О. Г. Ярошенко

Хімія

Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Київ
Оріон
2016

УДК 54(075.3)
ББК 24я721
Я77

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

УМОВНІ ПОЗНАЧКИ

Основні поняття, правила

Стисло про основне

Попрацюйте групами

Сторінка ерудита

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Знаємо, розуміємо

Застосовуємо

Працюємо з медіа-джерелами

Ярошенко О. Г.
Я77 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закладів / О. Г. Ярошенко. — К. : УОВЦ «Оріон», 2016. — 256 с.
ISBN 978-617-000-000-0.

УДК 54(075.3)
ББК 24я721

ISBN 978-617-000-000-0

© О. Г. Ярошенко, 2016
© УОВЦ «Оріон», 2016

ЮНІ ДРУЗІ!

У цьому навчальному році ви продовжите вивчення королеви природничих наук — хімії. Насамперед, з'ясуєте будову атома та структуру періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва, кількісні відношення речовин у хімічних реакціях, механізми утворення хімічних зв'язків. Це досить непростий навчальний матеріал, але водночас такий необхідний для пізнання навколишнього світу, формування предметних компетентностей у хімії. Їх ви зможете реалізувати під час вивчення основних класів неорганічних сполук, якими завершується курс хімії 8-го класу.

Щоб вивчення хімії у 8-му класі було для вас зрозумілим та доступним, підручник має таку структурну побудову: **текст параграфа — сторінка природодослідника — сторінка ерудита — стисло про основне — знаємо, розуміємо — застосовуємо**.

Тексту параграфа передує анонс «Вивчення параграфа допоможе вам». З нього ви будете дізнаватись, який внесок у скарбничку вашої предметної компетентності з хімії робить кожен параграф за умови, що ви будете працювати систематично й наполегливо. Сам текст поділено на логічно завершені порції нового матеріалу, що мають підзаголовки. Зроблено це для того, щоб сприяти вашій самостійній роботі з підручником. *«Сторінка природодослідника»* містить завдання, виконуючи які, ви розвиватимете дослідницькі вміння, експериментальним шляхом здобуватимете та закріплюватимете нові знання. У рубриці «*Стисло про основне*» кількома реченнями узагальнено основний зміст параграфа. *«Сторінка ерудита»* — це слушна нагода розширити і поглибити кругозір додатковими відомостями про речовини і явища. У рубриці *«Знаємо, розуміємо»* вміщено усні запитання, складені з дотриманням державних вимог до рівня загальноосвітньої підготовки учнів з хімії. У рубриці *«Застосовуємо»* пропонуються завдання для письмового виконання, що потребують практичного використання набутих знань у змінених чи нових умовах й обов'язково творчого підходу. Успішному навчанню сприяють навички групової навчальної діяльності, які ви вдосконалюватимете на уроках. Для цього до тексту параграфів включено рубрику *«Попрацюйте групами»*.

Ви завжди зможете самостійно здобути знання, скориставшись додатковими джерелами інформації, на які вас зорієнтує рубрика *«Працюємо з медіа-джерелами»*.

А якщо ви матимете бажання самостійно продовжувати вивчати хімію в позаурочний час і виявляти свою творчість, скористайтеся наведеною в підручнику тематикою *навчальних проектів*.

Наприкінці підручника вміщено «*Предметний покажчик*» та «*Відповіді до розрахункових задач*».

Зверніть увагу, що зміст параграфів взаємопов'язаний. І якщо ви не опрацюєте хоча б один із них, виникнуть труднощі у вивченні наступних.

Успішного вам навчального року і вагомих навчальних досягнень з хімії!

З повагою і впевністю у тому, що хімічні знання допоможуть вам у житті

Автор

ЗМІСТ

Повторення

§ 1. Хімічний елемент, речовина. Хімічна формула 7
§ 2. Фізичні і хімічні явища. Рівняння хімічних реакцій 14
§ 3. Поняття про розчини. Масова частка розчиненої в розчині речовини. . . . 21

Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома

§ 4. Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів . 27
§ 5. Поняття про родину лужних хімічних елементів 31
§ 6. Поняття про галогени та інертні елементи 36
§ 7. Періодичний закон Д. І. Менделєєва 43
§ 8. Структура періодичної системи хімічних елементів. 48
§ 9. Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне і нуклонне числа 55
§ 10. Нуклід. Ізотопи. Сучасне формулювання періодичного закону 62
§ 11. Стан електронів в атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні 68
§ 12. Поняття про енергетичні підрівні. Радіус атома 73
§ 13. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів. Електронні формули атомів 77
§ 14. Графічні електронні формули атомів хімічних елементів 82
§ 15. Періодична система хімічних елементів з позицій теорії будови атома . . . 86
§ 16. Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі та будовою атома 93
§ 17. Значення періодичного закону 96

Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 18. Природа хімічного зв'язку та електронегативність елементів 101
§ 19. Ковалентний зв'язок, його утворення та види 107
§ 20. Йони. Йонний зв'язок, його утворення 112
§ 21. Ступінь окиснення та його визначення за хімічною формулою 115
§ 22. Кристалічні ґратки 120
§ 23. Виконання завдань різної складності. 125

Тема 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

§ 24. Кількість речовини. Одиниця кількості речовини. Число Авогадро 128
§ 25. Молярна маса. Обчислення за хімічною формулою маси даної кількості речовини та кількості речовини за відомою масою 133
§ 26. Молярний об'єм газів . Закон Авогадро. Обчислення з його використанням. 138

§ 27. Відносна густина газів. Обчислення з використанням відносної густини газів . . . 143
§ 28. Взаємозв'язок між фізичними величинами . . . 148
§ 29. Виконання завдань різного рівня складності . . . 151

Тема 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 30. Поняття про оксиди. Номенклатура і фізичні властивості оксидів . . . 154
§ 31. Склад і номенклатура основ. Фізичні властивості основ . . . 159
§ 32. Поняття про кислоти . . . 163
§ 33. Здатність металів витискувати водень із кислот. Витискувальний ряд металів . . . 168
§ 34. Поняття про солі . . . 173
§ 35. Взаємодія оксидів з водою, дія на індикатори утворених продуктів реакції . . . 179
§ 36. Загальні хімічні властивості оксидів . . . 186
§ 37. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій . . . 193
§ 38. Хімічні властивості основ . . . 199
§ 39. Амфотерні оксиди і гідроксиди та їхні хімічні властивості . . . 204
§ 40. Хімічні властивості кислот . . . 209
§ 41. Хімічні властивості середніх солей . . . 214
§ 42. Загальні способи добування неорганічних речовин . . . 219
§ 43. Генетичні зв'язки між простими речовинами та основними класами неорганічних сполук . . . 223
§ 44. Значення хімічного експерименту як джерела знань.
Практична робота 1. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук . . . 228
§ 45. Експериментальні задачі.
Практична робота 2. Розв'язування експериментальних задач . . . 231
§ 46. Залежність характеру елементів і властивостей їхніх сполук від електронної будови атомів . . . 235
§ 47. Поширеність у природі та використання оксидів, кислот, основ . . . 240
§ 48. Поширеність у природі, використання середніх солей . . . 246
§ 49. Виконання комбінованих завдань . . . 251

Додатки

Відповіді до розрахункових задач . . . 253
Предметний покажчик . . . 254
Таблиця розчинності кислот, солей, основ та афотерних гідроксидів у воді . . . 255

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

Хімія створила свій предмет. Ця творча здатність, подібно мистецтву, докорінно відрізняє хімію від інших природничих наук

М. Бертло

- *Найважливіші поняття хімії, що вивчалися в 7-му класі, вам знадобляться для подальшого успішного засвоєння хімічних знань у 8-му класі.*
- *Щоб актуалізувати знання та відновити вміння практично застосовувати найважливіші поняття, правила й алгоритми, скористайтеся наведеними запитаннями та завданнями*

§ 1 Хімічний елемент, речовина. Хімічна формула

Вивчення параграфа допоможе вам:

- відновити в пам'яті знання про хімічний елемент, відносну атомну масу, валентність;
- пригадати, як обчислюють відносну молекулярну масу речовини й масову частку елемента в речовині.

ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І ВІДНОСНА АТОМНА МАСА. Відомо понад 10 млн речовин. Незважаючи на таку величезну їхню різноманітність, утворені вони порівняно невеликою кількістю видів атомів.

Вид атомів з однаковим зарядом ядра називають **хімічним елементом.**

Нині відкрито 117 хімічних елементів.

Відносна атомна маса хімічного елемента (A_r). Маси атомів вражаюче малі. Наприклад, маса атома Карбону дорівнює $1{,}993 \cdot 10^{-24}$ г. Користуватися такими числами під час розрахунків незручно. Тому хіміки у своїй практиці використовують *відносні атомні маси* хімічних елементів. Їх визначають, порівнюючи масу атома хімічного елемента з **атомною одиницею маси (а. о. м.) — $\frac{1}{12}$** частиною маси атома Карбону.

У порівнянні з нею були встановлені **відносні атомні маси** хімічних елементів.

Відносна атомна маса хімічного елемента (A_r) показує, у скільки разів маса атома даного хімічного елемента більша за атомну одиницю маси. A_r не має одиниць вимірювання, тобто є безрозмірною величиною.

Так, відносна атомна маса Гідрогену дорівнює 1, відносна атомна маса Оксигену — 16, Феруму — 56.

Коротко записують:

$$A_r(\mathrm{H}) = 1$$
$$A_r(\mathrm{O}) = 16$$
$$A_r(\mathrm{Fe}) = 56$$

НАЗВИ ТА СИМВОЛИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Назви й письмові позначення хімічних елементів за допомогою *символів* запропонував шведський хімік Й. Берцеліус у 1814 р. Ними дотепер користуються вчені всього світу. Кожний символ хімічного елемента — це перша або дві перші літери його латинської назви.

Пригадайте! Назви та символи хімічних елементів, як і власні назви, пишуть з великої літери, а назви речовин, утворених хімічними елементами, — з малої (H — Гідроген, O — Оксиген, H_2 — водень, O_2 — кисень).

Попрацюйте групами

Опрацюйте інформацію таблиці 1 та пригадайте назви та символи хімічних елементів, з якими вам доведеться найчастіше мати справу, вивчаючи хімію. Зверніть увагу, що блакитним кольором виділено неметалічні елементи, а червоним — металічні.

Таблиця 1

Символ, його вимова, заряд ядра атома та відносна атомна маса деяких хімічних елементів

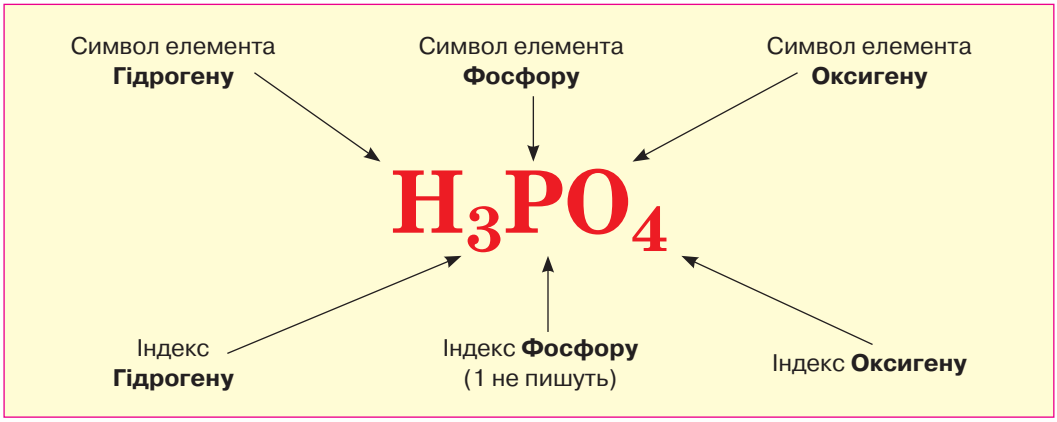
Назва хімічного елемента	Символ елемента	Вимова символу	Заряд ядра атома	Відносна атомна маса (A_r)
Гідроген	**H**	аш	+1	1
Карбон	**C**	це	+6	12
Нітроген	**N**	ен	+7	14
Оксиген	**O**	о	+8	16
Флуор	**F**	флуор	+9	19
Натрій	**Na**	натрій	+11	23
Магній	**Mg**	магній	+12	24
Алюміній	**Al**	алюміній	+13	27
Силіцій	**Si**	силіцій	+14	28
Фосфор	**P**	пе	+15	31
Сульфур	**S**	ес	+16	32
Хлор	**Cl**	хлор	+17	35,5
Калій	**K**	калій	+19	39
Кальцій	**Ca**	кальцій	+20	40
Ферум	**Fe**	ферум	+26	56
Купрум	**Cu**	купрум	+29	64
Цинк	**Zn**	цинк	+30	65
Бром	**Br**	бром	+35	80
Арґентум	**Ag**	арґентум	+47	108
Барій	**Ba**	барій	+56	137
Меркурій	**Hg**	гідраргірум	+80	201

ХІМІЧНІ ФОРМУЛИ. Склад речовини передають хімічною формулою.

Хімічна формула — умовне позначення складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів.

Наприклад, формула ортофосфатної кислоти H_3PO_4 свідчить, що одна молекула цієї речовини складається з трьох атомів Гідрогену, одного атома Фосфору й чотирьох — Оксигену (*мал. 1*).

Сформулюйте самостійно означення хімічної формули та порівняйте його з даним у підручнику.



Мал. 1 Хімічна формула ортофосфатної кислоти передає склад її молекули

Склад речовин немолекулярної будови також відображають хімічними формулами. Їхні формули вказують на співвідношення структурних частинок речовини.

Йо́ни — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.

Наприклад, формула кухонної солі NaCl свідчить, що відношення в речовині її структурних частинок (йонів Натрію і йонів Хлору) дорівнює 1:1.

За хімічними формулами легко розуміти й описувати **якісний** і **кількісний** склад речовин.

Якісний склад указує, з атомів яких хімічних елементів утворилася речовина, кількісний — скільки атомів кожного хімічного елемента позначає хімічна формула речовини. Якщо речовина має молекулярну будову, то якісний склад — це кількість атомів кожного елемента в молекулі.

ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА МАСА РЕЧОВИНИ. Відносну молекулярну масу також визначають на основі порівняння маси молекули з атомною одиницею маси.

Відносну молекулярну масу речовини визначають за її хімічною формулою як суму відносних атомних мас елементів, що входять до хімічної формули речовини, з урахуванням їхньої кількості, позначеної індексами. Як і відносна атомна маса, відносна молекулярна маса є величиною безрозмірною. На письмі її позначають M_r.

Поміркуйте, який кількісний і якісний склад речовини з хімічною формулою $FeCO_3$.

Відносну молекулярну масу речовин обчислюють однаково для всіх речовин незалежно від того, з яких структурних частинок вони утворені.

Приклад 1. Обчислення M_r вуглекислого газу CO_2 — речовини молекулярної будови.

$$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2 \cdot A_r(O) = 12 + 32 = 44$$

Приклад 2. Обчислення M_r натрій сульфату Na_2SO_4 — речовини немолекулярної будови.

$$M_r(Na_2SO_4) = 2 \cdot A_r(Na) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 46 + 32 + 64 = 142$$

Замість назви «*відносна молекулярна маса*» може бути використана назва «*відносна маса*». Інша назва відносної молекулярної маси речовин немолекулярної будови — **формульна маса речовини**. Як бачимо, назва свідчить, що її обчислення проводять *за хімічною формулою речовини*.

Для обчислення відносної молекулярної маси речовини необхідно:

- записати хімічну формулу речовини;
- визначити відносні атомні маси елементів, зазначених у хімічній формулі;
- знайти суму відносних атомних мас усіх атомів, що є у складі формули сполуки.

ВАЛЕНТНІСТЬ. Формули речовин складають з урахуванням валентності атомів.

Вале́нтність — це здатність атома приєднувати або заміщувати певну кількість інших атомів.

У бінарних сполуках сума одиниць валентності одного елемента дорівнює сумі одиниць валентності іншого.

Наприклад, у формулі

$$\overset{III}{B}_2\overset{II}{O}_3$$

сума валентностей Бору — **6**, Оксигену — також **6**.

Знаючи це, можна за відомою валентністю одного елемента визначати валентність іншого. Наприклад, у формулі Mg_3N_2 постійну валентність **II** має Магній. Сума одиниць його валентності дорівнює **6**. Поділимо її на 2 (індекс Нітрогену) і встановимо, що його валентність у цій сполуці дорівнює **III**.

Деякі атоми мають *постійну* валентність. Більшість елементів проявляють кілька значень валентності, тобто їх валентність є *змінною*. Валентність виражається цілими римськими числами. Мінімальне значення валентності **I**, максимальне — **VIII**.

Елементів із постійною валентністю не так багато. Їх приклади наведено в переліку:

I	I	I	I	II	II	II	II	II	III	III
H	**Na**	**F**	**K**	**Mg**	**Ca**	**Ba**	**Zn**	**O**	**Al**	**B**

Поняття валентності поширюється й на хімічні елементи, з яких утворені прості речовини, що мають двохатомні молекули:

$\overset{I}{H_2}$ $\overset{I}{Cl_2}$ $\overset{I}{Br_2}$ $\overset{II}{O_2}$ $\overset{III}{N_2}$

ПРОСТІ ТА СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ. За складом речовини поділяють на *прості* та *складні*.

Прості речовини — це речовини, утворені атомами одного хімічного елемента (наприклад, Fe, O_2, Ca, H_2). Серед них розрізняють метали й неметали.

Приклади металів: цинк Zn, калій K, кальцій Ca, магній Mg, олово Sn, свинець Pb, мідь Cu, залізо Fe, алюміній Al, срібло Ag, золото Au та інші.

Приклади неметалів: водень H_2, кисень O_2, озон O_3, азот N_2, гелій He, неон Ne, аргон Ar, вуглець C (таку спільну назву застосовують до всіх простих речовин Карбону), сірка S, фосфор P, хлор Cl_2, йод I_2 та інші.

За сучасною українською хімічною номенклатурою назви деяких простих речовин не збігаються з назвами хімічних елементів, з яких вони утворилися (*табл. 2*).

Спільними властивостями всіх **металів** є:

- висока теплопровідність і електропровідність;
- здебільшого сірий, сріблясто-сірий колір (винятки: золото — жовте, мідь — цегляно-червона);
- відсутність запаху;
- пластичність — їх легко кувати, витягувати в дріт, прокатувати в листи.

Усі метали за кімнатної температури перебувають у твердому агрегатному стані, окрім ртуті (рідина).

Перелічені властивості металів не характерні для **неметалів.** Тому про них можна

Метали

Олово

Барій

Мідь

Алюміній

Золото

Срібло

Неметали

Сірка

Фтор

Графіт

Червоний фосфор

сказати, що це прості речовини, які не мають металічних властивостей. Так, неметали не проводять чи погано проводять тепло й електричний струм, є крихкими, а не пластичними. Водень, кисень, азот, фтор, хлор, гелій, аргон та інші за кімнатної температури перебувають у газоподібному агрегатному стані. Фосфор, вуглець, сірка, йод — тверді.

Таблиця 2

Проста речовина		Назва хімічного елемента	Проста речовина		Назва хімічного елемента
Формула	**Назва**		**Формула**	**Назва**	
H_2	водень	Гідроген	S	сірка	Сульфур
Ag	срібло	Арґентум	F	фтор	Флуор
Cu	мідь	Купрум	N_2	азот	Нітроген
Sn	олово	Станум	O_2	кисень	Оксиген
Fe	залізо	Ферум	O_3	озон	
Hg	ртуть	Меркурій	C	графіт, алмаз	Карбон

Складні речовини — це речовини, утворені з атомів двох і більше хімічних елементів. Вода H_2O, чадний газ CO, вуглекислий газ CO_2 — приклади складних речовин (сполук).

У назвах складних речовин постійну валентність не вказують, наприклад: CaO — кальцій оксид. Змінну валентність зазначають у круглих дужках після символу хімічного елемента, не роблячи відступу, наприклад: CuO — купрум(II) оксид.

ОБЧИСЛЕННЯ МАСОВОЇ ЧАСТКИ ЕЛЕМЕНТА В СКЛАДНІЙ РЕЧОВИНІ. Масову частку елемента в складній речовині позначають ω (вимовляють «омега») і виражають десятковим дробом або у відсотках.

Масова частка елемента в складній речовині — це відношення маси елемента до маси речовини. Масову частку елемента обчислюють за формулою:

$$\omega = \frac{n \cdot A_r}{M_r},$$

де ω — масова частка елемента;
A_r — відносна атомна маса елемента;
n — кількість атомів елемента у формулі (позначена індексом);
M_r — відносна молекулярна маса речовини.

Якщо речовина складається не з молекул, а з інших структурних частинок, обчислення здійснюють також за цією формулою.

Попрацюйте групами

Обчисліть масові частки елементів за формулами речовин: Fe_3O_4, $C_2H_4O_2$.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення найважливіших хімічних понять, розглянутих у параграфі.
2. Поясніть значення індексів у хімічних формулах.
3. Що ви розумієте під якісним та кількісним складом речовини?
4. Назвіть, що позначено кожною цифрою у записах:

   а) $4H_2O$; б) $2HNO_3$; в) $7CO_2$

Застосовуємо

1. Напишіть формули речовин за їх вимовою:

   а) *натрій-два-силіцій-о-три;* б) *ферум-бром-три;* в) *ферум-хлор-два, калій-о-аш.*
2. Складіть таблицю простих і складних речовин і заповніть її формулами із наведеного переліку:

   KNO_3; N_2; Mg_3N_2; C_2H_6O; H_2; S; Ca; CuO; KOH; Mg; C_5H_{12}
3. Розташуйте формули речовин за збільшенням відносних молекулярних мас:

   HClO; $HClO_4$; HCl; $HClO_3$
4. Установіть відповідність між формулам речовин та валентністю в них Нітрогену:

Формули		Валентність Нітрогену	
1	NO	**А**	I
2	NO_2	**Б**	II
3	NH_3	**В**	III
4	N_2O	**Г**	IV
		Д	V

5. Складіть формули речовин за валентністю та обчисліть масові частки елементів у цих речовинах:

   $\overset{I}{Ca_xBr_y}$ $\overset{I}{Cu_xO_y}$ $\overset{IV\ II}{C_xS_y}$
6. Складіть завдання за матеріалами параграфа, яке, на вашу думку, варто запропонувати учням у класі.

§ 2 Фізичні і хімічні явища. Рівняння хімічних реакцій

Вивчення параграфа допоможе вам:

- відновити в пам'яті знання про фізичні й хімічні явища;
- пригадати, як пишуть рівняння хімічних реакцій.

У природі відбувається безліч змін. Усі вони мають спільну назву — ***явища***. Серед явищ природи розрізняють *фізичні*, *хімічні*, *біологічні* та інші.

Фізичні явища — це такі явища, під час яких змінюється агрегатний стан речовини або форма тіла, але склад речовин залишається незмінним. Тобто одні речовини не перетворюються на інші.

З *приклади фізичних явищ*: танення льоду, розчинення цукру у воді, записи крейдою на дошці чи олівцем на папері ви знайомі. Малюнок 2 знайомить вас з іншими фізичними явищами.

Мал. 2 Приклади фізичних явищ:
а) блискавка; б) веселка; в) хвиля на воді;
г) коливання маятника; д) переливання рідкого металу;
е) рух повітряних куль

Хімічні явища, або **хімічні реакції**, — це такі зміни, під час яких одні речовини перетворюються на інші.

Приклади хімічних явищ: горіння вугілля, згіркнення масла, скисання молока, утворення осаду при пропусканні вуглекислого газу через вапняну воду (*пригадайте цей дослід з уроків природознавства*) та інші (*мал. 3*).

Мал. 3 Приклади хімічних явищ: а) горіння; б) ржавіння заліза; в) фотосинтез

Наведіть інші приклади фізичних і хімічних явищ.

Хімічне рівняння — це умовний запис хімічної реакції (хімічного явища) за допомогою хімічних формул, коефіцієнтів і знаків «+» та «=».

Рівняння хімічної реакції

цинк + хлоридна кислота = цинк хлорид + водень

$$\underbrace{Zn + 2HCl}_{\text{реагенти}} = \underbrace{ZnCl_2 + H_2}_{\text{продукти}}$$

Цифри, написані перед формулами речовин, називаються **коефіцієнтами.**

Коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції записують перед хімічною формулою речовини (***у жодному разі не всередині неї між символами двох елементів!***) арабськими цифрами. Коефіцієнти записують в один рядок із формулою, їх висота однакова з висотою символів хімічних елементів.

формули

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

коефіцієнти

Коефіцієнт 1 у рівняннях не пишеться.

Коефіцієнт відноситься до всіх хімічних елементів, що є у складі формули, та до їхніх індексів, наприклад, у записі $3H_2SO_4$ коефіцієнт **3** відноситься і до двох атомів Гідрогену, і до одного атома Сульфуру, і до чотирьох атомів Оксигену. Тож записом позначено 6 атомів Гідрогену, 3 атоми Сульфуру і 12 атомів Оксигену.

У рівнянні реакції розрізняють ліву та праву частини. У лівій записують формули речовин, що вступають у хімічну реакцію. Їхня загальна назва — **реагенти**. У правій — формули тих речовин, що утворилися внаслідок реакції. Їхня назва — **продукти реакції**.

У різних реакціях можуть брати участь один або кілька реагентів й утворюватись один чи кілька продуктів реакції. Перш ніж написати рівняння хімічної реакції, пишуть її схему. У ній також є ліва і права частини, але між ними стоїть стрілка →, а не знак рівності:

$Ca + O_2 \rightarrow CaO$ — схема *хімічної реакції*

Урівняти — означає перетворити схему на рівняння реакції. Необхідно домогтися, щоб кількість атомів кожного елемента до та після реакції була однаковою.

Хімічні рівняння записують із дотриманням закону збереження маси речовин (закону М. В. Ломоносова).

Пригадайте із 7-го класу, як формулюється цей закон.

Знак «=» у рівнянні хімічної реакції вказує на те, що кількість атомів кожного хімічного елемента в лівій та правій частині хімічного рівняння є однаковою. А щоб це було дійсним, у рівнянні реакції добирають і записують *коефіцієнти*. Наприклад, із наведеної вище схеми хімічної реакції між кальцієм і киснем бачимо, що атомів Оксигену до реакції **2**, а після реакції — **1**. У рівнянні $2Ca + O_2 = 2CaO$ коефіцієнтом **2** перед формулою **CaO** довелося урівняти Оксиген. А щоб кількість атомів Кальцію до та після реакції була однаковою, поставлено коефіцієнт 2 і перед формулою металу кальцію.

Якщо в рівнянні реакції перед хімічною формулою речовини є коефіцієнт, кількість атомів кожного елемента в такому записі визначається добутком коефіцієнта на індекс.

Послідовність дій із написання рівнянь хімічних реакцій буде такою:

1) записують формули речовин, що вступають у реакцію (реагентів), і між ними ставлять знак «+»;
2) формули реагентів відділяють від формул продуктів реакції знаком «=»;
3) записують формули продуктів реакції, ставлячи між ними знак «+»;
4) зрівнюють кількість атомів кожного хімічного елемента в лівій та правій частинах хімічного рівняння за допомогою відповідних коефіцієнтів — арабських цифр, що пишуться перед формулою й відносяться до атомів усіх хімічних елементів формули.

Хімічні реакції поділяють на групи за різними ознаками. У 7-му класі ви вже дізналися про реакції *сполучення* та реакції *розкладу*.

Реакції, у яких із двох чи більше речовин утворюється одна речовина, називають **реакціями сполучення**. Реакції, у яких з однієї речовини утворюється дві чи більше речовин, називають **реакціями розкладу**.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСНЮ. З написанням рівнянь хімічних реакцій ви ознайомились, вивчаючи в 7 класі хімічні властивості кисню O_2. Можна переконатися, що кисень легко вступає у взаємодію з простими і складними речовинами. Продуктами цих реакцій є складні речовини **оксиди:**

$$2Ca + O_2 = 2CaO$$

кальцій оксид

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

фосфор(V) оксид

Як бачимо, формули оксидів складаються з атомів двох хімічних елементів, один із яких — Оксиген.

Окси́ди — бінарні сполуки елемента з Оксигеном (є винятки).

Існують й інші способи одержання оксидів.

Попрацюйте групами

За наведеними схемами пригадайте та напишіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кисню.

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ — *вуглекислий газ, або карбон*(IV) *оксид*(1)

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ — *вода, або гідроген оксид*

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ — *сірчистий газ, або сульфур*(IV) *оксид*

$Mg + O_2 \rightarrow MgO$

магній оксид

$$Fe + O_2 \rightarrow \underset{\text{залізна окалина}}{Fe_3O_4}$$

$$Cu + O_2 \rightarrow \underset{\text{купрум(II) оксид}}{CuO}$$

$$CH_4 + O_2 \rightarrow \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2} + \underset{\text{гідроген оксид}}{H_2O}$$

$$H_2S + O_2 \rightarrow \underset{\text{сульфур(IV) оксид}}{SO_2} + H_2O$$

ВЗАЄМОДІЯ ВОДИ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Нагадаємо хімічні властивості найпоширенішого в природі оксиду — води, вивчені в 7-му класі.

Хімічні властивості води

Реакція розкладу:

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

Взаємодія з металами:

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow$$

Взаємодія зі складними речовинами:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$$

Оксиди таких металічних елементів, як Літій, Натрій, Калій, Кальцій, Барій вступають у реакцію сполучення з водою:

$$Li_2O + H_2O = \underset{\text{літій гідроксид}}{2LiOH}$$

$$CaO + H_2O = \underset{\text{кальцій гідроксид}}{Ca(OH)_2}$$

Літій гідроксид і кальцій гідроксид є представниками складних речовин, що мають загальну назву **основи.** Обидва продукти реакцій розчинні у воді (***зверніть увагу, що розчинність першої речовини є значно більшою***). Такі основи називають **луги.** Виявити їх наявність у розчині можна за допомогою індикаторів *фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу.*

Серед основ більшість — нерозчинні у воді речовини. Наприклад, магній гідроксид $Mg(OH)_2$, купрум(II) гідроксид $Cu(OH)_2$. Наведені гідроксиди не розчиняються у воді. Добути їх взаємодією оксиду з водою, як луги, не можна.

Як бачимо, спільним для формул утворених речовин є наявність металічного елемента, записаного першим, та одновалентної **гідроксильної групи атомів** OH, записаної після нього. Загальна формула основ $\overset{x}{Me}(OH)_x$.

ВЗАЄМОДІЯ ВОДИ З ОКСИДАМИ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Оксиди неметалічних елементів взаємодіють з водою з утворенням *кислот*, що є речовинами молекулярної будови, наприклад:

$$3H_2O + P_2O_5 = 2H_3PO_4$$

ортофосфатна кислота

Приклади інших кислот, що утворюються взаємодією води з оксидами: сульфатна кислота H_2SO_4, нітратна HNO_3, карбонатна H_2CO_3.

У складі кислот розрізняють *атоми Гідрогену* та *кислотний залишок*. Так, кислотним залишком ортофосфатної кислоти є PO_4, сульфатної — SO_4, нітратної — NO_3.

Молекули кислот складаються з одного чи кількох атомів Гідрогену та кислотного залишку.

Кислотний залишок розглядають як цілісну складову частину кислот, її валентність дорівнює кількості атомів Гідрогену.

Існують оксиди неметалічних елементів, які не реагують з водою з утворенням кислот, наприклад SiO_2.

Індикатори. Наявність основ (лугів) і кислот у розчині виявляють за допомогою індикаторів.

Індика́тори — речовини, які під дією лугів і кислот змінюють свій колір. До індикаторів належать лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжевий (метилоранж).

Таблиця 3

Забарвлення індикаторів у різних середовищах

Індикатор	Середовище		
	кисле	нейтральне	лужне
Фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
Лакмус	червоний	фіолетовий	синій
Метиловий оранжевий (метилоранж)	червоний	оранжевий	жовтий

Користуючись таблицею 3, пригадайте, як змінюються кольори індикаторів у розчинах кислот і лугів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Щоб у домашніх умовах визначити наявність лугу чи кислоти, можна скористатися соком квіток, плодів, коренеплодів. Забарвлення їм надають різноманітні речовини-барвники. Вони здатні змінювати свій колір у присутності кислоти чи лугу. Наприклад, сік вишні чи смородини в лужному середовищі посиніє, а в кислому — набуде рожево-червоного кольору. Перевірте це, виконавши такі досліди:

Дослід 1. Сік вишні чи смородини по черзі додайте до розчину питної соди, оцту, лимонної кислоти, кефіру. Спостерігайте за змінами, що відбудуться.

Дослід 2. Сік вишні чи смородини по черзі додайте до розчину у воді (в теплій воді розчинення відбудеться швидше) мила (господарського чи туалетного), прального порошку. Спостерігайте за змінами, що відбудуться.

Одержані результати спробуйте пояснити.

Набуті знання можуть вам знадобитися в житті, коли виникне потреба з'ясувати наявність чи відсутність кислот і лугів у деяких продуктах харчування, засобах побутової хімії.

Знаємо, розуміємо

1. Що називають хімічним явищем? Яка інша назва хімічних явищ?
2. У чому полягає головна відмінність між фізичними та хімічними явищами? Наведіть приклади.
3. Чим рівняння хімічної реакції відрізняється від її схеми?
4. З дотриманням якого закону пишуть рівняння хімічних реакцій?
5. Назвіть відомі вам фізичні і хімічні властивості води.

Застосовуємо

7. Кисень у лабораторії одержують із речовин, що легко розкладаються при нагріванні. Перетворіть схеми цих реакцій на рівняння:

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$
$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$$
$$KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$
$$HgO \rightarrow Hg + O_2$$
$$NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$$

8. Напишіть рівняння реакцій за наведеними схемами, укажіть типи:

$$KNO_3 \rightarrow KNO_2 + O_2$$
$$NO + O_2 \rightarrow NO_2$$
$$Li_2O + H_2O \rightarrow LiOH$$
$$P + H_2 \rightarrow PH_3$$

У якому з рівнянь реакцій сума коефіцієнтів є найбільшою, а в якому — найменшою?

9. В одну посудину без етикетки помістили водний розчин соку лимона, в іншу (також без етикетки) — розчин натрій гідроксиду. Як розпізнати ці розчини за допомогою індикаторів?

§ 3 Поняття про розчини. Масова частка розчиненої в розчині речовини

Як ви знаєте, усі тіла природи утворені з речовин. Розрізняють *чисті* речовини та *суміші*.

Чисті речовини — це речовини, що не містять домішок інших речовин.

Суміші — це поєднання двох і більше речовин. На відміну від чистих речовин, суміші мають змінний склад.

ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИН. Найпоширенішими є суміші води з іншими речовинами, що мають твердий (*цукор*), рідкий (*сульфатна кислота*) чи газоподібний (*амоніак*) агрегатні стани. Якщо одна речовина розчиняється в іншій, утворюється *розчин*.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- пригадати, чим відрізняються поняття «суміш», «розчин»;
- наводити приклади водних розчинів речовин;
- розрізняти розчинник і розчинену речовину;
- здійснювати обчислення масової частки розчиненої речовини в розчині;
- описувати кількісний склад розчину.

Ро́зчин — однорідна суміш, утворена кількома речовинами. Серед компонентів розчину розрізняють розчинник і розчинену речовину.

Розчинник — речовина, у якій розчиняють іншу речовину. Розчинником прийнято називати компонент розчину, вміст якого більший і який має з розчином однаковий агрегатний стан. Речовина, що розчинилася в розчиннику, — **розчинена речовина.**

За здатністю розчинятись у воді за температури 20–25 °C речовини умовно поділяють на *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні*.

Розчинність речовин залежить від:

- розчинника;
- розчиненої речовини;
- температури;
- тиску (для газів).

Речовина може добре розчинятися в одному розчиннику і значно гірше або взагалі не розчинятися — в іншому.

Розчинність більшості твердих речовин збільшується з підвищенням температури; розчинність газів збільшується зі зниженням температури й підвищенням тиску. Мірою розчинності є максимальна маса розчиненої речовини у 100 г розчинника за конкретних умов.

Морська вода, повітря, оцет, сік рослинних клітин, кров — приклади природних розчинів.

МАСОВА ЧАСТКА ЯК СПОСІБ ВИРАЖЕННЯ ВМІСТУ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ В РОЗЧИНІ. Одним зі способів вираження вмісту розчиненої речовини в розчині є її *масова частка*.

Масова частка розчиненої речовини $\omega_{р.р.}$ («омега») — це відношення маси розчиненої речовини $m_{р.р.}$ до загальної маси розчину $m_{р\text{-}ну}$, яка складається з маси розчиненої речовини й маси розчинника. Масову частку обчислюють у частках від одиниці та у відсотках.

$$\omega_{р.р.} = \frac{m_{р.р.}}{m_{р\text{-}ну}} \qquad (1)$$

При обчисленні масової частки у відсотках частку від ділення (*формула 1*) помножують на 100 %:

$$\omega_{р.р.} = \frac{m_{р.р.}}{m_{р\text{-}ну}} \cdot 100\ \% \qquad (2)$$

Масова частка показує, яку частку від загальної маси розчину, прийнятої за 100 %, становить маса розчиненої речовини.

Користуючись формулою 1, напишемо формули, за якими можна визначити масу розчиненої речовини та масу розчину, якщо відома масова частка розчиненої речовини:

$$m_{р.р.} = m_{р\text{-}ну} \cdot \omega_{р.р.}$$

$$m_{р\text{-}ну} = \frac{m_{р.р.}}{\omega_{р.р.}}$$

РОЗРАХУНКИ З ВИЗНАЧЕННЯ МАСОВОЇ ЧАСТКИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1. Розчин масою 250 г містить 50 г цукру. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в такому розчині.

Дано:	Розв'язання
$m_{р\text{-}ну} = 250$ г $m_{цукру} = 50$ г	Для обчислення скористаємось формулами 1 або 2:
$\omega_{р.р.}$ — ?	$\omega_{р.р.} = \frac{m_{р.р.}}{m_{р\text{-}ну}} = \frac{50}{250} = 0,2$ або $\omega_{р.р.} = \frac{m_{р.р.}}{m_{р\text{-}ну}} \cdot 100\ \% = \frac{50}{250} \cdot 100\ \% = 20\ \%$

Відповідь: масова частка цукру 0,2, або 20 %.

Приклад 2. Сульфатну кислоту масою 120 г розчинили у воді масою 360 г. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині.

Дано:	Розв'язання
$m_{\text{води}} = 360$ г $m_{\text{р.р.}} = 120$ г	1. Обчислимо масу розчину: $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{води}} + m_{\text{р.р.}} = 360\text{ г} + 120\text{ г} = 480\text{ г}$
$\omega_{\text{р.р.}}$ — ?	2. Визначимо масову частку розчиненої речовини за формулою 1: $\omega_{\text{р.р.}} = \frac{120\text{ г}}{480\text{ г}} = 0{,}25$, або $(0{,}25 \cdot 100\ \%) = 25\ \%$

Відповідь: масова частка розчиненої речовини 0,25, або 25 %.

Якщо до розчину доливати воду, то збільшуються маси розчинника та розчину, а маса розчиненої речовини лишається без змін. Тобто розчин розбавляється, і від цього масова частка розчиненої речовини зменшується.

Приклад 3. До розчину кухонної солі масою 200 г із масовою часткою розчиненої солі 30 % долили 100 мл води. Обчисліть масову частку розчиненої солі в новому розчині.

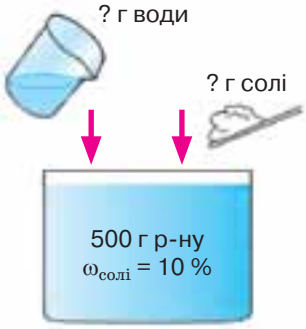
Дано:	Розв'язання
$m_{1\ \text{р-ну}} = 200$ г $\omega_{1\ \text{солі}} = 30\ \%$ $V_{\text{води}} = 100$ мл, або $m_{\text{води}} = 100$ г	1. Визначимо масу солі в першому розчині: $m_{\text{солі}} = m_{1\ \text{р-ну}} \cdot \omega_{\text{р.р.}} = 200 \cdot 0{,}3 = 60$ г 2. Обчислимо масу другого розчину: $m_{2\ \text{р-ну}} = m_{1\ \text{р-ну}} + m_{\text{води}}$ $m_{2\ \text{р-ну}} = 200\text{ г} + 100\text{ г} = 300\text{ г}$
$\omega_{2\ (\text{солі})}$ — ?	3. За формулою $\omega_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$ обчислимо масову частку розчиненої речовини у другому розчині: $\omega_{2\ \text{солі}} = \frac{60\text{ г}}{300\text{ г}} = 0{,}2$, або 20 %

Відповідь: масова частка розчиненої речовини в новому розчині — 20 %.

Іноді виникає потреба збільшити масову частку розчиненої речовини в уже виготовленому розчині. Для її збільшення або додають порцію розчиненої речовини, або випаровують воду.

Досить часто постає необхідність (наприклад, приготування цукрового сиропу для варення чи компоту, маринаду для консервування овочів, содового розчину для полоскання горла тощо) у приготуванні певної порції розчину з відповідною масовою часткою розчиненої речовини. Перш ніж виконати подібне завдання, необхідно провести математичні розрахунки за зразком прикладу 4.

Приклад 4. Яка маса натрій гідроксиду й води знадобиться для приготування розчину масою 500 г з масовою часткою розчиненої речовини 10 %?



Дано:
$m_{р\text{-}ну} = 500$ г
$\omega_{солі} = 10$ %, або 0,1

$\omega_{р.р.}$ — ?

Розв'язання

1. Обчислимо масу солі у 500 г розчину:
$m_{солі} = m_{р\text{-}ну} \cdot \omega_{солі} = 500$ г $\cdot$ 0,1 = 50 г
2. Знаходимо масу води в цьому розчині:
$m_{води} = m_{р\text{-}ну} - m_{солі} = 500$ г – 50 г = 450 г

Відповідь: 50 г солі, 450 г води.

Сторінка ерудита

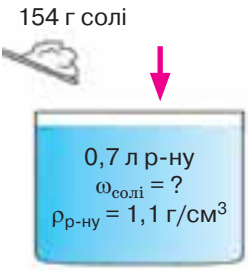
Густина водного розчину речовин відрізняється від густини розчинника. Щоб переконатися в цьому, можна приготувати розчин солі чи цукру об'ємом, наприклад, 1 л і зважити його. Маса виявиться більшою за 1000 г, тобто за масу води такого самого об'єму. Маса розчину медичного спирту об'ємом 1 л, навпаки, менша від маси води такого самого об'єму. Тому, якщо в розрахунках масової частки розчиненої речовини відомий об'єм розчину, а не його маса, необхідно при обчисленнях використовувати значення густини розчину (ρ). Між об'ємом, масою та густиною розчину існує залежність, що виражається формулою:

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

де V — об'єм розчину;
m — маса розчину;
ρ — густина розчину.

Звідси
$m_{р\text{-}ну} = V_{р\text{-}ну} \cdot \rho$.

Приклад 5. Розчин об'ємом 0,7 л містить розчинену речовину магній сульфат ($MgSO_4$) масою 154 г. Обчисліть масову частку магній сульфату в цьому розчині, якщо відомо, що його густина дорівнює 1,1 г/см^3.



Дано:
$m_{солі} = 154$ г
$V_{р\text{-}ну} = 0{,}7$ л = 700 см^3
$\rho_{р\text{-}ну} = 1{,}1$ г/см^3

$\omega_{солі}$ — ?

Розв'язання

1. Обчислимо масу розчину за формулою:

$$m_{р\text{-}ну} = V_{р\text{-}ну} \cdot \rho.$$

$m_{р\text{-}ну} = 700$ см^3 $\cdot$ 1,1 г/см^3 = 770 г

2. Обчислимо масову частку солі:

$$\omega_{солі} = \frac{m_{солі}}{m_{р\text{-}ну}} \cdot 100\ \%$$

$$\omega_{солі} = \frac{154\ г}{770\ г} \cdot 100\ \% = 20\ \%$$

Відповідь: масова частка солі 20 %, або 0,2.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення розчину, розчинника, розчиненої речовини, масової частки розчиненої речовини.
2. За якими формулами обчислюють: масову частку розчиненої речовини в розчині; масу розчину?
3. Наведіть приклади розчинників.
4. Збільшиться чи зменшиться масова частка розчиненої речовини в її водному розчині, якщо:

   а) до розчину долити води;

   б) розчин частково випарити;

   в) до розчину додати певну порцію розчиненої речовини?
5. Чи є необхідність для приготування розчину:

   а) зважувати воду;

   б) зважувати тверду розчинену речовину;

   в) вімірювати об'єм води мірним посудом?
6. Чому не можна виділити кухонну сіль з її водного розчину фільтруванням? Запропонуйте спосіб розділення суміші кухонної солі, води і залізних ошурків.
7. Які розчини та з якою метою ви і ваша родина використовуєте у побуті?
8. Опишіть значення розчинів у живій природі.
9. Як під впливом температури і тиску змінюється розчинність газів?
10. Закінчіть речення: *Розчинність багатьох солей у воді* ...
    одним із запропонованих варіантів його продовження:

    а) збільшується при нагріванні;

    б) зменшується при нагріванні;

    в) не залежить від температури.

Застосовуємо

10. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в розчині, виготовленому в результаті розчинення кухонної солі масою 10 г у воді масою 390 г.
11. Яку масу солі слід розчинити у воді об'ємом 270 мл, щоб отримати розчин із масовою часткою розчиненої речовини 10 %?
12. З розчину масою 300 г і масовою часткою кухонної солі 12 % випарили воду масою 100 г. Яка масова частка розчиненої речовини в розчині, що залишився після цього?
13. Розчин масою 200 г із масовою часткою цукру 15 % розбавили водою об'ємом 100 мл. Обчисліть масову частку цукру в утвореному розчині.
14. До 450 г розчину з масовою часткою кухонної солі 24 % додали ще 50 г цієї самої солі. Яка масова частка солі в утвореному розчині?
15. Для полоскання горла, при зубних болях ефективним є використання розчину харчової соди з масовою часткою розчиненої речовини 10 %. Здійсніть необхідні розрахунки для приготування 80 г такого розчину.
16. На етикетці йодної настоянки вказано, що це спиртовий розчин об'ємом 10 мл із масовою часткою йоду I_2 5 %. Обчисліть масу йоду в одному флаконі, прийнявши густину розчину за 1 г/мл.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА

Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише розбудову й розвиток обіцяє...
(Д. І. Менделєєв)

У 7-му класі ви вчилися користуватися періодичною системою як довідковою.

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся: чим зумовлене розміщення того чи іншого елемента у певній клітинці таблиці, як її використовують для прогнозування властивостей речовин; про зв'язок між будовою атома та властивостями речовин.

