлориду, аргентум нітрату, калій карбонату й натрій гідроксиду. Як, не використовуючи інших реактивів, з'ясувати, в якій пробірці міститься кожна речовина?

12. До складу свинцевих білил, які використовують у живопису, входить п्लомбум гідроксокарбонат $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$. З часом під дією водню сульфід, який міститься в повітрі, він темнішає, перетворюючись на п्लомбум сульфід. Напишіть рівняння цієї реакції. Запропонуйте хімічну реакцію, з допомогою якої можна «поновити» картину, усунувши чорний п्लомбум сульфід.
13. В епсомській солі багато імен: англійська сіль, гірка сіль, епсолій, зиландит, магnezія сірчанокисла, рейхардит, магній сульфат. Гіркота морської води пояснюється наявністю цієї солі, медики її використовують як сольове проносне в разі отруєнь. Напишіть п'ять-шість рівнянь реакцій добування цієї солі.

ДОМАШНІ ЕКСПЕРИМЕНТИ

(Просимо допомоги батьків!)

Перед виконанням експерименту треба підготувати собі на кухні робоче місце, надіти спеціальний одяг, заслати стіл клейонкою. Під час досліду слід користуватися спеціальним посудом і обладнанням. Після закінчення роботи все прибрати та помити руки.



1. Розпізнаємо сіль «Екстра» й питну соду

Попросіть батьків потай від вас насипати по одній чайній ложці солі «Екстра» й питної соди в одноразові стаканчики й підписати їх маркером: № 1, № 2. З'ясуйте, де міститься сіль, а де питна сода. Продумайте хід експерименту. Розпізнайте білі речовини. Стисло опишіть хід експерименту. Правильність визначення речовин перевіряють батьки.

2. Виводимо шахраїв на чисту воду

Раніше в поїздах чай заварювали в каструлі й розливали пасажирам. Іноді нечесні провідники, щоб візуально зробити чорний чай більш насиченим, додавали в нього питну соду. Але перевіряючі дуже легко виводили шахраїв на чисту воду. А чи зможете ви так само легко це зробити?

Попросіть батьків (або друга) перед дослідом приготувати два напої: чорний чай і фальсифікований чорний чай. Нехай вони наллють ці напої в одноразові стаканчики й підпишуть їх маркером: № 1, № 2.

Продумайте хід експерименту і з'ясуйте, де міститься фальсифікований чорний чай. Стисло опишіть хід експерименту. Правильність визначення перевіряють батьки.

ДОДАТКИ

Орієнтовні завдання для практичних робіт

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

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

1. Дослідження взаємодії кислот з металами

- ♦ У 2 пробірки налийте 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 досліду.

2. Дослідження взаємодії основного оксиду з кислотою

- ♦ У пробірку насипте трохи купрум(II) оксиду й долийте хлоридної (або іншої) кислоти. Для прискорення реакції пробірку з умістом нагрійте.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати досліду.

3. Добування 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 досліду.

4. Реакція взаємодії кислот з основами

- а) У пробірку налийте розчин лугу, наприклад натрій гідроксиду, та додайте 2–4 краплі розчину фенолфталеїну.
До утвореного розчину долийте хлоридної кислоти.

Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції. Поясніть результати дослідів.

- б) В одну з пробірок з отриманим купрум(II) гідроксидом із дослідів № 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 дослідів № 3) нагрійте.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

6. Взаємодія кислот із солями

- ♦ У пробірку налийте розчин соди (харчової NaHCO_3 або кальцінованої Na_2CO_3) і додайте розчин кислоти.
- ♦ Опишіть ваші спостереження, запишіть рівняння хімічної реакції.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

«РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ»

1. Добування металів із солей

- ♦ Отримайте мідь із розчину купрум(II) сульфату.
- ♦ Поясніть результати дослідів.

Примітка: цей дослід вимагає часу, тому краще поставити його на початку уроку.

2. Визначення кислото- та 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. Добування алюміній гідроксиду та обґрунтування його амфотерних властивостей

- ♦ Отримайте алюміній гідроксид (або цинк гідроксид) і доведіть його амфотерні властивості.

- ♦ Запишіть рівняння реакцій.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

4. Добування солей

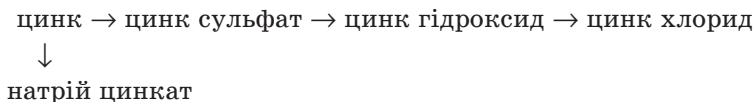
- ♦ Із натрій сульфату отримайте натрій нітрат.
- ♦ Запишіть рівняння реакції.
- ♦ Поясніть хід розв'язання задачі.

5. Перетворення оксиду на гідроксид

- ♦ Із купрум(II) оксиду отримайте 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 добуто 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}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: $D_{M_1}(M_2) = \frac{M_2}{M_1}$. Наприклад, $D_{H_2}(M_2) = \frac{M_2}{M_{H_2}}$.

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.

Гідриди — сполуки елементів з Гідрогеном. В основному термін гідриди стосується сполук металічних елементів з Гідрогеном. Отримують гідриди взаємодією відповідних металів з воднем, наприклад:
 $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$.

Гідроксид-іон — йон OH^- .

Гідроксиди — неорганічні сполуки, що містять одну або кілька *гідроксильних груп* $-\text{OH}$.