Після вивчення теми ви зможете:

- *пояснювати зв'язок періодичної системи з будовою атома;*
- *складати електронні та графічні електронні формули атомів;*
- *обґрунтувати фізичний зміст періодичного закону;*
- *оперувати інформацією, закладеною в періодичній системі для характеристики хімічного елемента та його сполук;*
- *простежувати періодичність у властивостях оксидів і гідратів оксидів, будови електронних оболонок атомів;*
- *розуміти красу й гармонію навколишнього світу, закладену в періодичному законі*

§ 4 Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ознайомитись із першими класифікаціями хімічних елементів;
- з'ясувати характеристики, за якими здійснювали класифікацію хімічних елементів до відкриття періодичного закону;
- дізнатися, наскільки стрімким було відкриття хімічних елементів у XVIII — на початку XIX ст.

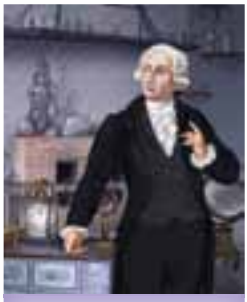
Розвиток кожної науки розпочинається з накопичення *фактів*[1], які з часом піддають **класифікації** — поділу на групи за певними ознаками. Фактами про існування простих речовин заліза, золота, міді, олова, ртуті, свинцю, срібла оперували алхіміки. Навіть придумали витіюваті позначення символів хімічних елементів, з атомів яких ці речовини утворені.

У 1750 р. було відомо 15 хімічних елементів. Це не так багато, щоб відчувалася гостра потреба в їх класифікації. Та наступні 50 років ознаменувалися відкриттям 20-ти хімічних елементів, тобто їхня кількість більше ніж подвоїлася. На першу половину XIX ст. (1801–1850 рр.) припадає відкриття ще 24-х хімічних елементів. У 1869 р. кількість відомих хімічних елементів досягла 63-х, а різних речовин — сотень тисяч. Погодьтеся, така кількість елементів та сполук потребувала певної класифікації, бо працювати з розрізненою невпорядкованою інформацією ставало дедалі важче, а вивчати хімію (як і будь-яку іншу науку) лише шляхом запам'ятовування — взагалі неможливо.

Перші класифікації будь-чого зазвичай недосконалі. Так, у біології види тварин спочатку класифікували за середовищем їхнього життя. Тому кити спершу були віднесені до риб, а не до ссавців.

Зробимо екскурс в історію хімії й з'ясуємо, до яких класифікацій хімічних елементів вдавалися в різні часи.

ПЕРША КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Одна з перших класифікацій (1786–1787 рр.) належить французькому вченому ***Антуану Лавуазьє***, який поділив відомі на той час елементи на металічні й металоїди (у сучасній хімії — неметалічні) на основі властивостей простих речовин, що утворюються з їхніх атомів. Фактично в основу цієї класифікації був покладений поділ простих речовин за зовнішніми проявами їхніх фізичних властивостей.



Антуан Лавуазьє

Цей поділ існує й дотепер. Хоча добре відомо, що він недосконалий, бо є елементи, які залежно від умов можуть проявляти хімічні властивості і металічних, і неметалічних елементів. Наприклад, йод належить до неметалічних елементів, хоча утворена ним проста речовина йод

[1] *Фáкти* — це реальні, невигадані події чи явища.

Пригадайте загальні фізичні властивості металів і неметалів. Наведіть приклади.

I_2 має металічний блиск. Типовий неметалічний елемент Карбон утворює просту речовину графіт, яка, подібно до металів, добре проводить електричний струм. І таких прикладів чимало.

Неметали

Фтор

Графіт

Червоний фосфор

Сірка

Йод

Бром

Кремній

Метали

Олово

Барій

Золото

Срібло

Залізо

Платина

Ртуть

Мідь

Алюміній

Магній

Марганець

Нікель

Молібден

Свинець

ПРИРОДНІ РОДИНИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Наступний поділ хімічних елементів полягав в об'єднанні схожих за властивостями елементів та їхніх сполук в одну групу — **природну родину**. Так було виокремлено родини:

- *лужних* металічних елементів (Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій);
- *галогенів* (Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат);
- *інертних елементів* (Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Радон).

Про особливості цих речовин ви дізнаєтесь більше в наступних параграфах.

Об'єднання у природні родини було кроком у розвитку класифікації хімічних елементів. Проте недосконалість цієї класифікації полягає в тому, що вона не стосується всіх хімічних елементів і в ній не простежується зв'язок між окремими родинами.

ТРІАДИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. У 1829 р. німецький хімік ***Йоганн Дебере́йнер*** повідомив про те, що він виділив 5 груп із трьох хімічно схожих елементів у кожній. Такі групи він назвав **тріадами**. *Розглянемо приклади тріад.*

Йоганн Деберейнер

Йоганну Деберейнеру вдалося встановити перші закономірності в зміні властивостей елементів. Він зауважив, що якщо розташувати три схожі за хімічними властивостями елементи в порядку зростання їх атомних ваг (так на той час називали атомну масу), то атомна вага другого (середнього) елемента буде дорівнювати середньому арифметичному атомних ваг першого і третього.

Li	Ca	P	S	Cl
Na	Sr	As	Se	Br
K	Ba	Sb	Te	I

$$A_r(\mathrm{Na}) = \frac{(7+39)}{2} = 23$$

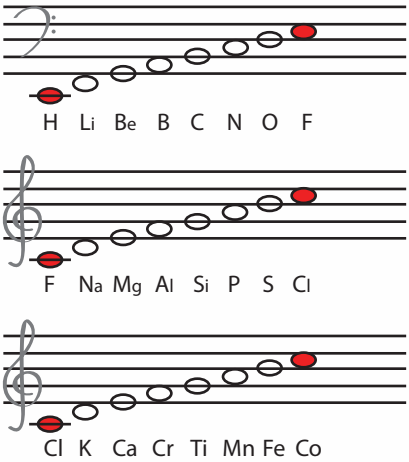
Учений вивів таку залежність: атомна маса середнього елемента у тріаді є середнім арифметичним атомних мас крайніх елементів.

Переконайтеся, що це дійсно так, на прикладі тріади (P, As, Sb), узявши додаткові дані з періодичної системи.

Проте спроба вченого згрупувати елементи у тріади не стала загальновизнаною класифікацією, оскільки вона не охоплювала навіть половини відомих на той час хімічних елементів.

Джон Ньюлендс

ОКТАВИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. У 1863 р. англійський хімік ***Джон Ньюлендс*** помітив, що якщо розташувати елементи в порядку збільшення атомної маси (на той час вона мала назву «атомна вага»), то кожний восьмий елемент буде подібним до першого (відлік вели від якого завгодно обраного для початку елемента). Учений образно порівняв цей факт із музичною октавою (*окта* перекладається з латини як *восьма*).



Як бачите, елементи природної родини галогенів Флуор і Хлор представляють ноту *до*, а символи лужних елементів Натрій і Калій відповідають ноті *ре*.

Однак у вигляді **октав** ученому вдалося розташувати, не порушуючи правил, лише 17 хімічних елементів, що в сучасній періодичній системі розташовані першими. А далі закономірність порушувалася, тому про це відкриття швидко забули.

Лотар Мейер

Дмитро Іванович Менделеєв

ТАБЛИЦЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЛОТАРА МЕЙЄРА. Найближче до відкриття закону, що пояснював би властивості всіх хімічних елементів та класифікував їх, підійшов німецький учений ***Лотар Ме́йєр***, який у 1864 р. розмістив елементи за зростанням атомних мас і розподілив їх на 6 груп за валентністю. Проте вчений не зміг узагальнити одержані на основі спостережень результати та встановити закономірність, що стосується всіх елементів.

Тепер ви усвідомлюєте, наскільки тривалим і складним був пошук універсальної класифікації хімічних елементів.

У розглянутих класифікаціях учені брали за основу поділу хімічних елементів на групи *схожість складу* та *властивостей* утворених ними речовин. Цей шлях виявився недосконалим і не дав можливості класифікувати всі хімічні елементи.

Російський хімік ***Дмитро Іванович Менделєєв***, на відміну від своїх попередників, вирішив шукати закономірності у *зміні властивостей елементів*. Завдяки цьому вчений у 1869 р. відкрив загальний закон природи — періодичний закон.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання Користуючись періодичною системою як довідковою, випишіть у зошит символи хімічних елементів трьох природних родин — лужних, галогенів та інертних хімічних елементів.

Стисло про основне

- Кожна наука починається з накопичення фактів, які з часом учені піддають класифікації — поділу за певними ознаками на окремі групи.
- В основу класифікації хімічних елементів на металічні та неметалічні покладено схожість властивостей їхніх сполук.
- На підставі схожості властивостей елементів та їхніх сполук було виділено природні родини лужних металів, галогенів, інертних газів.
- У XIX ст. учені Й. Деберейнер, Дж. Ньюлендс, Л. Мейєр доповнили хімію новими класифікаціями хімічних елементів, у яких, проте, не простежувався зв'язок між їх окремими групами.
- До відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону знання про хімічні елементи існували у вигляді фактів, не пов'язаних у єдине ціле.

Знаємо, розуміємо

1. Пригадайте та назвіть відомі вам класифікації, що існують в інших науках.
2. За якими ознаками елементи було спочатку поділено на металічні та неметалічні? У чому ви вбачаєте недосконалість цієї класифікації?
3. За якими ознаками укладені класифікації елементів на тріади, октави?
4. Про існування яких природних родин ви дізналися? Що стало загальною класифікаційною ознакою для їх виділення?

Застосовуємо

17. Випишіть у хронологічному порядку зазначену в параграфі інформацію про кількість відомих у різні роки XVIII–XIX століть хімічних елементів.
18. Розробіть і самостійно заповніть таблицю «З історії класифікації хімічних елементів».

§ 5 Поняття про родину лужних хімічних елементів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти поняття лужних елементів і лужних металів;
- з'ясувати спільні властивості лужних металів;
- довідатися про місце лужних елементів у періодичній системі;
- з'ясувати, чи змінюються фізичні й хімічні властивості лужних металів зі збільшенням порядкового номера.

Ця природна родина налічує п'ять хімічних елементів: Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs). Усі вони були відкриті в XIX ст. Ще один схожий із ними елемент Францій (Fr) добули штучно у XX ст. Назву «лужні» вони отримали від назви складних речовин лугів, що утворюються при їх взаємодії з водою.

Лужні металічні елементи у природі трапляються лише у складі сполук.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ. Прості речовини, утворені атомами лужних елементів, — це метали сріблясто-білого (цезій — золотисто-жовтого) кольору з яскраво вираженим металічним блиском. Вони настільки м'які, що легко ріжуться ножем (*мал. 4*).

Мал. 4

Натрій — м'який метал

У природі лужні метали відсутні, проте існують способи, якими їх можна одержати із складних речовин. Та через високу хімічну активність вони не можуть зберігатися відкрито на повітрі, тому що відразу вступають у хімічні реакції з киснем, водою, що входять до його складу (*мал. 5а, 5в*). Тому лужні метали зберігають під шаром гасу (*мал. 5б*), парафіну тощо із суворим дотриманням правил пожежної безпеки.

Мал. 5 Реакція натрію з киснем (*а*), зберігання натрію під шаром гасу (*б*), горіння натрію в сірці (*в*)

Лужні метали належать до легких та легкоплавких речовин, мають високі теплопровідність і електропровідність. Тобто це типові метали, фізичні властивості яких багато в чому подібні.

Проте «подібний» не означає «однаковий». На підтвердження цього розгляньте таблицю 4.

Таблиця 4

Порівняльні характеристики лужних елементів і їх простих речовин

Хімічний елемент	Порядковий номер елемента в періодичній системі	Назва простої речовини	Відносна атомна маса (округлено)	Температура плавлення, °С	Температура кипіння, °С	Густина, г/см^3
Літій	3	літій	7	180	1370	0,53
Натрій	11	натрій	23	98	900	0,97
Калій	19	калій	39	63	776	0,85
Рубідій	37	рубідій	85	38	705	1,5
Цезій	55	цезій	133	28	688	1,9

Попрацюйте групами

Використайте таблицю для відповідей на запитання:

1) Чи підтверджується наведена в тексті інформація про невисокі температури плавлення та кипіння лужних металів? (Для порівняння: температура плавлення міді — 1083 °С, заліза — 1539 °С.)

2) Який із лужних металів має найнижчу температуру плавлення? (Порівняйте її з температурою тіла людини.)

3) До легких чи важких металів належать лужні метали? (Зауважте, що метали з густиною до 5 г/см^3 називають легкими.)

Здобута інформація переконливо доводить, що за схожістю фізичних властивостей елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій і Цезій не випадково об'єднані в одну природну родину.

МІСЦЕ ЛУЖНИХ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Відшукайте в періодичній системі комірки, в яких розміщені лужні хімічні елементи, та з'ясуйте їх порядкові номери. Літій міститься в комірці під номером 3, Натрій — 11, Калій — 19, Рубідій — 37, Цезій — 55, Францій — 87. Придивіться уважніше до періодичної системи та спробуйте знайти спільне в розміщенні лужних металічних елементів. Виявляється, що лужними металічними елементами розпочинаються всі (окрім першого) періоди. Тобто вони належать до однієї групи. Відносна атомна маса лужних металічних елементів зі збільшенням порядкового номера — збільшується.

Пригадайте:

- У періодичній системі хімічні елементи розміщені в пронумерованих клітинках.
- Номер клітинки кожного хімічного елемента невипадковий — він дорівнює заряду ядра атома й має назву «порядковий номер» («протонне число»).
- Горизонтальні ряди елементів у періодичній системі називають періодами. Вертикальні стовпчики хімічних елементів періодичної системи дістали назву груп.

Для лужних металічних елементів у періодичній системі зазначено однакову загальну формулу оксиду, в якій метал одновалентний. Зверніть увагу, що всі вони записані у стовпчик один під одним.

Далі важливо зрозуміти, як зі збільшенням відносних атомних мас лужних хімічних елементів змінюються властивості утворених ними простих речовин. Скористайтеся ще раз таблицею фізичних властивостей лужних металів (*див. табл. 4*), спробуйте встановити закономірність у їх зміні зі збільшенням порядкового номера елемента.

У хімічних властивостях простих речовин, утворених лужними хімічними елементами, також існують закономірності.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ. Лужні метали — надзвичайно активні прості речовини.

1. Взаємодія з киснем. На повітрі за кімнатної температури вони окиснюються киснем та утворюють оксиди:

$$4Li + O_2 = \underset{\text{літій оксид}}{2Li_2O}$$

Пригадайте формулу гідроген пероксиду, з якого видобували кисень.

Інші лужні метали утворюють ще й пероксиди.

Якщо літій, натрій чи калій нагріти, то окиснення супроводжується горінням, тобто виділенням світла й тепла. Активність рубідію та цезію настільки висока, що ці метали горять без попереднього нагрівання.

2. Взаємодія з водою. Усі лужні метали взаємодіють з водою й утворюють гідроксиди — луги. Реакція супроводжується виділенням водню й тепла (*мал. 6*).

$$2Li + 2H_2O = H_2\uparrow + 2LiOH$$

літій гідроксид

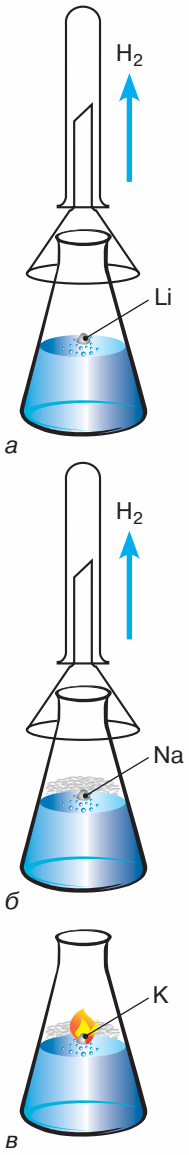
Таким чином, літій реагує з водою помірно, натрій — набагато швидше, калій — надто швидко та з виділенням такої кількості теплоти, що виділений водень одразу загоряється. Активність рубідію та цезію в реакції з водою ще вища, ніж калію.

3. Взаємодія з неметалами. Окрім кисню, лужні метали взаємодіють також із багатьма іншими неметалами, зокрема з тими, що утворюють солі безоксигенових кислот:

$$2Na + S = Na_2S$$

натрій сульфід

Тепер у вас є всі підстави зробити висновок, що спільність фізичних та хімічних властивостей розглянутих лужних металів дала змогу віднести хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій до однієї родини — родини лужних металічних елементів.



Мал. 6

Взаємодія з водою літію (*а*), натрію (*б*), калію (*в*)

Стисло про основне

- До родини лужних металічних елементів належать Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs), Францій (Fr), оскільки вони утворюють схожі за фізичними та хімічними властивостями речовини.
- Лужні метали мають яскраво виражені фізичні властивості металів — блиск, теплопровідність, електропровідність тощо.
- У періодичній системі лужні металічні елементи розташовані на початку періодів (крім першого).
- Прикладами природної родини металічних елементів є лужні хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій.
- Хімічна активність лужних металів є високою, що підтверджується взаємодією з киснем, водою, неметалами і зростає зі збільшенням відносної атомної маси елементів.
- Хімічна активність речовин, утворених лужними хімічними елементами, зростає.

Сторінка ерудита

Г. Деві демонструє досліди

Якщо про залізо, золото, срібло, мідь та деякі інші метали людина знала з давніх-давен, то цього не можна сказати про лужні метали. Причина полягає в їх надзвичайно високій активності. Тривалий час спроби добути натрій чи калій традиційними методами з уже відомих солей, зокрема натрій хлориду, калій хлориду чи калій карбонату, лишалися марними. І тільки в 1808 р. англійський учений **Гемфрі Де́ві** (1778–1829) повідомив про відкриття нових елементів — Натрію та Калію.

Як йому це вдалося? Учений скористався постійним електричним струмом і провів електроліз (розклад електричним струмом) лугу NaOH, KOH. Біля негативно зарядженого електрода в розплаві лугу Гемфрі Деві спостерігав появу кульок із сильним металічним блиском, які за зовнішнім виглядом нагадували ртуть. Частина з них згоряла яскравим полум'ям, і горіння супроводжувалося вибухом, а частина залишалась і досить швидко тьмяніла. Причиною такого явища була хімічна активність лужних металів. Тож не випадково ці метали зберігають у запаяних ампулах або під шаром гасу, що унеможливлює їх безпосередню взаємодію з іншими речовинами. Після проведення багатьох дослідів учений переконався, що добув у вільному стані метали калій і натрій. Після вивчення їхніх властивостей він повідомив про своє відкриття. Через 10 років було відкрито Літій, а через півстоліття — Рубідій та Цезій. Представник родини лужних металічних елементів — Францій було відкрито французькою дослідницею Маргаритою Перей (1909–1975), ученицею Марії Склодовської-Кюрі, через 132 роки після відкриття Натрію та Калію. Вона назвала його на честь своєї батьківщини.

Знаємо, розуміємо

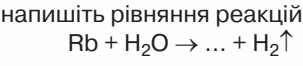
1. Які з лужних металів легші за воду?
2. Як змінюється температура плавлення та кипіння лужних металів від літію до францію?
3. Чому з лужних металів не виготовлено жодної металевої конструкції, металевого виробу?
4. Що спільного в розташуванні лужних елементів у періодичній системі?
5. Проаналізуйте твердження та оберіть те, що ви вважаєте правильним.

   Твердження 1. Хімічна активність калію більша, ніж літію.

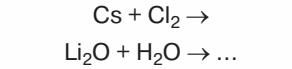
   Твердження 2. Зі збільшенням порядкового номера температура плавлення лужних металів збільшується.
6. Як зі збільшенням відносних атомних мас змінюються хімічні властивості лужних металів? Підтвердьте прикладами.

Застосовуємо

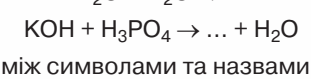
19. За наведеними схемами напишіть рівняння реакцій:



$$Rb + H_2O \rightarrow \ldots + H_2\uparrow$$



$$Cs + Cl_2 \rightarrow$$



$$Li_2O + H_2O \rightarrow \ldots$$

$$KOH + H_3PO_4 \rightarrow \ldots + H_2O$$

20. Установіть відповідність між символами та назвами лужних елементів:

Символи		Назви	
1	K	**А**	Натрій
2	Rb	**Б**	Літій
3	Li	**В**	Калій
4	Na	**Г**	Цезій
		Д	Рубідій

21. Укажіть формулу сполуки з найбільшою масовою часткою Калію:

А K_2O_2 **Б** KOH **В** $KClO_3$ **Г** K_2CO_3

22. Розташуйте лужні елементи за збільшенням відносної атомної маси:

А Натрій **Б** Калій **В** Літій **Г** Рубідій

§ 6 Поняття про галогени та інертні елементи

Вивчення параграфа допоможе вам:

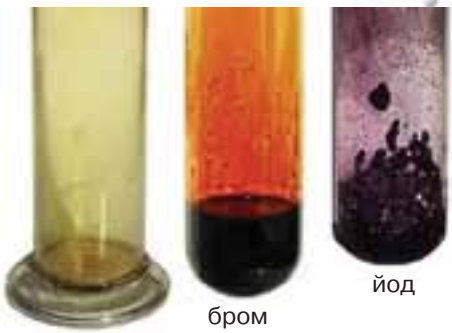
- зрозуміти поняття галогенів та інертних газів;
- дізнатися про положення інертних елементів і галогенів у періодичній системі;
- характеризувати фізичні властивості галогенів та інертних газів;
- розумітися на деяких хімічних властивостях галогенів;
- дізнатися про застосування галогенів та інертних газів.

ПОНЯТТЯ ПРО ПРИРОДНУ РОДИНУ ГАЛОГЕНІВ. Неметалічні елементи природної родини галогенів — Флуор (F), Хлор (Cl), Бром (Br), Йод (I) — були відкриті приблизно в той самий час, що й лужні металічні елементи, тобто в першій половині XIX ст. Астат (At), якого надто мало в природі, був добутий вже у XX ст. Подібно до лужних металічних елементів, галогени у природі трапляються лише у складі сполук, тому що прості речовини, утворені з атомів цих елементів, виявляють високу хімічну активність. Молекули всіх галогенів *двохатомні*, незалежно від їх агрегатного стану — F_2, Cl_2, Br_2, I_2, At_2. Валентність атомів галогенів у цих сполуках дорівнює 1.

У перекладі з грец. *галогени* означає *солероди*. Ця назва дісталась їм за здатність простих речовин фтору, хлору, брому, йоду реагувати з металами та утворювати солі. Одну з таких солей — кухонну сіль, або натрій хлорид NaCl, — ви добре знаєте.

Фізичні властивості галогенів. Усі галогени мають запах і колір. Запах у них різкий, подразливий, що при тривалому вдиханні спричинює задуху.

За звичайних умов фтор і хлор — газуваті речовини, бром — рідина, йод — тверда речовина (*мал. 7*).



Мал. 7

Про ці та інші фізичні властивості й характеристики галогенів ідеться в таблиці 5.

Таблиця 5

Порівняльна таблиця галогенів як елементів та простих речовин

Хімічний елемент, символ	Порядковий номер елемента в періодичній системі	Назва простої речовини, формула	M_r речовини (округлено)	Агрегатний стан	Колір	$T_{плав.}$, °C	$T_{кип.}$, °C
Флуор F	9	фтор F_2	38	Газ	Жовтуватий	–220	–183
Хлор Cl	17	хлор Cl_2	71	Газ	Жовто-зелений	–101	–134
Бром Br	35	бром Br_2	160	Рідина	Червоно-бурий	–7	+59
Йод I	53	йод I_2	254	Тверда речовина	Темно-сірий	+113	+185

Попрацюйте групами

Опрацюйте дані таблиці та з'ясуйте, як змінюються зі збільшенням порядкового номера:

1) відносна молекулярна маса простих речовин, утворених з атомів хімічних елементів галогенів;
2) температура плавлення галогенів;
3) їх температура кипіння;
4) агрегатний стан галогенів.

ПОЛОЖЕННЯ ГАЛОГЕНІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Відшукайте в періодичній системі комірки із символами хімічних елементів родини галогенів. Як бачите, усі вони розміщені в одному вертикальному стовпчику — групі під номером VII. На відміну від лужних елементів, якими розпочинаються періоди, галогени розміщені наприкінці періодів. Після

галогену в періоді міститься лише один хімічний елемент — представник родини інертних газів. Галогени мають загальну формулу вищого оксиду — R_2O_7. Слід пам'ятати, що ця формула не поширюється на сполуки Флуору та Брому з Оксигеном.

Галогени — найактивніші неметали. Вони реагують із багатьма неорганічними та органічними речовинами. *Розглянемо приклади.*

Взаємодія галогенів з воднем. Усі без винятку галогени взаємодіють із воднем, утворюючи газуваті речовини, що мають загальну формулу **HR** і загальну назву **гідроген галогеніди** (галогеноводні):

$$H_2 + F_2 = 2HF \text{ гідроген фторид (флуороводень)}$$

$$H_2 + Br_2 = 2HBr \text{ гідроген бромід (бромоводень)}$$

Визначте валентність Флуору та Брому в утворених речовинах.

Для того щоб прореагували хлор і водень, суміш досить освітити яскравим світлом або нагріти. Суміш водню та фтору вибухає навіть у темряві. Бром та пара йоду реагують із воднем лише під час нагрівання, причому більшого, ніж це потрібно для реакції хлору з воднем.

Користуючись наведеною інформацією, зробіть висновок, як змінюється хімічна активність галогенів у реакції з воднем від фтору до йоду.

Гідроген галогеніди за звичайних умов — гази без кольору, але з характерним запахом, що подразнює слизові оболонки носа та рота. Добре розчиняються у воді. Якщо розчин будь-якого гідроген галогеніду випробувати індикаторами, то метилоранж набуває рожевого кольору, універсальний індикаторний папірець червоніє. Це доводить наявність кислого середовища.

Взаємодія галогенів із металами. Галогени доволі активно реагують із металами.

Так, натрій без нагрівання сполучається із хлором (*мал. 8*):

Мал. 8

Взаємодія натрію з хлором

Мал. 9

Взаємодія заліза з хлором

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl$$

натрій хлорид

Розжарене залізо згоряє у хлорі сліпучим полум'ям (*мал. 9*):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

ферум(III) хлорид

Суміш порошків алюмінію та йоду за кімнатної температури може як завгодно довго перебувати в незмінному вигляді. Та досить додати до неї кілька крапель води, як відразу ж розпочинається бурхлива взаємодія (*мал. 10*):

Мал. 10 Взаємодія алюмінію з йодом

$$2Al + 3I_2 = 2AlI_3$$

алюміній йодид

У рівнянні вода серед реагентів не зазначена. Отже, ця реакція каталітична, і вода в ній є каталізатором.

Як бачимо, елементи, віднесені до родини галогенів, а також їхні сполуки мають багато спільного, а фізичні та хімічні властивості галогеновмісних речовин змінюються зі зміною порядкового номера (протонного числа) хімічних елементів у періодичній системі.

Пригадайте, які речовини називають каталізаторами.

ПОНЯТТЯ ПРО ІНЕРТНІ ЕЛЕМЕНТИ. Наприкінці XIX ст. експериментальні методи досліджень у хімії досягли такого рівня, що впродовж шести років було відкрито 6 нових хімічних елементів та визначено їх місце в періодичній системі. Йдеться про Гелій (He), Неон (Ne), Аргон (Ar), Криптон (Kr), Ксенон (Xe) і Радон (Rn).

Попрацюйте групами

Знайдіть у періодичній системі елементи з порядковими номерами (протонними числами) 2, 10, 18, 36, 54, 86, і ви пересвідчитеся, що під цими номерами розташовані інертні хімічні елементи. Зверніть увагу на розташування кожного з них у періодах.

Першим був відкритий Аргон. Увагу англійського фізика Джона Релея привернув той факт, що в азоту, добутого з повітря, й азоту, добутого із хімічних сполук, різна густина. За поясненням він звернувся до іншого вченого — Вільяма Рамзая. Після серії експериментів з розділенням зрідженого повітря було відкрито просту газувату речовину аргон. Ще раніше, завдяки спектральному аналізу, фізики встановили наявність неону на Сонці. Невдовзі у складі повітря було відкрито ще три газуваті прості речовини, утворені Криптоном, — неон і ксенон. Останнім серед продуктів радіоактивного розпаду радію відкрили радон.

Інертні хімічні елементи належать до мало поширених на Землі елементів. Так, В. Рамзай зазначав, що ксенону в повітрі менше, ніж золота в

морській воді. І це ще один доказ того, наскільки важливими є наукові дослідження для відкриття хімічних елементів чи створення нових речовин.

ПРОСТІ РЕЧОВИНИ ТА СПОЛУКИ ІНЕРТНИХ ГАЗІВ. Прості речовини інертних елементів за звичайних умов — гази без кольору, смаку, запаху, мають низькі температури плавлення та кипіння. Так, температура кипіння гелію дорівнює –269 °С.

Від інших газуватих простих речовин їх відрізняє одноатомний склад молекул. До 1962 р. вченим не вдавалося добути жодної сполуки інертних елементів. Нині таких сполук, добутих у спеціальних умовах, для Ксенону, Криптону й Радону відомо понад 200.

Та навіть така властивість інертних газів, як хімічна неактивність, широко застосовується (*мал. 11*).

Мал. 11 Застосування інертних газів

Так, аргон (а також гелій) застосовують для створення інертної атмосфери під час зварювальних робіт, різання металів. Гелій, криптон та ксенон використовують у лазерній техніці.

У медицині за участю інертних газів проводять обстеження головного мозку, легень та серця; радонові ванни лікують хворі суглоби, гелій додають до складу дихальних сумішей. Навіть харчова промисловість знайшла їм застосування (пакувальні та витискувальні гази тощо).

Яскраві різнокольорові реклами, що прикрашають вітрини магазинів, різнокольорове освітлення вулиць під час свят також не обходяться без інертних газів.

МІСЦЕ ІНЕРТНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Після відкриття інертних елементів постала проблема з розміщенням їх у періодичній системі. Те, що вони наділені подібними властивостями, серед яких основна — це інертність (бездіяльність) відносно інших речовин, свідчило на користь розміщення їх в окремій групі періодичної системи. У 1900 р. було прийнято рішення доповнити періодичну систему нульовою групою й помістити там інертні елементи. Але в сучасній періодичній системі нульова група відсутня й інертні елементи включені до VIII А групи в довгоперіодичній системі (головної підгрупи VIII групи короткоперіодичної системи).

Стисло про основне

- ✓ Прикладом природної родини неметалічних елементів є галогени Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат.
- ✓ Прості речовини галогени мають двохатомні молекули і є типовими неметалами як за фізичними, так і за хімічними властивостями.
- ✓ У реакціях з іншими речовинами галогени виявляють високу хімічну активність, яка зменшується зі збільшенням відносної атомної маси елементів.
- ✓ Інертні, або благородні, елементи Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон і Радон є особливою родиною, оскільки прості речовини, утворені з атомів цих елементів, мають одноатомні молекули, газуваті за звичайних умов і виявляють стійку інертність (неактивність) відносно взаємодії з іншими речовинами.
- ✓ Хімічні елементи галогени та інертні елементи розташовані в періодичній системі в кінці горизонтальних рядів-періодів.

Сторінка ерудита

Прості речовини галогени отруйні, тож у разі потрапляння в організм із повітрям, водою чи їжею становлять небезпеку для здоров'я людини. А от негативно заряджені частинки, утворені з їхніх атомів (вони мають назву «йони»), для людини життєво необхідні. Для прикладу, один із таких йонів — іон Хлору Cl^- входить до

складу кухонної солі. Нею не лише приправляють чи консервують продукти харчування, але при певних захворюваннях хворим ставлять крапельниці з розчином цієї речовини.

Йонів Флуору організм людини потребує для міцності зубної емалі. Тому зубні пасти досить часто містять добавки сполук цього елемента. Йон Хлору входить до складу шлункового соку. Окремі медичні препарати, що діють заспокійливо на нервову систему людини, у своєму складі містять йони Брому. Потрібні організму людини і йодовмісні йони, щоб правильно функціонувала щитоподібна залоза. Якщо в її роботі виникають ускладнення, це негативно позначається на функціонуванні всього організму. Вам, очевидно, доводилося бачити на упаковках із кухонною сіллю напис «йодована». Що це означає? До кухонної солі додано невелику кількість солей Йоду, і в такий спосіб люди можуть поповнити запаси Йоду в своєму організмі.

Знаємо, розуміємо

1. Які елементи входять до природної родини галогенів?
2. Поясніть, чому галогени не трапляються у природі у вільному стані.
3. Дайте характеристику фізичних властивостей галогенів.
4. Що вам відомо про хімічні властивості галогенів? Як вони змінюються зі збільшенням порядкових номерів хімічних елементів?
5. Які елементи входять до природної родини інертних елементів? Чому вони мають таку назву?
6. Дайте характеристику фізичних властивостей і застосування інертних газів.

Застосовуємо

23. Випишіть формули складних речовин, що трапляються в тексті параграфа, та позначте над символами елементів валентність атомів.
24. Укажіть правильну відповідь, що стосується такого переліку речовин: *натрій, фтор, калій, бром, гелій, аргон, неон.*
    - **А** Переважають галогени
    - **Б** Переважають інертні гази
    - **В** Переважають лужні метали
    - **Г** Галогенів, інертних газів і лужних металів — порівну
25. Установіть відповідність між речовинами та їхніми відносними молекулярними масами:

Речовини		Відносні молекулярні маси	
1	Алюміній хлорид	**А**	80
2	Аргон	**Б**	160
3	Калій оксид	**В**	133,5
4	Бром	**Г**	40
		Д	94

§ 7 Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, як Д. І. Менделєєв здійснив відкриття періодичного закону;
- дізнатись, обрання якої ознаки хімічних елементів дозволило вченому їх класифікувати;
- пізнати один з основних законів природи — періодичний;
- формулювати означення періодичного закону;
- довідатися більше про гармонію навколишнього світу.

У 7-му класі ви вивчили закон збереження маси речовин у хімічних реакціях.

Інформація попередніх трьох параграфів цієї теми підготувала вас до розуміння й пізнання наступного важливого закону природи — *періодичного закону*. Закон відкрив Дмитро Іванович Менделєєв, а тому він названий на його честь періодичним законом Д. І. Менделєєва.

ВИБІР ОЗНАКИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВИМ. Щодо періодичного закону, то сукупністю досліджуваних властивостей є властивості хімічних елементів та їхніх сполук.

Пригадайте закон збереження маси речовини. Як з його дотриманням пишуть рівняння хімічних реакцій?

Закон — це твердження, яке за певних умов справджується стосовно всіх досліджуваних властивостей або явищ. Закон не має винятків, а його відкриттю передує попередня дослідницька робота.

На час відкриття періодичного закону було відкрито 63 хімічні елементи. Розглянуті в § 4 спроби попередників Д. І. Менделєєва класифікувати елементи на основі схожих ознак та властивостей не мали успіху. А тим часом наука хімія та навчальний предмет хімія продовжували розвиватись, і відчувалась гостра потреба в науковій класифікації всіх хімічних елементів. Молодий професор Санкт-Петербурзького університету Дмитро Іванович Менделєєв за власною ініціативою взявся за цю справу, бо, створюючи підручник «Основи хімії» і працюючи викладачем хімії в університеті, усвідомлював, наскільки потрібною була така класифікація.

На той час було опубліковано понад 30 праць його попередників щодо класифікації елементів. Учений зазначав, що він їх вивчив і для себе визначився з ознакою класифікації. Дійсно, перед Менделєєвим постало питання вибору ознаки класифікації. Ця ознака мала бути відмінною від тих, якими скористалися попередники, та стосуватися всіх без винятку елементів. На той час таких ознак було відомо дві — *валентність* і *атомна маса* хімічних елементів (тоді вона мала назву «атомна вага»). Дмитро Іванович обрав атомну масу, керуючись тим, що вона є незмінною характеристикою атомів і залишається такою, хоч би які хімічні явища відбувалися. Валентність же буває як постійною, так і змінною, до того ж однакову валентність можуть мати атоми елементів із різко відмінними

Фрагмент ряду елементів, розміщених

Назва елемента	Гідроген	Гелій	Літій	Берилій	Бор	Карбон	Нітроген	Оксиген
Порядковий номер	1	2	3	4	5	6	7	8
Хімічний знак	H	He	Li	Be	B	C	N	O
Відносна атомна маса (округлена)	1	4	7	9	11	12	14	16
Формула оксиду	H_2O	—	Li_2O	BeO	Be_2O_3	CO_2	N_2O_5	—
Валентність у вищому оксиді	1	0	1	2	3	4	5	—
Формула леткої сполуки з Гідрогеном	—	—	—	—	—	CH_4	NH_3	H_2O
Валентність у сполуці з Гідрогеном	—	—	—	—	—	4	3	2

хімічними властивостями речовин, як, наприклад, одновалентні лужні металічні елементи та одновалентні у сполуках з Гідрогеном і металами галогени. Але це ніскільки не означає, що вчений відмовився від використання валентності. Навпаки, він ретельно аналізував і порівнював валентність атомів у різних сполуках, і це допомагало йому в роботі над класифікацією хімічних елементів.

ОФОРМЛЕННЯ КАРТОК З ІНФОРМАЦІЄЮ ПРО ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. Щоб з'ясувати, чи існує загальна залежність властивостей хімічних елементів та їхніх сполук від атомної маси, Д. І. Менделєєв оформив 63 картки на кожний відомий елемент. Картка містила запис символу хімічного елемента, округлену атомну масу, формулу оксиду, вищу валентність за Оксигеном, формулу леткої водневої сполуки (для неметалічних елементів), валентність елемента в ній. Усі відомі на той час хімічні елементи вчений розташував в один ряд за збільшенням атомної маси, пронумерував їх, а наданий номер назвав *порядковим номером*.

Для кращого сприйняття цієї інформації попрацюємо з таблицею 6.

З наведеного фрагмента бачимо, що на окремих відрізках ряду спостерігається поступова зміна властивостей елементів і їхніх сполук. Так, на відрізку від Літію до Флуору металічні властивості сполук поступово спадають, а неметалічні — зростають і досягають максимуму у Флуору. Під номером 10 розташований інертний хімічний елемент Неон. Тобто при переході від галогену до цього елемента спостерігається різкий спад активності. Як ви вже знаєте, на відміну від галогенів, неон не реагує ні

Таблиця 6

у порядку збільшення їхньої атомної маси

	Флуор	Неон	Натрій	Магній	Алюміній	Силіцій	Фосфор	Сульфур	Хлор	Аргон	Неон
	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	10
	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	Ne
	19	20	23	24	27	28	31	32	35	40	20
	—	—	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—	—
	—	0	1	2	3	4	5	6	7	0	0
	HF	—	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—	—
	1	0	—	—	—	4	3	2	1	0	0

з воднем, ні з металами і за своїми властивостями нагадує елемент із порядковим номером 2, тобто Гелій.

Одинадцятим розташований Натрій — представник родини найактивніших лужних елементів. Від Натрію й до Аргону з поступовим збільшенням атомної маси спостерігається схожа з рядом Літій — Неон зміна таких характеристик: металічні властивості елементів поступово послаблюються, неметалічні — зростають; валентність за Оксигеном збільшується; валентність неметалічних елементів у бінарних сполуках із Гідрогеном зменшується. Тобто серед них так само відбувається поступове зростання неметалічних властивостей, яке досягає максимуму в розташованого сімнадцятим Хлору. Після Хлору знову з'являється неактивний інертний елемент Аргон. Тобто через проміжок у вісім хімічних елементів властивості повторилися.

Якщо б ми продовжували аналізувати й далі, то побачили б, що дев'ятнадцятий елемент Калій — представник лужних елементів — повторює властивості елементів з порядковими номерами 3 та 11, бо вони є представниками однієї природної родини лужних елементів.

ВІДКРИТТЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Аналізуючи подібним чином ряд елементів, розташованих за збільшенням атомної маси, Д. І. Менделєєв дійшов висновку, що за постійного збільшення атомної маси властивості елементів та їхніх сполук періодично повторюються. На підставі цього він робить повідомлення про своє відкриття й формулює закон. В історію науки хімії цей закон увійшов як ***періодичний закон Д. І. Менделєєва.***

Періодичний закон формулюється так: властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Датою відкриття закону вважається *17 березня 1869 року*. Саме в цей день учений виступив із доповіддю про періодичність у зміні властивостей хімічних елементів на засіданні Російського хімічного товариства.

Сторінка ерудита

Микола Ярошенко. Портрет Д. І. Менделєєва

Дмитро Іванович Менделєєв (*1834–1907*) — видатний учений, відомий роботами в галузі хімії, фізики, геології, економіки та метеорології, видатний педагог. Середню освіту здобув у Тобольській гімназії, вищу — у Петербурзькому педагогічному інституті, який закінчив із золотою медаллю. Коло його наукових інтересів було дуже широким. А його наукові праці налічують 26 томів.

Менделєєв був прекрасним педагогом, понад 30 років працював викладачем Петербурзького університету. У створеному ним підручнику «Основи хімії» вперше потрактовано неорганічну хімію з позицій періодичного закону. Упродовж 80 років було зроблено понад 20 перевидань цього підручника різними мовами.

Д. І. Менделєєв любив музику, живопис, захоплювався літературою. Удома в нього частими гостями були відомі музиканти, художники, письменники. З художником А. І. Куїнджі (автор шедевру живопису — картини «Ніч на Дніпрі»), хіміком і композитором О. П. Бородіним (автор опери «Князь Ігор») він приятелював багато років.

Науковець Боніфатій Михайлович Кедров провів детальне вивчення спадщини відкривача періодичного закону та опублікував матеріали дослідження, серед яких є наведені нижче цитати самого Менделєєва:

«Я був із самого початку глибоко переконаний у тому, що головна властивість атомів, атомна вага чи маса атома, повинна визначати основні властивості кожного елемента... Зіставивши все, я цілком ясно побачив періодичний закон й отримав повне підтвердження, що він відповідає глибинній природі речей. У його світлі переді мною розкрилися цілі нові галузі науки. Я в нього внутрішньо повірив тією вірою, яку вважаю необхідною для кожної плідної справи».

А ще Дмитро Іванович передбачив, що нові відкриття вчених не загрожують закону руйнацією, а тільки «надбудову і розвиток обіцяють». І це дійсно так, бо й через півтора століття після відкриття закону хіміки всього світу ним користуються і завдяки цьому досягають успіхів у відкритті нових елементів та сполук.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. З'ясуйте, починаючи від Літію, через скільки елементів у періодичній системі міститься елемент, що належить до родини лужних. Це саме з'ясуйте для галогенів, починаючи з Флуору.

Однакові чи різні дані ви здобули? Чи простежується в цьому закономірність?

Стисло про основне

- ✓ Попередники Д. І. Менделєєва, обравши за ознаку класифікації подібні властивості окремих груп елементів, підготували ґрунт для відкриття періодичного закону, але не змогли вивести закономірність, яка б стосувалася всіх без винятку елементів.
- ✓ Д. І. Менделєєв обрав за ознаку класифікації атомну масу — сталу характеристику, що стосується всіх елементів і для кожного з них має певне значення, тобто ніколи не повторюється.
- ✓ Виявлена Д. І. Менделєєвим періодична повторюваність властивостей речовин дала йому змогу сформулювати періодичний закон, згідно якого властивості простих речовин, а також форми і властивостя складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.
- ✓ Періодичний закон — це загальний закон природи, він дає змогу передбачати та відкривати нові елементи, створювати нові речовини.

Знаємо, розуміємо

1. Чому попередники Д. І. Менделєєва не змогли здійснити класифікацію всіх хімічних елементів?
2. Що обрав за ознаку класифікації хімічних елементів Д. І. Менделєєв?
3. Яку підготовчу роботу, що сприяла виявленню періодичної повторюваності властивостей елементів та їхніх сполук, провів Д. І. Менделєєв?
4. Дайте визначення періодичного закону у формулюванні Д. І. Менделєєва.
5. Наведіть два приклади елементів, що повторюють властивості Флуору. Через скільки елементів, розташованих за збільшенням їх відносних атомних мас в один суцільний ряд, настає повторення?
6. Наведіть два приклади елементів, що повторюють властивості Літію. Через скільки елементів, розташованих в один суцільний ряд, кожний із них з'являється?
7. Отримані в завданнях 5 і 6 відповіді порівняйте. Що в них однакового?
8. У таблиці 6 знайдіть хімічні елементи, вищі оксиди яких відповідають загальній формулі EO_2. Назвіть загальну формулу їхніх летких сполук з Гідрогеном.
9. Що з автобіографії Д. І. Менделєєва вас найбільше вразило і зацікавило?

§ 8 Структура періодичної системи хімічних елементів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти принцип створення та розвитку періодичної системи;
- сформувати розуміння про складові періодичної системи.

З періодичною системою хімічних елементів ви ознайомились у 7-му класі та користувались нею як довідковою, коли необхідно було дізнатися про відносну атомну масу елемента, кількість протонів та нейтронів у ядрі, кількість електронів в електронній оболонці атома. Але це далеко не вся інформація, яку надає періодична система. Настав час докладніше вивчити періодичну систему і за потреби використовувати набуті знання.

СТВОРЕННЯ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВИМ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Одночасно з відкриттям періодичного закону Д. І. Менделєєв працював над створенням періодичної системи хімічних елементів. Для цього суцільний ряд елементів, укладений (вибудуваний) за збільшенням відносної атомної маси, учений розбив на коротші ряди та розмістив їх таким чином, щоб елементи з природних родин були розташовані один під одним. При цьому виявилося, що в деяких місцях розташування елементів природних родин не співпадало. Та вчений був твердо переконаний у достовірності періодичного закону, а тому висунув два припущення:

1) атомні маси деяких елементів потребують уточнення;

2) повинні існувати деякі ще не відкриті елементи, і для них слід залишити вільні клітинки в таблиці.

І ці припущення він перевірив.

Наведемо приклади.

Приклад 1. До початку роботи Д. І. Менделєєва над створенням класифікації елементів вважалося, що в Берилію відносна атомна маса 13,5. У такому випадку він мав би розміститися між Карбоном і Нітрогеном, що призвело б до того, що схожі елементи не потрапили б в одну групу. Тоді Дмитро Іванович звернув увагу на те, що за формою і властивостями сполук цей елемент має зайняти місце між Літієм і Бором, і висловив припущення про помилку у визначенні відносної атомної маси Берилію. Експериментальні дослідження підтвердили правильність думки Д. І. Менделєєва.

Приклад 2. Д. І. Менделєєв вважав, що окрім відомих на той час 63-х хімічних елементів, існують й інші, поки що не відкриті. Для них він залишив порожні клітинки. До прикладу, такими були клітинки з порядковими номерами 21, 31, 32. Дмитро Іванович не лише залишив місця в періодичній системі для хімічних елементів із цими порядкови-

ми номерами, а й правильно описав їхні властивості. Усі три елементи були відкриті за життя Д. І. Менделєєва й дістали назви *Скандій, Галій, Германій*. Їхні властивості збіглися з властивостями, передбаченими великим ученим. Після цих відкриттів періодичний закон здобув світове визнання, а періодична система як графічне відображення закону стала таблицею номер один для всіх хіміків і тих, хто вивчає хімію у школі чи університеті.

Періодичною системою називається впорядкована множина хімічних елементів та їх класифікація.