Гідроксильна група — група $-\text{OH}$. Синонім: гідроксогрупа.

Головна підгрупа в П. с. — послідовність елементів, у яких заповнюються електронами *s*- або *p*-підрівні, у групі. Часто позначається буквою A; 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 однако-ву енергію й розташовуються на певній відстані від ядра. В атомі певного елемента число E. 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. — *метилловий 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 H^+ , 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 H_2SO_4 К. з. SO_4^{2-} , у кислоті HCl — 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}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 мм рт. ст. , тобто 1 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 іонів металічного елемента й однієї (або декількох) гідроксильних груп 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 порядкувому номеру елемента й визначає заряд ядра атома.

С

Солі — складні сполуки, до складу яких входять катіони металу (або NH_4^+) й аніони кислотного залишку.

Ступінь окиснення — умовний заряд, якого набуде атом у сполучі за умови, що всі утворені ним ковалентні полярні зв'язки є йонними.

Сублімація — перехід речовини із твердого стану в газоподібний, оминаючи рідку фазу. Під час 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. 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
Гідриди 94
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

- C. 71 Виконайте завдання. 6. Р.
- C. 72 Додаткові завдання. 4. С. 5. S. 6. S. 7. Se.
- C. 92 Виконайте завдання. Be. Ca. Fe.
- C. 102 Додаткові завдання. 13. Si. 14. O. 15. CH_4 і CO_2 .
- C. 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.
- C. 140 Виконайте завдання. CH_4 . N_2O . NH_3 .
- C. 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_2 ,
 $4,14 \cdot 10^{23}$ молекул CO.
- C. 152–153 Виконайте завдання. 2. CO_2 , N_2O , C_3H_8 . 3. CH_4 , He.
4. А: He, H_2 , CH_4 . Б: O_2 , CO_2 , Cl_2 , N_2O , C_3H_8 . 5. F_2 .
6. P_4 . 8. NO, NO_2 . 9. CO, CO_2 . 10. а) 31 г/моль, 15,5;
б) 38 г/моль, 9,5.
- C. 153–154 Для допитливих. C_4H_8 , C_4H_{10} . 32 г/моль, O_2 . а) 42 г/моль,
26 г/моль. б) 1,6. в) 1,875 г/л, 1,16 г/л. 5. 2 г/моль, H_2 .
6. CH_4 .
- C. 178 Виконайте завдання. 8. 3. 9. 40,8 г.
- C. 185 Виконайте завдання. 7. 60%, 40%. 8. Р. 9. NO_2 . 10. CuO.
11. CO_2 .
- C. 198 Виконайте завдання. 7. 224 г. 8. 0,25 моль H_2O , 5 г NaOH.
9. 36 г H_2O , 2 моль SO_3 .
- C. 210 Додаткові завдання. 1. Si. 2. C, CH_4 . 3. б) 1 моль, 44 г.
в) 2 моль, 44,8 л. г) 10 моль. 4. б) 28 г. в) 0,25 моль.
- C. 223 Виконайте завдання. 5. 87 г. 6. 135,9 г.
- C. 229 Виконайте завдання. 8. а) 99,55 г. б) 36 г. 9. 48,9 г.
- C. 235 Виконайте завдання. 198 г. 487,5 г. 7. 14 г. 8. 114,56 г.
- C. 253–254 Виконайте завдання. 7. 0,15 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 0,3 моль HNO_3 .
8. 0,5 моль H_2SO_4 , 60 г MgSO_4 , 11,2 л H_2 . 9. 117 г. 10. 2,5 л.
11. 97, 5 г Zn, 147 г H_2SO_4 .
- C. 261–262 Виконайте завдання. 4. 8,5 г. 5. 46,6 л. 6. 12,32 л. 7. 75%
Mg, 25% Cu.
- C. 264 Додаткові завдання. 4 моль, 146 г. 8. x — NaCl, A — Cl_2 ,
Б — CuCl_2 , В — HCl.
- C. 283 Виконайте завдання. 6. 3 моль NaOH, 1,5 моль BaCl_2 .
- C. 282 Виконайте завдання. 0,5 моль. 18 г. 67,6 кг.
- C. 286 Виконайте завдання. 3,36 л. 102,6 моль. 6,272. 22,4 л O_2 ,
74 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

РЯД АКТИВНОСТІ 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		
малиновий	рожево-оранжевий	оранжевий	жовто-оранжевий	жовтий	зеленувато-жовтий	жовто-зелений	зелений	синьо-зелений	сірчаво-синій

Зміна кольору індикаторів

Індикатор	Середовище		
	кисле	нейтральне	лужне
лакмус	червоний	фіолетовий	синій
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
метилловий оранжевий	рожевий	оранжевий	жовтий

Навчальне видання

ГРАНКІНА Тамара Михайлівна

ХІМІЯ
Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок коштів державного бюджету. Продаж заборонено

Головний редактор *Т. М. Гранкіна*
Відповідальний за видання *Ю. М. Афанасенко*
Технічний редактор *О. В. Лебедєва*

Підп. до друку 08.06.2016. Формат 60×90/16. Папір офсет.
Друк офсет. Гарнітура Шкільна. Ум. друк. арк. 19 + 0,25 форзац.
Наклад 3626 прим. Зам. № 6306-16

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