Той факт, що інертним та деяким іншим елементам, відкритим після 1869 р., знайшлося місце в періодичній системі, свідчить про універсальний характер періодичного закону, а періодична таблиця, яку з часом назвали періодичною системою, є його відображенням.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА, ЇЇ ФОРМА ТА СТРУКТУРА. Прообразом сучасної періодичної системи була таблиця «Досвід системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі та хімічній подібності» (*мал. 12*), опублікована Д. І. Менделєєвим 1 березня 1869 р. Протягом двох із половиною років учений удосконалював систему розподілом елементів на ***групи, періоди, ряди***, після чого вона набула сучасних обрисів.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

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 Pl = 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 Br = 80 I = 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?

Д. Менделеевъ

Мал. 12 Таблиця «Досвід системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі та хімічній подібності», опублікована Д. І. Менделєєвим 1 березня 1869 р.

За роки існування періодичної системи пропонувалася велика кількість варіантів її графічного зображення. Це були переважно таблиці, хоча траплялися й геометричні фігури, спіралі тощо. Найбільше визнання здобули дві табличні форми — **короткоперіодична** (*перший форзац підручника*) та **довгоперіодична** (*другий форзац підручника*).

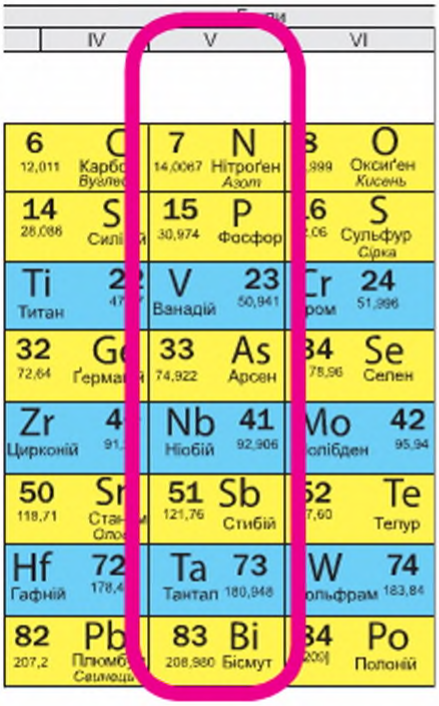
У структурі обох варіантів таблиці розрізняють **періоди** та **групи**.

Періодом називається горизонтальний ряд елементів, який розпочинається лужним металічним елементом і закінчується інертним елементом (*мал. 13*). Виняток становлять перший період, який починається Гідрогеном і містить лише два елементи, та останній, який ще не завершений, а тому інертний елемент у ньому відсутній.

Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва (короткий варіант)

Періоди	Групи I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1 Водень						(H)	2 He
2	Li 3 Літій 6,941	Be 4 Берилій 9,012	5 10,81 B Бор	6 12,011 C Карбон Вуглець	7 14,0067 N Нітроґен Азот	8 15,999 O Оксиґен Кисень	9 18,998 F Фтор Фтор	10 20,180 Ne Неон
3	Na 11 Натрій 22,990	Mg 12 Магній 24,305	13 26,982 Al Алюміній	14 28,086 Si Силіцій	15 30,974 P Фосфор	16 32,06 S Сульфур Сірка	17 35,453 Cl Хлор	18 39,948 Ar Аргон

Мал. 13 Період у періодичній системі



Мал. 14 Група в періодичній системі

Усього в періодичній системі 7 періодів, їх позначено арабськими цифрами від 1 до 7.

Група — це вертикальний стовпчик елементів, схожих за властивостями та формою їх сполук (*мал. 14*).

Груп у періодичній системі — вісім. Вони пронумеровані римськими цифрами від I до VIII (*мал. 13*).

Користуючись періодичною системою, наведіть по два приклади хімічних елементів кожної з восьми груп.

БУДОВА КОРОТКОПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Зверніть увагу, що за номерами періодів у ній ідуть номери рядів, позначені також

арабськими цифрами від 1 до 10. Як бачимо, рядів більше, ніж періодів. Це свідчить про те, що окремі періоди складаються більш ніж з одного ряду. Зверніться до періодичної системи, і ви побачите, що перший, другий, третій та сьомий періоди утворені з одного ряду, а четвертий, п'ятий та шостий періоди складаються з двох рядів — парного та непарного. Перші шість періодів є завершеними, тобто в них немає місця для розміщення нововідкриваних хімічних елементів. Сьомий період незавершений, і нововідкриті штучно добуті хімічні елементи поповнюють його.

Періоди, що складаються з одного ряду, називаються **малими**, а періоди, що складаються з двох рядів, — **великими**. У довгоперіодичній системі поділу на ряди немає.

Як ви знаєте, повторюваність властивостей хімічних елементів та їхніх сполук відбувається періодично, тобто через певний проміжок елементів. У періодичній системі такими проміжками є періоди. Зрозуміло, у малих періодах періодична повторюваність властивостей і форм сполук виявляється швидше, ніж у великих періодах.

За допомогою короткоперіодичної системи з'ясуйте, які періоди належать до малих, а які — до великих. Зверніться до періодичної системи та переконайтеся у відсутності в ній рядів.

Попрацюйте з таблицею та з'ясуйте, скількома елементами відокремлюються лужні металічні елементи Натрій і Калій, а скількома — Калій і Рубідій.

Розглянемо особливості груп короткоперіодичної системи хімічних елементів на прикладі сьомої групи. Розпочинається вона Флуором. Чітко під ним в один стовпчик записані всі інші галогени. Вони утворюють **головну підгрупу** VII групи. Зверніть увагу, що серед них є представники і малих, і великих періодів. У цієї самої групи є ще один стовпчик елементів, що не ввійшов до галогенів. Він розпочинається лише з четвертого періоду металічним елементом, що має назву «Манган». Чітко під ним розташовані Технецій, Реній, Борій. Разом вони утворюють **побічну підгрупу** хімічних елементів VII групи періодичної системи.

Головними підгрупами називаються підгрупи, до складу яких входять елементи і малих, і великих періодів. **Побічними підгрупами** називаються підгрупи, до складу яких входять елементи лише великих періодів.

У складі головних підгруп, починаючи з третьої групи, містяться неметалічні хімічні елементи (ними головні підгрупи починаються) та металічні елементи. Головні підгрупи VII та VIII груп періодичної системи повністю складаються з неметалічних елементів.

Ви знаєте, що зі збільшенням відносної атомної маси елементів неметалічні властивості галогенів послаблюються, тоді як у лужних елементів металічні властивості — посилюються. Ці закономірності, притаманні елементам головних підгруп.

У межах головної підгрупи зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента металічні властивості посилюються, а неметалічні — послаблюються.

Скористайтеся цією закономірністю, щоб з'ясувати: у якого з елементів II групи головної підгрупи — Магнію чи Кальцію — більш виражені металічні властивості; в Оксигену чи Сульфуру (VI група головна підгрупа) — більш виражені неметалічні властивості.

У нижній частині періодичної системи під сьомим періодом є ще чотири горизонтальні рядки, що мають назви: «Вищі оксиди», «Леткі водневі сполуки», «Лантаноїди», «Актиноїди».

У рядку **«Вищі оксиди»** для кожної групи наведено загальну формулу оксиду з максимальною валентністю елемента, хоча в цього загального правила існують винятки, наприклад, Купрум розміщений у I групі, проте вищий оксид має формулу CuO, Флуор — у VII групі, а формула сполуки з Оксигеном — F_2O.

Обчисліть валентність елемента, позначеного в загальних формулах вищих оксидів великою літерою R, і ви переконаєтеся, що вона дорівнює номеру групи.

Загальні формули **летких водневих сполук** (таку назву мають газуваті сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном) записані лише під четвертою, п'ятою, шостою та сьомою групами. А оскільки неметалічні елементи в періодичній системі розміщені лише в головних підгрупах, то зазначені загальні формули летких водневих сполук стосуються неметалічних елементів головних підгруп. Наприклад, у головній підгрупі IV групи розміщені два неметалічні елементи — Карбон і Силіцій. Зважаючи на загальну формулу RH_4, складаємо формули сполук із Гідрогеном: CH_4 та SiH_4.

ЛАНТАНОЇДИ ТА АКТИНОЇДИ. Знайдемо в періодичній системі елемент із порядковим номером 57. Це Лантан. Він розміщений у шостому періоді, третій групі, побічній підгрупі. Зверніть увагу, що наступний елемент Гафній має порядковий номер не 58, а 72. І це не помилка. Елементи з порядковими номерами 58–71 винесені за межі послідовного розміщення елементів у періодичній системі в рядок із назвою «Лантаноїди». Аналогічно вчинили з елементами, що мають порядкові номери 90–103. Їх ми знаходимо в рядку «Актиноїди».

Лантаноїди та актиноїди з'явилися в періодичній системі на початку XX ст., коли за короткий час відбулося відкриття близько 40 нових елементів. На той час у періодичній системі вільними залишалися лише сім клітинок у шостому та сьомому періодах, тоді як розміщувати потрібно було 28 хімічних елементів. Оскільки 14 елементів (порядкові номери

58–71) мають спільні властивості з властивостями Лантану, їх назвали **лантаноїдами** й винесли в окремий рядок періодичної системи. Подібним чином розмістили й елементи з порядковими номерами 90–103, названі **актиноїдами** (*мал. 15*).

7	Fr 87 Францій [223]	Ra 88 Радій 226,03	Ac** 89 Актиній [227]	Rf 104 Резерфордій [265]	Db 105 Дубній [268]	Sg 106 Сиборгій [271]	Bh 107 Борій [270]	Hs 108 Гасій [277]	Mt 109 Майтнерій [276]	Ds 110 Дармштадтій [281]	
	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперніцій	113 Uut [284] Унунтрій	114 Fl [289] Флеровій	115 Uup [288] Унунпентій	116 Lv [293] Ліверморій	117 Uuh [294] Унунсептій	118 Uuo [294] Унуноктій			
Вищі оксиди	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4			
Леткі сполуки				EH_4	EH_3	H_2E	HE				
* Лантаноїди	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,908 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометій	62 Sm 150,4 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій
** Актиноїди	90 Th 232,038 Торій	91 Pa 231,036 Протактиній	92 U 238,028 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделевій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [262] Лоуренсій

Мал. 15 Лантаноїди та актиноїди в періодичній системі

ДОВГА ФОРМА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ. У довгоперіодичній системі теж 7 періодів, проте ряди відсутні.

Груп хоча теж вісім, однак вони називаються не головними та побічними, а групами **А** та **Б**. Першими розташовані I А та II А групи. Потім з'являються вісім груп із літерою Б. Після них періоди продовжують і завершують елементи груп А: III А, IVA, V A, VI A, VII A, VIII A.

Елементи групи Б відсутні в перших трьох періодах, а присутні лише в 4–7-му періодах. Ознайомимося ближче з елементами груп Б на прикладі 4-го періоду (порядкові номери 21–30). Їх усього 10, і вони належать до металічних елементів. Відшукаємо їх місце в короткоперіодичній системі. У ній вони розташовані під цими самими порядковими номерами в побічних підгрупах I–VIII груп.

У будь-якому варіанті таблиці елементи легко відшукати, якщо пам'ятати, що вони розміщені згідно з їхніми порядковими номерами.

Стисло про основне

- Періодична система — сукупність хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх атомних мас і впорядкованих у формі таблиці, що є графічним виразом періодичного закону.
- Періодична система складається із 7 періодів і 8 груп хімічних елементів, що поділяються на підгрупи в короткому варіанті періодичної системи, двічі повторюються в довгому варіанті періодичної системи під літерами А і Б.
- У періоді зі зростанням атомної маси хімічних елементів відбувається поступовий перехід від металічних властивостей до неметалічних.
- У групах розміщені хімічні елементи з подібними властивостями та формами сполук.
- Періодичність властивостей хімічних елементів підтверджується тим, що в кожному періоді наявні елементи зі схожими властивостями та однаковою формою оксидів, гідратів оксидів, летких водневих сполук.

Сторінка ерудита

Свідченням того, що періодичний закон передбачає добудови періодичної системи, є залишені Д. І. Менделєєвим вільні клітинки для ще не відкритих елементів, опис властивостей деяких із них. Так, між Силіцієм та Станумом залишалася незаповненою клітинка 32, у якій, за висловленим у 1871 р. Д. І. Менделєєвим передбаченням, має розміститись елемент під умовною назвою «екасиліцій».

У 1886 р. німецький учений Клеменс-Олександр Вінклер, аналізуючи один із мінералів, виявив у ньому новий елемент. Учений виділив елемент у вигляді простої речовини, добув його солі, вивчив властивості й назвав на честь своєї країни Германієм.

Нижче наведено порівняння властивостей хімічного елемента з порядковим номером 32, передбачених Менделєєвим, із властивостями відкритого Вінклером Германію:

Ознаки порівняння	**Екасиліцій Es, передбачений Д. І. Менделєєвим**	**Германій Ge, відкритий Вінклером**
Властивості металів	Плавкий метал, здатний при сильному нагріванні випаровуватись	Сірий метал, плавиться при 936 °С, за вищих температур випаровується
Атомна маса	≈ 72	72,59
Густина	≈ 5,5 г/см^3	5, 35 г/см^3 при 20 °С
Вищий оксид	EsO_2, повинен легко відновлюватися, густина ≈ 4,7 г/см^3,	GeO_2, легко відновлюється вугіллям чи воднем до металу, густина — 4,703 г/см^3
Бінарна сполука з Хлором	$EsCl_4$ — рідина з температурою кипіння ≈ 90 °С і густиною ≈ 1,9 г/см^3	$GeCl_4$ — рідина з температурою кипіння 83 °С і густиною при 18 °С 1,88 г/см^3

Знаємо, розуміємо

1. Що називається періодичною системою?
2. Поміркуйте, у чому полягають схожість і відмінність короткоперіодичної та довгоперіодичної систем хімічних елементів.
3. Сформулюйте визначення періоду, ряду, групи, підгрупи. Наведіть приклади.

Застосовуємо

26. З'ясуйте кількість елементів у періодах і заповніть таблицю:

Номер періоду	1	2	3	4	5	6	7
Кількість елементів							

27. Поясніть, як змінюються властивості хімічних елементів зі збільшенням порядкових номерів у:
а) періодах;
б) головних підгрупах (групах А).

28. Д. І. Менделєєв визначив, що маса хімічного елемента приблизно дорівнює середньому арифметичному атомних мас сусідніх по періоду і групі елементів. Користуючись цим, обчисліть атомні маси елементів із порядковими номерами 12 і 23 та порівняйте їх із даними таблиці.

§ 9 Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне і нуклонне числа

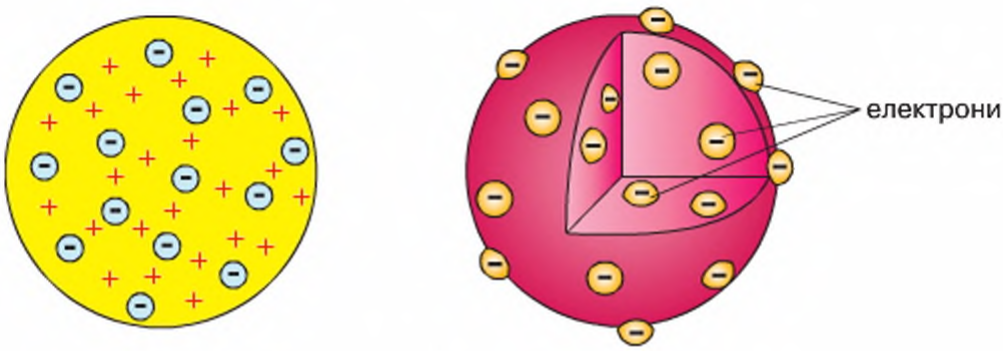
Вивчення параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, які моделі будови атома відомі в науці;
- дізнатися про внесок вітчизняних і зарубіжних учених у вивчення будови атома;
- характеризувати склад ядер;
- поповнити запас наукової термінології термінами «протонне число» і «нуклонне число»;
- усвідомити роль теоретичних та експериментальних досліджень у розвитку науки.

УЯВЛЕННЯ ПРО БУДОВУ АТОМА. Нагадаємо, що термін *атом* виник ще в античному світі й у перекладі з грецької означає «неподільний». Майже до кінця XIX ст. панувала думка, що атом не підлягає поділу на менші частинки. Однак після відкриття (*1897 р.*) в атомі негативно заряджених електронів та явища радіоактивності вчені зрозуміли, що це не так.

Радіоактивність — самодовільний розпад нестійких атомних ядер, який супроводжується радіоактивним випромінюванням.

МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА ТОМСОНА. Першу модель будови атома (*мал. 16*) розробив ***Джозеф Джон Тóмсон*** (1856–1940) — англійський фізик, який у 1897 р. відкрив у складі атома електрони.

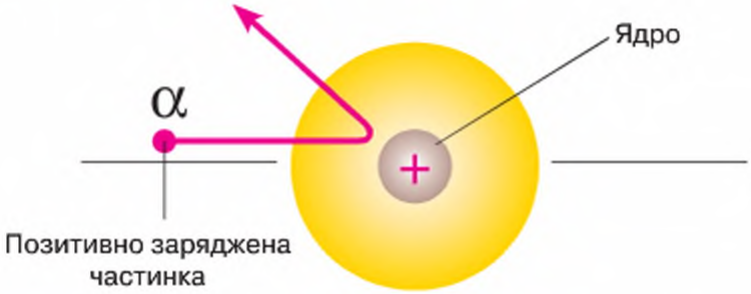


Мал. 16 Модель будови атома Томсона

За цією моделлю атом є позитивно зарядженою по всьому об'єму кулькою, в яку вкраплені негативно заряджені частинки — електрони. Атом у цілому нейтральний. Маса атома теж рівномірно розподілена в цьому об'ємі.

Модель Томсона проіснувала в науці недовго. Через кілька років її спростував англійський фізик ***Ернест Резерфóрд*** (1871–1937) на підставі результатів власних експериментальних досліджень. Пропускаючи прямолінійно потік позитивно заряджених частинок із масою атома Гелію

крізь тоненькі металеві пластинки, він виявив, що більшість частинок проникає крізь пластинку, деяка частина відхиляється під певними кутами від заданого їм прямолінійного руху, а приблизно 1/10000 частина відскакує назад (*мал. 17*).



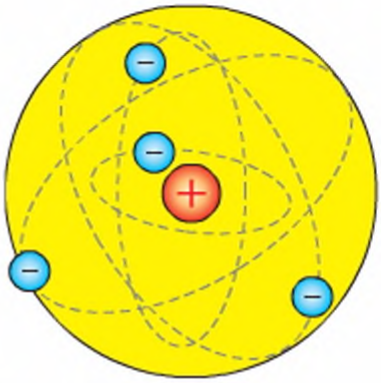
Мал. 17 Відхилення позитивної зарядженої частинки від ядра

Поведінку однієї з десяти тисяч частинок у цьому досліді вчений пояснив таким чином. Оскільки частинки мали позитивний заряд, то відштовхувати (відкидати назад) їх могли інші частинки — також позитивно заряджені. Однойменні заряди, як вам відомо, відштовхуються. Такі результати досліду поставили під сумнів модель Томсона, бо доводили, що більшість атомного простору не несе позитивного заряду, він сконцетрований в одному місці й займає дуже малий об'єм. На цій підставі було зроблено висновок, що атоми складаються з позитивно зарядженої серцевини — ядра та негативно заряджених частинок — електронів, розміщених за його межами. Тому Е. Резерфорд запропонував у 1911 р. нову модель будови атома.

ПЛАНЕТАРНА МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА РЕЗЕРФОРДА. Прообразом цієї моделі стала модель Сонячної системи. За моделлю весь позитивний заряд і майже вся маса атома (99,4 %) зосереджені в атомному ядрі. Розмір ядра надзвичайно малий у порівнянні з розмірами атома. Навколо ядра коловими або еліптичними орбітами, як планети навколо Сонця (звідси походить назва моделі), безупинно рухаються електрони, утворюючи електронну оболонку атома.

Заряд електрона — найменший з усіх відомих зарядів (*докладніше про це ви дізнаєтесь на уроках фізики*), його абсолютним значенням користуються вкрай рідко. Здебільшого використовують умовний заряд −1. Позитивний заряд ядра дорівнює сумарному негативному заряду електронів, тому атом у цілому залишається незарядженим (електронейтральним) (*мал. 18*).

У 1919 р. Е. Резерфорд під час експериментальних досліджень здійснив розщеплення ядра й відкрив **протони** — позитивно заряджені частинки, за рахунок яких ядро має позитивний заряд. Протон, як і електрон, має дуже малу масу, правда, у порівнянні з ним вона в 1836 разів більша. А от заряди обох частинок є однаковими, але протилежними за знаком. Тож заряд протона умовно дорівнює +1.



Мал. 18 Модель атома Резерфорда

Сьогодні вчені всього світу користуються теорією про те, що, крім протонів, до складу ядра входять нейтрони. Теоретичне припущення про існування нейтронів у ядрі висловив у 1932 р. відомий фізик ***Дмитро Дмитрович Іваненко***. У 1933 р. він виголосив доповідь про протонно-нейтронну структуру ядра атома, у якій спирався на те, що в ядрі є важкі частинки однакової маси — протони та нейтрони. Останні, на відміну від протонів та електронів, не несуть електричних зарядів. Звідси походить їх назва — «нейтрони» (нейтральні). Геніальне передбачення Д. Д. Іваненка здобуло експериментальне підтвердження в дослідах англійського фізика *Джеймса Чедвіка* (1891–1974), за що в 1935 р. він був удостоєний Нобелівської премії.

Сторінка ерудита

Дмитро Дмитрович Іваненко

Дмитро Дмитрович Іваненко (1904–1994) — видатний фізик-теоретик, який зробив фундаментальний внесок у розвиток багатьох розділів ядерної фізики, теорії поля та теорії гравітації. Блискучий викладач кількох вищих навчальних закладів СРСР, у тому числі й в Україні. Світове визнання Дмитро Дмитрович отримав у 1932 р. (у віці 27 років!), коли першим на основі теоретичних узагальнень запропонував протонно-нейтроннну модель атомного ядра.

Народився 29 липня 1904 р. в Полтаві в сім'ї редактора та вчительки. У 1920 р. закінчив гімназію в Полтаві, де його жартома називали «професором». Першу вищу освіту здобув на фізико-математичному факультеті Полтавського педагогічного інституту, у 1923–1927 рр. навчався в Ленінграді. У 30-ті роки — науковий співробітник Фізико-математичного інституту АН СРСР, завідувач теоретичного відділу Українського фізико-технічного інституту (УФТІ) в Харкові, завідувач кафедри теоретичної фізики механіко-машинобудівного інституту, професор Харківського університету. У. 1940 р. захистив докторську дисертацію на тему «Основи теорії ядерних сил» і продовжував займатись теоретичною фізикою, а також очолив кафедру тео-

ретичної фізики в Київському державному університеті імені Тараса Шевченка. З 1943 р. й до останніх років свого життя — професор фізичного факультету Московського державного університету імені М. В. Ломоносова.

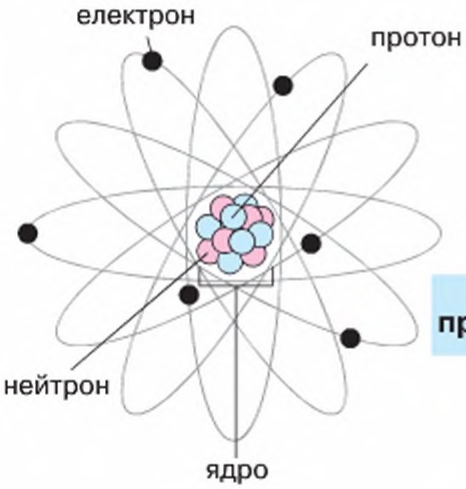
Наукові заслуги вченого високо оцінили нобелевські лауреати: П. Дірак, Х. Юкава, Н. Бор, І. Пригожин і С. Тінг, — які спілкувалися з ним і залишили свої знамениті вислови на стінах кабінету Д. Д. Іваненка на фізичному факультеті МДУ імені М. В. Ломоносова.

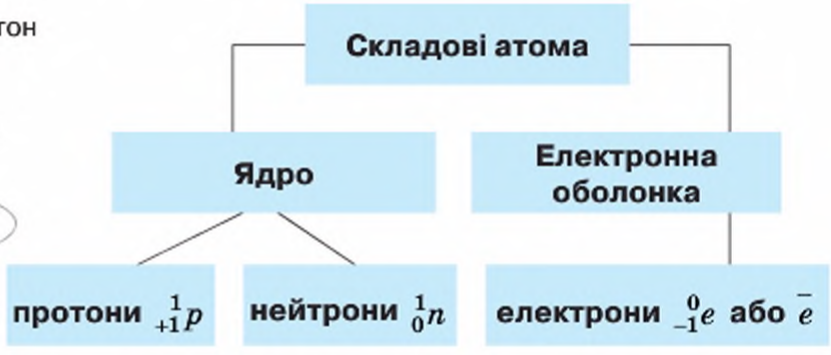
Попрацюйте групами

Сестра Дмитра Дмитровича Іваненка **Оксана Іваненко** (1906–1997) — відома українська письменниця, автор багатьох книжок та літературних казок. Пригадайте, які з її творів вам відомі (вивчали у школі). У вільну хвилину поцікавтеся більше її творчістю, враженнями від прочитаного поділіться в малих групах.

Подальші досягнення у вивченні будови атома у XX ст. ознаменувались відкриттям нейтральної частинки *n* **нейтрона** у складі ядра атома. Нейтрони і протони формують атомне ядро й визначають масу атома. Так сформувалися сучасні погляди на склад і будову атома. Узагальнимо їх.

СУЧАСНІ ПОГЛЯДИ НА СКЛАД І БУДОВУ АТОМА. Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки. До складу ядра входять: позитивно заряджені *протони*, незаряджені (нейтральні) *нейтрони*. Негативно заряджені *електрони* перебувають у безупинному русі й формують електронну оболонку атома. Протони прийнято позначати $^{1}_{+1}p$, нейтрони — $^{0}_{1}n$, електрони — $\bar{e}$ (*мал. 19*).





Мал. 19

Схема будови атома, складові атома

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини.

Усі складові частинки атома мають надзвичайно малу масу, до того ж маса протона приблизно дорівнює масі нейтрона, тоді як маса електрона в 1836 разів менша від маси протона. Тому в науці масу протона і нейтрона прийнято за 1, на підставі чого маса електрона дорівнює 1/1836. Інформацію про будову атома та його складові вміщено в таблиці 7.

Таблиця 7

Будова та складові частинки атома

Частинка та її розміщення в атомі	Відносна маса (а. о. м.)	Абсолютна маса, кг	Заряд (в одиницях елементарного заряду)
Протон (${}^{1}_{+1}p$), у ядрі	1	$1{,}627 \cdot 10^{-27}$	+ 1
Нейтрон (${}^{1}_{0}n$), у ядрі	1	$1{,}625 \cdot 10^{-27}$	0
Електрон ($\bar{e}$), в електронній оболонці	1/1836	$9{,}109 \cdot 10^{-31}$	–1

Незважаючи на те, що ядро має розміри, у десятки тисяч разів менші від розмірів електронної оболонки, основна маса атома зосереджена саме в ньому. При обчисленні відносної атомної маси елемента масою електронів нехтують.

Як виявилося, порядковий номер елемента в періодичній системі та число протонів у ядрі його атома збігаються. Наприклад, порядковий номер Кальцію дорівнює 20, і ядро атома Кальцію містить 20 протонів, порядковий номер Брому — 35, і ядро атома Брому містить теж 35 протонів.

Отже, завдяки описаним досягненням учених людству стало відомо про складну будову атома та його складові частинки. Однак на цьому етапі не всі загадки атома були розгадані.

Стисло про основне

- ✓ До кінця XIX ст. атом вважали не подільним на менші частинки. Уявлення про складну будову атома сформувались у першій третині XX ст.
- ✓ Відкриття електрона послужило підставою для створення моделі будови атома Томсона (1904 р.). Модель Томсона швидко замінилася планетарною моделлю атома Резерфорда. Цьому сприяли експериментальні докази того, що позитивний заряд не розподілений по всьому об'єму атома, а сконцентрований в одному місці.

- ✓ Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і в цілому є незарядженою (електронейтральною) частинкою.
- ✓ До складу ядра атома входять протони (позитивно заряджені частинки) та нейтрони (частинки, що не мають заряду).
- ✓ Абсолютні маси складових частинок атома дуже малі, тому користуються їх відносними масами: у протона й нейтрона вони приблизно однакові та прийняті за 1, маса електрона у 1836 разів менша.
- ✓ Ядро порівняно з атомом має дуже малі розміри, але в ньому зосереджена основна маса атома.

Сторінка ерудита

Альфред Нобель

Золота медаль Нобелівської премії

Шведський інженер Альфред Нобель (1833–1896) — винахідник вибухових речовин і власник багатьох заводів з їх виробництва. Не маючи власної сім'ї, весь свій капітал, що на той час прирівнювався до 9 мільйонів доларів, заповів людству. У складеному вченим заповіті вказано, щоб відсотки з його капіталу щорічно йшли на преміювання людей, котрі впродовж минулого року принесли найбільшу користь людству. Зазначені відсотки він розпорядився поділити на п'ять рівних частин: одна — для тих, хто зробить видатні відкриття у фізиці, друга — у хімії, третя — у фізіології і медицині, четверта — у галузі мистецтва, п'ята — тому, хто зробить визначний внесок у згуртування і процвітання націй. Особливим бажанням А. Нобеля було те, щоб враховували досягнення і не зважали на національність кандидатів на премії.

Одними з перших лауреатів Нобелівської премії були відкривач будови атома Ернест Резерфорд у 1908 р. і Марія Склодовська-Кюрі у 1911 р.

Премію з хімії жінці присудили за унікальні дослідження Радію, який має надзвичайно велику випромінювальну здатність, у значних дозах смертельну для людини. Разом зі своїм чоловіком П'єром Кюрі вона була удостоєна Нобелівської премії (1903 р.) також із фізики — за відкриття радіоактивності елементів Полонію (Po) і Радію (Ra). Марія Склодовська-Кюрі — перший учений, удостоєний такої високої наукової нагороди двічі. Вона була також першою жінкою-професором.

Ернест Резерфорд

Марія Склодовська-Кюрі

Знаємо, розуміємо

1. Які дослідження дали змогу вченим з'ясувати будову атома?
2. Розкажіть, у чому полягала відмінність у моделях Томсона та Резерфорда.
3. Схарактеризуйте складові частинки атома.
4. До якої складової атома входять:
   а) протони;
   б) електрони;
   в) нейтрони?
5. Який внесок у розкриття будови атома вніс видатний наш співвітчизник Д. Д. Іваненко?
6. Кому належать відкриття:
   а) протона;
   б) нейтрона;
   в) електрона?
7. Чому модель Томсона проіснувала недовго?
8. Як Е. Резерфорд пояснював відхилення позитивно зарядженних частинок при пропускання їх крізь тоненькі металеві пластинки (*малюнок 17*)?
9. За що присуджують Нобелівську премію? Поясніть походження її назви.
10. Назвіть відомих вам учених, удостоєних Нобелівської премії за відкриття, зв'язані з будовою атома та властивостями його структурних частинок.

Застосовуємо

29. Для елементів з порядковими номерами 28, 36, 57, 84 зазначте заряд ядра їх атомів, кількість електронів в атомі.
30. Визначте хімічні елементи за наведеними відомостями про них:
    а) елемент міститься в 4-му періоді, IV групі, головній підгрупі;
    б) елемент міститься в 4-му періоді, I групі, побічній підгрупі;
    в) елемент міститься у 3-му періоді, формула його леткої водневої сполуки відповідає загальній формулі H_2R;
    г) атом елемента має на 7 електронів більше, ніж атом Карбону;
    д) елемент 3-го періоду має валентність IV у вищому оксиді та леткій сполуці з Гідрогеном.

Напишіть формули вищих оксидів для елементів, про які йдеться у завданнях а, в, г.

Працюємо з медіа-джерелами

31. Поцікавтесь: кому з хіміків і за які відкриття присуджувалась Нобелівська премія;
    хто з хіміків був першим серед нагороджених;
    хто з нобелівських лауреатів має українське коріння.
32. З'ясуйте, які записи і хто саме з нобелівських лауреатів залишили в кабінеті Д. Д. Іваненка. Занотуйте їх та обговоріть у групах.

§ 10 Нуклід. Ізотопи. Сучасне формулювання періодичного закону

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти фізичну сутність наявних у періодичній системі перестановок хімічних елементів;
- зрозуміти поняття «ізотопи», «нуклід»;
- з'ясувати фізичний зміст порядкового номера елемента в періодичній системі хімічних елементів;
- формулювати сучасне означення періодичного закону.

На час створення Д. І. Менделєєвим періодичної системи порядкові номери хімічних елементів ніяким чином не пов'язували з будовою атома. Їх наявність у таблиці була потрібна, щоб засвідчити послідовність розміщення хімічних елементів за принципом зростання їхньої атомної маси. Та чи для всіх хімічних елементів порядок їх розміщення в періодичній системі відповідає збільшенню відносної атомної маси?

ПЕРЕСТАНОВКИ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Звернемося до періодичної системи й побачимо, що в ній є декілька невідповідностей у розміщенні елементів за зростанням атомної маси. Наприклад, це стосується пар елементів із порядковими номерами:

1) 18 і 19;
2) 27 і 28;
3) 52 і 53;
4) 90 і 91.

18	Ar	K	19	Co	27	Ni	28
39,948	Аргон	Калій	39,098	Кобальт	58,933	Нікол *Нікель*	58,69
Sb	52	Te	53	90 Th		91 Pa	
Стибій	127,60	Телур	126,904	232,038 Торій		231,036 Протактиній	

Попрацюйте групами

Знайдіть ці елементи в періодичній системі та переконайтеся в тому, що в даних випадках елемент із меншою відносною атомною масою поступився місцем елементу, у якого вона є більшою. Поміркуйте, як би виглядала періодична система без цих перестановок та яким чином це відобразилося б на періодичності зміни властивостей елементів, а отже — на розташуванні елементів у природних родинах.

Другу та третю перестановки Д. І. Менделєєв зробив сам для того, щоб установлену ним періодичність не було порушено. Першу перестановку зроблено за згодою вченого (*пригадайте, що відкриття інертних елементів відбулося через 30 років після створення періодичної таблиці*). Четверта з'явилася значно пізніше.

І справді, якби у випадку з Аргоном і Калієм перестановку **1)** не було зроблено, то інертний неметалічний елемент Аргон опинився б у підгрупі найактивніших лужних металічних елементів. Подібні невідповідності з'явилися б і в деяких інших місцях.

Спершу наукових пояснень перестановки не мали. Отже, на вчених чекали подальші дослідження.

ФІЗИЧНИЙ ЗМІСТ ПОРЯДКОВОГО НОМЕРА І СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Наукове пояснення перестановки елементів у періодичній системі отримали після того, як у 1913–1914 рр. англійський фізик ***Генрі Мо́злі*** (1887–1915) експериментально підтвердив періодичний закон. Завдяки його дослідженням було встановлено, що всі хімічні елементи (без винятку!) розміщені в періодичній системі за зростанням заряду ядер їхніх атомів. Тобто порядковий номер (протонне число) елемента в періодичній системі вказує на таку його важливу характеристику, як величина заряду ядра атома. Отже, перестановка **1)** була необхідною, щоб елемент Аргон, заряд ядра атома якого дорівнює **+18**, зайняв належне йому місце після елемента із зарядом ядра атома **+17**, тобто Хлору, незважаючи на те, що його атомна маса більша, ніж у Калію. Це ж саме стосується інших перестановок.

Оскільки позитивний заряд ядра врівноважується негативним зарядом електронів, що утворюють електронну оболонку атома, то протонне число (порядковий номер) елемента вказує також на загальне число електронів в атомі.

Це відкриття вчених дозволило сформулювати сучасне визначення періодичного закону.

Властивості елементів, а також утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів ядер їхніх атомів.

У цьому полягає *фізична суть* періодичного закону, яка ніскільки не зменшує значення геніального відкриття Д. І. Менделєєва, зробленого задовго до встановлення фізиками складної будови атома.

Застосуймо набуті знання у виконанні вправ.

Вправа 1. Скільки електронів містить атом елемента з протонним числом 15? До якого періоду та групи він належить? Який сусідній з ним по періоду елемент має на 2 електрони більше?

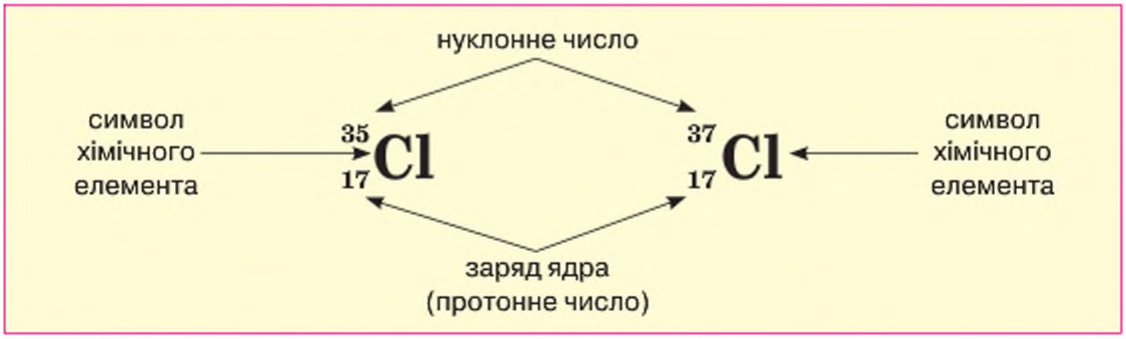
Вправа 2. Який заряд ядра та скільки електронів має атом, електронна оболонка якого складається з 11 електронів?

ПОНЯТТЯ ПРО НУКЛІД. Ядро кожного атома одного й того самого хімічного елемента містить однакову кількість протонів, що дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Оскільки атоми — нейтральні частинки, то й кількість електронів у них однакова з протонами, чого не можна сказати про нейтрони. Число нейтронів у ядрах таких атомів може бути різним. Для розрізнення таких атомів уведено поняття *нуклід*.

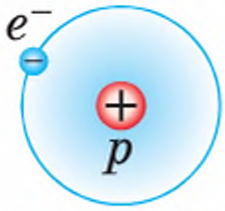
Нукл́ід — це різновид атомів з певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Назвами і символами нуклідів є назви і символи відповідних хімічних елементів. Виняток становлять нукліди Гідрогену, що дістали назви Протій, Дейтерій, Тритій (*мал. 20*).

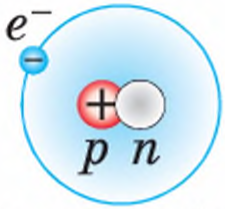
Позначають нукліди одного атома таким чином: зліва від символу хімічного елемента знизу пишуть порядковий номер (протонне число), а зверху — нуклонне число, наприклад:



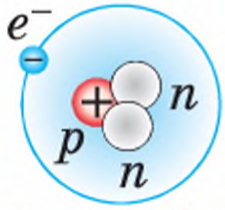
Вживають і такі записи нуклідів: Хлор-35, Хлор-37.



Протій H ($^1_1$H)



Дейтерій D ($^2_1$H)



Тритій T ($^3_1$H)

Мал. 20

Нукліди Гідрогену позначають різними символами, кожний з яких має власну назву: H ($^1_1$H) — *Протій*, D ($^2_1$H) — *Дейтерій*, T ($^3_1$H) — *Тритій*.

До характеристики нуклідів застосовують три числа: *протонне, нейтронне і нуклонне.*

Прото́нне, або атомне, число (Z) — це число протонів у ядрі атома певного нукліда.
Нейтро́нне число (N) указує на кількість нейтронів у ядрі певного нукліда.
Нукло́нне число (A) є сумою протонного та нейтронного чисел.
Ці числа повязані між собою такою залежністю:

$$A = Z + N.$$

Знаючи це, можна завжди встановити, скільки нейтронів містить конкретний нуклід.

Приклад 1. Обчисліть, скільки нейтронів має кожний з нуклідів Гідрогену: *Протій* H ($^1_1$H), *Дейтерій* D ($^2_1$H), *Тритій* T ($^3_1$H).

Застосовуємо формулу $N = A - Z$.

$$N_1 = 1 - 1 = 0, \quad N_2 = 2 - 1 = 1, \quad N_3 = 3 - 1 = 2.$$

Відповідь: ядро Протію не містить нейтронів, у Дейтерію один нейтрон, а у Тритію — два. Ця інформація відображена на малюнку 18.

ПОНЯТТЯ ПРО ІЗОТОПИ. Англійський хімік *Фредерик Содді* в 1910 р. запропонував називати нукліди одного хімічного елемента **ізотопами.** У перекладі з грецької *ізо* означає однаковий, *топос* — місце.

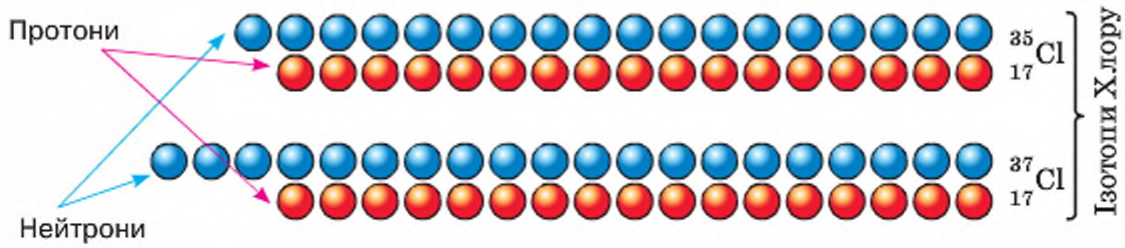
Про яке місце йдеться? Мається на увазі розміщення хімічного елемента в періодичній системі.

Щоб не плутати поняття «нукліди» та «ізотопи», у 1950 р. була прийнята міжнародна домовленість про розмежування цих термінів.

Ізото́пи — це нукліди, що належать одному хімічному елементу, мають однакове число протонів, але відрізняються за кількістю нейтронів.

Наприклад, нукліди Протій, Дейтерій і Тритій — ізотопи Гідрогену.

Ізотопами Хлору є нукліди, наприклад:



Серед елементів, що є у природі, більшість існують у вигляді ізотопів. Найбільше — десять ізотопів — має Станум Sn. На сьогодні відомо понад 2000 різновидів атомів, що є ізотопами різних елементів. До кожного з них в однині застосовують загальну назву *нуклід*, наприклад, нуклід Карбону ^{13}C, нуклід Алюмінію ^{27}Al.

Скільки б нуклідів у хімічного елемента не існувало, у періодичній системі їм відведена одна клітинка, адже заряд ядра атома в них однаковий. На цій підставі сучасним визначенням хімічного елемента вважають таке:

Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Тобто в ізотопів одного елемента — одна клітинка в періодичній системі (звідси й походження назви ізотопів). Слід зазначити, що й хімічні властивості ізотопів одного елемента теж однакові.

Розрізняють природні ізотопи і штучні. *Природні ізотопи* — це ізотопи, які існують у природі. *Штучних* у природі немає, вони утворюються під час **ядерних реакцій.**

Ядерні реакції — реакції, що супроводжуються перетворенням ядер атомів й утворенням атомів інших хімічних елементів.

ІЗОТОПИ І ВІДНОСНА АТОМНА МАСА ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Отже, для ізотопів одного хімічного елемента в періодичній системі відведена одна клітинка. Тоді яку відносну атомну масу вказують у періодичній системі — найпоширенішого, малопоширеного нукліда чи їх середнє значення?

Відповідь знайдемо, розглянувши наведений нижче приклад.

Приклад У періодичній системі відносна атомна маса Хлору зазначена 35,45. Насправді, у природі не існує жодного його атома з таким значенням відносної атомної маси, тоді як є два природні ізотопи — з нуклонними числами 35 та 37. За поширенням у природі на перший припадає 75,4 % усіх атомів Хлору, на другий — 24,6 %. Проведемо обчислення і дізнаємося про середнє значення відносної атомної маси Хлору. Для цього частку атомів кожного ізотопу помножимо на його нуклонне число та знайдемо суму двох добутків:

$$35 \cdot 0{,}754 + 37 \cdot 0{,}246 = 35{,}453, \text{ або заокруглено } 35{,}5.$$

Відносна атомна маса хімічного елемента, яку записано в періодичній системі, — це середнє значення атомної маси всіх його нуклідів.

Тому для більшості хімічних елементів атомна маса в періодичній системі не має цілочисельного значення.

Відтепер ви розумієте, що перестановки елементів у деяких місцях періодичної системи зумовлені тим, що серед поширених у природі їхніх ізотопів переважають нукліди з більшою атомною масою, хоча заряд ядра в них менший, ніж в елемента, з яким його поміняли місцями. Наприклад, Аргон має менший заряд ядра атома, ніж Калій. За цією ознакою його розміщено перед Калієм. Водночас у нього існує більший відсоток важчих ізотопів, унаслідок чого середнє значення відносної атомної маси більше, ніж у Калію.

Відкриття ізотопів дало змогу поглибити знання про хімічний елемент як вид атомів, що характеризується однаковим протонним числом, та з'ясувати, що для багатьох елементів існують ізотопи. Із цієї причини в періодичній системі зазначається не відносна атомна маса кожного з нуклідів, а їх середнє значення. Воно найбільш наближене до нуклонного числа найпоширенішого нукліда.

Стисло про основне

- ✓ У природі існує періодична залежність властивостей елементів та їхніх сполук від величини заряду ядра атома. У цьому полягає фізична сутність періодичного закону.
- ✓ Нукліди одного хімічного елемента мають загальну назву — «ізотопи».
- ✓ Одному нукліду відповідає один різновид атомів і ядер, які характеризуються наявністю однакової кількості протонів, але відрізняються за кількістю нейтронів.

- ✓ Ізотопи одного елемента займають одну клітинку в періодичній системі.
- ✓ Зазначена в періодичній системі відносна атомна маса елемента є середньою величиною атомних мас його нуклідів з урахуванням поширення їх у природі.

Сторінка ерудита

Складні ядерні реакції, що мають місце в надрах Сонця, забезпечують нашу планету світлом і теплом. На ядерному паливі працюють атомні електростанції, які нині задовольняють близько 10 % потреб людства в електроенергії. Вони працюють на такому «пальному», як уран або плутоній. Це високоефективне паливо. Так, 1 кг урану під час ядерної реакції виділяє стільки само тепла, скільки його виділяється під час спалювання 2000 т вугілля.

Атомні станції є екологічно чистими, але аварії на них можуть мати катастрофічні наслідки, як це сталося на Чорнобильській атомній електростанції в 1986 р., коли в атмосферу потрапила велика кількість радіоактивних ізотопів Цезію, Стронцію, Йоду, Плутонію. Великі дози їх випромінювання (побутова назва «радіація») небезпечні для життя тим, що спричинюють ракові захворювання, захворювання крові тощо.

Радіоактивні ізотопи застосовують у наукових дослідженнях (як мічені атоми, що дають можливість стежити за перебігом хімічних та біологічних перетворень), у промисловості, сільському господарстві, медицині, археології тощо.

Знаємо, розуміємо

1. За рахунок чого ізотопи одного хімічного елемента мають різні нуклонні числа?

2. Укажіть, скільки протонів, нейтронів та електронів мають нукліди Калію: ^{39}K, ^{40}K, ^{41}K.

3. Поясніть, чому в окремих клітинках періодичної системи хімічні елементи розміщено не за зростанням атомної маси.

4. У «Хімічній енциклопедії» наведено такі відомості про Магній: «складається з трьох стабільних ізотопів: ^{24}Mg (78,6 %), ^{25}Mg (10,11 %), ^{26}Mg (11, 29 %)». Обчисліть за цими даними середню атомну масу Магнію та порівняйте її з наведеною в періодичній системі хімічних елементів.

Проаналізуйте твердження та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. У рядку: а) $^{40}_{18}Ar$, б) $^{40}_{19}K$, в) $^{40}_{20}Ca$ ізотопи відсутні.

Твердження 2. У рядку: а) $^{64}_{30}Zn$, б) $^{66}_{30}Zn$, в) $^{67}_{30}Zn$ записані ізотопи.

Застосовуємо

33. Обчисліть, скільки нейтронів має кожний з нуклідів Оксигену: $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$.

34. Прокоментуйте запис: ^{130}Ba, ^{132}Ba, ^{134}Ba, ^{138}Ba якомога більшою кількістю наукової інформації.

Працюємо з медіа-джерелами

35. Користуючись різними джерелами інформації, підготуйте повідомлення про корисний лікувальний вплив малих доз і згубний вплив великих доз радіонуклідів на людину, рослини, тварин.

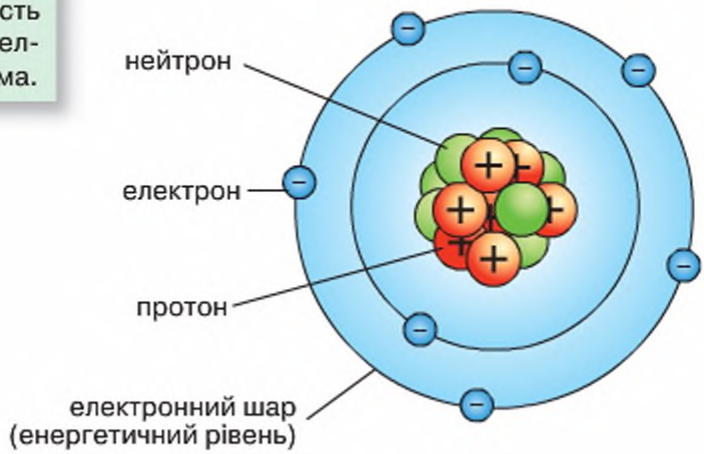
§ 11 Стан електронів в атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні

Вивчення параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, у чому полягала недосконалість моделі атома Резерфорда;
- зрозуміти, як сучасна теорія будови атома пояснює стан електрона в атомі;
- сформувати уявлення про атомну орбіталь й електронну хмару;
- установлювати кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.

У міру подальших експериментальних досліджень учені з'ясовували нові факти про будову атома, яких не можна було пояснити на основі планетарної моделі атома. Чергова загадка атома? Так, і цього разу вона стосується електронів.

НЕДОСКОНАЛІСТЬ ПЛАНЕТАРНОЇ МОДЕЛІ БУДОВИ АТОМА. Ви вже знаєте, що після встановлення складної будови атома Е. Резерфорд запропонував *планетарну модель* атома (*мал. 21*).



Мал. 21 Планетарна модель атома Нітрогену

Планетарна модель відіграла важливу роль у розвитку природознавства, була корисна для розв'язання тогочасних нагальних питань, проте виявилася неточною. Вона не пояснювала стан електронів у атомному просторі, що дістав назву **електронної оболонки** атома. За цією моделлю електрони, що весь час обертаються навколо ядра, мали би втрачати енергію і врешті-решт упасти на ядро, чого в дійсності не спостерігається. Це спонукало учених до подальшої роботи над моделлю атома, виходячи з нових результатів досліджень електрона. А вони вказували на те, що електрон наділений властивостями не лише мікрочастинки, а й хвилі, тобто електрон має двоїсту природу. Відтак, закони фізики, що стосуються великих тіл, не поширюються на електрони.

СУЧАСНА МОДЕЛЬ АТОМА (її ще називають орбітальною, або квантово-механічною). Ця модель зберігає уявлення про те, що в центрі атома перебуває позитивно заряджене ядро, математично описує рух електрона в атомі, дає наочне уявлення про будову електронної оболонки атома.

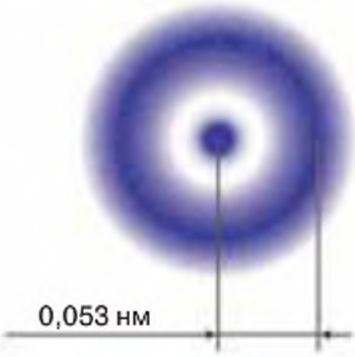
Модель ґрунтується на тому, що з урахуванням двоїстої природи (як мікрочастинки і як хвилі) електрона неможливо одночасно й абсолютно точно вказати місце його перебування в електронній оболонці. Іншими словами, рух електрона в атомі не можна описати певною траєкторією, а можна лише розглядати деякий об'єм простору, в якому найчастіше перебуває електрон. Імовірність перебування електрона в ядрі дорівнює нулю. У міру віддалення від ядра вона швидко зростає й на певній відстані від ядра досягає максимуму, після чого поступово зменшується.

ПОНЯТТЯ АТОМНОЇ ОРБІТАЛІ. Точно обмежити ділянку атомного простору й зазначити перебування електрона в ньому неможливо, тому, характеризуючи рух електрона в атомі, зазначають ділянку з найбільшою ймовірністю його знаходження в атомі. Для зазначення цієї ділянки введено поняття **атомної орбіталі**.

Атомна орбіта́ль — це геометричний образ, який відповідає об'єму простору навколо ядра, ймовірність перебування електрона в якому є досить високою (дорівнює 90–95 %).

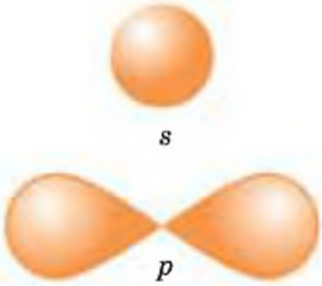
Ознайомлення з атомними орбіталями розпочнемо з атома Гідрогену, що має найпростішу будову. Порядковий номер елемента вказує на те, що в електронній оболонці атома міститься лише один електрон. Атомна орбіталь єдиного його електрона має форму сфери з радіусом 0,14 нм. Більш наочне уявлення про цю орбіталь можна мати на підставі такого уявного експерименту. Припустимо, що в якийсь проміжок часу вдалося сфотографувати положення електрона в атомі й одержати його зображення у вигляді крапки. Продовжуючи багаторазове фотографування без пауз між зніманням, отримані нові зображення (крапки) в різних частинах атомного простору. Після перенесення всіх одержаних зображень на одну фотографію складається картина, що нагадує кулю (*мал. 22*).

Як показано на малюнку, в одних місцях крапки розміщені густіше, що свідчить про більшу ймовірність перебування там електрона. В інших місцях крапок менше, отже, і ймовірність перебування електрона там менша. Одержане наочне зображення ймовірності перебування електрона в атомному просторі назвали *електронною хмарою*.



Мал. 22
Модель атома Гідрогену

Електронна хмара — це наочне зображення атомної орбіталі.

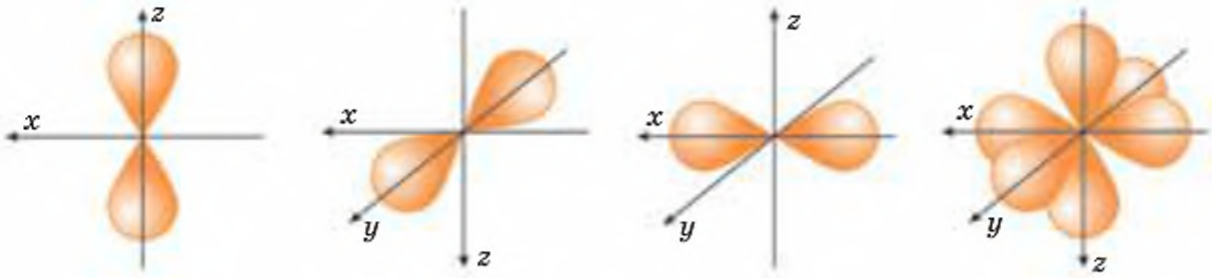


Мал. 23

Схематичне зображення *s*- і *p*-електронних хмар

Щойно ми розглянули електронну хмару сферичної форми. Електрони з такою формою електронної хмари називають ***s*-електронами** (вимовляється в однині *ес електрон*). (*Наявність у назві літери **s** — це запозичення першої літери з англійської назви сфери.*)

Результати експериментальних досліджень та математичних обчислень доводять, що на *s*-орбіталі може перебувати два електрони. Існують атомні орбіталі з іншими формами електронних хмар, зокрема, схожі на гантель чи об'ємну вісімку (*мал. 23*). Електрони з такою формою електронної хмари дістали назву ***p*-електронів** (вимовляється в однині *пе-електрон*). Вони більшу частину часу перебувають по обидва боки від ядра (зверніть увагу, що в місці звуження «гантелі» є позначення ядра у вигляді крапки). Просторове розташування трьох *p*-орбіталей показано на малюнку 24.



Мал. 24 Можлива орієнтація *p*-орбіталей у просторі

Як видно з малюнка, три *p*-електронні орбіталі розташовані у взаємно перпендикулярних площинах. (Назва *p-орбіталі походить від англійського слова «перпендикуляр»*). На одній *p*-орбіталі може бути не більше двох електронів.

Існують також *d*-електронні хмари та *f*-електронні хмари зі складнішою конфігурацією, ніж розглянуті.

Енергетичні рівні. Електрони, будучи зарядженими частинками, наділені певним запасом енергії. Описуючи будову електронної оболонки атома, електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії об'єднують в один **енергетичний рівень**, або **електронний шар**. Виділяють 7 енергетичних рівнів. Їх позначають арабськими цифрами від **1** до **7** або великими літерами латинського алфавіту ***K, L, M, N, O, P, Q***. Зверніть увагу на те, що й періодів у періодичній системі хімічних елементів є сім. Цей збіг невипадковий:

Електронна оболонка атома кожного елемента має стільки енергетичних рівнів, який номер періоду, в якому розміщений хімічний елемент.

Найближчий до ядра енергетичний рівень називають **внутрішнім**, а найбільш віддалений — **зовнішнім**.

Попрацюйте групами

Застосуйте одержані знання для отримання відповіді на запитання:

1) скільки енергетичних рівнів в електронній оболонці атомів: а) Сульфуру, б) Натрію?

2) однакова чи різна кількість енергетичних рівнів в атомах із протонними числами 7 і 15?

Розгляньте модель електронної оболонки атома Натрію (*мал. 25*) та з'ясуйте:

1) який енергетичний рівень містить найбільше електронів;

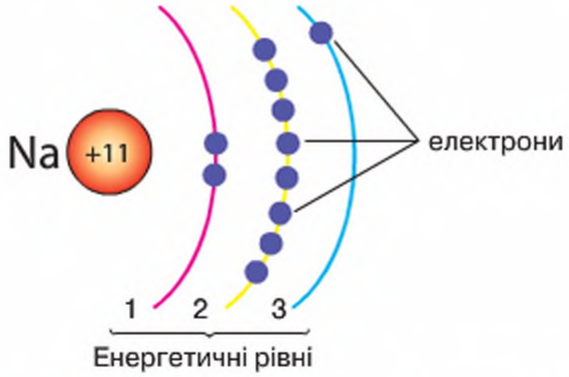
2) скільки електронів міститься на внутрішньому, а скільки — на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки його атома.

На підставі одержаних результатів зробіть **висновок,** однакову чи різну кількість енергетичних рівнів мають елементи одного періоду.

Що ближче до ядра розміщений енергетичний рівень, то меншим запасом енергії наділені його електрони. Тобто електрони другого рівня характеризуються меншим запасом енергії, ніж третього. Запас енергії електрона із четвертого енергетичного рівня більший, ніж в електрона, що перебуває на третьому рівні.

Отримавши додатковий запас енергії, електрони здатні перейти на вищий рівень. Про такі електрони говорять, що вони набули *збудженого стану*. Рухаючись у межах свого стійкого енергетичного рівня, електрон не виділяє й не поглинає енергії.

Відтепер ви знаєте, як були одержані відповіді на питання: чому не існує траєкторії руху електрона; чому електрон не падає на ядро, а атом є стійкою найменшою хімічно неподільною частинкою речовини? Вони й покладені в основу сучасної теорії будови атома.



Мал. 25 Схематична модель атома Натрію

Стисло про основне

- ✓ Електрон має двоїсту природу — мікрочастинки і хвилі. Тому його рух в атомі не підлягає характеристикам звичайних тіл.
- ✓ Орбіталь — це об'єм атомного простору, в якому ймовірність перебування електрона становить 90 і більше відсотків. На одній орбіталі може перебувати не більше двох електронів.
- ✓ Наочним зображенням атомних орбіталей є електронні хмари. За формою електронних хмар розрізняють *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбіталі.
- ✓ Електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії утворюють один *енергетичний рівень*, або *електронний шар*. Їх кількість в електронній оболонці атома дорівнює номеру періоду, в якому розміщений елемент.
- ✓ Мінімально можлива кількість енергетичних рівнів — один, максимально можлива — сім.
- ✓ Найвіддаленіший від ядра енергетичний рівень називається **зовнішнім**, його електрони наділені найбільшим запасом енергії.

Знаємо, розуміємо

1. У чому виявилась недосконалість планетарної моделі атома порівняно із сучасною квантово-механічною?
2. Поясніть, якими є сучасні погляди на стан електрона в атомі.
3. Дайте визначення: а) атомної орбіталі; б) електронної хмари; в) енергетичного рівня.
4. Яку форму електронної хмари мають *s*- і *p*-електрони?
5. Однаковим чи різним запасом енергії наділені електрони: а) одного енергетичного рівня; б) різних енергетичних рівнів?
6. Що означає збуджений стан атома? Як його можна досягти?

Застосовуємо

36. Розташуйте елементи в порядку збільшення кількості енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.

А Літій **Б** Калій **В** Гелій **Г** Магній

37. Установіть відповідність між хімічними елементами та кількістю енергетичних рівнів в електронних оболонках їх атомів.

Елемент		Кількість енергетичних рівнів	
1	Ферум	А	1
2	Алюміній	Б	2
3	Карбон	В	3
4	Гідроген	Г	4
		Д	5

38. Як ви розумієте вислів: «*Електрон так само невичерпний, як і атом*»?

§ 12 Поняття про енергетичні підрівні. Радіус атома

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти поняття: «енергетичний підрівень», «радіус атома»;
- зрозуміти, яка максимальна кількість електронів може бути на одному енергетичному підрівні та енергетичному рівні.

Продовжимо вивчати будову електронної оболонки атома й зосередимося на будові **енергетичних підрівнів**.

Як ви з'ясували в попередньому параграфі, на одному енергетичному рівні можуть перебувати електрони з різними формами атомних орбіталей. Щоб розрізняти їх, уведено поділ енергетичних рівнів на підрівні.

За формою атомних орбіталей електрони одного рівня поділяються на підрівні.

Розподіл електронів одного рівня на підрівні. На *першому* енергетичному рівні можуть перебувати від одного до двох електронів зі сферичною формою орбіталі. Це *s-електрони*, і вони утворюють ***s*-підрівень**. Отже, на першому енергетичному рівні існує один підрівень, утворений *s*-електронами.

На *другому* енергетичному рівні, крім *s*-електронів, можуть бути електрони з гантелеподібною формою орбіталей, тобто *p-електрони*. Відповідно до цього другий рівень включає 2 підрівні — ***s*-підрівень** (максимально 2 електрони) та ***p*-підрівень** (максимально 6 електронів).

Третій енергетичний рівень складається з трьох підрівнів. Про *s*-, і *p-підрівні* ви вже дізналися. Третій має назву ***d*-підрівень**. Максимальна кількість *d-електронів* на цьому підрівні — 10.

Четвертий підрівень називається ***f*-підрівнем**, з'являється він на четвертому енергетичному рівні та вміщує максимально 14 електронів.

Назви підрівнів повторюють назви орбіталей. Це не випадково, оскільки поділ на підрівні здійснено за формою атомних орбіталей електронів, що утворюють електронну оболонку атома.

Попрацюйте групами

Застосуйте набуті знання для заповнення таблиці.

Умовне позначення підрівнів				
Максимально можлива кількість електронів на підрівні				

Для елементів перших чотирьох енергетичних рівнів узагальнені відомості про будову електронної оболонки атомів внесено в таблицю 8.

Таблиця 8

Розподіл електронів на перших чотирьох енергетичних рівнях

Умовні позначення енергетичних рівнів	1	2	3	4
Можливі підрівні в межах рівня	*s*	*s*, *p*	*s*, *p*, *d*	*s*, *p*, *d*, *f*
Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні	2 (2*s*)	8 (2*s* + 6*p*)	18 (2*s* + 6*p* + 10*d*)	32 (2*s* + 6*p* + 10*d* + 14*f*)

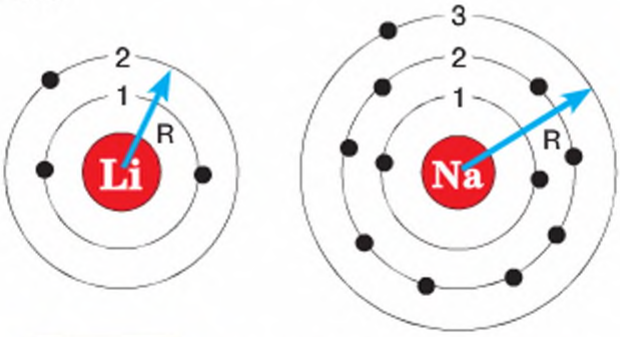
Максимальна кількість електронів на одному енергетичному рівні чітко визначена. На першому енергетичному рівні може бути не більше двох електронів, на другому — не більше восьми, на третьому — не більше вісімнадцяти, на четвертому — не більше тридцяти двох.

ПОНЯТТЯ ПРО РАДІУС АТОМА. Унаслідок того, що електрон одночасно виявляє властивості і мікрочастинки, і хвилі, атом не має чітких меж. Звідси — виміряти абсолютні розміри атомів неможливо. А оскільки сучасна теорія будови атома трактує його форму у вигляді кулі, то **радіуси атомів (R)** різних хімічних елементів були розраховані теоретично.

Радіусом атома називається відстань від центра ядра до сферичної поверхні електронної оболонки, ймовірність перебування на якій електронів зовнішнього рівня є найбільшою.

Що більша кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці, то більший радіус атома (*мал. 26*).

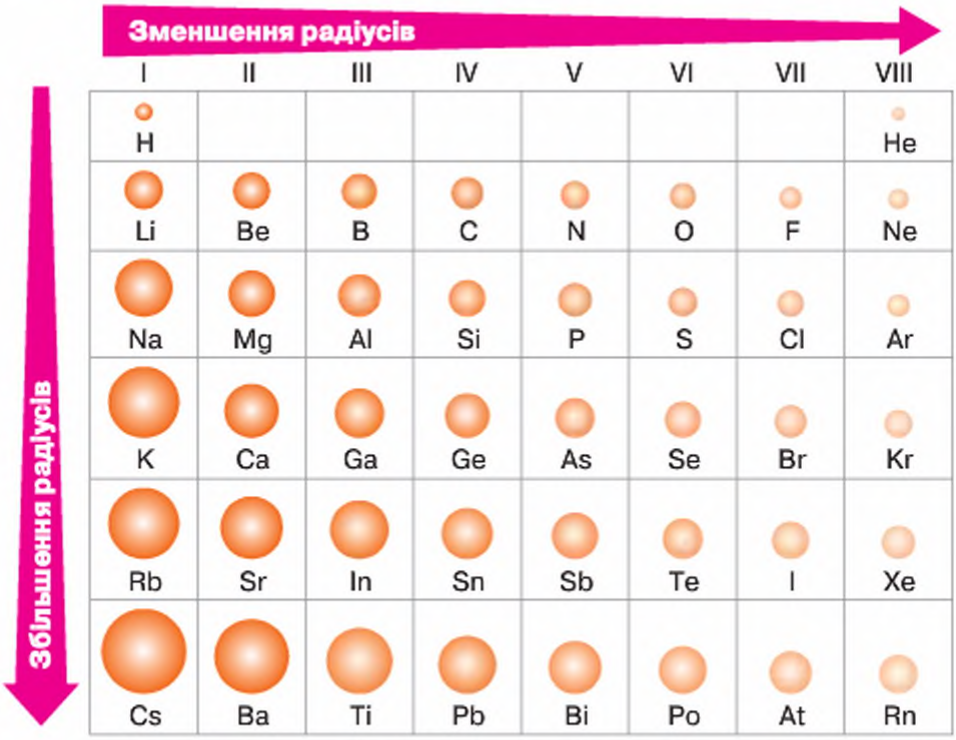
Як вам відомо, кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома співпадає з номером періоду періодичної системи, у якому елемент розташований. Відтак, в атома Натрію три енергетичні рівні, в атома Літію — два. Отже, атом Натрію має більший радіус. За розрахунками, R_a (Li) = 0,159 нм, R_a (Na) = 0,189 нм. Ще більший радіус в атома Рубідію — 0,225 нм.



Мал. 26 Схеми атомів Літію та Натрію

У межах однієї підгрупи зі збільшенням заряду ядра радіуси атомів збільшуються. Що більшою є кількість енергетичних рівнів, то більший радіус атома.

У *межах одного періоду* кількість енергетичних рівнів в електронних оболонках атомів однакова, проте радіуси — різні. Обчислення показали, що зі збільшенням заряду ядра, незважаючи на збільшення кількості електронів, радіуси атомів загалом зменшуються. Для порівняння: R_a (Li) = 0,159 нм, R_a (F) = 0,040 нм. Найбільше зменшення відбувається в малих періодах (*мал. 27*).



Мал. 27 Зміна радіусів атомів

Зменшення радіуса атомів у межах одного періоду пояснюється зростанням притягування зовнішніх електронів до ядра. У Літію вона менша, бо зовнішній електрон один, у Флуору — більша, бо на зовнішньому енергетичному рівні в нього 7 електронів.

Стисло про основне

- ✓ В електронній оболонці атома розрізняють: *енергетичні рівні* та *енергетичні підрівні*.
- ✓ Через відмінність форм атомних орбіталей рівні поділяються на підрівні. Розрізняють 4 види підрівнів: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівні.

- ✓ Максимальна кількість електронів на *s*-підрівні — 2, на *p*-підрівні — 6, на *d*-підрівні — 10, на *f*-підрівні — 14.
- ✓ Радіус атома, як і його відносна атомна маса, є однією з кількісних характеристик атома, зміни якої в межах одного періоду та однієї підгрупи мають певні закономірності.

Сторінка ерудита

У 1919 р. було створено міжнародну організацію Міжнародний союз фундаментальної та прикладної хімії IUPAC, українською ІЮПАК. Членами цієї організації є понад 40 держав світу, в тому числі Україна (з 1992 р.).

Зараз штаб-квартира IUPAC міститься в Цюриху (Німеччина).

Мета ІЮПАК — сприяти розвитку хімії як науки, розвивати стандарти найменувань хімічних елементів та сполук.

Останні версії періодичної системи хімічних елементів ця організація затверджувала в 2005 та 2007 р. Із цього часу «постійну прописку» в періодичній системі одержали 111 хімічних елементів, останній — Рентгеній ($_{111}$Rg).

У XXI ст. вченими було синтезовано ще 6 нових хімічних елементів з порядковими номерами 113–118. Як тільки будуть достатньо вивчені та описані їхні властивості, IUPAC прийме рекомендації щодо їхніх назв. А поки що вони складаються з назв трьох цифр порядкового номера елемента, наприклад, $_{113}$Унунтрій *Uut* (ун-ун-трій — один-один-три) чи $_{118}$Унуноктій (*Uuo*) (ун-ун-октій — один-один-вісім).

Залишилося відкрити 112-й хімічний елемент, і 7 період буде завершений.

Знаємо, розуміємо

1. Яка максимальна кількість енергетичних рівнів існує? Як визначити, скільки енергетичних рівнів має електронна оболонка конкретного атома?
2. Назвіть енергетичні підрівні з такою максимальною кількістю електронів на них: а) $2\bar{e}$; б) $14\bar{e}$; в) $6\bar{e}$; г) $10\bar{e}$.
3. Яка максимальна кількість електронів може перебувати на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівнях?
4. Чи може бути на *s*-підрівні: а) 1 електрон; б) 2 електрони; в) 6 електронів? Відповідь обґрунтуйте.
5. Назвіть підрівні третього енергетичного рівня.
6. Знайдіть і виправте помилки, якщо вони є, у наведених твердженнях.
   Твердження 1. Кількість енергетичних рівнів визначається номером групи.
   Твердження 2. Кількість електронів в атомі дорівнює його відносній атомній масі.
7. Знайдіть і виправте помилки, якщо вони є, у наведених твердженнях.
   Твердження 1. Спільним у будові електронних оболонок атомів з порядковими номерами 11 і 18 є наявність трьох енергетичних рівнів.
   Твердження 2. Радіус атома зі збільшенням заряду ядра атомів у періоді зменшується, а в підгрупі — зростає.
8. Як і чому змінюється радіус атомів хімічних елементів одного періоду?
9. Як і чому змінюється радіус атомів хімічних елементів в межах головної підгрупи?

§ 13 Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Електронні формули атомів

Д. І. Менделєєв установив періодичну залежність властивостей елементів і їхніх сполук від величини атомної маси. Фізики підтвердили наявність цієї залежності й пов'язали її із зарядом ядер атомів. Залишалося встановити, чому за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються. Що є причиною періодичності? Відповідь на це запитання допоможе вам одержати матеріал цього параграфа.

Для того щоб зрозуміти взаємозв'язок будови електронної оболонки атома й періодичної повторюваності властивостей речовин, з'ясуємо послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів перших 20 хімічних елементів періодичної системи.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- характеризувати розподіл електронів за енергетичними рівнями та підрівнями;
- з'ясувати послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів;
- навчитися записувати електронні формули атомів;
- отримувати інформацію про будову електронної оболонки атома з його електронної формули.

ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ ТА ПІДРІВНІВ. За сучасною теорією будови атома, розподіл електронів електронних оболонок перших 20 хімічних елементів періодичної системи підлягає таким **правилам**.

Спочатку електронами заповнюється перший енергетичний рівень, потім другий, і тільки після остаточного заповнення другого енергетичного рівня розпочинається заповнення третього рівня.

У межах одного енергетичного рівня першим заповнюється *s*-підрівень, і тільки після його заповнення розпочинається заповнення другого підрівня — *p*-підрівня.

Загальна кількість електронів в електронній оболонці атома дорівнює порядковому номеру (протонному числу) хімічного елемента.

Максимальна кількість електронів на 1-му енергетичному рівні два, на 2-му — вісім, на 3-му — вісімнадцять.

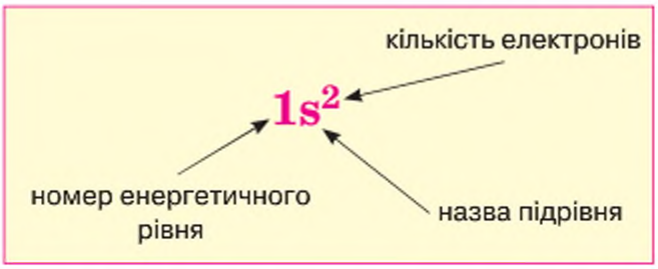
Максимальна кількість електронів на підрівні *s* — 2 е, підрівні *p* — 6 е, підрівні *d* — 10 е.

Для елементів 4–7-го періодів до цих правил додаються правила щодо заповнення електронами підрівнів ***d*** та ***f***.

ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ АТОМІВ. Заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів електронної оболонки атома відображають записом, що має назву **електронна формула атома** (його інша назва — ***електронна конфігурація атома***).

Електронна формула атома — це запис розподілу електронів в атомі за допомогою арабських чисел 1, 2, 3...7, якими позначають енергетичні рівні, символів підрівнів (*s, p, d, f*) та верхніх індексів, що вказують кількість електронів на підрівні.

Наприклад, записом $1s^2$ (читається **один-ес-два**) позначено перший енергетичний рівень із наявним одним підрівнем *s*, заповненим двома електронами:



Інший приклад. Електронна формула атома $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ означає, що електронна оболонка атома складається з двох енергетичних рівнів. На першому енергетичному рівні на *s*-підрівні містяться два *s-електрони*. *На* другому енергетичному рівні є два підрівні: *s*-підрівень із двома *s-електронами* та *p*-підрівень із трьома *p-електронами*. Тобто *s*-підрівень заповнений повністю, *p*-підрівень — наполовину.

ПОСЛІДОВНІСТЬ ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ РІВНІВ, ПІДРІВНІВ В АТОМАХ ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРШИХ ТРЬОХ ПЕРІОДІВ. Перший період складається лише з двох елементів — Гідрогену та Гелію. У Гідрогену заповнення першого енергетичного рівня розпочинається, а в Гелію — завершується. Електронні формули цих атомів такі:

$$_1H — 1s^1$$

$$_2He — 1s^2$$

Зверніть увагу, як одним записом зазначають і хімічний елемент, і електронну формулу його атома.

Третім у періодичній системі розміщений хімічний елемент Літій. Номер періоду вказує на наявність двох енергетичних рівнів як у Літію, так і в решти елементів цього періоду (до Неону включно). Згідно з наведеними вище правилами та розглянутими прикладами, напишемо електронні формули атомів хімічних елементів другого періоду:

$$_{3}Li — 1s^2\ 2s^1$$
$$_{4}Be — 1s^2\ 2s^2$$
$$_{5}B — 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$$

Як бачимо, у Бору з'явився перший *p*-електрон і розпочалося заповнення *p*-підрівня. У кожного з наступних п'яти елементів — Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору та Неону — електронна оболонка збагачується на 1 електрон, і всі вони заповнюватимуть *p*-підрівень другого енергетичного рівня:

$$_{6}C — 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$$
$$_{7}N — 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$$
$$_{8}O — 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$$
$$_{9}F — 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$$
$$_{10}Ne — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$$

Зверніть увагу, Неоном закінчується другий період, і на ньому завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня. Для одинадцятого електрона наступного елемента Натрію, яким починається третій період, вільних орбіталей на другому енергетичному рівні не залишилося.

Вам відомо, що на третьому енергетичному рівні, крім *s*- та *p*-підрівнів, можлива наявність підрівня *d* (максимально можлива кількість електронів — 10). Але доки у нього не заповняться електронами *s*- та *p*-підрівні, *d*-підрівень залишатиметься порожнім. Інколи порожній *d*-підрівень зазначають в електронній формулі атома як d^0.

Згідно з правилами одинадцятий електрон атома Натрію розпочинає заповнення третього енергетичного рівня з підрівня *s*:

$$_{11}Na — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

У Магнію завершується заповнення 3 *s-підрівня*:

$$_{12}Mg — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$$

Після того, як *s*-підрівень третього енергетичного рівня заповнився, в Алюмінію розпочинається заповнення *p*-підрівня. Завершується воно в Аргону.

$$_{13}Al — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$$
$$_{14}Si — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$$
$$_{15}P — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$$
$$_{16}S — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$$
$$_{17}Cl — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$
$$_{18}Ar — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

Як бачимо, жоден елемент третього періоду не містить електронів на підрівні *d*.

Наступний після Аргону елемент Калій розміщений у четвертому періоді. В електронній оболонці його атома з'являється дев'ятнадцятий електрон, яким розпочинається заповнення четвертого енергетичного рівня:

$$_{19}K — 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^0\ 4s^1$$

ПРИЧИНА ПЕРІОДИЧНОСТІ. Випишемо в стовпчик електронні формули лужних елементів:

$$_{3}Li — 1s^2 \mathbf{2s^1}$$

$$_{11}Na — 1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^1}$$

$$_{19}K — 1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d^0\ \mathbf{4s^1}$$

Вивчаючи природну родину лужних елементів (параграф 5), ви дізналися про подібність властивостей простих речовин і сполук цих елементів. Як видно із записів електронних формул атомів Літію, Натрію, Калію, ці елементи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня — він містить лише один ***s*-електрон.**

Причиною періодичної повторюваності властивостей хімічних елементів й утворених ними сполук є поява елементів з однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня (для елементів головних підгруп) та передостаннього енергетичного рівня (для елементів побічних підгруп).

Як вам відомо, великі періоди складаються з двох рядів і містять більше елементів — з'являються елементи побічних підгруп, лантаноїди та актиноїди. Як відбувається заповнення електронних оболонок їхніх атомів, ви вивчатимете у старшій школі.

Стисло про основне

- ✓ Електронна формула атома — це позначення розміщення електронів в електронній оболонці атома за допомогою цифр та літер англійського алфавіту *s*, *p*, *d*, *f*.
- ✓ Для того щоб безпомилково написати електронну формулу атома, необхідно: а) дізнатися, скільки всього електронів має атом; б) з'ясувати, в якому періоді періодичної системи розміщений елемент; в) дотримуватися послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів, описаної в параграфі.
- ✓ Періодична повторюваність властивостей елементів є наслідком періодичної повторюваності будови їхніх електронних оболонок.

Сторінка ерудита

Попрацюйте з періодичною системою та пересвідчіться, що в четвертому періоді після Калію і Кальцію — елементів головних підгруп — розміщено 10 елементів побічних підгруп із порядковими номерами 21–30. Особливість заповнення електронами електронних оболонок цих атомів полягає в тому, що зовнішній (четвертий) енергетичний рівень має заповнений лише *s*-підрівень (**4s²**), а кожний з 10 електронів, що послідовно з'являються в елементів побічних підгруп, заповнює підрівень *d* передостаннього (третього) енергетичного рівня:

$$_{21}Sc — 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{3d^1 4s^2}$$

$$_{30}Zn — 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ \mathbf{3d^{10} 4s^2}$$

У деяких елементів побічних підгруп один із двох *s*-електронів зовнішнього енергетичного рівня може переміститися на *d*-підрівень, як, наприклад, у Купруму:

$$_{29}Cu — 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{3d^{10} 4s^1}$$

Та в будь-якому разі число електронів дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Знаємо, розуміємо

1. Який порядок заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів?

2. Що є спільного в будові електронних оболонок:

а) Берилію й Магнію;

б) Алюмінію й Сульфуру;

в) Неону й Аргону?

Відповідь підтвердьте записами електронних формул атомів.

3. Чому за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються?

4. Назвіть хімічні елементи, атомам яких належать такі електронні формули:

а) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d^6\ 4s^1$;

б) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$;

в) $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$.

Застосовуємо

39. Знайдіть та виправте помилки в записах електронних формул атомів:

$$1s^1\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$$

40. Укажіть, якому хімічному елементу належить запис зовнішнього енергетичного рівня $3s^1$:

А Гідрогену

Б Літію

В Магнію

Г Натрію

41. Уявіть, що з електронної оболонки атома Кальцію якимось чином були видалені всі електрони. І перед вами постало завдання повернути їх на свої місця. Які рівні та підрівні займуть перший, шостий, шістнадцятий електрони?

§ 14 Графічні електронні формули атомів хімічних елементів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- навчитися записувати графічні електронні формули атомів.

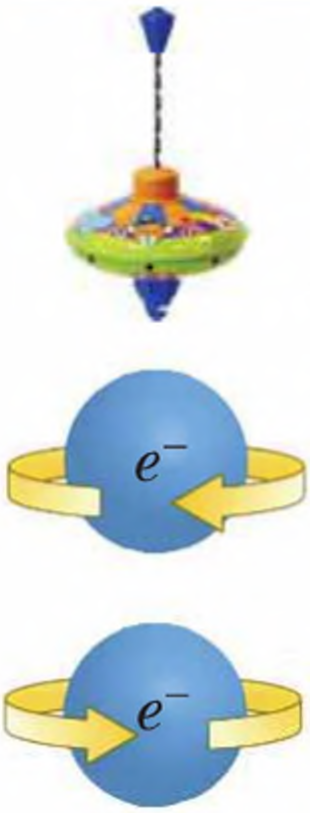
Пригадайте з природознавства, що Земля обертається навколо своєї осі (уявної лінії), чим зумовлює зміну дня і ночі.

Експериментальними дослідженнями встановлено, що електрон під час руху обертається навколо уявної лінії — осі.

Обертання електрона можна уявити, скориставшись дитячою іграшкою дзиґою.

Та якщо дзиґа завжди обертається в одному напрямі, то частині електронів електронної оболонки атома приписують обертання за годинниковою стрілкою, а частині — проти (*мал. 28*).

Умовно це позначають стрілками з протилежними напрямами [↑↓].



Мал. 28

Модель обертання електрона навколо власної осі за годинниковою стрілкою і проти годинникової стрілки

СПАРЕНІ ЕЛЕКТРОНИ Й ЕНЕРГЕТИЧНІ КОМІРКИ. Через різний напрям обертання двох абсолютно однакових електронів в атомі не існує. Електрони можуть мати однакові всі характеристики, окрім однієї — напряму обертання навколо власної осі. Один із них обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, інший — проти. Два такі електрони перебувають на одній орбіталі й дістали назву **спарених електронів**. Описуючи будову атома, спарені електрони однієї орбіталі прийнято записувати у квадратику, який має назву **енергетичної комірки**, у вигляді протилежно спрямованих стрілок [↑↓]. З урахуванням цього з'ясуємо, скільки енергетичних комірок існує на кожному з енергетичних підрівнів.

Щоб розмістити два електрони *s*-підрівня, знадобиться 1 комірка — [↑↓]. Для шести електронів *p*-підрівня потрібно 3 комірки — [↑↓][↑↓][↑↓].

ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ. Якщо доповнити електронну формулу атома енергетичними комірками та позначити в них стрілками електрони, то одержимо запис **графічної електронної формули** атома.

Розглянемо приклади.

Приклад 1. $_{10}Ne$ — $1s^2\,2s^2\,2p^6$ [↑↓] [↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓]

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

Проаналізуйте графічну електронну формулу Неону й пересвідчіться, що 10 електронів електронної оболонки його атома розмістилися в п'яти енергетичних комірках. Кожна з них вміщує 2 електрони (одну пару). Отже, у Неону всі електрони спарені.

Поміркуйте, скільки енергетичних комірок мають підрівні *d* і *f*.

Приклад 2. $_{7}N\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

↑↓	↑↓	↑	↑	↑
1*s*	2*s*	2*p*		

Як бачите, на *p*-підрівні в атома Нітрогену є 3 електрони і три енергетичні комірки. Електрони розміщують по одному в кожній комірці. Загалом в атома Нітрогену 4 електрони спарені (це дві пари *s*-електронів) і 3 електрони неспарені.

Приклад 3. У атома Оксигену така сама кількість енергетичних комірок, що й в атома Нітрогену, але електронів на 1 більше. Заповнення ними енергетичних комірок таке:

$_{8}O\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
1*s*	2*s*	2*p*		

Тобто, як і в Нітрогену, неспарені електрони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні й на *p*-підрівні. Кількісно їх на один менше.

З наведених прикладів 2 і 3 ви зрозуміли, що неспарені електрони в енергетичній комірці позначають однією стрілкою. У темі 2 ви дізнаєтеся, що саме наявність неспарених електронів має важливе значення для сполучення одних атомів з іншими при утворенні речовин.

Відображення розподілу електронів за енергетичними комірками називається **графічною електронною формулою.**

Попрацюйте групами

Напишіть графічні електронні формули елементів третього періоду.

Порівняйте графічні електронні формули хімічних елементів із протонними числами: а) 3 й 11; б) 7 і 15; в) 8 і 16. Зробіть висновок, що спільного мають графічні електронні формули кожної пари хімічних елементів.

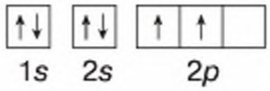
Чи хоч один елемент третього періоду містить електрон на підрівні *d*?

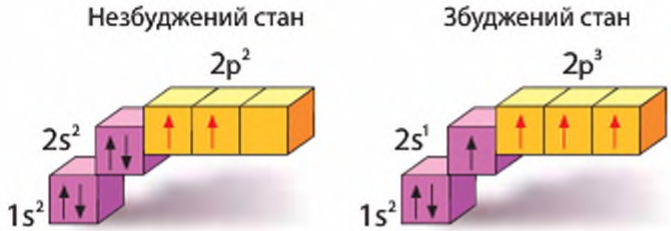
Сторінка ерудита

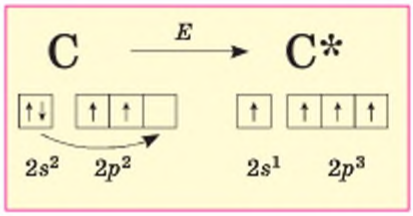
За наявності в електронній оболонці атома вільних енергетичних комірок електрони можуть із нижчих енергетичних рівнів чи підрівнів переміститися на вищі. Тобто з *незбудженого* стану атом переходить у *збуджений*. При цьому енергія завжди поглинається. Так *спарені* електрони стають *неспареними.*

Такі зміни відбуваються за спеціально створених умов (температура, освітлення, наявність інших речовин тощо). Розглянемо це на прикладі Карбону.

$_6C$ — $1s^2\,2s^2\,2p^2$





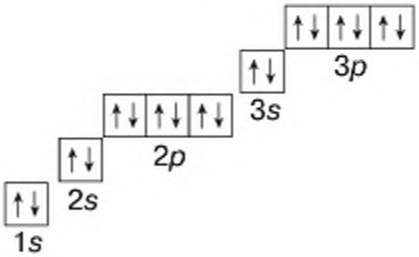


Наведена графічна електронна формула свідчить, що атом Карбону в стаціонарному (незбудженому) стані на другому енергетичному рівні має 2 спарені *s-електрони та* 2 неспарені *p*-електрони, а також одну вільну (порожню) енергетичну комірку на *p*-підрівні. Отримавши додатковий запас енергії, *s-електрон* другого енергетичного рівня переходить на *p*-підрівень цього самого рівня.

Зробіть висновок, як змінилася графічна електронна формула атома Карбону внаслідок переходу у збуджений стан.

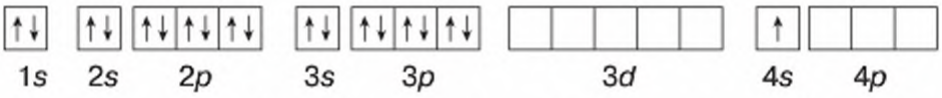
Інколи, щоб підкреслити, що чим далі від ядра розміщений енергетичний рівень, тим його електрони наділені більшим запасом енергії, комірки розташовують не лінійно, а на зразок сходинок. Покажемо це на прикладі Аргону:

$_{18}Ar$ — $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$



Наступний після Аргону елемент Калій розміщений у четвертому періоді. В електронній оболонці його атома з'являється дев'ятнадцятий електрон, яким розпочинається заповнення четвертого енергетичного рівня:

$_{19}K$ — $1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2 3p^6\,4s^1$



20-й електрон атома Кальцію завершить заповнення 4*s*-підрівня. Десять наступних хімічних елементів ($_{21}Sc$–$_{30}Zn$) зберігатимуть електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня Кальцію — ... $4s^2$, бо в них буде заповнюватись електронами 3*d*-підрівень. І тільки хімічний елемент Галій $_{31}Ga$ продовжить заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня — підрівня *p*:

$_{31}Ga$ — $1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2 3p^6\,\mathbf{3d^{10}}\,4s^2\mathbf{4p^2}$

Стисло про основне

- ✓ Графічна електронна формула атома — це позначення розміщення електронів в електронній оболонці атома за допомогою енергетичних комірок.
- ✓ Кількість енергетичних комірок на одному підрівні вдвічі менша, ніж максимально можлива кількість електронів на ньому.
- ✓ При заповненні одного енергетичного підрівня електрони, доки є вільні енергетичні комірки, розміщуються в них по одному, а потім — по два.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть означення графічної електронної формули атома.

2. Скільки енергетичних комірок необхідно для розміщення максимально можливої кількості електронів:

а) першого енергетичного рівня;
б) другого енергетичного рівня;
в) третього енергетичного рівня?

3. Яка кількість енергетичних комірок на підрівні *s*, а яка — на підрівні *p*?

4. Назвіть хімічний елемент, електронна формула якого має 6 *s*-електронів та 6 *p*-електронів.

5. Назвіть хімічний елемент, електронна формула якого має закінчення $...3s^23p^4$.

6. Усі енергетичні комірки повністю заповнені електронами в електронній оболонці атома Нітрогену чи Неону?

7 Розташуйте хімічні елементи у порядку збільшення числа повністю заповнених електронами енергетичних комірок.

А Флуор **Б** Магній **В** Нітроген **Г** Оксиген

Застосовуємо

42. Напишіть графічну електронну формулу атома Хлору. Скільки в ній: а) спарених електронів; б) неспарених електронів; в) *s*-електронів; г) *p*-електронів?

43. Установіть відповідність між хімічними елементами та розміщенням електронів зовнішнього енергетичного рівня за енергетичними комірками.

Хімічний елемент		Енергетичні комірки зовнішнього рівня	
1	Оксиген	А	[↑↓] 2*s*
2	Фосфор	Б	[↑↓] [↑↓] [↑] [↑] 2*s* 2*p*
3	Берилій	В	[↑↓] [↑↓] [↑↓] [↑] 2*s* 2*p*
4	Неон	Г	[↑↓] [↑] [↑] [↑] 3*s* 3*p*
		Д	[↑↓] [↑↓] [↑↓] [↑↓] 2*s* 2*p*

§ 15 Періодична система хімічних елементів з позицій теорії будови атома

Вивчення параграфа допоможе вам:

- висловлювати судження про фізичну сутність: порядкового номера елемента в періодичній системі, номера періоду, групи та підгрупи;
- встановлювати максимальне значення валентності хімічного елемента
- з'ясувати причину наявності у короткій формі періодичної системи побічних підгруп (аналогічно груп Б у довгій формі періодичної системи):
- зрозуміти розташування за межами основної структури періодичної системи лантаноїдів та актиноїдів

Вивчаючи будову атома, вам неодноразово доводилося звертатись за тією чи іншою інформацією до періодичної системи хімічних елементів. Адже ви знаєте, що кожний елемент у періодичній системі займає постійне, чітко визначене місце (положення). За ним можна безпомилково дізнатися про: а) заряд ядра атома; б) кількість електронів в електронній оболонці атома; в) кількість енергетичних рівнів та ін. для кожного хімічного елемента. Настав час узагальнити одержані знання.

ПОРЯДКОВИЙ НОМЕР ЕЛЕМЕНТА В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВА АТОМА. Порядковий номер має однакове значення з протонним числом. Отже, який порядковий номер хімічного елемента, стільки й протонів міститься в ядрі атома.

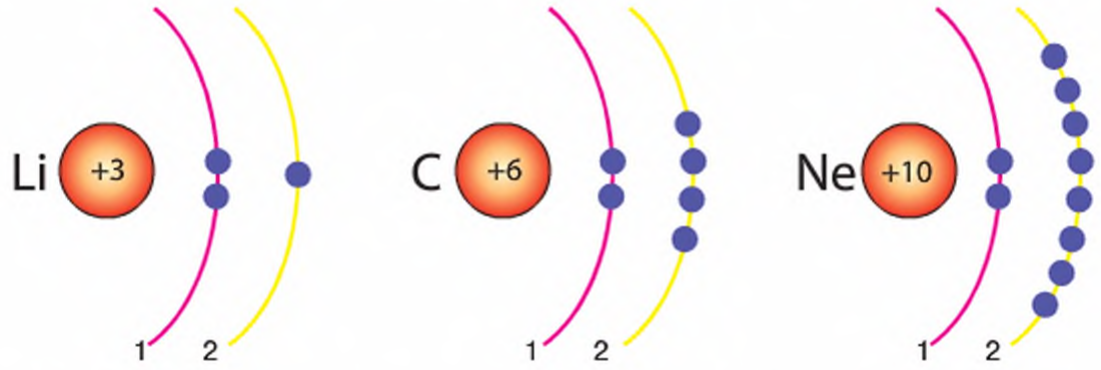
Величина позитивного заряду ядра атома однакова з порядковим номером хімічного елемента в періодичній системі. Кількість електронів в електронній оболонці атома теж дорівнює порядковому номеру.

Тобто, алгебраїчна сума зарядів протонів й електронів в атомі дорівнює нулю. Саме тому атом — електронейтральна частинка.

НОМЕР ПЕРІОДУ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ТА БУДОВА АТОМА. Положення хімічного елемента в періоді періодичної системи визначає кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.

Кількість енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома завжди дорівнює номеру періоду, в якому розташований хімічний елемент.

Це означає, що в усіх елементів одного періоду кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атомів однакова. Переконаємося в цьому на прикладі будови електронних оболонок атомів Літію, Карбону, Неону.



Як бачимо, атоми кожного з розглянутих хімічних елементів мають по два енергетичних рівні, незважаючи на різну кількість електронів в електронній оболонці атома та на зовнішньому енергетичному рівні. Приклад 1 ілюструє практичне застосування знань про взаємозв'язок номера періоду з будовою атома.

Приклад 1. Електронна оболонка атома якого з елементів — Аргентуму Ag, Стронцію Sr чи Кальцію Ca — має найменшу кількість енергетичних рівнів?

Розв'язання

1. Встановимо розташування зазначених хімічних елементів у періодах періодичної системи:

Аргентум під порядковим номером 47 розташований у 5 періоді. Стронцій (порядковий номер 38) теж елемент 5 періоду. Кальцій знаходиться у 4 періоді.

2. Знаючи, що кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома співпадає з номером періоду, робимо висновок, що електронні оболонки атомів Аргентуму та Стронцію мають по 5 енергетичних рівнів, а Кальцію — чотири.

Відповідь: найменша кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома Кальцію.

НОМЕР ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ТА БУДОВА АТОМА. Положення хімічного елемента у групі періодичної системи тісно пов'язане з будовою електронних оболонок атомів. Так, в елементів *головних підгруп* короткоперіодичної системи та *групах А* довгоперіодичної системи номер групи співпадає з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома. Тобто, валентні електрони в елементів цих підгруп розташовані на зовнішньому енергетичному рівні.

В елементів *побічних підгруп* короткоперіодичної системи та *груп Б* довгоперіодичної номер групи співпадає з з максимальною валентністю

атомів елемента у сполуках з Оксигеном (оксидах). Тобто, валентні електрони таких атомів розташовані не лише на зовнішньому енергетичному рівні, а й на попередньому енергетичному рівні.

Валентність елементів зі сталою валентністю і, як правило, максимальна валентність елементів зі змінною валентністю, співпадають з номером групи.

Знаючи це, ви зможете легко визначати валентність хімічного елемента за його місцем у групі періодичної системи.

Приклад 2. Чому неметалічний елемент Хлор і металічний елемент Манган належать до однієї групи? Складіть формули оксидів з максимальною валентністю цих елементів.

Розв'язання

1. З'ясуємо, про яку групу йдеться в умові пізнавального завдання.

Періодична система свідчить, що обидва елементи розташовані у VII групі, але Хлор у головній підгрупі, а Манган — у побічній.

2. За номером групи робимо висновок, що кожен з атомів має по сім валентних електронів. У неметалічного елемента головної підгрупи Хлору всі вони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні. У металічного елемента побічної підгрупи Мангану два з них (як у переважної більшості металічних елементів побічних підгруп) розміщені на останньому (зовнішньому) енергетичному рівні. Ще п'ять він використовує з тих, що перебувають на передостанньому рівні на підрівні *d*.

3. Розглянуті елементи можуть утворювати оксиди з максимальною валентністю VII:

$$Cl_2O_7$$

$$Mn_2O_7$$

НОМЕР ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ТА ЛЕТКІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТА З ГІДРОГЕНОМ. Номер групи дозволяє визначити валентність неметалічного елемента в його леткій сполуці з Гідрогеном. Вона дорівнює різниці між числом 8 і числом, що позначає номер групи.

Приклад 3. Складіть формулу леткої сполуки з Гідрогеном та вищого оксиду неметалічного елемента з порядковим номером 52.

Розв'язання

1. З'ясовуємо, який елемент розташований у періодичній системі під номером 52 та до якої групи і підгрупи він належить.

Це елемент VI групи головної підгрупи Телур Te.

2. Визначаємо його валентність у леткій сполуці з Гідрогеном:

$$8 - 6 = 2.$$

3. Складаємо формулу леткої сполуки Телуру з Гідрогеном за валентністю

$$\overset{\mathrm{I}}{H_2}\overset{\mathrm{II}}{Te}$$

4. Складаємо формулу оксиду з найвищою валентністю Телуру
Номер групи свідчить, що в такому оксиді Телур виявляє валентність VI

$$\overset{\mathrm{VI}}{Te}\overset{\mathrm{II}}{O_3}$$

Зверніть увагу, що сума валентностей неметалічного елемента Телуру в його вищому оксиді й леткій сполуці з Гідрогеном дорівнює 8. Це правило поширюється й на інші неметалічні елементи, які утворюють сполуки з Гідрогеном та Оксигеном.

Попрацюйте групами

Уважно прочитайте сформульовані правила й до кожного з них наведіть і запишіть конкретні приклади.

Пересвідчіться, що періодична система відображає будову атомів хімічних елементів.

РОЗТАШУВАННЯ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ЛАНТАНОЇДІВ ТА АКТИНОЇДІВ З ПОЗИЦІЇ ТЕОРІЇ БУДОВИ АТОМА. У параграфі 8 мова йшла про те, що властивості сполук металічних елементів лантаноїдів багато в чому схожі. Те ж саме можна сказати і про сполуки актиноїдів. Виявляється, що за цим стоїть однакова будова зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атомів та заповнення електронами 4-го (лантаноїди) і 5-го (актиноїди) енергетичних рівнів підрівнів *f*. Тому їх називають *f* елементами.

МІСЦЕ МЕТАЛІЧНИХ І НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ З ПОЗИЦІЇ БУДОВИ ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМА. Розглянемо, як узгоджується з будовою електронних оболонок атомів місце металічних і неметалічних хімічних елементів у періодичній системі на прикладі елементів третього періоду. Ви вже знаєте, що періоди починаються (виняток перший період) металічним елементом. Закінчуються періоди інертними елементами (окрім 7-го), яким передують представники родини неметалічних елементів галогенів. Наведена у таблиці 9 інформація переконує в тому, що в межах третього періоду зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента збільшується загальна кількість електронів в електронній оболонці та на зовнішньому енергетичному рівні. Отже, така будова електронних оболонок атомів елементів одного періоду обумовлює розташування металічних елементів на початку періодів, а неметалічних — у кінці. У таблиці 9 ви бачите, що Натрій, Магній, Алюміній — металічні елементи, а Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон — неметалічні

Таблиця 9

Порівняння елементів третього періоду та їх деяких сполук

Ознаки порівняння	Елементи третього періоду							
	Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
Порядковий номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl_2	Ar
Група простих речовин	**метали**			**неметали**				
Формула вищого оксиду	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Формула гідрату оксиду	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—
Валентність в оксиді та гідраті оксиду	1	2	3	4	5	6	7	—
Леткі сполуки з Гідрогеном	—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—
Валентність у леткій сполуці з Гідрогеном				4	3	2	1	
Спільне в будові атома	**Електронна оболонка має три енергетичні рівні**							
Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні	1	2	3	4	5	6	7	8
Електронні формули зовнішнього енергетичного рівня	$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$

Розташування кожного хімічного елемента у періодичній системі знаходить пояснення з позицій теорії будови атома.

Зверніть увагу, що:

- металічні елементи на зовнішньому енергетичному рівні мають 1–3 електрони. Це менше половини електронів зовнішнього енергетичного рівня інертного елемента Аргону, де всі комірки заповнені спареними електронами;
- атоми неметалічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні від 4 (порівняно з повністю заповненим зовнішнім енергетичним рівнем атома Аргону — це половина) і більше електронів. Виняток становлять Гідроген, Гелій, Бор.

За наповненням електронами зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атома можна визначити, до металічних чи неметалічних елементів належить конкретний елемент (існують винятки). У металічних елементів він містить 1–3 електрони, у неметалічних — 4–8 електронів.

Стисло про основне

- Номер періоду, в якому розташований хімічний елемент і кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці його атома співпадають.
- Номер групи, в якій розташований хімічний елемент, і його вища валентність здебільшого співпадають.
- З позиції теорії будови атома всі елементи однієї головної підгрупи мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні і вона дорівнює номеру групи.
- Наявність невеликої кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів металічних елементів (1, 2 рідше 3) зумовлює їхнє розташування на початку періодів, тоді як неметалічні елементи, маючи 4 і більше електронів на зовнішньому енергетичному рівні, розташовані у кінці періодів.
- У періодах металічні елементи та їхніх сполук послаблюються, а неметалічні — посилюються. Що ближче до початку періоду розміщений елемент, то сильніше в нього виражені металічні властивості.

Сторінка ерудита

До появи сучасної теорії будови атома не існувало доведень, які б пояснювали інертний характер хімічних властивостей неметалічних елементів VIII групи головної підгрупи — Гелію, Неону, Аргону та інших. Відтепер він пояснюється тим, що всі енергетичні комірки зовнішнього енергетичного рівня повністю заповнені спареними електронами. Такий рівень називається завершеним і вважається стійким:

$_{2}He\ 1s^2$

[↑↓]

$_{10}Ne\ 2s^2 2p^6$

[↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓]

$_{18}Ar\ 3s^2 3p^6$

[↑↓] [↑↓][↑↓][↑↓]

У всіх інертних газів, окрім Гелію, зовнішній енергетичний рівень містить 8 електронів. Тому замість нульової групи, яку спочатку було додано до періодичної системи для розміщення в ній інертних хімічних елементів, їх помістили в головну підгрупу восьмої групи. Відтепер знайшла підтвердження ще одна залежність — елементи головних підгруп на зовнішньому енергетичному рівні мають стільки електронів, який номер групи (виняток становить Гелій).

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення групи, підгрупи, періоду.

2. Використавши знання про будову електронних оболонок атомів, поясніть розташування Натрію на початку 3-го періоду, а Аргону — у кінці.

3. Виходячи з розташування Літію і Калію у періодичній системі, поясніть, до яких елементів — металічних чи неметалічних вони належать.

4. Як за положенням хімічного елемента в періодичній системі визначити:

а) величину заряду атома;

б) кількість енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома;

в) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів хімічних елементів головних підгруп;

г) валентність неметалічного елемента у леткій сполуці з Гідрогеном.

5. Укажіть, електронна оболонка атома Берилію чи Алюмінію має однакову з Магнієм кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Застосовуємо

44. Назви лише металічних елементів наведено в рядку

А Оксиген, Гідроген, Магній

Б Хлор, Неон, Алюміній

В Натрій, Кальцій, Магній

Г Натрій, Магній, Сульфур

45. Розташуйте за збільшенням числа протонів у ядрі хімічні елементи

А Нітроген

Б Гідроген

В Кальцій

Г Магній

46. а) Розташуйте за зменшенням числа енергетичних рівнів в електронній оболонці атоми таких елементів

А Калій **В** Гелій

Б Оксиген **Г** Неон

б) Проаналізуйте твердження і оберіть відповідь, яку ви вважаєте правильною.
Твердження 1. В електронній оболонці атомів Магнію і Сульфуру однакова кількість енергетичних рівнів, тому вони розташовані у 3 –му періоді

Твердження 2. Хімічні елементи однієї головної підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня, а кількість електронів на ньому співпадає з номером групи.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

§ 16 Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі та будовою атома

Вивчення параграфа допоможе вам:

- використовувати інформацію, закладену в періодичній системі, для класифікації, а також характеристики елементів і будови їхніх атомів;
- набувати вміння встановлювати формули сполук, користуючись інформацією з періодичної системи.

Як ви вже з'ясували, не існує жодного елемента, який би займав випадкове місце в періодичній системі (*місце Гідрогену і в I, і в VII групі обґрунтоване подібністю будови електронної оболонки атома Гідрогену з атомами елементів цих груп головних підгруп*).

Місце кожного хімічного елемента в періодичній системі відображає сукупність його властивостей. Вони не відірвані від властивостей інших елементів, а перебувають у закономірному взаємозв'язку з ними

Місце елемента в періодичній системі, знання будови його атома дають змогу різнобічно й безпомилково характеризувати хімічний елемент і його сполуки.

ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ХІМІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА ЗА МІСЦЕМ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВОЮ АТОМА. Щоб якомога повніше охопити інформацію про хімічний елемент, дотримуються плану характеристики, відображеного в таблиці 10.

Таблиця 10

План характеристики хімічного елемента за місцем у періодичній системі та будовою атома

№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
1	**Положення елемента в періодичній системі**	а) порядковий номер (протонне число) б) відносна атомна маса в) період, ряд г) група, підгрупа д) максимальне та мінімальне значення валентності
2	**Будова атома**	а) число протонів, нейтронів у ядрі атома, заряд ядра б) число електронів в електронній оболонці атома в) число енергетичних рівнів в електронній оболонці атома г) електронна, графічна електронна формули атома д) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, у тому числі неспарених е) завершений чи незавершений зовнішній енергетичний рівень, скільки електронів не вистачає до завершення

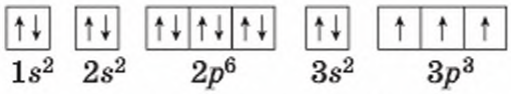
Продовження таблиці 10

№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
3	**Хімічний характер елемента та утворених ним речовин**	а) до металічних чи неметалічних елементів належить елемент б) формула оксиду і відповідного йому гідрату оксиду в) хімічний характер зазначених оксиду та гідрату оксиду, приклади рівнянь реакцій г) формула леткої сполуки з Гідрогеном (для неметалів), валентність елемента в ній
4	**Порівняння хімічного характеру елемента з властивостями сусідніх елементів**	а) порівняння в періоді б) порівняння в підгрупі

Приклад характеристики. За наведеним у таблиці планом схарактеризуємо хімічний елемент Фосфор.

1. *Положення в періодичній системі.* Протонне число Фосфору 15, $A_r = 31$. Елемент розміщений у третьому періоді, третьому ряді, V групі, головній підгрупі.

2. *Будова атома.* Ядро атома містить 15 протонів і має заряд +15. Нуклід $_{15}P$ містить 16 нейтронів (31 − 15 = 16). У складі електронної оболонки є 15 електронів, їх сумарний заряд −15, розміщені вони на трьох енергетичних рівнях. Електронна формула атома — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Графічна електронна формула:



На зовнішньому енергетичному рівні міститься 5 електронів, з них 3 — неспарені. Зовнішній енергетичний рівень незавершений, до завершення не вистачає трьох електронів, що становить менше половини електронів завершеного зовнішнього енергетичного рівня.

3. *Хімічний характер елемента та утворених ним речовин.* Маючи на зовнішньому енергетичному рівні 5 електронів, Фосфор належить до *неметалічних* елементів. У вільному стані існує у вигляді простої речовини неметалу фосфору. Формула вищого оксиду — P_2O_5. Як було зазначено в параграфі 2, він взаємодіє з водою й утворює кислоту.

Формула леткої водневої сполуки PH_3, валентність Фосфору в ній — три.

4. *Порівняння хімічного характеру елемента з властивостями сусідніх елементів.* Сусідами по періоду у Фосфору є Силіцій та Сульфур, по підгрупі — Нітроген та Арсен. Неметалічні властивості у Фосфору виражені сильніше, ніж у Силіцію та Арсену, але слабкіше, ніж у Сульфуру і Нітрогену.

Стисло про основне

✓ Чітко визначене місце хімічного елемента в періодичній системі дає змогу вичерпно характеризувати будову його атома, формули та властивості сполук.

Сторінка ерудита

Уміння характеризувати хімічний елемент за його місцем у періодичній системі та будовою атома дає можливість виконувати різноманітні завдання на знаходження елемента й виведення формул його сполук.

Приклад 1. Відносна молекулярна маса оксиду елемента III групи дорівнює 102. Встановіть, який це елемент, напишіть його електронну формулу.

Розв'язання

Оскільки невідомий елемент належить до III групи, то його оксид відповідає загальній формулі R_2O_3. За цією формулою зробимо запис для обчислення відносної молекулярної маси сполуки:

$$M_r(R_2O_3) = 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot A_r(O)$$

$$M_r(R_2O_3) = 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot 16 = 102,$$

$$\text{звідси } 2 \cdot A_r(R) = 102 - 48 = 54;$$

$$A_r(R) = 54 : 2 = 27.$$

Відповідь: знаходимо в періодичній системі елемент із відносною атомною масою 27. Це — Алюміній, його електронна формула:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1.$$

Приклад 2. Назвіть елемент за такими даними: міститься в VII групі, утворює летку сполуку з Гідрогеном, відносна молекулярна маса якої 81.

Розв'язання

Загальна формула леткої сполуки з Гідрогеном для неметалів VII групи RH. Зробимо запис для обчислення відносної молекулярної маси сполуки:

$$M_r(RH) = A_r(R) + 1 = 81,$$

$$\text{звідси } A_r(R) = 81 - 1 = 80.$$

Відповідь: елемент із відносною атомною масою 80 — Бром.

Знаємо, розуміємо

1. Схарактеризуйте хімічний елемент Магній за місцем у періодичній системі та будовою атома.
2. За місцем елементів у періодичній системі визначте, який елемент має більш виражені неметалічні властивості: а) Сульфур чи Хлор; б) Оксиген чи Сульфур.
3. До металічних чи неметалічних елементів належить елемент із порядковим номером 34? Відповідь мотивуйте.

Застосовуємо

47. Відносна молекулярна маса вищого оксиду елемента V групи дорівнює 230. Установіть, який це елемент, порівняйте його хімічну активність із сусідніми по підгрупі елементами.
48. Телур $_{52}Te$ утворює з Гідрогеном летку сполуку, формула якої H_2Te. Яка формула його вищого оксиду?
49. Вищий оксид хімічного елемента 3-го періоду має загальну формулу EO_2. Установіть елемент, обчисліть його масову частку в цьому оксиді.
50. Елемент утворює з Гідрогеном летку водневу сполуку, формула якої H_2R. Про який елемент ідеться, якщо відомо, що його атом має на три енергетичні рівні більше, ніж найпоширеніший у природі елемент?

§ 17 Значення періодичного закону

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти прогностичну роль періодичного закону Д. І. Менделєєва;
- з'ясувати значення періодичного закону для природничих наук та загального світосприйняття;
- ознайомитися з іншими науковими досягненнями Д. І. Менделєєва;
- усвідомити значення наукової діяльності особистості для розвитку людства.

Відкриття Д. І. Менделєєвим у 1869 р. періодичного закону мало винятково важливе значення не лише для хімії, а й для інших природничих наук та філософії. Завдяки відкриттю закону здобули наукове пояснення відомі факти щодо подібності властивостей речовин, було встановлено взаємозв'язок понять *хімічний елемент* і *проста речовина*. Після відкриття періодичного закону стало реальним наукове прогнозування невідомих елементів.

ПРОГНОСТИЧНА РОЛЬ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Дмитро Іванович сам передбачив існування 11 елементів і на основі взаємозв'язку між розміщенням елементів у періодичній системі та їхніми властивостями орієнтовно встановив їх атомну масу, спрогнозував основні властивості. Частина з цих елементів була відкрита за життя вченого, наприклад Скандій, Галій, Германій, частина — значно пізніше. Так, майже за 80 років до відкриття елемента з порядковим номером 84 Менделєєв передбачив для нього атомну масу 212, здатність утворювати оксид із загальною формулою RO_3, густину $9{,}3\,\frac{г}{см^3}$, легкоплавкість, сірий колір. У відкритого в 1946 р. Полонію лише атомна маса відрізнялася дещо меншим значенням, решта ж властивостей підтвердилася.

Як вам відомо, за ознаку класифікації всіх елементів, а не лише подібних за властивостями та формулами їхніх сполук, Д. І. Менделєєв обрав атомну масу. Проте на той час практично кожний шостий елемент мав неточно, а то й неправильно визначене значення атомної маси. І якби не відкриття періодичного закону, то невідомо, як довго ця невідповідність існувала б у науці. Зокрема, вважалося, що відносна атомна маса Берилію дорівнює 13,5. З таким її значенням елемент мав би зайняти в періодичній таблиці не четверту, а шосту клітинку, що призвело б до порушення періодичності. Дійсно, тоді двовалентний металічний елемент Берилій розмістився б між неметалічними елементами Карбоном та Нітрогеном. Така невідповідність навела вченого на думку, що атомна маса Берилію має бути більшою, ніж у Літію, але меншою, ніж у Бору. Із цих міркувань Берилій було розміщено у клітинці під номером 4. Подальші дослідження вчених дали змогу уточнити відносну атомну масу Берилію й підтвердили істинність припущення вченого.

Підтвердження передбачень Д. І. Менделєєва свідчить про прогностичну (у перекладі з грецької «прогноз» означає «передбачення») роль періодичного закону. Нині межі дії закону — увесь Всесвіт. Як показали дослідження Космосу, на інших небесних тілах наявні одні й ті самі хімічні елементи, що й на планеті Земля. У 40-ві роки минулого століття були заповнені всі вільні клітинки періодичної системи, залишені в ній самим Менделєєвим. Та після відкриття радіоактивності й винайдення способів штучної радіоактивності розпочався новий етап у перевірці передбачень на основі періодичного закону. На сьогодні відкрито вже 117 хімічних елементів і синтез нових елементів триває.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ЯК ОСНОВА СУЧАСНОГО ПРИРОДОЗНАВСТВА. Відображаючи природний взаємозв'язок між елементами, періодичний закон поклав початок сучасному природознавству, з'ясуванню фізиками причини періодичності. Закон став провідною теорією в хімії та фізиці, спираючись на яку, вчені відкрили хімічні елементи, для яких Д. І. Менделєєв залишив порожні клітинки в таблиці. З'явився новий напрям досліджень — відкриття елементів, які не існують у природі. І що особливо важливо — для всіх знайшлися місця в періодичній системі.

Періодичний закон сприяє розвитку методів пізнання природи. Загальні закони розвитку природи знаходять підтвердження завдяки періодичному закону. Наприклад, один із законів природи — закон єдності і боротьби протилежностей, згідно з яким кожний об'єкт має протилежні сторони. У фізиці прикладом дії цього закону є рух і спокій, притягування й відштовхування, у математиці — плюс і мінус. У хімії цей закон підтверджується існуванням в атомі позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Про перехід кількісних змін у якісні (це теж один із законів природи) свідчить те, що зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома змінюються хімічні властивості хімічних елементів і їхніх сполук, тобто з'являється нова якість.

Періодичний закон особливий — на відміну від інших фундаментальних законів природи, у нього не існує кількісного виразу у вигляді математичної формули чи рівняння. Але це єдиний закон, що має графічне відображення у вигляді періодичної системи хімічних елементів. Періодична система хімічних елементів допомагає планувати науково-природничі дослідження і здійснювати їх, є незамінним наочним посібником для всіх, хто вивчає хімію.

Нині застосуванням у науці та практиці періодичний закон і періодична система вийшли за межі хімії. І якщо вам у майбутньому доведеться працювати з використанням природничих знань, періодичний закон стане вашим орієнтиром.

ВІДКРИТТЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ — НАУКОВИЙ РЕЗУЛЬТАТ ДІЯЛЬНОСТІ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. Своє найбільше відкриття — періодичний закон — Дмитро Іванович Менделєєв зробив у віці 35 років, набагато випередивши свій час. Періодична система швидко стала

необхідним інструментом у хімічних дослідженнях, вона незмінно займає почесне місце на стіні кожної хімічної лабораторії, на робочому місці всіх, причетних до вивчення хімії.

Д. І. Менделєєв присвятив науці понад 50 років життя. Усе, що він зробив, чого досяг, вказує на широчінь і значущість його праці.

Учений досліджував розчини й розробив теорію розчинів, винайшов один із видів бездимного пороху, удосконалив способи використання добрив у сільському господарстві та зрошування посушливих земель. Ретельно вивчивши склад нафти, Менделєєв винайшов нові способи її переробки й виділення тих речовин, які можна використовувати для виробництва різних промислових товарів. Він виступав проти використання нафти лише як палива.

У серпні 1887 р. Д. І. Менделєєв здійснив політ на повітряній кулі з метою спостереження сонячної корони під час сонячного затемнення. Він власноруч підняв кулю в повітря, подолав шлях близько 100 км на максимальній висоті польоту приблизно 4 км й успішно приземлився.

Д. І. Менделєєв працював і в галузі точних вимірювань. У 1893 р. він став організатором і першим директором Головної палати мір і вагів.

В усьому світі високо цінують наукову спадщину Д. І. Менделєєва.

Мал. 29 Пам'ятник на території Словацького технологічного університету (Братислава), присвячений Д. І. Менделєєву

Стисло про основне

- ✓ Періодичний закон — це один із основних законів природи, що має наукове та практичне значення для багатьох галузей знань і практики.
- ✓ Закон відображає зв'язок усіх хімічних елементів з позиції будови атомів.
- ✓ Періодичний закон — неперевершений зразок перевірки правильності теорії шляхом виведення з неї наслідків (закономірностей) та підтвердження їх практикою.
- ✓ Досягнення фізиків у встановленні складної будови атома, синтез нових елементів, створення нових речовин — усе це стало можливим завдяки відкриттю періодичного закону.

Сторінка ерудита

Життя та наукова діяльність Д. І. Менделєєва були пов'язані з розвитком науки, освіти й економіки України. Свою педагогічну діяльність Менделєєв розпочав в Україні, працюючи вчителем природознавства спочатку в Сімферополі, а потім — в Одесі. Уже зрілим ученим він брав активну участь у роботі наукових товариств Київського та Харківського університетів, з'їздах природознавців, що відбувалися в Києві.

Д. І. Менделєєв працював над проблемами розвитку вугільної промисловості в Україні. Перебуваючи на Донбасі, він вивчав питання видобування й транспортування кам'яного вугілля й висунув нову на той час ідею підземної газифікації вугілля. Пройшло не одне десятиліття, перш ніж у 1937 р. в місті Горлівці Донецької області цю ідею було втілено в життя.

Д. І. Менделєєв брав активну участь у створенні Київського політехнічного інституту (нині Національний технічний університет України «Київський політехнічний інститут»). Він був головою екзаменаційної комісії першого випуску інженерів та агрономів цього відомого не лише в Україні, а й далеко за її межами вищого навчального закладу. За наукові заслуги та сприяння становленню і розвитку університету біля центрального входу до хімічного факультету зведено пам'ятник видатному вченому, зображення якого розташоване на шмуцтитулі до цієї теми.

Знаємо, розуміємо

1. На конкретних прикладах розкрийте, як завдяки періодичному закону уточнювалися відносні атомні маси хімічних елементів, відкривалися нові елементи.
2. Поясніть, чому періодичний закон належить до фундаментальних законів природи.
3. Як ви розумієте вислів: «*Створивши вчення про періодичність, Менделєєв набагато випередив час*»?
4. Які факти та події життя вченого доводять, що він був людиною із широким світоглядом?
5. Користуючись різними інформаційними джерелами, підготуйте повідомлення про відкриття нових хімічних елементів.

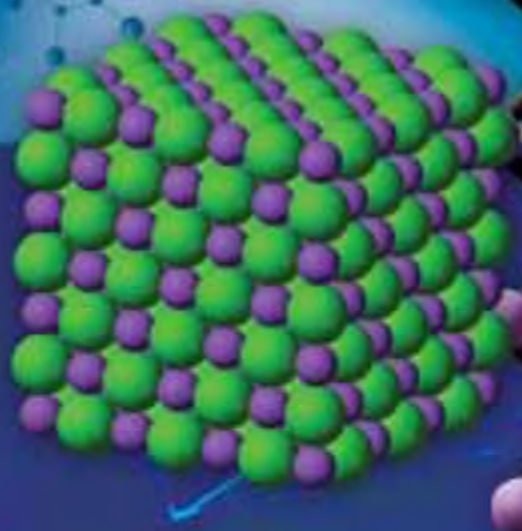
Працюємо з медіа-джерелами

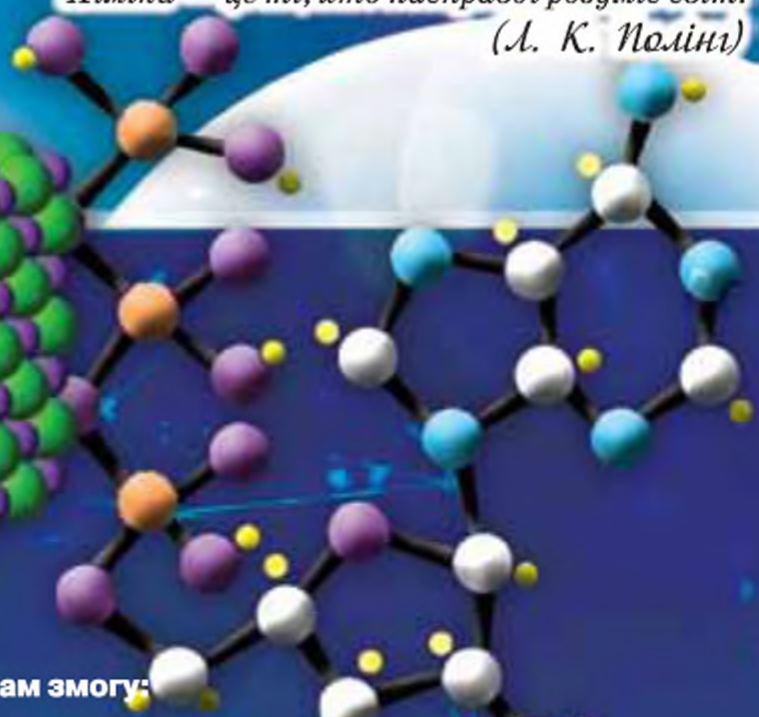
51. Підготуйте повідомлення про одну із граней життя та діяльності Дмитра Івановича Менделєєва.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

Хімія має справу з речовиною, а не тілами.
(Д. І. Менделєєв)

Хіміки — це ті, хто насправді розуміє світ.
(Л. К. Полінг)





Матеріал теми дає вам змогу:

- з'ясувати, як і чому атоми сполучаються один з одним;
- узагальнити знання про якісний та кількісний склад речовин на рівні будови їх структурних частинок — атомів, молекул, йонів;
- розширити хімічні знання новими поняттями: електронегативність, ковалентний зв'язок, йонний зв'язок, кристалічна ґратка, ступінь окиснення;
- зрозуміти, що властивості речовин залежать не лише від складу, а й від просторового розміщення структурних частинок речовини в кристалі;
- переконатися у значенні хімічних знань у вивченні природи і для створення речовин, необхідних людству;
- самостійно наводити приклади сполук із ковалентним та йонним хімічними зв'язками, пояснювати утворення цих видів зв'язку;
- обґрунтовувати електронну природу ковалентного неполярного, ковалентного полярного та йонного зв'язків;
- визначати ступені окиснення атомів елементів у сполуках за їх формулами;
- пояснювати та прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку і типу кристалічної ґратки.

§ 18 Природа хімічного зв'язку та електронегативність елементів

Вивчення параграфа допоможе вам:

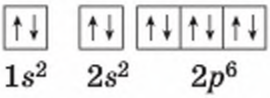
- зрозуміти сутність хімічного зв'язку;
- опанувати нове поняття — електронегативність;
- зрозуміти, як структурні частинки речовини набувають завершеності зовнішнього енергетичного рівня;
- самостійно обґрунтовувати природу хімічного зв'язку.

ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Яким чином відбувається сполучення атомів різних хімічних елементів з утворенням нових речовин? Чому і як утворюються зв'язки між атомами? Ці питання були предметом роздумів багатьох поколінь учених. І тільки на основі знань про будову атома у XX ст. з'явилася теорія **хімічного зв'язку**.

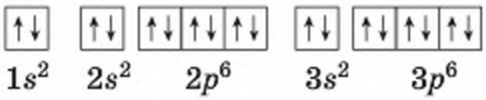
Хімічний зв'язок — це взаємодія між структурними частинками речовини, що утримує їх разом і забезпечує існування речовин із чітко визначеним складом.

Згідно з теорією хімічного зв'язку в його утворенні головну роль відіграють електростатичні сили притягання між негативно зарядженими електронами та позитивно зарядженим ядром. Величина цієї сили головним чином залежить від електронної конфігурації зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атома. Наприклад, атомам інертних хімічних елементів надто важко утворювати хімічні зв'язки з іншими атомами. Це тому, що зовнішній енергетичний рівень у них — завершений:

$_{10}Ne$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$



$_{18}Ar$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$



ЕЛЕКТРОННА ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Коли атом якогонебудь хімічного елемента утворює хімічний зв'язок з іншим атомом, його зовнішній енергетичний рівень стає завершеним. Як ви вже знаєте, завершеним зовнішнім енергетичним рівнем називається енергетичний рівень з 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — із двох). Виходячи з цього, в теорії хімічного зв'язку існує правило **октету** (латинською мовою *окто* — вісім):

Утворюючи хімічний зв'язок, атом досягає завершенного (8-електронного) складу зовнішнього енергетичного рівня (є окремі винятки).

Завершеність зовнішнього енергетичного рівня досягається кількома способами.

Перший спосіб полягає в тому, що атоми можуть *втрачати* електрони в кількості, необхідній для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень.

У вас може виникнути запитання: «Яким чином, віддаючи, а не приєднуючи електрони, можна досягти завершеності зовнішнього енергетичного рівня?». Знайдемо на нього відповідь та одночасно з'ясуємо, на які частинки перетворюються атоми, віддаючи електрони.

Щоб зрозуміти, як це відбувається, вдамося до розгляду електронної будови атомів металічних елементів третього періоду — Натрію, Магнію, Алюмінію, скориставшись таблицею 11.

Таблиця 11

Будова електронних оболонок атомів металічних елементів

Хімічний елемент	Електронна формула	Графічна електронна формула	Зовнішній енергетичний рівень	
			всього $\bar{e}$	не вистачає $\bar{e}$ до завершення
Na	$1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^1$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ☐ ☐ ☐ 1s 2s 2p 3s 3p	1	7
Mg	$1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ☐ ☐ ☐ 1s 2s 2p 3s 3p	2	6
Al	$1s^2\,2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ☐ ☐ 1s 2s 2p 3s 3p	3	5

Дані таблиці свідчать, що в цих елементів передостанній енергетичний рівень завершений. Що ж до зовнішнього енергетичного рівня, то він містить менше половини електронів, порівняно із завершеним 8-електронним енергетичним рівнем.

Приєднання електронів атомом та їх віддача іншим атомам пов'язані зі зміною запасу енергії електронів. Атомам, які на зовнішньому енергетичному рівні мають мало електронів, енергетично вигідніше їх віддати, ніж приєднати в кількості, необхідній для утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня. Тож атоми металічних елементів Натрію, Магнію, Алюмінію, сполучаючись із атомами інших елементів, віддають електрони третього енергетичного рівня. Електронна оболонка утвореної частинки залишається з двома енергетичними рівнями, причому зовнішній енергетичний рівень — завершений.

Другий спосіб полягає в тому, що атоми можуть *приєднувати* електрони в кількості, необхідній для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень.

Проведемо подібний аналіз електронної будови атомів неметалічних елементів Гідрогену, Сульфуру, Хлору, Аргону (*табл. 12*).

Таблиця 12

Будова електронних оболонок атомів неметалічних елементів

Хімічний елемент	Електронна формула	Графічна електронна формула	Зовнішній енергетичний рівень	
			всього $\bar{e}$	не вистачає $\bar{e}$ до завершення
H	$1s^1$	↑ (1s)	1	1
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑↓ (2p) ↑↓ (3s) ↑↓ ↑ ↑ (3p)	6	2
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑↓ (2p) ↑↓ (3s) ↑↓ ↑↓ ↑ (3p)	7	1
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	↑↓ (1s) ↑↓ (2s) ↑↓ ↑↓ ↑↓ (2p) ↑↓ (3s) ↑↓ ↑↓ ↑↓ (3p)	8	0

У наведених у таблиці неметалічних елементів останній енергетичний рівень містить половину (у Гідрогену) та більше половини (у решти елементів) електронів, порівняно із завершеним для них енергетичним рівнем. Відтак, щоб досягти завершеності, їм енергетично вигідніше приєднувати, ніж віддавати електрони зовнішнього енергетичного рівня. Атом Сульфуру приєднає два електрони, Гідрогену і Хлору — по одному, Аргон — жодного, оскільки в нього зовнішній енергетичний рівень завершений.

Третій спосіб полягає в тому, що атоми не віддають і не приєднують електрони, а утворюють **спільні електронні пари**.

Утворення спільних електронних пар відбувається лише з неспарених електронів. Кількість таких пар визначається числом неспарених електронів в електронній оболонці атома.

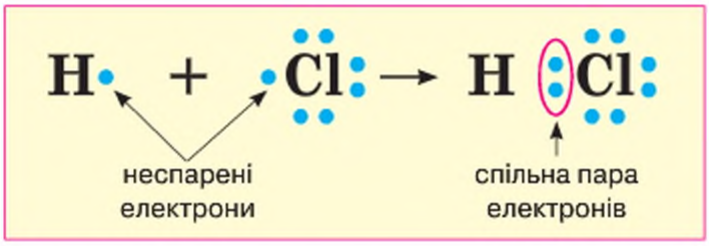
Звернемося до таблиці. В атомі Гідрогену є 1 неспарений електрон: $1s^1$. Тож Гідроген здатний утворювати одну спільну електронну пару з будь-яким іншим атомом.

В атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні 7 електронів, але неспарених серед них лише один:

↑↓ ($3s^2$) ↑↓ ↑↓ ↑ ($3p^5$)

Тому кількість спільних електронних пар, до утворення яких здатний Хлор, теж одна. За рахунок наявних неспарених електронів у молекулі гідроген хлориду HCl між атомами Гідрогену і Хлору утворюється

спільна електронна пара. Її електрони є усуспільненими, тобто спільними для обох атомів. За рахунок цього зовнішні енергетичні рівні обох атомів стають завершеними. У такий спосіб Гідроген і Хлор досягають завершеності зовнішнього енергетичного рівня електронних оболонок їхніх атомів (*мал. 30*):



Мал. 30 Схема утворення спільної електронної пари в молекулі гідроген хлориду

Атоми досягають завершеної будови зовнішніх енергетичних рівнів, віддаючи, приєднуючи електрони або утворюючи спільні електронні пари.
При утворенні хімічного зв'язку зовнішні енергетичні рівні атомів набувають електронної конфігурації найближчого інертного елемента, яка є стійкою та енергетично вигідною.

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ З ПОЗИЦІЇ ПРИРОДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ. Вам відомо, що наслідком хімічних реакцій є утворення нових речовин. У процесі хімічної взаємодії структурні частинки утворених речовин досягають завершеності зовнішніх енергетичних рівнів одним із розглянутих вище способів.

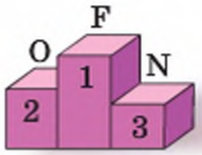
В елементів перших трьох періодів в утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони зовнішнього енергетичного рівня. Їх називають *валентними електронами*.

ПОНЯТТЯ ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ. Ядра атомів різних хімічних елементів відрізняються здатністю притягувати електрони. Для характеристики цієї властивості введено поняття *електронегативності*.

Електронегативність — властивість атомів хімічного елемента притягувати до себе спільні з іншим атомом електронні пари.

За одиницю електронегативності прийнято електронегативність атома Літію, і з нею порівнюють електронегативності атомів інших елементів. Якщо порівняти електронегативність металічних і неметалічних елементів, то результати будуть на користь останніх — вони мають значно більшу електронегативність, ніж металічні елементи. Найбільша електронегативність — у Флуору. З яким би атомом не була утворена спільна електронна пара, вона зміщуватиметься ближче до Флуору. Отже,

Флуор — своєрідний чемпіон серед елементів за електронегативністю, друге місце посідає Оксиген, а третє — Нітроген. «П'єдестал» цих «чемпіонів» такий:



Розмістивши хімічні елементи за зменшенням величини електронегативності їхніх атомів в один ряд, **дістанемо ряд електронегативності:**

F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si, H, Al, Mg, Ca, Na, K, Cs

Електронегативність елементів спадає

Знаючи електронегативність атомів елементів, можна передбачити, до якого атома зміщуватимуться електрони, які утворили спільну електронну пару. Розглянемо це на прикладі гідроген хлориду. Місце Гідрогену і Хлору в ряді електронегативності свідчить, що Гідроген менш електронегативний, ніж Хлор. Тому спільна електронна пара буде зміщена до Хлору.

Періодична залежність поширюється і на електронегативність: у кожному періоді електронегативність атомів зі збільшенням заряду ядра зростає, а в кожній головній підгрупі — спадає. І це є ще одним підтвердженням того, що періодичний закон — загальний закон.

Попрацюйте групами

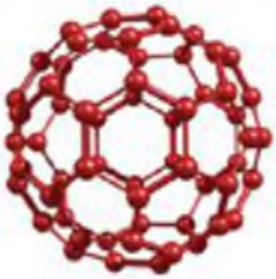
Проаналізуйте, як змінюється будова зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів другого періоду зі збільшенням заряду ядра атома, та поясніть.

1. Яким чином досягають завершеності зовнішнього енергетичного рівня перший та передостанній хімічні елементи цього періоду?
2. Випишіть в один рядок електронегативність атомів елементів другого періоду і проаналізуйте, як вона змінюється зі збільшенням заряду ядра атома.

Стисло про основне

- ✓ Хімічний зв'язок — це сила, завдяки якій утримуються разом структурні частинки речовини.
- ✓ Утворення хімічного зв'язку пов'язане зі змінами в електронних оболонках внаслідок взаємодії атомів.
- ✓ Завдяки утворенню хімічних зв'язків досягається завершеність зовнішнього енергетичного рівня атома.
- ✓ Електронегативність характеризує здатність атома притягувати спільні електрони пари; найбільшу електронегативність має атом Флуору.
- ✓ Електронегативність зростає: у межах періоду зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору.

Сторінка ерудита



Прості речовини, молекули яких утворені з кількох атомів одного хімічного елемента, — явище в хімії звичне. Та нині сучасний рівень розвитку науки дає змогу добувати прості речовини з багатоатомними молекулами. Так, у 1985 р. англійські вчені синтезували гігантську молекулу з 60 атомів Карбону. Для цього було здійснено випарювання графіту під дією потужного лазерного променя в умовах вакууму. Речовину назвали фулерен.

П'ять років знадобилося вченим, щоб вивчити структуру і властивості нової речовини. Було з'ясовано, що її молекула C_{60} нагадує футбольний м'яч не лише зовні, а й усередині. Кулеподібна форма молекули досягається завдяки тому, що всі атоми Карбону рівновіддалені від центру молекули і сполучені між собою таким чином, що кожний атом перебуває одночасно у вершинах двох шестикутників й одного п'ятикутника.

У фулерену з формулою C_{60} та інших представників цієї групи речовин — широкі перспективи щодо використання в різних галузях. Уже тепер на їх основі виготовляють високотемпературні провідники, акумуляторні батареї, цінні мастила тощо.

Синтез речовин, подібних до фулерену, є свідченням досягнень сучасного природознавства.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення:
а) хімічного зв'язку;
б) електронегативності;
в) завершеного енергетичного рівня.

2. Розкажіть, у який спосіб структурні частинки речовини можуть набувати завершеності зовнішнього енергетичного рівня. Від чого це залежить?

3. Укажіть, який із двох елементів більш електронегативний:
а) Нітроген й Оксиген;
б) Нітроген і Гідроген;
в) Нітроген і Літій.

Застосовуємо

52. У якій з молекул: а) кисню; б) води; в) водню; г) гідроген броміду — спільні електрони будуть зміщені до одного з атомів і чому? Підтвердьте свою відповідь електронними формулами молекул.

53. Зазначте пару елементів, що мають однакову кількість неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні: а) Li і S; б) Mg і F; в) Li і F. Поясніть свій вибір, скориставшись графічними електронними формулами.

54. Розмістіть хімічні елементи за зростанням їх електронегативності:

Алюміній, Сульфур, Літій, Карбон, Оксиген, Нітроген, Гідроген.

55. Підготуйте запитання чи завдання з теми цього параграфа для того, щоб запропонувати його однокласникам на уроці.

56. Поясніть, чому електронегативність атомів інертних елементів дорівнює нулю.

§ 19 Ковалентний зв'язок, його утворення та види

ПРИРОДА КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Як зазначалось у попередньому параграфі, одним із способів досягнення завершеності зовнішнього енергетичного рівня й виникнення між атомами хімічного зв'язку є утворення спільних електронних пар. Такий спосіб характерний для атомів неметалічних елементів. Утворення молекул речовин може відбуватись як з атомів одного елемента, так і з атомів різних хімічних елементів.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- зрозуміти утворення ковалентного зв'язку;
- характеризувати особливості ковалентного полярного і неполярного зв'язків;
- визначати полярність ковалентного зв'язку.

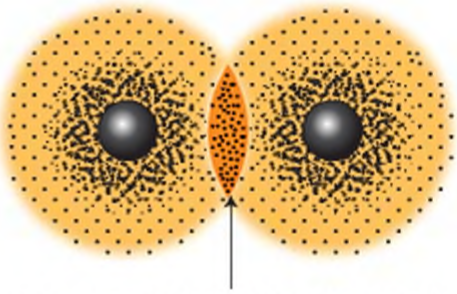
Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар називається **ковалéнтним**.

Утворення ковалентного неполярного зв'язку. Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між однаковими атомами.

Приклад 1. Утворення молекули водню.
Молекула водню складається з двох атомів Гідрогену, що мають найпростішу будову електронної оболонки:

$$_{1}H \quad 1s^{1} \; \boxed{\uparrow}.$$

Щоб зовнішня і єдина *s*-орбіталь Гідрогену стала завершеною, потрібний ще один електрон. Тож два атоми Гідрогену утворюють одну спільну електронну пару. (*Відомо, що в спільній електронній парі електрони мають різний напрям обертання навколо своєї осі.*) При наближенні двох атомів Гідрогену до певної відстані відбувається перекривання їхніх *s*-орбіталей. Цей процес супроводжується виділенням енергії та утворенням спільної електронної пари, що одночасно належить обом атомам. Область перекривання електронних орбіталей має підвищену електронну густину, тому до неї притягуються позитивно заряджені ядра обох атомів (*мал. 31*).



Мал. 31

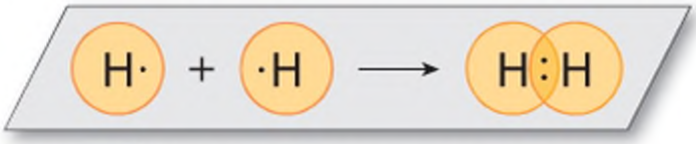
Схема перекривання *s*-орбіталей з утворенням спільної електронної пари в молекулі водню

У міру наближення ядер починають діяти сили відштовхування (однойменно заряджені частинки відштовхуються,

різнойменно заряджені — притягуються). На певній відстані ці сили врівноважуються, ядра та електрони утворюють єдину стійку систему. Так утворюється молекула водню, формула якої H_2.

Оскільки хімічний зв'язок у молекулі водню утворився між атомами одного хімічного елемента, електронегативність яких однакова, то ядра обох атомів мають однаковий вплив на спільну електронну пару. Тому вона рівновіддалена від центрів ядер обох атомів і не зміщується в бік одного з них. Це передають за допомогою **електронної формули молекули**, в якій записують символи хімічних елементів та позначені крапками електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Схематично утворення молекули водню показано на малюнку 32.



Мал. 32 Модель утворення молекули водню

Електронна формула молекули — це запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та крапок, що позначають електрони зовнішнього енергетичного рівня.

На електронних формулах чітко видно, скільки спільних електронних пар має молекула.

Рівне віддалення спільної електронної пари від ядер атомів, між якими виник ковалентний зв'язок, означає, що зв'язок *неполярний*.

Ковалéнтним неполярним зв'язком називається зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які рівновіддалені від ядер обох атомів.

Приклад 2. Утворення молекули кисню O_2.

Молекула кисню, як і молекула водню, складається з двох атомів одного хімічного елемента. Хімічний елемент Оксиген має таку будову електронної оболонки атома:

$$_8O \quad 1s^2\,2s^2 2p^4 \qquad \underset{2s}{\boxed{\uparrow\downarrow}}\ \underset{2p}{\boxed{\uparrow\downarrow}}\ \boxed{\uparrow}\ \boxed{\uparrow}$$

$$O + O = O_2$$

Електронною формулою молекули це передається так:

Як бачимо, на зовнішньому енергетичному рівні міститься шість електронів, серед яких два неспарені. Для утворення стійкого 8-електронного

зовнішнього енергетичного рівня не вистачає ще двох електронів. Тому два неспарені електрони першого атома утворюють дві спільні електронні пари з двома неспареними електронами другого атома. За рахунок усуспільнених електронів досягається завершеність зовнішнього енергетичного рівня кожного атома в молекулі кисню.

Зверніть увагу, що в молекулі водню атоми Гідрогену досягли утворення зовнішнього енергетичного рівня інертного елемента Гелію. У молекулі кисню електронні оболонки обох атомів Оксигену мають завершений другий, він же зовнішній, енергетичний рівень із 8 електронів. Рівно стільки ж електронів є на зовнішньому енергетичному рівні в інертного хімічного елемента Неону, яким завершується другий період.

Зв'язок атомів Оксигену в молекулі кисню теж *ковалентний неполярний*.

Замінивши кожну спільну пару електронів в електронних формулах молекул водню та кисню на риски, одержимо **структурні формули:**

$$H — H \quad \text{та} \quad O = O.$$

Одна риска позначає одну одиницю валентності.

Із структурних формул стає зрозуміло, що валентність дорівнює числу спільних електронних пар.

УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ПОЛЯРНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між атомами різних неметалічних елементів.

Приклад 3. Утворення молекули гідрогенхлориду (хлороводню) HCl.

Молекула гідрогенхлориду, як і молекули водню та кисню, складається з двох атомів, проте вони мають різну електронегативність. Зверніть увагу на розміщення Гідрогену та Хлору в ряді електронегативності (*с. 105*), і ви побачите, що Хлор розміщений на початку ряду, тоді як Гідроген — майже посередині.

Виходячи з електронної будови атомів Гідрогену та Хлору, розглянемо, як між ними утворюється хімічний зв'язок:

$_{1}H — 1s^1$ [↑] (1s)

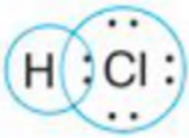
$_{17}Cl — 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ [↑↓] (3s) [↑↓|↑↓|↑] (3p)

Незважаючи на те, що в атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні перебуває $7\bar{e}$ спільних електронних пар, з іншими атомами він може утворити лише одну (по числу неспарених електронів). За рахунок спільної електронної пари Гідроген досягне утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня інертного хімічного елемента Гелію, а Хлор — Аргону.

Чим далі один від одного розташовані хімічні елементи в ряді електронегативності один від одного, тим більшим буде зміщення спільних електронних пар до більш електронегативного атома.

Користуючись цим правилом, робимо висновок, що електрони спільної електронної пари Гідрогену й Хлору будуть зміщені в бік атома Хлору.

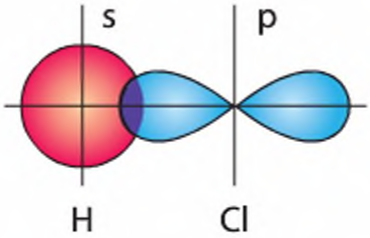
Схематично її утворення та електронну формулу молекули можна передати так:



H → Cl

На схемі відображено зміщення спільної електронної пари в бік більш електронегативного Хлору.

Утвориться молекула, в якій атоми зв'язані силою притягування позитивно заряджених ядер атомів до негативно зарядженої області перекривання *s*-орбіталі Гідрогену і *p*-орбіталі Хлору.



Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які зміщені в бік більш електронегативного атома, називається **ковалентним полярним**.

Відомо, що органічних речовин існує понад 10 млн. До складу їх молекул входять атоми неметалічних елементів — Карбону, Гідрогену, Оксигену, Нітрогену та деяких інших. Хімічний зв'язок між атомами цих речовин — *ковалентний* (*існують винятки*). Тож сполук із ковалентним хімічним зв'язком — найбільше.

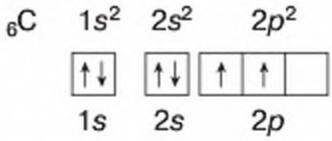
Стисло про основне

- ✓ Зв'язок між атомами за допомогою спільних електронних пар називається ковалентним зв'язком.
- ✓ Ковалентний зв'язок у неорганічних й органічних речовинах виникає в результаті усуспільнення неспарених електронів з утворенням спільних електронних пар між двома атомами.
- ✓ Електронна пара при утворенні ковалентного хімічного зв'язку належить одночасно обом атомам.

✓ Розрізняють неполярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари рівновіддалені від ядер обох атомів) і полярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного атома).

Сторінка ерудита

Метан — летка воднева сполука Карбону з Гідрогеном, що є основною складовою частиною природного газу, має формулу CH_4. В ній Карбон чотиривалентний. Згідно з електронною природою хімічних зв'язків, щоб утворити 4 ковалентні зв'язки, атом Карбону повинен мати 4 неспарені електрони, а не 2, як це видно з його графічної електронної формули:



Скористайтесь інформацією про збуджений стан атома Карбону, що міститься на с. 83–84, і вам стане зрозуміло, звідки з'явилися 4 неспарених електрони.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення ковалентного зв'язку, наведіть приклади сполук із ковалентним полярним і ковалентним неполярним зв'язком.

2. Поясніть утворення: ковалентного неполярного зв'язку та ковалентного полярного зв'язку в наведених вами прикладах.

3. На прикладі елементів 2-го періоду поясніть, як змінюється електронегативність атомів хімічних елементів у межах періоду.

4. На прикладі елементів VII групи головної підгрупи поясніть, як змінюється електронегативність атомів хімічних елементів у межах головних підгруп.

4. Поміркуйте чи здатні атоми Неону до утворення ковалентних зв'язків?

Застосовуємо

57. Складіть схеми утворення молекули азоту, леткої сполуки Нітрогену з Гідрогеном. Зазначте вид ковалентного зв'язку, число спільних електронних пар у кожній з них, напишіть електронні формули молекул цих речовин.

58. Розташуйте формули летких сполук елементів із Гідрогеном за збільшенням числа спільних електронних пар у молекулі.

А H_2O

Б CH_4

В HF

Г NH_3

59. Користуючись рядом електронегативності, напишіть формулу бінарної сполуки Карбону(IV) із Сульфуром. Поясніть, як утворився хімічний зв'язок у цій сполуці, укажіть його вид.

60. Висловте судження, чому атоми металічних елементів, на відміну від неметалічних, не утворюють спільних електронних пар.

§ 20 Йони. Йонний зв'язок, його утворення

Вивчення параграфа допоможе вам:

- характеризувати йони як заряджені частинки речовини;
- розрізняти катіони й аніони;
- пояснювати утворення йонного зв'язку та його особливості;
- визначати вид хімічного зв'язку.

Багато неорганічних речовин утворені з атомів металічних і неметалічних елементів, наприклад, оксиди, основи, солі.

Хімічний зв'язок у цих сполуках відрізняється від ковалентного.

ПОНЯТТЯ ПРО ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК. Утворення хімічного зв'язку між атомами металічного і неметалічного елементів теж підпорядковане правилу октету. Однак завершення зовнішніх енергетичних рівнів досягається не за рахунок утворення спільних електронних пар, а шляхом *віддачі електронів* атомами металічних елементів та *приєднання* їх атомами неметалічних хімічних елементів.

Пригадайте і наведіть приклади відповідних сполук та їхні формули.

Розглянемо це на прикладі натрій хлориду NaCl (*мал. 33*). Зважаючи на розміщення Натрію і Хлору в ряді електронегативності, робимо висновок, що за здатністю притягувати електрони Натрій значно поступається Хлору. До того ж зовнішньому енергетичному рівню електронної оболонки його атома далеко до завершеної 8-електронної конфігурації — не вистачає 7 електронів:

$$_{11}Na — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

Тому для атома Натрію енергетично вигідніше віддати один електрон, ніж приєднати сім. Як ви вже знаєте, металічний елемент Натрій досягає завершення зовнішнього енергетичного рівня, віддаючи єдиний електрон третього енергетичного рівня.

Неметалічний елемент Хлор, навпаки, має близький до завершення зовнішній енергетичний рівень:

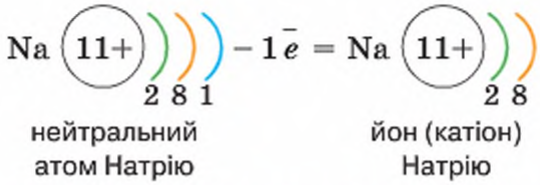
$$_{17}Cl — 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

Мал. 33 Кристали кухонної солі

Маючи 7 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, він приєднує електрон, відданий атомом Натрію. У такий спосіб його зовнішній енергетичний рівень стає завершеним.

Віддаючи один електрон, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджену частинку — **йон**, назва якої **катіон**:

$$_{11}Na^0 - 1\bar{e} = {}_{11}Na^+ \text{ (катіон Натрію)}$$



Йони — це заряджені частинки, на які перетворюються нейтральні атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.

Звідки з'явився заряд у катіона Натрію і чому його не було в атома Натрію? Після того, як атом віддав $1\bar{e}$, порушилася рівновага позитивного заряду ядра і негативного заряду електронної оболонки. Позитивно заряджених протонів у ядрі, як і раніше, залишилося 11, а негативно заряджених електронів в електронній оболонці атома — на один менше, тобто 10. Відтак, утворений катіон має заряд +1.

Назва «катіон» походить від назви негативно зарядженого електрода (катода), до якого в електричному полі рухаються позитивно заряджені йони.

Порівняння будови нейтрального атома Натрію й позитивно зарядженого йона (катіона) цього елемента вказує на спільну будову ядра, але різну будову електронної оболонки. Так, атом Натрію має три енергетичні рівні, у катіона їх два.

За рахунок приєднання одного електрона нейтральний атом Хлору перетворюється на негативно заряджений йон — *аніон*:

$$_{17}Cl^{0} + 1\bar{e} = {}_{17}Cl^{-}$$

нейтральний атом Хлору — йон (аніон) Хлору

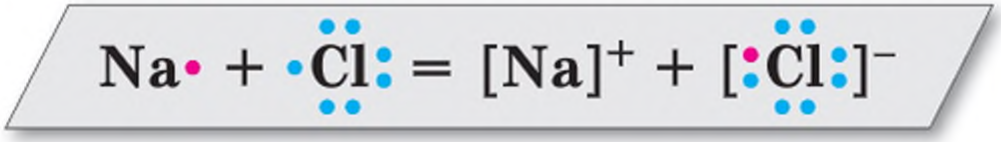
Протилежно заряджені йони Натрію та Хлору притягуються один до одного, й утворюється натрій хлорид.

Йонний хімічний зв'язок — це зв'язок між протилежно зарядженими йонами (катіонами й аніонами).

Запишемо рівняння взаємодії простих речовин натрію і хлору та позначимо перехід електронів у цій реакції:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl \quad (2\bar{e})$$

Скориставшись умовним позначенням валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня за допомогою крапок, зобразимо перехід електронів під час утворення йонного хімічного зв'язку між Натрієм та Хлором:



Між позитивно зарядженим катіоном Натрію та негативно зарадженим аніоном Хлору утворюється міцний йонний зв'язок. Речовина натрій хлорид за звичайних умов перебуває у твердому агрегатному стані.

За визначенням йонного зв'язку передбачається повний перехід електронів від менш електронегативного атома до атома з більшою електронегативністю. У дійсності ж абсолютно чистого йонного зв'язку не існує тому, що окремі атоми, з яких утворюється сполука, мають хоч і незначну, проте не нульову електронегативність. Із цієї причини при домінуванні йонного зв'язку має місце невеликий відсоток утворення спільних електронних пар.

Як зазначалося на початку параграфа, йонний зв'язок властивий солям, оксидам металічних елементів, основам. Це речовини немолекулярної будови.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Щоб зрозуміти, наскільки різними за властивостями є атоми й утворені з них іони, скористайтесь текстом попередніх параграфів і повторіть властивості простих речовин натрію і хлору. Як було розглянуто, ці дві прості речовини взаємодіють між собою, утворюючи складну речовину натрій хлорид (кухонну сіль).

Додаючи кухонну сіль до супу чи борщу, ви не спостерігаєте бурхливого виділення водню, як у реакції натрію з водою. І не відчуваєте задушливого запаху отруйного хлору. Отже, лише один приєднаний чи відданий електрон забезпечує утворення не тільки хімічного зв'язку, а й нових структурних частинок речовин із притаманними лише їм властивостями.

Стисло про основне

- ✓ Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.
- ✓ Позитивно заряджені йони називають катіонами, негативно заряджені — аніонами.
- ✓ Йонний зв'язок — це зв'язок за рахунок притягування протилежно заряджених йонів.
- ✓ Утворення йонного хімічного зв'язку супроводжується переходом валентних електронів від атомів металічного елемента до атомів неметалічних.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення понять: катіон, аніон, йонний хімічний зв'язок.
2. Порівняйте та розкажіть. Що спільного й чим відрізняються:
   а) атом і катіон одного хімічного елемента;
   б) атом і аніон одного хімічного елемента?
   Наведіть приклади.
3. У чому полягає відмінність між ковалентним і йонним хімічними зв'язками?

61. Класифікуйте формули речовин за видом хімічних зв'язків на групи з ковалентним неполярним, ковалентним полярним, йонним зв'язками:

PF_3, CuO, OF_2, Br_2, MgS, HF, NH_3.

62. Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку між атомами, що мають таку будову зовнішніх енергетичних рівнів: ...$3s^2$ і ...$2s^22p^5$. Напишіть формулу речовини.

63. Атом хімічного елемента має на 2 електрони більше, ніж катіон Натрію. Назвіть елемент.

64. Атом хімічного елемента має на 3 електрони менше, ніж аніон Хлору. Назвіть елемент.

§ 21 Ступінь окиснення та його визначення за хімічною формулою

Вивчення параграфа допоможе вам:

- розрізняти валентність і ступінь окиснення;
- визначати ступені окиснення елементів у сполуках за їх формулою;
- складати формули бінарних сполук за відомими ступенями окиснення.

Наука не стоїть на місці, а весь час розвивається. Учені відкривають нові закони, обґрунтовують теорії, формулюють нові поняття. Через сторіччя після введення англійським хіміком Е. Франклендом поняття валентності Дж. Кемпбел уводить поняття *ступеня окиснення*. Нині це поняття є уживанішим, ніж валентність, бо, на відміну від неї, вказує також *полярність зв'язків атомів у речовині*.

ПОНЯТТЯ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ. Вам відомо, що полярні ковалентні та йонні зв'язки існують між атомами з різною електронегативністю.

Ступінь окиснення — умовний заряд атома, обчислений на основі припущення, що всі хімічні зв'язки в речовині — йонні.

Як стає зрозуміло з визначення, для бінарних сполук з йонним зв'язком заряд йона та ступінь окиснення за величиною і зарядом збігаються. Щоб не плутати їх, заряди йонів позначають після символу хімічного елемента вгорі справа й першим записують арабською цифрою числове значення заряду йона, а другим — знак заряду. Ступінь окиснення позначають над символом хімічного елемента посередині й першим записують знак заряду, а другим — його числове значення. Наприклад, у за-

писі $Na_2^{1+}S^{2-}$ позначено заряди йонів, а в записі $\overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{S}$ — ступені окиснення:

заряди йонів	ступені окиснення
$Na_2^{1+}S^{2-}$	$\overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{S}$

Зверніть увагу, що у формулах хімічні символи елементів з позитивними зарядами йонів і позитивними ступенями окиснення записують першими (трапляються винятки).

Щодо бінарних сполук неметалічних елементів, у молекулах яких зв'язок полярний ковалентний і йони відсутні, припускаються умовності, узятої за основу формулювання визначення ступеня окиснення. Уявляють, що спільні електронні пари переходять повністю до більш електронегативного атома, і такому атому присвоюють негативний ступінь окиснення, числове значення якого дорівнює сумі зміщених електронних пар. Атомам іншого елемента, навпаки, присвоюють позитивне числове значення ступеня окиснення:

$$\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Зауважимо, що **ступінь окиснення розраховують на один атом.**

Хоча ступінь окиснення — величина умовна, вона виявилася зручною при поясненні перебігу хімічних реакцій, знаходженні коефіцієнтів, тобто написанні рівнянь реакцій. На сьогодні цим поняттям широко користуються.

А як бути з атомами елементів, що утворюють двохатомні молекули простих речовин, адже кожний атом має одну й ту саму електронегативність? Застосовуючи до таких молекул поняття ступеня окиснення, спільну електронну пару ділять порівну між обома атомами. І тоді кожний атом здобуває стільки електронів, скільки він мав до утворення зв'язку. Розглянемо це на прикладі азоту, молекулярна формула якого — N_2. Але спочатку напишемо електронну формулу атома Нітрогену:

$$_7N — 1s^2\ 2s^2 2p^3$$

Як бачимо, атом Нітрогену має на зовнішньому енергетичному рівні п'ять електронів, серед яких три неспарені. Тож у молекулі азоту Нітроген утворює три ковалентні зв'язки, і його валентність у цій сполуці дорівнює трьом: N ≡ N.

Зміщення спільних електронних пар не відбувається, вони рівновіддалені від ядер обох атомів: N ⁝⁝ N. Тому ступінь окиснення Нітрогену в молекулі азоту N_2 нульовий, тоді як обидва атоми — тривалентні.

валентність — III	0 — ступінь окиснення
N_2	N_2

У простих речовин із двохатомними молекулами валентність і ступінь окиснення не збігаються.

Що ж до складних речовин, то в більшості випадків валентність і ступінь окиснення мають однакові числові значення.

ВИЗНАЧЕННЯ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ АТОМІВ. Визначати ступені окиснення, складати формули речовин за відомими ступенями окиснення вам допоможуть наведені нижче **правила**. Для визначення ступеня окиснення скористайтесь ними.

1. Ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю.

2. Металічні елементи у сполуках із неметалічними завжди мають **позитивний** ступінь окиснення. (*Це тому, що їх електронегативність мала й електрони зміщуються до атомів неметалічних елементів*).

3. Неметалічні елементи у сполуках із металічними мають завжди **негативний** ступінь окиснення. (*Причину пояснено у правилі 2.*)

4. Гідроген у сполуках має ступінь окиснення **+1** (*за винятком бінарних сполук із металічними елементами*).

5. Оксиген у сполуках має ступінь окиснення **−2** (*за винятком сполуки з Флуором, пероксиду гідрогену H_2O_2 та деяких інших сполук*).

6. Величина ступеня окиснення атома у складній речовині дорівнює числу валентних електронів, що взяли участь в утворенні хімічного зв'язку.

7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює **нулю**.

8. У бінарній сполуці позитивний ступінь окиснення має елемент із меншою електронегативністю.

9. Атоми багатьох хімічних елементів виявляють змінні ступені окиснення.

10. Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента, як правило, дорівнює номеру групи в періодичній системі, в якій міститься елемент.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛИ РЕЧОВИН ЗА ВІДОМИМИ СТУПЕНЯМИ ОКИСНЕННЯ. З'ясуємо, як можна скласти формулу сполуки за відомими ступенями окиснення атомів елементів. Складемо формулу ферум(III) оксиду Fe_xO_y. Запишемо символи обох елементів і над ними позначимо ступені окиснення. Міркуємо так. Ступінь окиснення Феруму, як у всіх атомів металів, позитивний і дорівнює валентності III, отже, +3. Ступінь окиснення Оксигену згідно з розглянутими правилами дорівнює −2. Робимо запис: $\overset{+3}{Fe}\,\overset{-2}{O}$.

Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 3 та 2, це 6. Розділимо число 6 на 3, одержимо число 2 — індекс Феруму. Розділимо число 6 на 2, одержимо число 3 — індекс Оксигену. Установлені індекси запишемо у формулу: $\overset{+3}{Fe_2}\,\overset{-2}{O_3}$.

Попрацюйте групами

Потренуйтесь у використанні набутих знань.

Визначте ступені окиснення атомів елементів у бінарних сполуках:

HCl; MgO; Al_2O_3; SiH_4.

Складіть формули бінарних сполук за відомими ступенями окиснення:

$\overset{+5}{P_xO_y}$ $\overset{-2}{H_xSe_y}$ $\overset{-3}{N_xH_y}$ $\overset{-4}{N_xO_y}$ $\overset{-1}{Mg_xCl_y}$

Стисло про основне

- ✓ Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення, що сполука складається тільки з йонів.
- ✓ Ступінь окиснення може набувати позитивного, негативного та нульового значення.
- ✓ При визначенні ступенів окиснення послуговуються рядом електронегативності. Елементи з більшим значенням електронегативності у сполуках мають від'ємні значення ступенів окиснення.
- ✓ За відомими ступенями окиснення можна складати формули речовин, а за формулами речовин — визначати ступені окиснення.

Сторінка ерудита

Визначення ступеня окиснення у сполуках трьох і більше елементів здійснюють також із дотриманням розглянутих вище правил.

Приклад 1. Визначити ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті H_2SO_4.

Розв'язання

Записуємо алгебраїчне рівняння суми ступенів окиснення атомів елементів у цій сполуці $\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$
$$2 + x - 8 = 0$$
$$x = 6$$

Відповідь: $H_2\overset{+6}{S}O_4$.

Приклад 2. Визначити ступінь окиснення Фосфору в натрій дигідрогенфосфаті NaH_2PO_4.

Розв'язання

1. Записуємо у формулі NaH_2PO_4 над символами хімічних елементів відомі ступені окиснення, а невідомий позначаємо *x*:

$$\overset{+1}{Na}\overset{+1}{H_2}\overset{x}{P}\overset{-2}{O_4}$$

2. Записуємо алгебраїчне рівняння суми ступенів окиснення атомів елементів у формулі $\overset{+1}{Na}\overset{+1}{H_2}\overset{x}{P}\overset{-2}{O_4}$:

$$1 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$
$$1 + 2 + x - 8 = 0$$
$$x = 5$$

Відповідь: $NaH_2\overset{+5}{P}O_4$.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте означення ступеня окиснення.
2. Який ступінь окиснення мають атоми в двохатомних молекулах простих речовин? Поясніть чому.
3. Наведіть приклади атомів з позитивним, негативним та нульовим значеннями ступеня окиснення.
4. Як визначити ступінь окиснення хімічного елемента за формулою бінарної сполуки.

Застосовуємо

65. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках, що мають формули: CO; CO_2; BaH_2; CrO_3; CrO; Cr_2O_3.

66. Випишіть елементи, що в наведених прикладах мають однаковий ступінь окиснення: H_2O; BaO; HBr; Na_2O; Al_2S_3.

67. Користуючись рядом електронегативності та знаннями про будову електронної оболонки атомів і хімічний зв'язок, складіть формули бінарних сполук:

а) Алюмінію з Бромом; б) Гідрогену з Йодом.

68. За формулами сполук визначте, у якій із них Нітроген має найнижчий, а в якій — найвищий ступінь окиснення:

NO; NH_3; NO_2; N_2; N_2O_5; Li_3N.

§ 22 Кристалічні ґратки

Вивчення параграфа допоможе вам:

- називати типи кристалічних ґраток;
- обґрунтовувати фізичні властивості речовин залежно від їхньої будови;
- прогнозувати фізичні властивості речовин, знаючи тип кристалічної ґратки.

Пригадайте, які агрегатні стани речовини існують, наведіть приклади речовин. Яка відмінність у розміщенні структурних частинок речовини в різних агрегатних станах?

РІЗНОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН ЗА АГРЕГАТНИМ СТАНОМ. З вивченого раніше на уроках природознавства, хімії, фізики вам відомо, що речовини можуть перебувати в різних агрегатних станах.

За звичайних умов більшість речовин мають твердий агрегатний стан. Знижуючи температуру, можна перевести у твердий стан будь-яку рідку чи газувату речовину. Наприклад, за температури 0 °C рідка вода перетворюється на твердий лід. За температури −183 °C газоподібний безбарвний кисень перетворюється на рідину. За ще нижчої температури (−223 °C) кисень стає твердим.

Більшість речовин, що перебувають у твердому агрегатному стані, мають чіткий порядок розміщення на певних відстанях структурних частинок. Розміщуючись за певним порядком, їхні структурні частинки утворюють **кристали**.

Криста́ли — це тверді тіла, структурні частинки речовини в яких розміщені в певному порядку. Тривимірне розміщення структурних частинок у кристалі називається **кристалічною ґраткою речовини**.

Точки, в яких розміщуються ці структурні частинки речовини у кристалі, дістали назву *вузли ґратки*.

Існують також тверді речовини, що не мають кристалічної будови. Їх називають аморфними. Аморфний стан мають смола, скло, каніфоль, цукровий льодяник та ін. Структурні частинки в них не утворюють кристалічної ґратки, бо розташовані хаотично. Деякі речовини можуть перебувати як в аморфному, так і в кристалічному стані, наприклад сірка.

Амо́рфний — той, що не має кристалічної будови. Аморфною є речовина без тривимірного розміщення структурних частинок.

Вам відомо, що структурними частинками речовини можуть бути атоми, молекули, йони. Залежно від структурних частинок речовини кристалічні ґратки бувають **йонні, атомні, молекулярні**.

ЙОННІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. Їх мають речовини, які утворені йонним хімічним зв'язком (*мал. 35*).

Розміщення йонів у них не хаотичне, а певним чином упорядковане. У вузлах йонних кристалічних ґраток перебувають катіони й аніони, розміщені почергово. Так, наприклад, у кристалі натрій хлориду кожний катіон Натрію оточують шість аніонів Хлору, і навпаки.

Як бачимо з малюнка 34, йони Натрію і Хлору в кристалі кухонної солі розміщені в шаховому порядку: навколо кожного йона Na^+ групуються йони Cl^-, навколо кожного йона Cl^- — йони Na^+. Взаємне притягання йонів Na^+ і Cl^- зумовлює міцність кристала.

ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК З ЙОННОЮ КРИСТАЛІЧНОЮ ҐРАТКОЮ. Особливістю йонних сполук є те, що сили притягання в них діють однаково в усіх напрямах. Тому йони у вузлах кристалічної ґратки зв'язані міцно, речовини за кімнатної температури є твердими, а тепловий рух йонів — дуже незначний. Проте нагрівання речовин до температури, вищої від їх температури плавлення, збільшує тепловий рух йонів, сили притягування між ними слабшають і врешті зв'язки між йонами розриваються. Кристал переходить у рідкий стан.

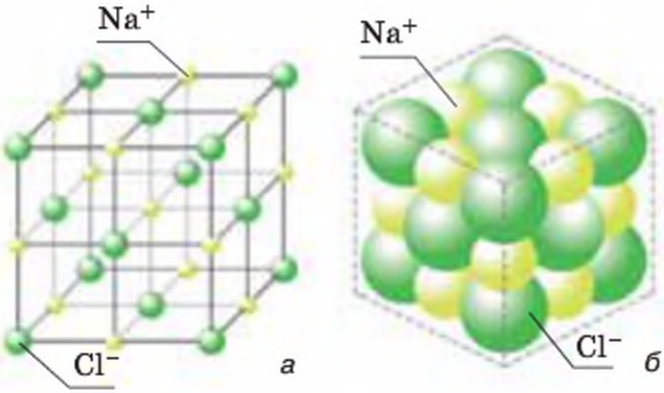
Сили взаємодії між катіонами та аніонами у кристалі великі, тому потрібно багато енергії, щоб його розплавити, і ще більше, щоб перевести в пароподібний стан. Цим пояснюється порівняно висока твердість і тугоплавкість сполук з йонними кристалічними ґратками. Так, температура плавлення натрій хлориду — 801 °С. Йонні кристалічні ґратки перевищують за міцністю молекулярні, але поступаються атомним; багато речовин з йонним типом кристалічної ґратки добре розчиняються у воді.

Галіт (кам'яна сіль) NaCl

Натрій гідроксид NaOH

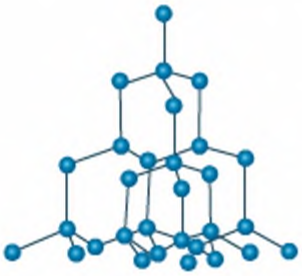
Пірит FeS_2

Мал. 35 Приклади речовин з йонним типом кристалічної ґратки



Мал. 34 Моделі кристалів натрій хлориду:
а — кристалічна ґратка;
б — упаковка йонів у кристалі

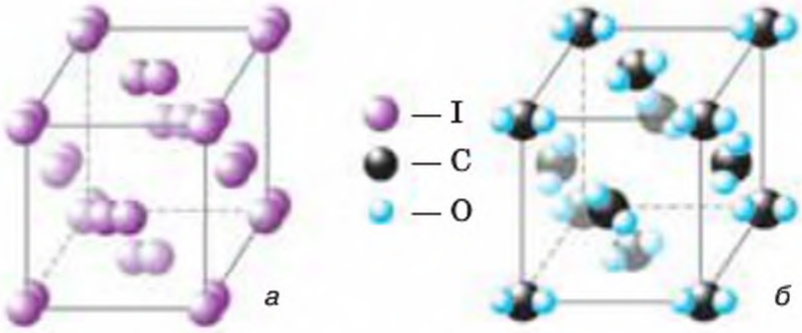
АТОМНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. У вузлах атомних кристалічних ґраток перебувають атоми. Алмаз (від араб. *almas* — «нездоланний») — найтвердіша з відомих природних речовин. Висока твердість алмаза зумовлена особливістю його атомної кристалічної ґратки. У ній кожний атом Карбону оточений такими самими атомами, розміщеними у вершинах правильного тетраедра (*мал. 36*). Такі кристалічні ґратки властиві небагатьом речовинам із ковалентним зв'язком, наприклад, алмазу, карборунду SiC, силіцій(IV) оксиду SiO_2. Речовини з атомною ґраткою характеризуються високою твердістю, тугоплавкі й нерозчинні у воді.



Мал. 36

Алмаз та його кристалічна ґратка

МОЛЕКУЛЯРНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток перебувають молекули речовин із неполярним чи полярним ковалентним зв'язком. Серед речовин із молекулярною кристалічною ґраткою є тверді за звичайних умов речовини, наприклад йод (*мал. 37, а*), багато органічних речовин, наприклад, цукор, глюкоза, спирт. Молекулярну кристалічну ґратку у твердому агрегатному стані мають деякі рідини (вода) та гази (хлор, вуглекислий газ, азот, кисень) (*мал. 37, б*). Молекули утримуються слабкими силами міжмолекулярної взаємодії, тому можуть відриватися від кристалу й переходити в газоподібний стан. Тобто потрібно небагато енергії, щоб відокремити молекули одну від одної. Пригадайте, що для цього воду достатньо злегка нагріти (не кажучи вже про кип'ятіння), парафінову свічку запалити сірником, нафталін без упаковки — покласти на деякий час у шафу.



Мал. 37 Моделі кристалічної ґратки:
а — йоду; *б* — вуглекислого газу

Речовини з молекулярним типом кристалічної ґратки внаслідок слабкого притягування молекул мають низькі твердість, температуру плавлення та кипіння, леткі.

Знаючи вид хімічного зв'язку в речовині, ви тепер можете не лише схарактеризувати її кількісний та якісний склад, а й називати фізичні властивості.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Кристали утворюються внаслідок кристалізації речовин із розчинів чи розплавів. У цьому ви можете переконатися самостійно. Виділіть речовину йонної будови з розчину у вигляді красивих кристалів.

Завдання. Користуючись доступними вам речовинами, проведіть у домашніх умовах дослід із вирощування кристалів.

Для проведення досліду вам знадобляться: тверді речовини (сода, кухонна сіль, мідний купорос), чиста скляна банка, нитка, олівець або схожа на нього паличка, скріпка для паперів, миска, гаряча вода, металева ложка.

1. Наповніть банку гарячою водою (щоб банка не тріснула, поставте в неї металеву ложку) й відразу ж помістіть банку в миску з гарячою водою. Це довше збереже воду в банці гарячою.

2. Додавайте невеликими порціями одну з твердих речовин у банку до того часу, доки не побачите, що речовина більше вже не розчиняється.

Розчиненням у воді ви зруйнували кристалічну ґратку речовини, і йони рівномірно розподілилися між молекулами води!

3. До одного кінця нитки прив'яжіть скріпку, другий намотайте на олівець посередині. Покладіть олівець посередині отвору банки так, щоб скріпка була занурена в розчин. Через кілька днів ви знову повернете речовині кристалічний стан — скріпка покриється кристаликами речовини.

Стисло про основне

- Властивості речовин залежать від виду хімічного зв'язку та розміщення структурних частинок речовини у кристалі.
- Кристалічна гратка — це тривимірне розміщення структурних частинок речовини в кристалі.
- За розташуванням структурних частинок у кристалі розрізняють йонні, атомні, молекулярні та деякі інші кристалічні ґратки.
- Речовини з йонною та атомною кристалічною ґраткою за звичайних умов тверді.
- Серед речовин з молекулярною кристалічною ґраткою наявні тверді, рідкі та газоподібні за звичайних умов речовини.
- Існує певний зв'язок між типом кристалічної ґратки та фізичними властивостями речовини.
- За відомим типом кристалічної ґратки речовини можна спрогнозувати її властивості.

Сторінка ерудита

Особливу кристалічну будову, відмінну від розглянутих, мають метали. Більш детально металічні кристалічні ґратки ви будете вивчати у старшій школі. І все ж, що в ній особливого?

Якщо у вузлах атомних кристалічних ґраток перебувають атоми, а у вузлах йонних — йони, то у вузлах металічних кристалічних ґраток присутні і ті, й інші структурні частинки речовини. Пригадайте, що атоми металічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні найчастіше 1–2 електрони. До того ж вони неміцно зв'язані з ядром свого атома і в хімічних реакціях атом їх легко віддає. Електрони, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів, стають усуспільненими.

Відтак кристалічну ґратку металу можна уявити як таку, що складається з атомів, йонів (катіонів) і вільних електронів, що перебувають у хаотичному русі між структурними частинками ґратки.

Тепер вам стало зрозуміло, чим зумовлені загальні властивості металів.

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть визначення кристалічної ґратки.

2. Які типи кристалічних ґраток вам відомі? Назвіть структурні частинки, що перебувають у вузлах цих кристалічних ґраток.

3. Поміркуйте: чи позначається тип кристалічної ґратки на властивостях речовин? Доведіть й аргументуйте свою відповідь.

Застосовуємо

69. Укажіть тип кристалічної ґратки твердої речовини, що добре розчинна у воді й має високу температуру плавлення.

А йонна
Б атомна
В молекулярна

70. Укажіть тип кристалічної ґратки речовини, якщо вона легкоплавка, має характерний запах, погано розчиняється у воді.

А металічна
Б атомна
В молекулярна
Г йонна

71. Яку з речовин слід сильніше нагріти, щоб перевести з твердого стану в рідкий:

а) лід;

б) кухонну сіль;

в) алмаз?

Поясніть чому.

72. На підставі знань про хімічний зв'язок спрогнозуйте фізичні властивості речовин:

а) калій йодиду KI;

б) кремнію Si;

в) амоніаку NH_3.

§ 23 Виконання завдань різної складності

Запропоновані в параграфі завдання дозволять вам перевірити вашу хімічну компетентність із **теми** «Хімічний зв'язок і будова речовини».

Скористайтесь такою можливістю.

Завдання 1.

У молекулі води хімічний зв'язок:

А йонний

Б ковалентний полярний

В ковалентний неполярний

Г металічний

Завдання 2.

Формули речовин: H_2, N_2, O_2, F_2, PH_3, CH_4, HCl, H_2O розподіліть на групи формул:

а) з однією спільною електронною парою в молекулі;

б) із двома спільними електронними парами в молекулі;

в) із трьома спільними електронними парами в молекулі.

Завдання 3.

Речовина силан SiH_4 — газувата, погано розчинна у воді. Поміркуйте та підготуйте відповіді на запитання щодо цієї речовини:

а) які ступені окиснення атомів у молекулі? Зробіть відповідні записи;

б) скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Силіцію;

в) який вид хімічного зв'язку в молекулі;

г) яке число спільних електронних пар утворює атом Силіцію з атомами Гідрогену в молекулі силану і яким воно мало бути згідно з його електронною формулою в не збудженому стані;

д) за рахунок чого в атома Силіцію змінилась кількість неспарених електронів?

За потреби зверніться до тексту рубрики «Сторінка ерудита» параграфа 22.

Завдання 4.

Закінчіть схеми перетворень нейтральних атомів на йони:

а) $Cu^0 - 1e \rightarrow$

б) $Cu^0 - 2e \rightarrow$

в) $F^0 + 1e \rightarrow$

г) $S^0 + 2e \rightarrow$

Завдання 5.

Які частинки перебувають у вузлах кристалічних ґраток:

а) води;

б) графіту;

в) калій оксиду;

г) йоду?

Завдання 6.

В електронній оболонці атома хімічного елемента 6 *s*-електронів і 9 *p*-електронів. Який вид хімічного зв'язку в атомів цього елемента у сполуці з Гідрогеном?

Завдання 7.

Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку між атомами з такими електронними формулами зовнішнього енергетичного рівня: $...3s^1$ і $...3s^23p^4$. Напишіть схему утворення хімічного зв'язку.

Після виконання завдань оцініть свою компетентність у знаннях і розумінні поняття хімічного зв'язку в будові речовини. Поміркуйте, де в повсякденному житті ви зможете використати отримані знання.

Завдання 8.

Укажіть тип кристалічної гратки у бінарній сполуці елементів з протонними числами 3 і 17.

А атомна

Б молекулярна

В йонна

Г металічна

Завдання 9.

Розташуйте формули оксидів за збільшенням ступеня окиснення елементів.

а) B_2O_3;

б) N_2O_5;

в) Cs_2O;

г) MnO_2.

Завдання 10.

Укажіть пари структурних частинок речовини, з якими йон Магнію має однакову електронну будову.

А Атом Аргону і катіон Калію

Б Атом Неону і катіон Алюмінію

В Атом Гелію і катіон Натрію

Г Атом Неону й аніон Флуору

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

Хімічні формули говорять хімікові цілу історію речовини.
(Д. І. Менделеєв)

Матеріал теми дає вам змогу:

- *опанувати науковий зміст понять: кількість речовини, молярна маса, молярний об'єм газів, відносна густина газів, число Авогадро;*
- *пояснювати сутність фізичної величини кількість речовини;*
- *на конкретних прикладах зрозуміти, як хімія пов'язана з математикою;*
- *зрозуміти кількісні відношення речовин у хімічних реакціях;*
- *самостійно здійснювати математичні обчислення:*
  - *числа частинок (атомів, молекул, йонів) у певній кількості речовини, масі, об'ємі;*
  - *маси даної кількості речовини за хімічною формулою та кількості речовини за відомою масою;*
  - *об'єму певної маси або кількості речовини відомого газу за нормальних умов;*
  - *з використанням відносної густини газів;*
- *встановлювати та розуміти взаємозв'язок між такими фізичними величинами, як маса, об'єм, кількість речовини;*
- *розвивати навички самоосвіти і здатність до самостійної дослідницької діяльності.*

§ 24 Кількість речовини. Одиниця кількості речовини. Число Авогадро

Вивчення параграфа допоможе вам:

- розуміти зміст понять: кількість речовини; моль; число Авогадро;
- називати одиницю вимірювання кількості речовини та характеризувати її;
- здійснювати розрахунки з використанням зазначених понять.

Через те, що структурні частинки речовин (атоми, молекули, йони) мають вражаюче малі розміри, для проведення хімічної реакції їх ніколи не лічать, а оперують масою чи об'ємом реагентів і продуктів реакції. Як не помилитися і взяти такі порції речовин, щоб структурних частинок вистачило для отримання продукту реакції необхідної маси чи об'єму? Виявляється, що для цього необхідно:

- розуміти зміст фізичної величини *кількість речовини*, обчислювати її;
- знати про зв'язок між числом структурних частинок речовини, позначених хімічними формулами, і коефіцієнтами в рівнянні хімічної реакції.

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. Вам відомі такі *фізичні величини*, як час, маса, довжина, об'єм, густина, температура та інші. З ними в повсякденному житті доводиться стикатися досить часто. Проте це не весь перелік величин, за допомогою яких можна *порівнювати* та *відрізняти* речовини. Існує ще одна фізична величина — *кількість речовини*. Разом із масою та об'ємом вона є основною величиною в хімії.

Кількість речовини, що позначається грецькою літерою υ («ню»), — це фізична величина, котра визначається числом структурних частинок (атомів, молекул, йонів) речовини, які містяться в певній її порції.

Розглянемо приклад.

Порція води об'ємом 18 мл (приблизно одна столова ложка) за кімнатної температури має масу 18 г, оскільки густина води становить 1 г/мл. Це для вас звичні числа. А чи доводилося вам хоч раз мати справу з таким числом, як 602 000 000 000 000 000 000 000? Якраз стільки молекул міститься в порції води об'ємом 18 мл! Погодьтеся, рахувати таку кількість молекул води (або число структурних частинок будь-якої іншої речовини) у певній її порції незручно. До того ж лічильників атомів чи молекул не сконструйовано. Далі ви переконаєтеся, що уникнути цих незручностей дозволяє використання фізичної величини *кількість речовини*.

МОЛЬ — МІРА КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Для кожної фізичної одиниці існує еталон, порівнюючи з яким, здійснюють вимірювання, та спо-

соби чи прилади для здійснення вимірювань.

Пригадайте позначення та одиниці вимірювання часу, маси, довжини, об'єму, густини, температури.

З уведенням тієї чи іншої фізичної величини відразу пропонують одиниці її вимірювання, як, наприклад, для вимірювання маси введено кілограм (***кг***) та похідні від нього — ***мг, г, т***; для вимірювання довжини введено метр (***м***) та похідні від нього одиниці ***мм, см, км***.

А в яких одиницях вимірюють кількість речовини? Чи існує її еталон?

Так, існує. За одиницю вимірювання кількості речовини прийнято *моль*. Якщо більшість одиниць фізичних величин уведено в обіг давно, то одиницю кількості речовини *моль* увели лише в 1971 р. У перекладі «моль» означає «множина».

Моль — це кількість речовини, що містить стільки структурних частинок (атомів, молекул тощо) конкретної речовини, скільки атомів міститься у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C.

То скільки ж атомів Карбону в порції ізотопу Карбону масою 12 г?

Число Авогадро. Порція легшої різновидності атомів Карбону масою 0,012 кг, або 12 г, містить 602 000 000 000 000 000 000 000 її структурних частинок, тобто атомів. Це число визначили експериментально й на честь італійського вченого Амедео Авогадро назвали *числом Авогадро* (позначається N_A). Щоб уявити, наскільки воно величезне, розглянемо порівняння. Якщо всю воду гідросфери нашої планети виміряти склянками місткістю 200 мл, то дістанемо число, яке буде лише мільярдною частиною числа Авогадро!

Пригадайте: вивчаючи в 7-му класі атомну одиницю маси, ви дізналися, що у природі переважає легший нуклід Карбону, що містить 6 протонів та 6 нейтронів. Тоді як важчий нуклід Карбону представлений атомами, ядра яких складаються із 6 протонів, але 7 нейтронів, й у природі його невеликий відсоток.

Тож скорочений запис числа Авогадро буде $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$.

Погодьтеся, таким записом числа Авогадро користуватися зручніше, ніж цілим числом із 21 нулем. Надалі для зручності ми будемо записувати число Авогадро у стандартному вигляді, тобто $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$.

Число Авога́дро (N_A) — одна з найважливіших постійних величин у природничих науках. Це універсальне число, що вказує на кількість структурних частинок в одному молі речовини, незалежно від її агрегатного стану.

$$N_A = \frac{602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}{1\ \text{моль}} =$$

$$= 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\ \text{моль}^{-1}.$$

Сторінка ерудита

День моля (крота, родимки) святкується щорічно 23.10 з 6.02 ранку до 6.02 вечора. Він знаменує число Авогадро ($6{,}02 \times 10^{23}$), яке є основною одиницею вимірювання в хімії. У такий оригінальний спосіб було вирішено стимулювати інтерес учнів до хімії. Школи на всій території США і у багатьох країнах світу святкують Mole day, проводячи різні заходи, пов'язані з хімією.

Цю незвичайну ідею запропонував Маурі Ойлер, учитель хімії у звичайній школі в Сполучених Штатах Америки. У 1991 р. він вийшов на заслужений відпочинок і став «батьком» національного фонду Дня моля.

На гроші, зібрані завдяки зусиллям представників цього фонду, 23 жовтня в школах і ВНЗ США проводяться олімпіади, творчі конкурси, виставки наукових робіт з хімії. А тим хто давно закінчив школу свято нагадує, що таке моль і що ними вимірюють.

ОДИНИЦЯ ВИМІРЮВАННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Одиницю вимірювання кількості речовини також назвали **моль**.

Записи з використанням цієї одиниці здійснюють так: вода кількістю речовини 1 **моль**, цукор кількістю речовини 2 **моль**, вуглекислий газ кількістю речовини 5 **моль** тощо.

Зверніть увагу! Закінчення у слові «моль» не змінюється, якщо воно записане після цифри.

Якщо ж запис зроблено без цифри, то закінчення змінюється згідно з відмінком. Наприклад: *«Скільки **молів** кисню виділиться, якщо розкласти калій перманганат кількістю речовини 4 моль?»*; *«В одному **молі** води міститься число Авогадро молекул»*.

Відтепер ви знаєте, що якою б не була речовина за складом (проста, складна) чи будовою (атомної, молекулярної, йонної будови), її порція кількістю речовини 1 моль містить число Авогадро структурних частинок (атомів, молекул, йонів).

Розглянемо приклади.

Приклад 1. Графіт (C) — речовина **атомної** будови. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *атомів* Карбону.

Приклад 2. Вода (H_2O) — речовина **молекулярної** будови. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *молекул* H_2O.

Приклад 3. Натрій хлорид (NaCl) — речовина **йонної** будови. Тоді що є її структурними частинками? Відповідь однозначна — йони: катіони Na^+ та аніони Cl^-. Скільки і яких структурних частинок в 1 моль цієї речовини? Відповідь на це питання слід шукати в її хімічній формулі.

Формулою NaCl передано позначення одного йона Натрію та одного йона Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *йонів Натрію і* $6{,}02 \cdot 10^{23}$ йонів Хлору.

Приклад 4. Формулою $CaCl_2$ передано позначення одного йона Кальцію та двох йонів Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ йонів Кальцію та $6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12{,}04 \cdot 10^{23}$ *аніонів Хлору*.

До структурних частинок речовин різного складу застосовують загальну назву — **формульні одиниці речовини.**

Фо́рмульна одиниця речовини — це сукупність її частинок, що передається хімічною формулою.

Так, формульна одиниця речовин, структурними частинками яких є атоми, — атом. Для речовин, структурними частинками яких є молекули, формульна одиниця — молекула. А для речовин, структурними частинками яких є йони, формульна одиниця — сукупність йонів, що відображена в її хімічній формулі.

Ви вже звикли оперувати такими фізичними величинами, як маса та об'єм речовин і тіл, умієте користуватися приладами для їх вимірювання. На відміну від інших фізичних величин (*мал. 38*), приладів для вимірювання кількості речовини не існує.

Тоді як узяти, наприклад, порцію води кількістю речовини 2 моль? Відповідь на це запитання ви дістанете, з'ясувавши у наступному параграфі сутність поняття «*молярна маса*».

Мал. 38 Вимірювальні прилади

Приладів для вимірювання кількості речовини не існує.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. Розробіть план проведення експерименту з визначення густини речовин, з яких виготовлені металеві та пластмасові скріпки.

Завдання 2. Якщо ви маєте такі скріпки й у вас є змога зробити всі необхідні вимірювання, реалізуйте свій план на практиці та з'ясуйте, у скільки разів густина одного матеріалу більша за густину іншого.

Стисло про основне

- Для характеристики речовин використовують різні фізичні речовини. Однією з них є кількість речовини (υ).
- Фізичну величину кількість речовини введено для позначення числа структурних частинок речовини в певній її порції.
- Кількість речовини вимірюється в молях. Моль — це кількість речовини, що містить число Авогадро структурних частинок (атомів, молекул чи інших формульних одиниць) конкретної речовини.
- Число Авогадро позначається N_A і дорівнює 602 000 000 000 000 000 000 000, або $6{,}02 \cdot 10^{23}$, структурних частинок.

Сторінка ерудита

Амедео Авогадро

Амедео Авогадро (1776–1856) — італійський хімік і фізик, першим почав систематично досліджувати кількісний і якісний склад речовин на основі співвідношення об'ємів газуватих речовин, з яких вони утворилися. Йому належать правильні записи формул: води (H_2O замість HO), вуглекислого газу (CO_2 замість CO), чадного газу (CO замість C_2O) та інших.

У 1811 р. Авогадро відкрив закон, який дотепер є загальновизнаним: *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул*. Закон носить ім'я свого першовідкривача.

Учений першим передбачив, що молекули водню, кисню, азоту двохатомні. На його честь число формульних одиниць, що міститься в 1 моль будь-якої речовини, назвали *числом Авогадро*.

Один з мінералів металічного елемента Цезію (у Періодичній системі займає комірку під номером 55) *авогадрит* також названо на честь ученого.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам фізичні величини та одиниці їх вимірювання.
2. Що означає фізична величина *кількість речовини* та в яких одиницях вона вимірюється?
3. Назвіть число Авогадро. Що ним позначають?
4. Поясніть, у чому полягає особливість фізичної величини *кількість речовини* порівняно з іншими фізичними величинами, що використовуються для характеристики речовин.

Застосовуємо

73. Обчисліть: скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься в порції води кількістю речовини 5 моль?
74. Складіть формулу бінарної сполуки Гідрогену і Сульфуру, в якій валентність Сульфуру дорівнює II. Скільки молекул налічується в її порції кількістю речовини 4 моль?

§ 25 Молярна маса. Обчислення за хімічною формулою маси даної кількості речовини та кількості речовини за відомою масою

Вивчення параграфа допоможе вам:

- засвоїти поняття «молярна маса»;
- з'ясувати, у яких одиницях вимірюється молярна маса;
- здійснювати обчислення молярної маси за хімічною формулою речовини;
- обчислювати за хімічною формулою масу даної кількості речовини;
- обчислювати кількість речовини за відомою масою порції речовини.

МОЛЯРНА МАСА. Поняття *молярної маси* введено для визначення співвідношення *кількості речовини* (ν) і *маси* (m), що характеризують порцію речовини.

Моля́рна маса (M) — це відношення маси деякої порції речовини до кількості речовини в цій порції.

Тобто молярна маса є величиною, що характеризує конкретну речовину й вимірюється в кілограмах на моль ($\frac{кг}{моль}$) або в грамах на моль ($\frac{г}{моль}$). Слід зазначити, що в хімії здебільшого використовують одиницю вимірювання $\frac{г}{моль}$.

Молярну масу обчислюють за формулою: $M = \frac{m}{\nu}$.

Знаючи масу порції речовини та кількість речовини в ній, за цією формулою обчислюють молярну масу речовини.

ЯК ОБЧИСЛЮЮТЬ МОЛЯРНУ МАСУ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1. Обчислити молярну масу речовини, якщо в порції масою 40 г кількість речовини дорівнює 0,5 моль.

Дано:
$m_{р\text{-}ни} = 40$ г
$\nu = 0{,}5$ моль

$M_{р\text{-}ни}$ — ?

Розв'язання

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

$$M = \frac{40\ г}{0{,}5\ моль} = 80\ \frac{г}{моль}$$

Відповідь: молярна маса речовини дорівнює 80 $\frac{г}{моль}$.

Приклад 2. Якщо взяти порції різних речовин, маси яких чисельно дорівнюють їх відносним молекулярним масам, наприклад 12 г вуглецю (C), 18 г води (H_2O), 58,5 г натрій хлориду (NaCl), і масу кожної порції поділити на абсолютну масу структурної частинки речовини, то в усіх випадках частка від ділення становитиме 602 000 000 000 000 000 00 0 000, тобто дорівнюватиме числу Авогадро.

Як бачимо, незважаючи на різну відносну молекулярну масу речовин M_r, у їх порціях масою, що чисельно дорівнює відносній молекулярній масі речовин, міститься число Авогадро структурних частинок. Це має важливе значення для проведення обчислень молярної маси речовин за хімічною формулою речовини.

Пригадайте із 7-го класу, як обчислити відносну молекулярну масу речовини.

Щоб обчислити молярну масу речовини, спершу необхідно обчислити відносну молекулярну масу речовини за хімічною формулою. Після цього знайдене число слід перевести в одиниці молярної маси, тобто в $\frac{г}{моль}$.

Попрацюйте групами

Розгляньте приклади обчислення молярної маси речовин.

Приклад 1. Обчислення молярної маси вуглекислого газу CO_2.

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

$$M(CO_2) = 44\ \frac{г}{моль}.$$

Отже, один моль вуглекислого газу CO_2 — речовини *молекулярної будови* — має масу 44 г і містить число Авогадро *молекул.*

Приклад 2. Обчислення молярної маси купрум(II) оксиду CuO.

$$M_r(CuO) = A_r(Cu) + A_r(O) = 64 + 16 = 80.$$

$$M(CuO) = 80\ \frac{г}{моль}.$$

Отже, один моль купрум(II) оксиду CuO — речовини *немолекулярної будови* — має масу 80 г і також містить число Авогадро формульних одиниць речовини CuO.

Маса одного моля будь-якої речовини чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі й містить число Авогадро формульних одиниць речовини.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ МАСИ ДАНОЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Ці обчислення здійснюють, виходячи з формули

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

Маса порції речовини дорівнює добутку молярної маси речовини на кількість речовини: $m = M \cdot \nu$.

Приклад 3. Обчислити масу порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль.

Дано:	Розв'язання
$\nu(SO_3) = 4$ моль	$m = M \cdot \nu$
$m(SO_3)$ — ?	$A_r(S) = 32$
	$A_r(O) = 16$

1) $M_r(SO_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80$;

$M(SO_3) = 80 \dfrac{г}{моль}$.

2) $m(SO_3) = 80 \dfrac{г}{моль} \cdot 4$ моль $= 320$ г.

Відповідь: маса порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль дорівнює 320 г.

ОБЧИСЛЕННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ МАСОЮ ПОРЦІЇ РЕЧОВИНИ. Якщо відомі маса порції речовини та молярна маса речовини, кількість речовини обчислюють за формулою: $\nu = \dfrac{m}{M}$.

Приклад 4. Обчислити кількість речовини в порції алюміній оксиду Al_2O_3 масою 20,4 г.

Дано:	Розв'язання
$m(Al_2O_3) = 20{,}4$ г	$\nu = \dfrac{m}{M}$
$\nu(Al_2O_3)$ —?	$A_r(Al) = 27$
	$A_r(O) = 16$

1) $M_r(Al_2O_3) = 2 \cdot A_r(Al) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$;

2) $M(Al_2O_3) = 102 \dfrac{г}{моль}$;

3) $\nu(Al_2O_3) = 20{,}4$ г : $102 \dfrac{г}{моль} = 0{,}2$ моль.

Відповідь: кількість речовини в порції алюміній оксиду (Al_2O_3) становить 0,2 моль.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Напевно, у кожного з вас удома є мірний посуд для сипких чи рідких речовин, а також прилади для зважування.

Завдання 1. Скориставшись мірним посудом та приладом для зважування, відміряйте порції кількох речовин, формули яких вам відомі (наприклад, кухонна сіль, питна сода, цукор, вода тощо), кількістю речовини 1 моль.

Завдання 2. Порівняйте маси порцій і з'ясуйте, 1 моль якої з речовин найлегший, а якої — найважчий.

У *висновку* поясніть, чому, маючи однакове число формульних одиниць, відміряні вами порції речовин різняться за масою.

Сторінка ерудита

Дізнаємось, як можна встановлювати формулу бінарної речовини, користуючись величиною «кількість речовини».

Приклад 5. У порції бінарної речовини масою 5,82 г вміст Цинку становить 3,9 г, а Сульфуру — 1,92 г . Встановіть формулу речовини, якщо різниця між молярною масою кальцій карбонату $CaCO_3$ і молярною масою шуканої речовини дорівнює 3 $\frac{г}{моль}$.

Дано:
$m(Zn_xS_y) = 5{,}82$ г
$m(Zn) = 3{,}9$ г
$m(S) = 1{,}92$ г

Zn_xS_y — ?

Розв'язання

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

$M(Zn) = 65 \frac{г}{моль}$; $M(S) = 32 \frac{г}{моль}$.

1) Обчислимо кількість речовини Цинку (Zn) у порції речовини $Zn_x S_y$ масою 5,82 г: $\nu(Zn) = 3{,}9$ г: $65 \frac{г}{моль} = 0{,}06$ моль.

2) Обчислимо кількість речовини Сульфуру (S) у порції речовини $Zn_x S_y$ масою 6,02 г: $\nu(S) = 1{,}92$ г: $32 \frac{г}{моль} = 0{,}06$ моль.

3. Співвідношення кількості речовини Цинку (Zn) до кількості речовини Сульфуру (S) становить:

$(Zn) : (S) = 0{,}06 : 0{,}06$, або 1 : 1. Отже, найпростіша формула речовини — ZnS.

4. Обчислимо молярну масу за найпростішою формулою ZnS:

$$M_r(ZnS) = 65 + 32 = 97 \qquad M(ZnS) = 97 \frac{г}{моль}$$

5. Встановимо різницю між молярними масами кальцій карбонату та найпростішої формули ZnS:

$$M_r(CaCO_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \qquad M(CaCO_3) = 100 \frac{г}{моль}$$

$100 \frac{г}{моль} - 97 \frac{г}{моль} = 3 \frac{г}{моль}$. Знайдена різниця відповідає зазначеній в умові задачі. Отже, найпростіша формула є остаточною.

Відповідь: формула речовини — ZnS.

Стисло про основне

- ✓ Молярна маса M — це маса одного моля речовини. Чисельно вона дорівнює її відносній молекулярній масі.
- ✓ Молярну масу речовини обчислюють за формулою $M = \frac{m}{\nu}$.
- ✓ Похідні формули $\nu = \frac{m}{M}$ та $m = M \cdot \nu$ дають змогу обчислювати молярну масу речовини та масу порції речовини за відомою кількістю речовини.
- ✓ Один моль речовини будь-якої будови містить число Авогадро її формульних одиниць.

Знаємо, розуміємо

1. Що називають молярною масою речовини?

2. Яка залежність існує між молярною та відносною молекулярною масами речовини?

3. За якою формулою можна обчислити молярну масу речовини, якщо відомі маса та кількість речовини в порції речовини?

Застосовуємо

75. Обчисліть молярні маси речовин за такими даними:

а) порція речовини має масу 22,4 г, що відповідає кількості речовини 0,4 моль;

б) порція речовини має масу 120 г, що відповідає кількості речовини 3 моль.

76. Обчисліть кількість речовини у порції метану масою 8 г, молекула якого складається з 1 атома Карбону і 4 атомів Гідрогену.

77. Установіть відповідність між формулами речовин і їх молярними масами.

1 PH_3	**А** 20
2 SiH_4	**Б** 32
3 O_3	**В** 34
4 HF	**Г** 48
	Д 81

78. Розташуйте за збільшенням кількості речовини перелічені нижче порції речовин.

А вода масою 54 г

Б кисень масою 48 г

В азот масою 56 г

Г натрій масою 23 г

79. Якою має бути маса порції води, щоб у ній містилося стільки само молекул, скільки їх є в 1 грудці рафінованого цукру масою 5 г? Молекула цукру складається з 12 атомів Карбону, 22 атомів Гідрогену й 11 атомів Оксигену.

80. Середня добова потреба дорослої людини в кухонній солі становить близько 5 г, у цукрі — близько 50 г. Обчисліть, якій кількості речовини відповідає середня добова потреба людини в кожній із цих життєво необхідних для неї речовин.

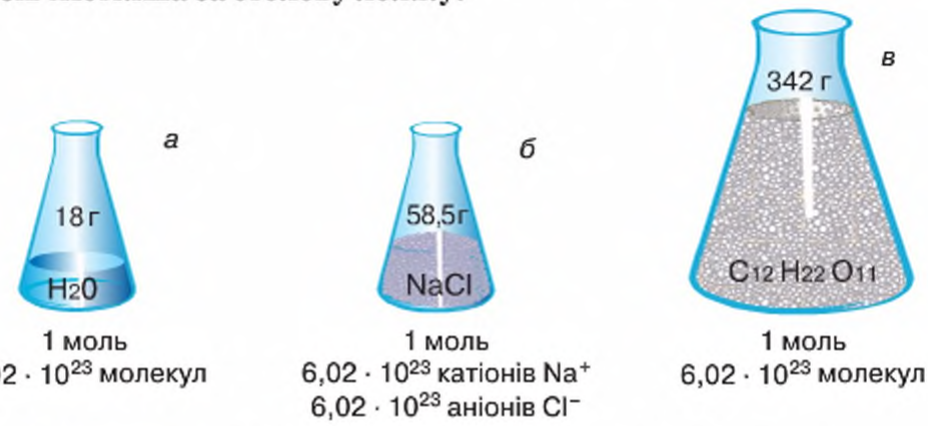
§ 26 Молярний об'єм газів. Закон Авогадро. Обчислення з його використанням

Вивчення параграфа допоможе вам:

- дізнатися про молярний об'єм газів за нормальних умов;
- установлювати взаємозв'язок між фізичними величинами (масою, молярною масою, молярним об'ємом, кількістю речовини);
- обчислювати об'єм певної маси або кількості речовини газу за нормальних умов.

Як вам відомо, речовини можуть перебувати у твердому, рідкому й газуватому агрегатних станах. Особливості газуватого стану полягають у тому, що між молекулами, які є структурними частинками газів, відстані в тисячі разів більші, ніж відстані між структурними частинками рідкої, а тим більше — твердої речовини.

ПОРІВНЯННЯ ОБ'ЄМІВ РЕЧОВИН РІЗНИХ АГРЕГАТНИХ СТАНІВ КІЛЬКІСТЮ РЕЧОВИНИ 1 МОЛЬ. Один моль води за кімнатної температури й нормального атмосферного тиску займає об'єм 18 мл (приблизно 1 столова ложка). Порівняно з об'ємом, що в колбі займає 1 моль води, об'єм 1 моль дрібнокристалічного натрій хлориду втричі більший, а об'єм 1 моль цукру — майже у 20 разів більший (*мал. 39*). Щоб розмістити азот кількістю речовини 1 моль, за тих самих умов потрібна посудина, майже в 1240 разів місткіша за столову ложку.



Мал. 39 Порівняння об'ємів води (*а*), натрій хлориду (*б*), цукру (*в*) кількістю речовини 1 моль

МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ. Обчислимо, чому дорівнює об'єм азоту (в літрах) кількістю речовини 1 моль та деяких інших газів. Для цього скористаємося такою відомою вам фізичною характеристикою речовини, як *густина* (ρ), та формулою для її визначення:

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

Оскільки тиск і температура суттєво впливають на об'єм газів, для проведення обчислень оберемо однакові температуру (0 °С) і тиск 1 атм (101,3 кПа).

Температура 0 °С і тиск 101,3 кПа дістали назву **нормальні умови**. Нормальні умови скорочено позначають першими літерами з крапкою після кожної в круглих дужках — (н.у.).

Обчислення об'єму азоту кількістю речовини 1 моль розпочнемо зі знаходження його відносної молекулярної маси:

$$M_r(N_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

Як ви знаєте, молярна маса речовини чисельно дорівнює відносній молекулярній, тому

$$M(N_2) = 28\ \frac{г}{моль}.$$

Густина азоту за нормальних умов дорівнює $1{,}25\ \frac{г}{л}$.

За формулою $V = \frac{m}{\rho}$ знаходимо молярний об'єм азоту за нормальних умов:

$$V(N_2) = 28\ \frac{г}{моль} : 1{,}25\ \frac{г}{л} = 22{,}4\ \frac{л}{моль}.$$

Отже, азот кількістю речовини 1 моль за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Зауважимо, що обчислений за інших умов, об'єм матиме інші значення. Так, за температури 20 °С (кімнатної температури) і тиску 101,3 кПа він дорівнюватиме 24 л, а за температури 100 °С і за цього самого тиску — 30,6 л.

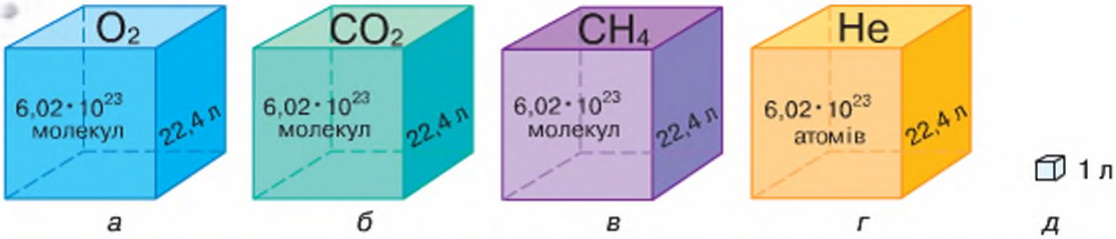
Попрацюйте групами

Обчисліть молярний об'єм кисню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює $1{,}429\ \frac{г}{л}$.

Правильно виконані вами всі записи і математичні дії *матимуть результат* $22{,}4\ \frac{л}{моль}$ (округлено).

Якби ви продовжили обчислювати за нормальних умов молярний об'єм інших газів, то здобули б значення, близькі до 22,4 л.

Однією з величин, що характеризує будь-яку газувату речовину за нормальних умов, є її **молярний об'єм (V_m)**. Молярний об'єм газуватої речовини за нормальних умов записують V_m, і він дорівнює $22{,}4\ \frac{л}{моль}$.



Мал. 40 Один моль різних газуватих речовин займає об'єм, близький до 22,4 л

Виходячи з того, що молярні об'єми різних газів за однакових умов однакові, обчисліть усно об'єм 2 моль кожного із зазначених на малюнку 40 газів і здобудьте ще одне підтвердження зробленого висновку.

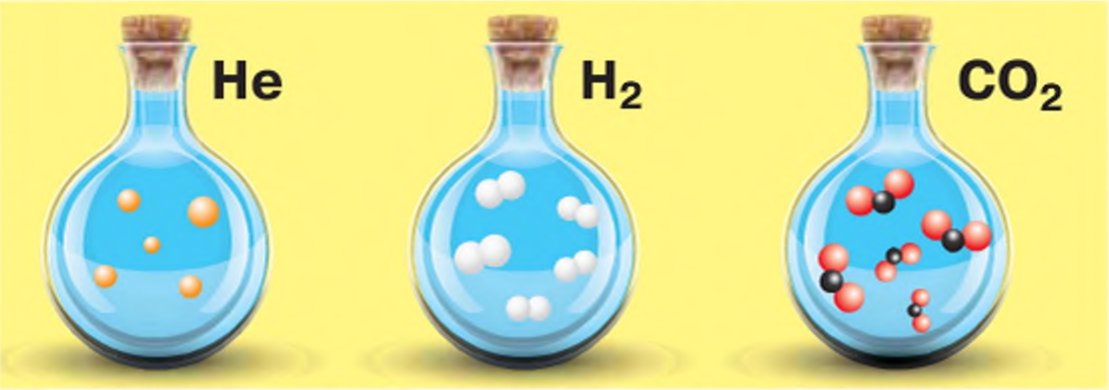
Розгляньте малюнок 39 і переконайтеся, що різниця об'ємів рідини води та твердої речовини натрій хлориду або цукру є помітною, проте не настільки великою, як в азоту.

ЗАКОН АВОГАДРО. На початку XIX ст. Амадео Авогадро дійшов висновку, що в рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул.

Ця закономірність увійшла в історію науки як **закон Авогадро**.

У рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакове число молекул (закон Авогадро).

ЗАКОН АВОГАДРО



He	H_2	CO_2
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль	1 моль	1 моль
22,4 л	22,4 л	22,4 л
4 г	2 г	44 г

Ви вже знаєте, що за нормальних умов 1 моль газу займає об'єм 22,4 л і число молекул в ньому дорівнює $6{,}02 \cdot 10^{23}$.

Звідси, якщо порції різних газів за однакових умов містять однакову кількість речовини, то вони займатимуть рівні об'єми.

Ви, очевидно, звертали увагу на те, що найуживанішою фізичною величиною для рідин є об'єм, тоді як для твердих речовин — маса. Це тому,

що тверді речовини зберігають свою форму, а рідини — ні, вони набувають форми, посудини, у якій містяться. У цьому відношенні гази схожі на рідини, оскільки власної форми в них теж немає.

ОБЧИСЛЕННЯ З ВИКОРИСТАННЯМ МОЛЯРНОГО ОБ'ЄМУ ГАЗІВ. Якщо відома кількість речовини в порції газу, то завдяки молярному об'єму легко обчислити її об'єм і навпаки.

Приклад 1. Обчислити об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль.

Розв'язання

Скористаємося формулою $V = \nu \cdot V_m$.

$$V(N_2) = 0{,}5 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 11{,}2 \text{ л}.$$

Відповідь: об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль становить 11,2 л.

Попрацюйте групами

Ознайомтеся з умовою та розв'язанням наведеного прикладу 2.

Приклад 2. Чому дорівнює кількість речовини карбон(II) оксиду в порції об'ємом 112 л?

Розв'язання

Скористаємося формулою $\nu = \frac{V}{V_m}$.

$$\nu(CO) = 112 \text{ л} : 22{,}4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 5 \text{ моль}.$$

Відповідь: кількість речовини карбон(II) оксиду CO становить 5 моль.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Уявний експеримент. Дві посудини однакової маси та об'єму заповнили киснем та вуглекислим газом і кожну щільно закрили притертими пробками.

Завдання. Як, не відкриваючи посудин, можна довести, у якій із них міститься кисень, а в якій — вуглекислий газ?

Стисло про основне

- Порція будь-якого газу кількістю речовини 1 моль займає об'єм 22,4 л за нормальних умов.
- 1 моль різних рідких і твердих речовин за однакових умов займає різний об'єм.
- Нормальні умови (н.у.) — температура 0 °C і тиск 101,3 кПа.
- Об'єм 1 моль будь-якого газу речовини дістав назву молярного об'єму, що позначається V_m.

✓ Італійський учений Амадео Авогадро відкрив закон, названий на його честь законом Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакове число молекул.

✓ Для обчислення об'єму порції газу потрібно кількість речовини в цій порції помножити на молярний об'єм: $V = \nu \cdot V_m$.

Сторінка ерудита

Відтепер ви знаєте, що кількість речовини ν для газу можна обчислити, якщо відома маса чи об'єм його порції. Тобто для однієї й тієї самої порції газуватої речовини справджуються дві формули:

$$\nu = \frac{m}{M} \text{ та } \nu = \frac{V}{V_m}.$$

Прирівняємо їх праві частини: $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$.

Звідси можна визначити масу порції речовини та її об'єм, а також молярну масу речовини:

$$m = \frac{M \cdot V}{V_m} \ (1); \qquad V = \frac{m \cdot V_m}{M} \ (2); \qquad M = \frac{m \cdot V_m}{V} \ (3).$$

Усі три формули широко використовуються в хімічній практиці. Наприклад, якщо у формулу 1 підставити значення об'єму відомої речовини, то відразу обчислимо масу порції цієї речовини.

Якщо ж у формулу 2 підставити значення маси порції відомої речовини, то обчислимо об'єм цієї порції за нормальних умов.

Молярну масу невідомої речовини можна обчислити за допомогою однієї дії за формулою 3. Для цього потрібно знати масу та об'єм порції речовини.

Знаємо, розуміємо

1. Що розуміють під молярним об'ємом газів? Які умови дістали назву нормальних?
2. Дослідіть за малюнком 40, який об'єм займають різні гази (н.у.) кількістю речовини 1 моль.
3. Дослідіть за малюнком 40, який об'єм займає 1 моль будь-якої газуватої речовини за нормальних умов.

Застосовуємо

81. Обчисліть молярний об'єм водню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює 0,089285 г/л.

82. Яка кількість речовини кисню, виміряного за нормальних умов, міститься в посудині об'ємом 56 л?

83. Який об'єм за нормальних умов займає порція вуглекислого газу масою 88 г?

84. Який об'єм (н.у.) займає порція азоту, що містить $24{,}08 \cdot 10^{23}$ атомів?

85. Поміркуйте, більший чи менший об'єм займе кисень кількістю речовини 1 моль за температури 40 °С, ніж за нормальних умов.

§ 27 Відносна густина газів. Обчислення з використанням відносної густини газів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- давати означення відносної густини газів;
- розрізняти густину речовини та відносну густину газів;
- обчислювати відносну густину газу за іншим газом.

Під час вивчення речовин та явищ не обійтися без порівнянь. Їх здійснюють за різними характеристиками — масою, розмірами, зарядами структурних частинок, фізичними чи хімічними властивостями тощо. Ви вже ознайомлені з такою фізичною величиною, як *густина* (або її ще називають дійсна густина), яку позначають ρ. Вона є характеристикою речовини, що кількісно визначається відношенням маси до об'єму в абсолютно щільному стані (без урахування пор, тріщин):

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

ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ. Для газів досить уживаною ознакою порівняння є не дійсна, а **відносна густина газів** (позначається літерою латинського алфавіту *D*, вимовляється «де»).

Відносна густина одного газу за іншим газом (D) — це відношення густини одного газу (ρ_1) до густини іншого газу (ρ_2), виміряних за однакових умов:

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

Оскільки густина — це маса одного об'єму речовини, а молярний об'єм усіх газів за нормальних умов однаковий — 22,4 л, робимо висновок, що густини газів відносяться між собою, як їх молярні маси. Вам відомо, що молярні маси чисельно дорівнюють відносним молекулярним масам речовин. Звідси відносна густина газів може бути обчислена за формулою:

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}},$$

де M_{r1} — відносна молекулярна маса одного газу; M_{r2} — відносна молекулярна маса іншого газу, за яким визначають густину.

Внизу справа після літери *D* пишуть формулу газу, відносно якого обчислюють густину іншого газу. Наприклад, густина за воднем позначається $D(H_2)$, густина за киснем — $D(O_2)$.

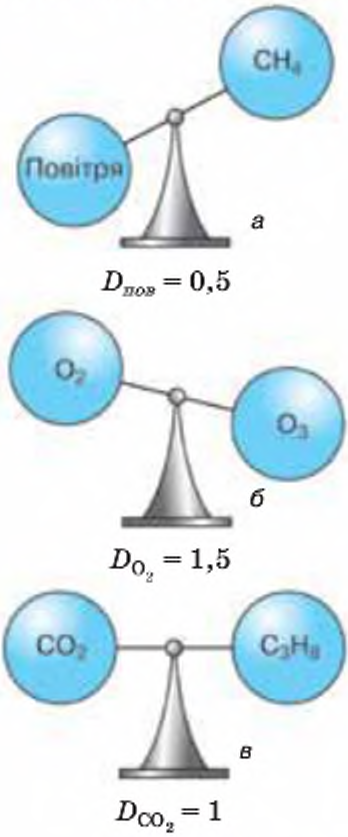
Формула для обчислення відносної густини одного газу за іншим $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$ вказує на те, що потрібно обчислювати відносні молекулярні маси обох газів.

Як і відносна молекулярна маса, відносна густина газу — величина безрозмірна, бо показує, у скільки разів один газ легший або важчий за інший.

ОБЧИСЛЕННЯ ВІДНОСНОЇ ГУСТИНИ ОДНОГО ГАЗУ ЗА ІНШИМ.

Відносну густину газів можна обчислювати за будь-яким газом — воднем, киснем (*мал. 41*), вуглекислим газом тощо, а також за газуватими сумішами, хоча найчастіше її обчислюють за воднем і повітрям. Якщо говорять про газуваті суміші речовин, то йдеться про *середню відносну молекулярну масу суміші*, встановлену на основі обчислення маси суміші за нормальних умов в об'ємі 22,4 л.

Середня відносна молекулярна маса повітря за нормальних умов дорівнює 29.



Мал. 41

Відносні густини газів:
а — метану за повітрям;
б — озону за киснем;
в — пропану за вуглекислим газом

Це означає, що порція повітря об'ємом 22,4 л за нормальних умов має масу 29 г.

ОБЧИСЛЕННЯ З ВИКОРИСТАННЯМ ВІДНОСНОЇ ГУСТИНИ ГАЗІВ.

Приклад 1. Обчислити відносну густину кисню за воднем (D_{H_2}).

Р о з в' я з а н н я

$M_r(O_2) = 2 \cdot 16 = 32;$

$M_r(H_2) = 1 \cdot 2 = 2.$

Обчислення проведемо за формулою

$$D = \frac{M_{r(кисню)}}{M_{r(водню)}}$$

$$D_{H_2} = \frac{32}{2} = 16.$$

В і д п о в і д ь: густина кисню за воднем дорівнює 16, тобто кисень у 16 разів важчий за водень.

Щоразу, обчислюючи відносну густину газу за воднем, у знаменнику доводиться записувати число 2 (саме такою є відносна молекулярна маса цієї речовини). Тому формулу для обчислення відносної густини газів за воднем подають у такому вигляді:

$$D_{H_2} = \frac{M_{r(газу)}}{2}$$

На практиці найчастіше виникає потреба в обчисленнях відносної густини газу за повітрям.

Оскільки відносна молекулярна маса повітря дорівнює 29, то обчислення відносної густини за повітрям здійснюють за формулою:

$$D_{пов} = \frac{M_{г(газу)}}{29}$$

Звідси $M_г = D_{пов} \cdot 29$.

Пригадайте: у 7-му класі, вивчаючи добування та збирання кисню, ви з'ясовували, як треба розташовувати посудину для збирання газуватої речовини, щоб наповнити її газом способом витіснення повітря.

Приклад 2. Обчислити відносну густину кисню за повітрям ($D_{пов}$).

Розв'язання

$$M_г(O_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_г(пов) = 29;$$

$$D_{пов} = \frac{32}{29} = 1{,}1.$$

Відповідь: відносна густина кисню за повітрям дорівнює 1,1.

Як бачимо, кисень дещо важчий за повітря, тому для його збирання витісненням повітря посудину розташовують донизу дном.

Приклад 3. Обчислити відносну густину водню за повітрям ($D_{пов}$).

Розв'язання

$$M_г(H_2) = 2 \cdot 1 = 2; \quad M_{г(пов)} = 29;$$

$$D_{пов} = \frac{2}{29} = 0{,}07.$$

Відповідь: відносна густина водню за повітрям дорівнює 0,07.

У розглянутих прикладах кисень важчий за водень та повітря, тоді як водень легший за повітря. Ці та інші приклади доводять, що в разі, коли відносна густина газу більша від одиниці, він важчий за той, з яким його порівнюють. І навпаки, якщо одержана величина менша від одиниці, газ легший за той, з яким його порівнюють.

Похідними формули відносної густини газів є такі формули:

$$M_{г2} = \frac{M_{г1}}{D} \text{ та } M_{г1} = D \cdot M_{г2}.$$

Приклад 4. Бінарна сполука Нітрогену з Гідрогеном має густину за воднем 8,5. Установити хімічну формулу речовини, якщо масова частка Нітрогену в речовині дорівнює 82 %.

Дано:
$D_{H_2}(N_xH_y) = 8{,}5$
$\omega(N) = 82\ \%$, або 0,82

x —? y —?

Розв'язання

$$D_{H_2} = \frac{M_г}{2}; \quad \omega(E) = \frac{x \cdot A_г(E)}{M_г \text{ сполуки}};$$

$$A_г(N) = 14; \quad A_г(H) = 1.$$

$$M_r(N_xH_y) = D_{H_2} \cdot 2 = 8{,}5 \cdot 2 = 17;$$

$$\omega \cdot A_r(N) = \omega(E) \cdot M_r;$$

$$x \cdot A_r(N) = 0{,}82 \cdot 17 = 14.$$

$$x = \frac{A_r(N)}{14} = \frac{14}{14} = 1.$$

Оскільки відносна атомна маса Нітрогену 14, то $x = 1$:

$$y \cdot A_r(H) = 17 - 14 = 3.$$

$$y = 3 : 1 = 3$$

Відповідь: формула сполуки NH_3.

Стисло про основне

- Відносна густина газів — це безрозмірна величина, що показує, у скільки разів один газ важчий або легший за інший.
- Для обчислення відносної густини газу відносну молекулярну чи молярну масу одного газу ділять на відносну молекулярну чи молярну масу іншого газу: $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$.
- Густину за повітрям обчислюють за формулою $D_{пов} = \frac{M_{газу}}{29}$.
- За відомою відносною густиною газу можна обчислювати його молярну масу.
- Вибір способу збирання газів витісненням повітря здійснюють на основі результатів обчислення відносної густини газів за повітрям: якщо вона більша за одиницю, то посудину для наповнення газом тримають донизу дном, а якщо менша — догори дном.

Сторінка ерудита

Перенасичення вуглекислим газом є небезпечним для організму людини і тварин. Встановлено, що коли вміст вуглекислого газу в повітрі перевищує 10 %, у живої істоти настає втрата свідомості і навіть смерть.

В Італії існує печера, яку названо «Собачою». До неї не рекомендують заходити із собакою. А все тому, що печера майже наполовину людського зросту заповнена вуглекислим газом.

Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за повітрям, і ви зрозумієте, чому людина певний час може безпечно перебувати в цій печері, тоді як для собаки перебування в ній із самого початку є небезпечним.

Знаємо, розуміємо

1. Що характеризує фізична величина *густина*?

2. Дайте означення відносної густини газів. За якою формулою її обчислюють?

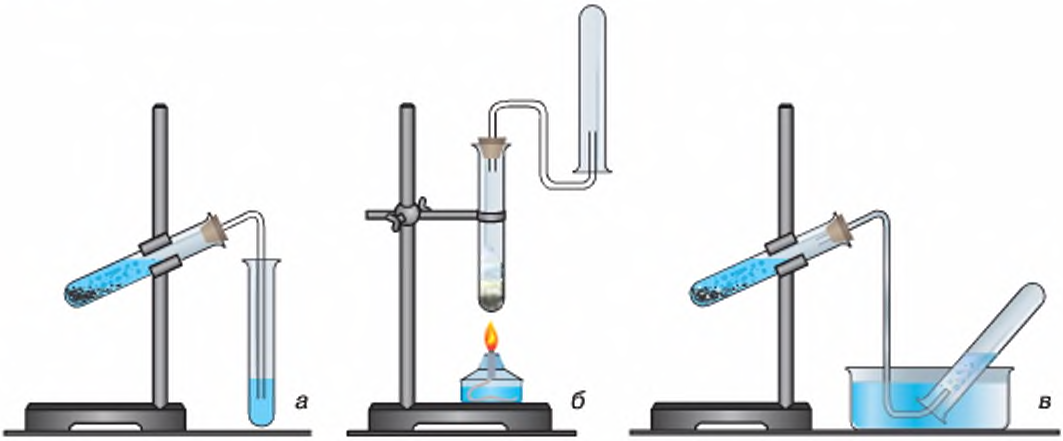
3. Що необхідно знати, щоб обчислити відносну густину одного газу за іншим?

4. Обчисліть густину хлору за воднем та повітрям.

5. Учням необхідно було дослідним шляхом добути та зібрати у пробірку нітроген(IV) оксид. Думки учнів щодо способу збирання цього газу розділились. Одні з них вирішили збирати нітроген(IV) оксид, тримаючи пробірку донизу дном, інші — догори дном. Поясніть, хто з них помилявся і чому.

6. Які з перелічених газів підходять для наповнення аеростатів: водень, кисень, гелій, вуглекислий газ? Відповідь поясніть.

7. Укажіть правильне розташування пробірки при збиранні вуглекислого газу.



Обґрунтуйте свій вибір.

8. Розгляньте малюнок 41 і поясніть, чому саме так розташовані шальки терезів при зважуванні однакових об'ємів зазначених на малюнках газів. Яким, на вашу думку, буде розташування шальок терезів, якщо на них розташувати кульки однакового об'єму, наповнені.

А повітрям і воднем;

Б карбон(II) оксидом й азотом;

В вуглекислим газом і хлором;

Г воднем і гелієм.

Застосовуємо

86. Що важче: 1 л кисню чи 1 л чадного газу CO? Відповідь обґрунтуйте.

87. Ми звикли говорити й чути вислови *порожня чашка*, *порожня банка*. Чи правильно це? Наскільки важчою є насправді порожня посудина об'ємом 3 л, яку після викачування повітря герметично закрили, від тієї, що стоїть у кімнаті відкритою (н.у.)?

§ 28 Взаємозв'язок між фізичними величинами

Вивчення параграфа допоможе вам:

- повторити фізичні величини, їх позначення та одиниці вимірювання;
- узагальнити вивчений у цій темі навчальний матеріал;
- пересвідчитися, наскільки різноманітними можуть бути обчислення з використанням поняття «кількість речовини».

Попрацюйте групами

Переконайтеся, що кожен з вас добре знає основні фізичні величини, за якими характеризують речовини, а також позначення й одиниці вимірювання цих величин. А для цього доповніть у зошиті таблицю інформацією, якої не вистачає:

№	Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення величини	Одиниці вимірювання
1			$M = \frac{m}{\nu}$	
2	Маса речовини			
3		ν		
4			$V = V_m \cdot \nu$	
5				$\frac{л}{моль}$ $\frac{м^3}{моль}$
6	Густина			
7			$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$	

Досить часто в розрахунках доводиться мати справу з кількістю речовини, виміряною не в молях, а в кратних до нього одиницях. Допоможе вам розібратись у цьому інформація таблиці 13, складеної для речовини кисню O_2.

Таблиця 13

Кількість, молярна маса, об'єм і число молекул у порції, кратній 1 моль речовини (*на прикладі кисню*)

Кількість речовини, ν	Молярна маса, $M(O_2)$	Молярний об'єм $V(O_2)$	Число молекул, N_A
1 моль	$32\ \frac{г}{моль}$	$22{,}4\ \frac{л}{моль}$	$6{,}02 \cdot 10^{23}$
1 ммоль (***мілі***моль)	$32\ \frac{мг}{моль}$	$22{,}4\ \frac{мл}{моль}$	$6{,}02 \cdot 10^{20}$
1 кмоль (***кіло***моль)	$32\ \frac{кг}{моль}$	$22{,}4\ \frac{м^3}{моль}$	$6{,}02 \cdot 10^{26}$
1 Ммоль (**мега**моль)	$32\ \frac{т}{Ммоль}$	$22\,400\ \frac{м^3}{Ммоль}$	$6{,}02 \cdot 10^{29}$

Попрацюйте групами

Потренуйтесь у застосуванні кратних одиниць вимірювання кількості речовини, молярної маси, молярного об'єму та числа молекул на прикладі води. Для цього складіть і заповніть таблицю на зразок розглянутої.

Знання взаємозв'язку між фізичними величинами та хімічними формулами речовин дозволяє здійснювати різноманітні обчислення.

Розглянемо це на конкретних прикладах.

Приклад 1. Схарактеризувати порцію озону O_3, у якій міститься $18{,}06 \cdot 10^{23}$ молекул, за відомими вам фізичними величинами.

Розв'язання

1. За формулою $\nu = \frac{N}{N_A}$ обчислимо кількість речовини озону:

$$18.06 \cdot 10^{23} : 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3 \text{ моль}$$

2. За формулою O_3 обчислимо молярну масу озону:

$$M_r(O_3) = 3 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 16 = 48$$

$$M(O_3) = 48\ \frac{г}{моль}$$

3. За формулою $V = V_m \cdot \nu$ обчислимо об'єм озону:

$$V(O_3) = 22{,}4\ \frac{л}{моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67{,}2 \text{ л}$$

4. Обчислимо число атомів Оксигену в порції озону, що містить $18{,}06 \cdot 10^{23}$ молекул:

$$18.06 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 54{,}18 \cdot 10^{23}$$

Попрацюйте групами

Застосуйте одержані знання практично для проведення обчислень за наведеними умовами задач.

Задача 1. Де більше молекул — у порції азоту масою 5,6 г чи в порції етану C_2H_6 об'ємом 5,6 л (н.у.)?

Задача 2. У якому випадку знадобиться колба більшого об'єму: а) щоб розмістити 0,02 моль хлору (н.у.); б) щоб розмістити 0,03 г водню (н.у.)?

Задача 3. Легша чи важча за повітря газувата суміш, яку виготовили з 10 л водню та 10 л сульфур(IV) оксиду (н.у.)?

Задача 4. Обчисліть молярну масу речовини, відносна густина за воднем якої вдвічі більша за відносну густину за воднем амоніаку NH_3.

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть позначення, рівняння для визначення та одиниці вимірювання маси, об'єму, кількості речовини, відносної густини газів.

2. Яким числом позначено більше структурних частинок речовини?

А $6{,}02 \cdot 10^{23}$ чи $12{,}04 \cdot 10^{23}$

Б $6{,}02 \cdot 10^{23}$ чи $12{,}04 \cdot 10^{20}$

В $6{,}02 \cdot 10^{23}$ чи $12{,}04 \cdot 10^{26}$

3. Поясніть, у якого з газів — хлору, водню чи кисню — відносна густина за повітрям найбільша? Як правильно тримати пробірки, наповнюючи їх кожним із газів?

4. Однаковою чи різною буде кількість речовини у порціях кисню масою 32 г та об'ємом 22,4 л (н.у.)?

5. Відповідаючи на запитання про кількість атомів Оксигену у порції вуглекислого газу об'ємом 22,4 л (н.у.), учні дали відповідь, що в ній міститься $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену. Чи згодні ви з нею?

Застосовуємо

88. Розташуйте за збільшенням числа структурних частинок в одному молі речовини такі кількості речовин:

А ммоль

Б моль

В ммоль

Г кмоль

89. Обчисліть масу порції пропану C_3H_8, що за нормальних умов займає об'єм 112 л.

90. Де більше атомів: у порції гідроген сульфіду масою 17 г чи порції амоніаку масою 8,5 г?

§ 29 Виконання завдань різного рівня складності

1. Укажіть, як позначають кількість речовини.
А m **Б** V **В** D **Г** ν

2. Укажіть, у яких одиницях вимірюють кількість речовини.
А л **Б** г **В** $см^3$ **Г** моль

3. Укажіть відносну молекулярну масу повітря (н.у.).
А 18 **Б** 28 **В** 29 **Г** 32

4. Укажіть кількість речовини в порції води масою 3,6 г.
А 0,1 моль **Б** 0,2 моль **В** 0,5 моль **Г** 1 моль

5. Укажіть об'єм порції гідроген флуориду кількістю речовини 5 моль (н.у.).
А 1 л **Б** 22,4 л **В** 112 л **Г** 224 л

6. Скільки молекул водню припадає на 1 молекулу азоту в суміші, виготовленій за нормальних умов із 224 л азоту і 448 л водню?
А одна **Б** двічі **В** три **В** три

7. Укажіть число атомів Карбону в порції алмазу масою 1,2 г.
А $3{,}01 \cdot 10^{22}$ **Б** $6{,}02 \cdot 10^{22}$ **В** $3{,}01 \cdot 10^{23}$ **Г** $6{,}02 \cdot 10^{23}$

8. Розташуйте формули речовин за збільшенням їхніх молярних мас.
А H_2O_2 **Б** H_2 **В** O_2 **Г** H_2O

9. У якій кількості молів кисню міститься стільки атомів Оксигену, скільки їх є в ортофосфатній кислоті H_3PO_4 кількістю речовини 4 моль?
А 2 **Б** 4 **В** 6 **Г** 8

10. Проаналізуйте твердження та оберіть те, що ви вважаєте правильним.
Твердження 1. У порціях гелію та кисню масою 40 г кожна міститься однакова кількість молекул.
Твердження 2. Молярний об'єм газів за нормальних умов дорівнює 24,2 л.

11. На малюнку зображено апарат Кіппа — прилад, у якому добувають водень у лабораторії.
Як правильно розташувати кінець газовідвідної трубки для наповнення пробірки цим газом?

А пробірка донизу дном

Б пробірка догори дном

В горизонтально

Г під кутом

12. Якою є кількість речовини азоту у порції, про яку відомо, що вона містить $301 \cdot 10^{23}$ молекул цього газу?
А 50 моль **Б** 100 моль **В** 200 моль **Г** 301 моль

13. У якої кількості речовини водню маса однакова з масою $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул азоту?
А 1 **Б** 3 **В** 5 **Г** 7

14. Проаналізуйте твердження та оберіть те, що ви вважаєте правильним.
Твердження 1. Порції нітроген(IV) оксиду та карбон(IV) оксиду кількістю речовини 5 моль кожна мають однакову масу.
Твердження 2. Порції нітроген(IV) оксиду та карбон(IV) оксиду кількістю речовини 5 моль кожна містять порівну молекул.

15. Маса алюмінієвої обгортки плитки шоколаду приблизно дорівнює 1,35 г. Скільки атомів Алюмінію витрачають на її виготовлення?
А $3{,}01 \cdot 10^{22}$ **Б** $3{,}01 \cdot 10^{23}$ **В** $6{,}02 \cdot 10^{22}$ **Г** $12{,}04 \cdot 10^{23}$

16. Для речовин, які є в кожного з вас удома, установіть відповідність між масою порції речовини та кількістю речовини в ній.

	Порція речовини		Кількість речовини
1	5,85 г кухонної солі ($NaCl$)	А	0,04 моль
2	4,2 г харчової соди ($NaHCO_3$)	Б	0,05 моль
3	2,4 г етанової кислоти (CH_3COOH)	В	0,1 моль
4	38,1 г йоду (I_2)	Г	0,3 моль
		Д	0,15 моль

17. Обчисліть масу кисню в одній кисневій подушці об'ємом 25 л (*заокруглити до цілого числа*).
А 25 г **Б** 16 г **В** 32 г **Г** 36 г

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Хімія – це край чудес, де приховане людське щастя. І найвищі завоювання розуму будуть зроблені в цій галузі.

(Д. І. Менделеєв)

Матеріал теми дає вам змогу:

- закріпити знання про періодичну систему хімічних елементів Д. І. Менделєєва, кількість речовини і хімічний зв'язок;
- удосконалити вміння проводити розрахунки за хімічними формулами, навчитися здійснювати розрахунки за хімічними рівняннями реакцій;
- розширити відомості про неорганічні речовини, з якими ознайомились у 7-му класі;
- поповнити знання хімічної мови сучасною науковою термінологією основних класів неорганічних сполук;
- зрозуміти, як класифікуються властивості, добування і застосування оксидів, основ, кислот, солей;
- обґрунтовувати залежність застосування речовин від їхніх властивостей;
- прогнозувати властивості складних неорганічних речовин і встановлювати між ними генетичний зв'язок;
- здійснювати за хімічними рівняннями обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції

§ 30 Поняття про оксиди. Номенклатура і фізичні властивості оксидів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- називати оксиди за сучасною науковою українською номенклатурою;
- за назвою оксиду складати його хімічну формулу;
- характеризувати фізичні властивості оксидів.

З поділом речовин на 2 великі групи — органічні та неорганічні речовини — ви знайомі ще з природознавства та уроків хімії в 7-му класі.

Хоча неорганічних речовин у десятки разів менше від органічних, їхній якісний склад порівняно з органічними речовинами набагато різноманітніший. Майже всі металічні та неметалічні елементи трапляються у складі неорганічних речовин, тоді як у складі органічних речовин обов'язково є Карбон, зустрічаються Гідроген, Оксиген, Нітроген, галогени та деякі інші

За складом, будовою та властивостями неорганічні речовини поділяють на **класи неорганічних сполук** — оксиди, основи, кислоти, солі.

СКЛАД ОКСИДІВ. З'ясуємо склад оксидів на прикладі наведених нижче формул:

$$Cu_2O, \quad CuO, \quad CO_2, \quad H_2O, \quad CaO.$$

Кожна з формул складається з атомів двох хімічних елементів, одним із яких завжди є Оксиген. Вам відомо, що бінарні сполуки Оксигену з металічним або неметалічним хімічним елементом називають оксидами. Тож якісний склад наведених формул речовин свідчить про їх належність до оксидів.

У складі розглянутих формул відзначаємо наявність металічних і неметалічних хімічних елементів, елементів зі сталою та змінною валентністю. На підставі цього формулюємо визначення оксидів:

Окси́ди — це бінарні сполуки будь-якого хімічного елемента з Оксигеном, ступінь окиснення якого — 2.

Позначимо сполучений з Оксигеном металічний чи неметалічний елемент великою літерою Е і запишемо загальну формулу оксидів:

$$\overset{x}{E_2}\overset{II}{O_x},$$

де x — валентність елемента, а II — валентність Оксигену.

Якщо при складанні формул оксидів індекси виявляться парними числами, то їх слід скоротити на 2, наприклад:

$$\overset{IV\ II}{C_2O_4}.$$

Після скорочення на 2 одержуємо формулу оксиду

$$CO_2.$$

НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДІВ. До запровадження порядку складання, написання та читання назв речовин, тобто їх **номенклатури**, оксиди, як і багато інших речовин, називали довільно. Нині користуються сучасною науковою українською номенклатурою оксидів:

Назва кожного оксиду складається з двох слів, ужитих у називному відмінку. Перше слово — це назва хімічного елемента, друге — «оксид».
Якщо елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви елемента. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.
Між назвою елемента та записом числа валентності проміжку немає.

Відповідно до сучасної номенклатури оксидів, оксид, формула якого Fe_2O_3, має назву «ферум(III) оксид», а з формулою FeO — «ферум(II) оксид».

Мал. 42 Оксиди в природі

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ. Оксиди за нормальних умов різні за агрегатним станом. Так, купрум(II) оксид — тверда речовина чорного кольору, CO_2 — безбарвний газ, H_2O — безбарвна прозора рідина. І все ж серед оксидів переважають тверді речовини, які здебільшого мають білий колір (наприклад, цинк оксид, алюміній оксид, кальцій оксид). Безбарвними є газуваті за звичайних умов оксиди: карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид та деякі інші. Трапляються оксиди, забарвлені в той чи інший колір, наприклад, хром(III) оксид — темно-зелений, нітроген(IV) оксид — бурий, купрум(II) оксид — чорний.

Серед оксидів є шкідливі для здоров'я людини. Це карбон(II) оксид, сульфур(IV) оксид, нітроген(I) оксид, нітроген(IV) оксид та інші.

Попрацюйте групами

1. Визначте й запишіть у зошит валентність елементів у наведених на початку параграфа формулах оксидів, назвіть їх.
2. Потренуйтеся у складанні назв оксидів на прикладі розглянутих формул.
3. Складіть формули оксидів, про які йдеться в частині параграфа «Фізичні властивості оксидів».
4. Складіть таблицю «Фізичні властивості оксидів». Для її заповнення скористайтесь навчальним матеріалом підручника та додатковою інформацією.

Працюємо з медіа-джерелами

З різних джерел інформації дізнайтесь, які оксиди називають чадним газом, сірчистим газом та яка фізіологічна дія цих речовин на організм людини.

Інформацію підручника про колір оксидів доповніть новими прикладами.

Стисло про основне

- ✓ Оксид — це бінарна сполука будь-якого елемента з Оксигеном.
- ✓ Загальна формула оксидів $\overset{x}{E_2}\overset{II}{O_x}$.
- ✓ В оксидах Оксиген проявляє валентність II.
- ✓ Більшість хімічних елементів періодичної системи здатні сполучатися з Оксигеном з утворенням оксидів.
- ✓ Номенклатура оксидів — перелік правил, яких дотримуються, коли потрібно назвати ці сполуки. Назва оксиду складається з двох слів, записаних у називному відмінку з малої літери: назви хімічного елемента (із зазначенням валентності, якщо вона й у нього змінна) і слова «оксид».
- ✓ Фізичні властивості оксидів досить різноманітні. Серед них трапляються речовини трьох агрегатних станів за звичайних умов — твердого, рідкого, газоподібного.

Сторінка ерудита

Крім оксидів, існують інші групи бінарних сполук елементів з Оксигеном, зокрема **пероксиди** (префікс «пер» означає надлишок, понад). Тобто пероксиди мають у своєму складі більше атомів Оксигену, ніж їх повинно бути, виходячи з усталених правил визначення валентності елементів у бінарних сполуках. Справді, відомий вам гідроген пероксид H_2O_2 (перекис водню) має на один атом Оксигену більше, ніж вода H_2O. На перший погляд здається, що Оксиген у цій сполуці одновалентний. Але це лише на перший погляд. Насправді в оксидах і пероксидах Оксиген проявляє однакову валентність II, і це добре видно зі структурної формули гідроген пероксиду:

$$H — O — O — H$$

Порівняємо структурну формулу гідроген пероксиду зі структурною формулою води

$$H — O — H$$

і з'ясуємо, у чому полягає відмінність між пероксидами та оксидами.

Відмінність полягає в тому, що у воді (гідроген оксиді), як і в інших оксидах, наприклад карбон(IV) оксиді, атоми Оксигену між собою не сполучені один з одним:

$$O = C = O,$$

тоді як у пероксидах завжди наявний оксигеновий ланцюжок:

$$— O — O —$$

За рахунок однієї валентності атоми Оксигену сполучаються між собою, а друга валентність використовується для сполучення з атомом іншого хімічного елемента.

Пероксиди знаходять різноманітне застосування. Так, гідроген пероксид незамінний у виробництві вибілювачів паперу, текстильних матеріалів, синтетичних мийних засобів, як антисептичний засіб, для реставрації живопису на основі свинцевих фарб, як окисник ракетного палива та джерело кисню.

Пригадайте добування кисню з гідроген пероксиду, запишіть рівняння цієї реакції.

Натрій пероксид застосовують на підводних човнах для очищення повітря від надлишку вуглекислого газу та збагачення його киснем:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2.$$

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте означення оксидів, наведіть приклади.
2. Назвіть правила номенклатури оксидів, наведіть приклади.
3. На прикладі двох–трьох оксидів схарактеризуйте фізичні властивості оксидів.
4*. Як за складом молекули оксиди відрізняються від пероксидів? Наведіть приклади.
5. Знайдіть помилки, допущені у назвах деяких оксидів, і виправте їх відповідно до сучасної наукової української номенклатури:

   K_2O — калій(I) оксид; CaO — кальцій оксид; CO — карбон оксид; SO_4 — сульфур(VI) оксид, Na_2O — оксид натрію; Al_2O_3 — алюміній(III) оксид.

6. Укажіть, пари хімічних формул оксидів із однаковою валентністю елементів

А CaO і N_2O **Б** Al_2O_3 і BaO **В** NO_2 і MnO_2 **Г** MgO і CO

7. Укажіть, у якому рядку записано лише хімічні формуло оксидів

А HBr і NO **Б** H_2O і Na_2O_2 **В** NH_3 і CaS **Г** ZnO і CuO

8. Укажіть рядок оксидів, утворений лише з назв речовин, твердих за звичайних умов

А натрій оксид, купрум(II) оксид), гідроген оксид

Б карбон(IV) оксид, карбон(II) оксид, сульфур(VI) оксид

В фосфор(V) оксид, кальцій оксид, силіцій(IV) оксид

Г нітроген(IV) оксид, магній оксид, гідроген оксид

Застосовуємо

91. У запропонованому переліку формул зазначте формули оксидів, класифікуйте їх на групи — оксиди металічних та оксиди неметалічних елементів:

SiO_2, MgO, SiH_4, SO_3, NO, FeO, Cl_2O_7, N_2O_3,

$CaCl_2$, Fe_2O_3, CO, CaO, Na_2O, KOH, HCl, K_2O_2.

92 Назвіть оксиди, формули яких зазначено в завданні 4, за сучасною науковою українською номенклатурою.

93. Складіть формули: калій оксиду, сульфур(VI) оксиду, фосфор(III) оксиду, хлор(I) оксиду, плюмбум(IV) оксиду. Чому в одних назвах оксидів зазначено валентність, а в інших — ні?

94. Заповніть у зошитах таблицю, склавши формули оксидів поданих елементів та записавши їх назви.

Елемент	Формула оксиду	Назва оксиду
Li		
Ba		
S (VI)		
P (V)		

95. Обчисліть густину за повітрям таких оксидів: а) нітроген(IV) оксиду; б) карбон(II) оксиду; в) сульфур(IV) оксиду.

96. Склад смарагдово-зеленого мінералу малахіту позначається хімічною формулою $Cu_2CH_2O_5$. Напишіть рівняння реакції розкладу цієї речовини, якщо відомо, що всі речовини належать до оксидів, а валентність Купруму — II.

97. Установіть відповідність між речовиною і типом кристалічної ґратки.

Речовина		Тип кристалічної ґратки	
1	кисень	А	йонний
2	силіцій(IV) оксид	Б	молекулярний
3	алюміній оксид	В	атомний
		Г	інший

§ 31 Склад і номенклатура основ. Фізичні властивості основ

Вивчення параграфа допоможе вам:

- називати основи за сучасною науковою українською номенклатурою;
- складати хімічні формули основ;
- характеризувати фізичні властивості основ;
- дізнатися про запобіжні заходи під час роботи з лугами.

СКЛАД ОСНОВ. Основи, як і оксиди, належать до складних неорганічних речовин. Малюнок 43 знайомить вас із представниками цього класу неорганічних сполук.

З'ясуємо, з яких частин складається формула будь-якої основи, скориставшись таким переліком формул:

$$KOH, \quad Ca(OH)_2, \quad Ba(OH)_2.$$

Поділимо наведені формули рискою на дві частини так, щоб у першу потрапив символ металічного елемента, а в другу — гідроксильна група OH. Напишемо над символом металічного елемента його валентність:

$$\overset{I}{K}\,|\,OH, \quad \overset{II}{Ca}\,|\,(OH)_2, \quad \overset{II}{Ba}\,|\,(OH)_2$$

Як бачимо, в усіх формулах є група атомів **OH**, вона має назву **гідроксильна група**. У першій формулі її записано без дужок, а в решті формул узято в дужки, за якими стоять індекси.

Мал. 43 Зразки основ: *а* — калій гідроксид; *б* — натрій гідроксид; *в* — хром(III) гідроксид; *г* — купрум(II) гідроксид; *д* — ферум(III) гідроксид

Поміркуйте й виведіть залежність між валентністю металічного елемента та індексом гідроксильної групи OH у хімічних формулах основ.

Поняття валентності застосовують не лише до одиничних атомів, а й до деяких груп атомів. Має свою валентність і гідроксильна група OH. Вона *одновалентна*.

Тепер можемо сформулювати означення основ:

Осно́ва — це складна речовина, формульна одиниця якої складається з атома металічного елемента й однієї чи кількох гідроксильних груп OH.

Залежність між валентністю металічного елемента та кількістю гідроксильних груп дозволяє записати формулу основ у загальному вигляді:

$$\overset{x}{Me}(OH)_x$$

Слід зазначити, що основи — речовини не молекулярної будови, а йонної, тому їхні формули відображають співвідношення катіонів металічного елемента Me^{n+} та аніонів гідроксильної групи OH^- у речовині.

НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВ. За сучасною номенклатурою, назва основ складається з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид», — ужитих у називному відмінку, наприклад: KOH — калій гідроксид.

Якщо металічний елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви металічного елемента без інтервалу: $Cr(OH)_2$ — хром(II) гідроксид. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

У деяких основ збереглися також історичні назви: KOH — їдке калі, NaOH — їдкий натр.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛ ОСНОВ. Розглянемо на прикладах, як скласти формулу основи та як визначити валентність металічного елемента за формулою основи.

Приклад 1. Скласти формулу магній гідроксиду.

Розв'язання

Користуючись визначенням основ, записуємо першим символ металічного елемента Магнію, а після нього — гідроксильну групу OH:

MgOH

Магній має постійну валентність II. Тож і гідроксильних груп у формулі цієї основи буде дві.

Відповідь: формула магній гідроксиду — $Mg(OH)_2$.

Приклад 2. Визначити валентність Купруму у формулах основ CuOH і $Cu(OH)_2$.

Розв'язання

Як ви з'ясували, у формулі основи валентність металічного елемента збігається з кількістю гідроксильних груп. Перша формула містить одну гідроксильну групу, друга — дві. Тож у першій формулі Купрум одновалентний, у другій — двовалентний.

Відповідь: $\overset{I}{Cu}OH$, $\overset{II}{Cu}(OH)_2$.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА КЛАСИФІКАЦІЯ ОСНОВ. Основи — тверді кристалічні речовини, переважно білого кольору, хоча трапляються й інших кольорів. Зокрема, купрум(II) гідроксид — блакитний, ферум(III) гідроксид — коричневий.

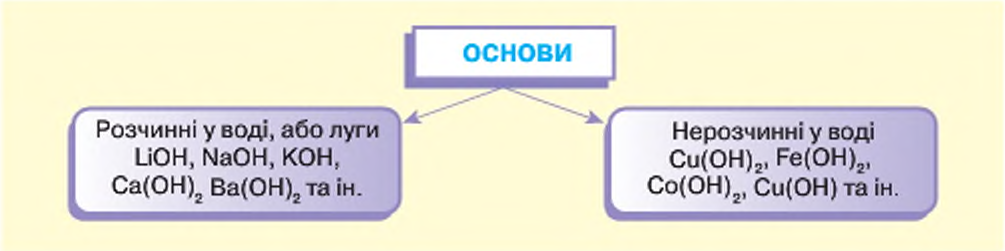
За здатністю розчинятися у воді основи, як і солі, бувають *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні*. Переважають нерозчинні. Серед добре розчинних — натрій гідроксид NaOH, калій гідроксид KOH. Їх розчини милкі на дотик. Розчинні у воді основи дістали назву **лугів**.

Основи, що добре розчиняються у воді,— тугоплавкі речовини. Основи, які у воді не розчиняються, під час нагрівання не плавляться, а розкладаються з утворенням основного оксиду і води.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ЛУГАМИ. Тверді луги та їх розчини роз'їдають тканину, папір, спричинюють опіки шкіри, очей, що дуже небезпечно. Тому поводитися з ними треба обережно: гранули лугу (*пригадайте, що це тверді речовини*) в жодному разі не брати руками; не розливати розчини; стежити, щоб розчин не потрапляв на відкриті ділянки шкіри вашого тіла, в очі, на одяг, парту, книжки чи зошити. І тут у пригоді стануть захисний одяг (халат, фартух) та захисні окуляри. Посуд із розчином лугу слід тримати закритим, щоб луг не реагував з вуглекислим газом, завжди наявним у повітрі.

Якщо ви ненароком розлили розчин лугу, відразу нейтралізуйте його оцтом. Ділянку шкіри, на яку потрапив луг, швидко змийте великою кількістю води. Якщо луг потрапив в очі, негайно промийте їх великою кількістю води, а потім розчином борної чи лимонної кислоти.

КЛАСИФІКАЦІЇ ОСНОВ. Одна з класифікацій основ здійснена *за такою фізичною характеристикою, як здатність розчинятися у воді — основи поділяються на розчинні, або луги, та нерозчинні.*



З таблиці розчинності кислот, основ і солей завжди можна дізнатися, до якої групи за здатністю розчинятися у воді належить та чи інша основа.

Ще одна класифікація основ пов'язана із числом гідроксильних груп у хімічній формулі. Основи з однією гідроксильною групою в хімічній формулі дістали назву однокислотних, з двома і більше — багатокислотних.

Поміркуйте та самостійно доберіть приклади основ для цієї класифікації.

Стисло про основне

- До основ належать складні речовини немолекулярної будови, хімічна формула яких складається з одного атома металічного елемента й однієї або кількох гідроксильних груп.
- Число гідроксильних груп у хімічній формулі основи дорівнює валентності металічного елемента, тому в загальному вигляді основи мають формулу $\overset{x}{Me}(OH)_x$.
- Сучасна назва основ складається з назви металічного елемента з додаванням до неї слова «гідроксид». Якщо металічний елемент проявляє змінну валентність, то після його назви в дужках без відступу зазначається його валентність.
- За звичайних умов основи перебувають у твердому стані, частина з них добре розчиняється у воді.
- Луги — розчинні у воді основи.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення основ.
2. Схарактеризуйте фізичні властивості основ.
3. Яку валентність має гідроксильна група OH?
4. Які заходи безпеки під час роботи з лугами вам відомі?
5. Назвіть відомі вам класифікації основ, наведіть приклади.
6. У наведеному переліку формул зазначте формули основ:

$Co(OH)_2$, CO, H_3PO_4, $Sr(OH)_2$, H_2S, $Ni(OH)_2$.

Застосовуємо

98. Визначте валентність металічних елементів за формулами основ:

$CsOH$, $La(OH)_3$, $Th(OH)_3$, $Cd(OH)_2$, $CuOH$.

99. Запишіть формули основ за їх назвами: літій гідроксид, магній гідроксид, хром(II) гідроксид.

100. Виберіть зайву формулу в переліках:

а) CuO, $Ca(OH)_2$, KOH; б) $Cu(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, KOH; в) $Fe(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$.

Аргументуйте свій вибір.

§ 32 Поняття про кислоти

Вивчення параграфа допоможе вам:

- дізнатись, які речовини належать до кислот;
- називати кислоти за сучасною науковою українською номенклатурою;
- за формулою кислоти визначати валентність кислотного залишку;
- характеризувати фізичні властивості кислот.

З курсу природознавства ви знаєте про етанову (оцтову) кислоту, в 7-му класі згадувалися сульфатна кислота H_2SO_4 і хлоридна кислота HCl. Лимонна кислота міститься в плодах лимонів і надає їм кислого смаку.

Зверніть увагу, наразі в усіх словосполученнях наявне слово «кислота». Це тому, що ці речовини належать до однієї групи складних речовин — кислот. Щоправда, сульфатна і хлоридна кислоти — неорганічні речовини, а оцтова й лимонна — органічні.

Що ж являють собою кислоти?

КИСЛОТИ ТА ЇХ СКЛАД. Передусім, це складні речовини молекулярної будови. Подібно до оксидів, у них можна виокремити дві складові частини:

Зверніть увагу! Одна з них — атоми Гідрогену — наявна у складі всіх кислот. За цією ознакою, а також за здатністю атомів Гідрогену заміщуватись атомами металів їх віднесено до класу **кислот.** Якісний склад цих речовин підтверджує наявність одного або декількох атомів Гідрогену в молекулі.

Друга частина, що залишилася після проведеного нами поділу, називається **кислотним залишком.** На відміну від першої частини, у всіх кислот вона різниться за складом.

Атоми Гідрогену є і в складі амоніаку NH_3, але він не належить до кислот. Це тому, що атоми Гідрогену в кислотах *здатні заміщуватися на атоми металів, а в амоніаку — ні.*

Кислоти — це неорганічні сполуки, що складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватись атомами металів, та кислотного залишку.

НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ. Індивідуальна назва кожної кислоти складається з двох слів, ужитих у називному відмінку — назви кислотного залишку і слова «кислота».

Попрацюйте групами

Ознайомтеся з таблицею 14, до якої внесені неорганічні кислоти, з якими ви стикатиметеся найчастіше. Вивчіть їх назви, запам'ятайте формули. Без цього ви не зможете успішно вивчати хімію.

Таблиця 14

Формули і назви кислот

Кислота			Кислотний залишок		
Формула	Назва		Склад	Валентність	Назва
	сучасна українська	тривіальна (традиційна)			
HCl	хлоридна	соляна	Cl	I	хлорид
HNO_3	нітратна	азотна	NO_3	I	нітрат
H_2SO_4	сульфатна	сірчана	SO_4	II	сульфат
H_2SO_3	сульфітна	сірчиста	SO_3	II	сульфіт
H_2S	сульфідна	сірководнева	S	II	сульфід
H_2SiO_3	силікатна	кремнієва	SiO_3	II	силікат
H_2CO_3	карбонатна	вугільна	CO_3	II	карбонат
H_3PO_4	ортофосфатна	ортофосфорна	PO_4	III	ортофосфат

З таблиці ви пересвідчилися, що *сучасна назва кислот відповідає назві кислотних залишків*. Ця важлива відповідність допоможе вам легко складати хімічні формули речовин іншого класу — солей.

Досі ви розглядали валентність як здатність атомів одного хімічного елемента сполучатись або заміщувати певну кількість атомів іншого елемента. Ваші знання про цю фізичну характеристику вже поповнились інформацією про *валентність кислотних залишків*. Виявляється, що *кислотні залишки теж здатні заміщувати певну кількість атомів чи груп атомів*. Відтепер і про їхню валентність ми будемо вести мову.

Як зазначено в таблиці, одновалентними є кислотні залишки хлоридної та нітратної кислот, двовалентними — сульфатної, сульфітної, сульфідної, силікатної та карбонатної кислот. У кислотного залишку ортофосфатної кислоти валентність III.

Склад кислот відповідає такій загальній формулі:

$$\overset{\mathrm{I}}{\mathbf{H}_x}\ \overset{x}{\mathbf{кислотний\ залишок}}$$

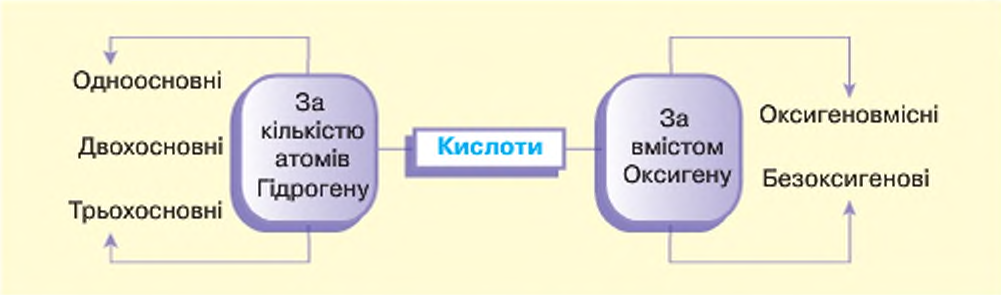
Валентність кислотного залишку збігається з кількістю атомів Гідрогену.

Після того, як ви з'ясували склад кислот, легко зрозуміти їх класифікацію.

КЛАСИФІКАЦІЯ КИСЛОТ. Кислоти поділяють на групи за двома ознаками:

- числом атомів Гідрогену в молекулі;
- наявністю Оксигену у складі кислотного залишку.

Зверніться до схеми, з'ясуйте сутність кожної з класифікацій та доберіть приклади.



ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ. Серед неорганічних кислот переважають рідини, зовсім мало твердих речовин (серед наведених у таблиці лише ортофосфатна та силікатна) і немає газів. Хоча деякі кислоти готують розчиненням газуватої речовини у воді. Наприклад, хлоридна кислота — це розчин гідроген хлориду у воді.

Кислоти безбарвні, густина всіх кислот більша за одиницю. Вони добре розчиняються у воді (за винятком деяких, зокрема, силікатної).

І назва класу сполук — *кислоти*, і позначення смакового відчуття — *кислий* — слова спільнокореневі.

Кислоти здебільшого кислі на смак. Із власного досвіду вам це відомо, адже ви вживаєте кисломолочні продукти (кефір, йогурт), квашені овочі, городину і фрукти (щавель, яблука, лимони тощо), до складу яких входять органічні кислоти.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З КИСЛОТАМИ. Чисті неорганічні кислоти та їх концентровані розчини дуже небезпечні, бо ушкоджують слизові оболонки органів травлення, при вдиханні парів подразнюють слизові оболонки органів дихання. Потрапляючи на шкіру, спричинюють почервоніння, больові відчуття, а за великої концентрації — тяжкі опіки. Неорганічні кислоти псують одяг — на місці їх потрапляння відразу чи з часом з'являється дірка. Деякі кислоти мають різкий неприємний запах, наприклад хлоридна, сульфідна.

Кислоти зовсім не руйнують скло (винятком є плавикова кислота HF), деякі пластмаси та гуму. Робота з чистими кислотами чи їх концентрованими розчинами вимагає великої уваги й акуратності. Обов'язково використовують захисний фартух із полівінілхлоридного матеріалу, гумові рукавички та окуляри.

Безпечна робота з кислотами у шкільному хімічному кабінеті досягається за рахунок того, що учні працюють з розбавленими водою кислотами, а не чистими речовинами чи їх концентрованими розчинами. Проте в будь-якому разі не можна допускати потрапляння навіть розбавлених кислот на одяг чи тіло, а особливо в очі.

Якщо раптом кислота потрапить на одяг чи на відкриту ділянку шкіри, то місце потрапляння слід ретельно промити водою, слабким розчином харчової соди.

Усі кислоти важчі за воду, через що при виготовленні їхніх розчинів кислоту ллють у воду (у жодному разі не навпаки!) невеликими порціями, помішуючи скляною паличкою.

ПАМ'ЯТАЙТЕ!
Ні в якому разі в хімічному кабінеті не можна куштувати кислоти, як і будь-які інші речовини, на смак!

Стисло про основне

- ✓ Кислоти — окремий клас складних речовин, молекули яких складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомами металів, та кислотних залишків.
- ✓ За сучасною українською номенклатурою кислоти називають за назвою їхніх кислотних залишків.
- ✓ Валентність кислотного залишку визначається кількістю атомів Гідрогену, які можуть бути заміщені на атоми металу.
- ✓ Користуючись кислотами, необхідно суворо дотримуватися правил безпечної роботи з ними.
- ✓ За числом атомів Гідрогену кислоти бувають одноосновні та багатоосновні, а за числом атомів Оксигену — оксигеновмісні та безоксигенові.
- ✓ Більшість кислот добре розчинні у воді. Деякі з них, наприклад хлоридну, сульфідну, готують розчиненням у воді відповідної леткої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном.

Сторінка ерудита

Назви кислот (сірчана, соляна та інші) з'явилися в останньому десятиліттi XVIII ст., коли в 1792 р. про них повідомив Антуан Лавуазьє від імені своїх колег-хіміків на засіданні Паризької академії. А до цього кислоти називали довільно. Серед кількох назв сульфатної кислоти була й назва «купоросна», карбонатної — «повітряна».

Сучасну наукову українську номенклатуру хімічних елементів і простих речовин прийняла Комісія з держстандарту хімічних назв і термінів України наприкінці XX ст. Комісією визначено назви оксидів, кислот, основ і солей, якими ви будете користуватися, вивчаючи хімію.

Ви вже встигли відчути переваги цієї номенклатури. Наприклад, відтепер хімічний елемент із символом H має назву Гідроген, а проста речовина, утворена його атомами, — водень. До цього і хімічний елемент H, і проста речовина H_2 називались однаково — водень.

Назви солей утворюються з назв кислотних залишків відповідної кислоти. Наприклад, хлоридна кислота HCl містить кислотний залишок, що називається хлорид, тому відома вам кухонна сіль NaCl має назву натрій хлорид. За попередньою номенклатурою кислота мала назву «соляна», а її солі — «хлориди».

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення кислот.
2. Відтворіть по пам'яті формули та назви зазначених у параграфі кислот.
3. Які класифікації кислот вам відомі?
4. Як визначити валентність кислотного залишку за формулою кислоти?
5. Схарактеризуйте фізичні властивості кислот.
6. Укажіть кислоту, яка існує лише у водних розбавлених розчинах

   А карбонатна

   Б ортофосфатна

   В нітратна

   Г сульфатна
7. Укажіть пару безоксигенових кислот

   А хлоридна і нітратна кислоти

   Б сульфідна і хлоридна кислоти

   В сульфатна і сульфітна кислоти

   Г ортофосфатна і карбонатна кислоти
8. Укажіть рядок, утворений двома формулами кислот й однією формулою оксиду

   А HNO_3, H_2SiO_3, HCl

   Б H_2SO_4, H_2S, H_2CO_3

   В HNO_3, $HClO_3$, H_2SO_3

   Г H_3PO_4, SO_3 HNO_3

Застосовуємо

101. З наведеного переліку формул випишіть формули кислот: KBr, NO_2, HNO_3, $CuSO_4$, H_2S, SO_2. До яких груп їх можна віднести за відомими вам класифікаціями?

102. Визначте валентність кислотних залишків у формулах кислот HNO_2, HPO_3, H_2SeO_4, $HMnO_4$.

103. Виберіть зайве в кожному переліку:

а) H_2SO_4, H_2CO_3, HNO_3;

б) H_2SiO_3, H_2SO_3, H_2CO_3;

в) HCl, H_3PO_4, H_2S.

Аргументуйте свій вибір.

104. Підготуйте запитання чи завдання, яке зможете запропонувати однокласникам на уроці.

105. Дізнайтеся в дорослих членів вашої родини та з етикеток на продуктах харчування і засобах побутової хімії про наявність у їх складі кислот. Обміняйтеся з однокласниками отриманою інформацією.

106. Для виготовлення хлоридної кислоти у воді об'ємом 1 л розчинили 448 л гідроген хлориду (н.у.). Обчисліть масову частку гідроген хлориду у виготовленій кислоті, якщо густина кислоти дорівнює 1,19 $\frac{г}{см^3}$.

§ 33 Здатність металів витискувати водень із кислот. Витискувальний ряд металів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- трактувати взаємодію кислот з металами як хімічне явище;
- дізнатись, за якою ознакою укладено витискувальний ряд металів;
- ознайомитися з новим типом хімічних реакцій — реакціями заміщення.

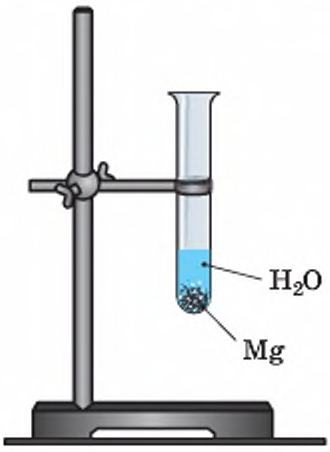
Повернемося до наведеного в попередньому параграфі визначення кислот як складних речовин, у молекулах яких атоми Гідрогену здатні заміщуватися на атоми металів, і підтвердимо це дослідним шляхом.

Дослід 1. Помістимо у пробірку трохи магнієвих ошурків, доллємо до них води й будемо спостерігати за змінами у пробірці. За кімнатної температури жодних змін не відбувається (*мал. 44*).

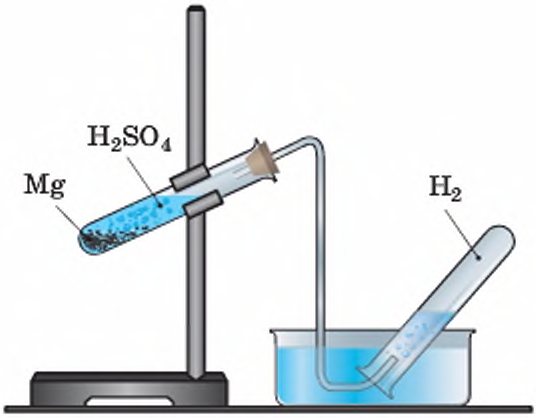
Дослід 2. Помістимо у пробірку приблизно стільки ж магнієвих ошурків, доллємо до них розбавленого розчину сульфатної кислоти (1 частину кислоти змішано з приблизно 5 частинами води) й відразу закриємо пробірку пробкою з газовідвідною трубкою (*мал. 45*). Будемо спостерігати, як магній активно взаємодіє з кислотою, про що свідчить виділення газуватої речовини (бульбашок).

Зберемо газ способом витіснення води та випробуємо його. Для цього наповнену газом пробірку закриємо під водою скляною пластинкою і виймемо з посудини.

З'ясуємо, який газ ми зібрали. Пригадайте з вивченого в 7-му класі, що кисень підтримує горіння, тому запалений сірник чи тліюча скіпка в ньому яскраво загоряються.



Мал. 44 Ілюстрація досліду 1



Мал. 45 Ілюстрація досліду 2

За допомогою запаленого сірника можна встановити й наявність водню. Полум'я сірника цілком достатньо, щоб підпалити водень у пробірці. Виходячи з того, що у складі сульфатної кислоти є як атоми Гідрогену, так й атоми Оксигену, перевіримо, який газ — водень чи кисень — ми зібрали. Піднесемо запалений сірник до отвору пробірки — і відразу почуємо приглушене хлопання (вибух). Окиснення водню відбулося надто швидко і спричинило невеликий вибух, тоді як яскравого згорання сірника, як у досліді з киснем, не сталося.

Робимо висновок, що магній витіснив із кислоти атоми Гідрогену, про що свідчить утворений продукт реакції — водень:

$$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow \quad (1)$$

Отже, у проведеній реакції утворилася проста газувата речовина водень. Він не має кольору й запаху, погано розчинний у воді. Його ми виявили за іншою ознакою — миттєвим згорянням у кисні, що супроводжується вибухом.

Проаналізуйте склад іншого продукту реакції і зробіть висновок, до простих чи складних речовин він належить.

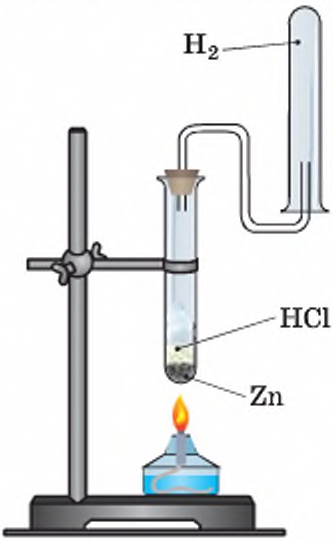
Ця речовина належить до іншого класу неорганічних сполук — **солей.** З представником цього класу сполук — кухонною сіллю NaCl — ви вже стикалися, проводивши розділення суміші солі й води випарюванням. Скористаємося цим способом і перевіримо дослідним шляхом наявність солі в розчині, що залишився у пробірці після проведення досліду. Для цього декілька крапель утвореного після реакції розчину випаримо на скляній пластинці. Після випаровування води на пластинці залишається невелика кількість солі білого кольору.

Продовжимо досліджувати здатність атомів металічних елементів заміщувати атоми Гідрогену в молекулах кислот, але вже на прикладі інших металів. Для цього виконаємо дослід із хлоридною кислотою і цинком.

Дослід 3. Обережно помістимо у пробірку кілька гранул металу цинку та доллємо до них розбавленого розчину хлоридної кислоти. Почнемо спостерігати за тим, що відбувається у пробірці. Досить швидко поверхня гранул вкриється пухирцями газуватої речовини. Підігріємо вміст пробірки, і газ почне виділятися активніше (*мал. 46*).

Розрахунки підтверджують, що водень у 14,5 раза легший від повітря. Отже, щоб наповнити пробірку воднем способом витіснення повітря, її треба тримати догори дном. Зберемо газуватий продукт реакції в суху пробірку й випробуємо його.

Як і в попередньому досліді, лунає приглушене хлопання. Отже, цинк витіснив атоми Гідро-



Мал. 46 Ілюстрація досліду 2

гену з молекули гідроген хлориду. З них утворилися молекули водню. Це підтвердилося горінням, що супроводжувалось вибухом:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \quad (2)$$

Якщо збирати водень у суху пробірку витісненням повітря, то після спалювання на її стінках з'являються маленькі крапельки води — продукту горіння водню:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O \quad (3)$$

Реакція горіння водню супроводжується вибухом. Тому для безпечності її проведення слід брати водню не більше, ніж об'єм пробірки (близько 20 мл).

РЕАКЦІЇ ЗАМІЩЕННЯ. Спробуйте визначити, чи можна взаємодію металів із кислотами віднести до відомих вам реакцій сполучення чи розкладу (див. «Повторення»). Здійснимо аналіз хімічного рівняння 1.

$$Mg + H_2 | SO_4 = Mg | SO_4 + H_2$$

Як бачимо, на відміну від реакцій сполучення чи розкладу, це інший тип хімічної реакції. Для нього характерна наявність у складі реагентів простої та складної речовини. Серед продуктів реакції наявні також 2 речовини, одна з яких проста, а інша — складна. Такі реакції називають реакціями **заміщення**.

Реакція заміщення — це реакція між простою і складною речовиною, у результаті якої утворюються нова складна й нова проста речовини.

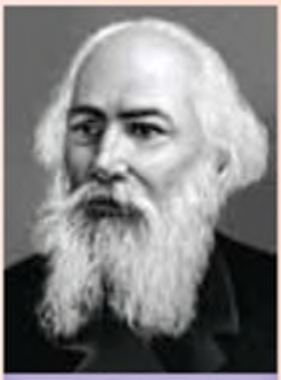
Дослід 4. До мідних ошурків додамо розбавленої хлоридної кислоти. Спостереження засвідчує, що реакція не відбувається. Підігріємо вміст пробірки й переконаємося у відсутності будь-яких змін, тобто мідь не витіснила атоми Гідрогену із хлоридної кислоти.

$$Cu + HCl \neq$$

ВИТИСКУВАЛЬНИЙ РЯД МЕТАЛІВ. У цьому параграфі ви ознайомилися з дослідами та з'ясували, що одні метали витискують Гідроген із кислот, інші — ні. Цю властивість металів дослідив учений Микола Миколайович Бекетов і за здатністю металів витісняти Гідроген із кислот побудував (уклав) *витискувальний ряд металів*:

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Микола Миколайович Бекетов (1827–1911) — відомий учений у галузі фізики та хімії, росіянин за походженням, тривалий час працював професором Харківського університету (нині Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна). Стояв біля витоків однієї з галузей хімічної науки — фізичної хімії. Йому належить відкриття одного зі способів добування металів із руд-оксидів — алюмінотермії. Назва свідчить, що має місце використання алюмінію, який за відповідної температури вступає в реакцію з оксидом металічного елемента, окиснюється, а метал виділяється у вигляді простої речовини. Так добувають високої чистоти залізо, хром, кобальт, нікель, манган. У 1863 р. Бекетов склав витискувальний ряд металів.



Микола Миколайович Бекетов

Дізнайтеся, як діяльність М. М. Бекетова пов'язана з Україною, й ознайомте з цією інформацією однокласників.

Усі метали, розташовані у **витискувальному ряді** (його ще називають **рядом активності металів**) ліворуч від водню, витискують Гідроген із кислот. Ця здатність металів послаблюється від літію до свинцю. Метали, розташовані у витискувальному ряді після водню, не витискують Гідроген із кислот, тобто не взаємодіють з ними.

Ця закономірність не поширюється на нітратну кислоту та концентровану сульфатну кислоту. Вони взаємодіють із металами, розташованими у витискувальному ряді до водню та після нього. Як саме — дізнаєтесь у старших класах.

Слід також знати і пам'ятати, що метали Li, K, Ba, Sr, Ca, Na витискують Гідроген не лише з кислот, а й з води, у якій кислоти розчинені. Тому запис лише одного рівняння (метал + кислота) не зовсім відповідає дійсності. Користуючись витискувальним рядом металів, легко визначити, взаємодіятиме метал із кислотою чи ні.

Попрацюйте групами

1. У проведених дослідах активність магнію була найвищою, цинку — дещо меншою, а мідь узагалі не реагувала з кислотою. Користуючись витискувальним рядом, з'ясуйте, як це узгоджується з місцем магнію, цинку та міді в ньому.
2. Керуючись витискувальним рядом металів, спрогнозуйте можливість взаємодії:

   а) $Al + HCl \rightarrow$

   б) $Ag + H_3PO_4 \rightarrow$

   в) $Cd + H_2SO_3 \rightarrow$

Стисло про основне

- Витискувальний ряд, або ряд активності,— це ряд, у якому метали розташовані за їх здатністю витісняти Гідроген із кислот.
- Метали, розташовані в ряді активності до водню, витискують Гідроген із кислот у вигляді простої речовини водню (H_2), метали, розташовані в ряді активності після водню,— не витискують його.
- Якісною реакцією на водень є його взаємодія з киснем, під час якої чується приглушене хлопання — маленький вибух. Щоб ця реакція відбулася, достатньо запалений сірник піднести до отвору пробірки з воднем.
- Реакція заміщення — це реакція між простою та складною речовинами, продуктами якої є нові проста і складна речовини.

Знаємо, розуміємо

1. Поясніть, на підставі чого М. М. Бекетов уклав витискувальний ряд металів.
2. Чим пояснити, що у витискувальному ряді металів наявна проста газувата речовина водень?
3. Дайте означення реакції заміщення. Наведіть приклади.
4. У чому проявляється прогностична функція витискувального ряду?

Застосовуємо

107. Серед наведених формул зазначте формули тих речовин, які витісняють водень із кислот: KCl, Cl_2, Mn, Pb, Hg, C, Cd, Pt. Запишіть відповідні рівняння хімічних реакцій, якщо в утворених складних речовинах атоми, що заміщують Гідроген у кислотах, двовалентні.

108. Укажіть тип хімічної реакції, що відбувається за схемою

$$Co + HCl \rightarrow CoCl_2 + H_2$$

А сполучення **Б** обміну **В** заміщення **Г** розкладу

109. Виберіть зайве в кожному з переліків:

а) Mg, Cu, Fe; б) Zn, Cu, Hg.

110. Установіть відповідність між схемою рівняння реакції і типом реакції.

Схема рівняння реакції		Тип реакції	
1	$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$	А	заміщення
2	$HgO \rightarrow Hg + O_2$	Б	сполучення
3	$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$	В	розкладу
		Г	нейтралізації

111. Спрогнозуйте, який із металів — цинк чи олово — за один і той самий час витіснить більший об'єм водню з хлоридної кислоти за умови, що кількість речовини обох металів однакова, а для проведення реакції кислота взята з однаковим вмістом гідроген хлориду.

§ 34 Поняття про солі

Вивчення параграфа допоможе вам:

- називати солі за сучасною науковою українською номенклатурою;
- складати хімічні формули солей;
- характеризувати фізичні властивості солей.

У попередньому параграфі серед продуктів реакції були речовини, що мали формули $MgSO_4$ та $ZnCl_2$. Порівняємо склад цих формул і формули Na_3PO_4, щоб з'ясувати, що в них спільного. Для цього розділимо кожну формулу рискою на дві частини так, як показано нижче:

$$Mg \mid SO_4, \quad Zn \mid Cl_2, \quad Na_3 \mid PO_4$$

Легко помітити, що перша складова частина обох формул представлена атомами металічних елементів, а друга — кислотними залишками. Крім розглянутих прикладів, існує багато речовин, утворених з атомів металічних елементів і кислотних залишків. Усі вони належать до одного класу неорганічних сполук, що дістав назву *солі*.

Солі — це продукти заміщення атомами металів атомів Гідрогену в молекулах кислот.

Формулу солей у загальному вигляді можна записати так:

$$\overset{y}{Me_x} \mid \overset{x}{\text{Кислотний залишок}_y}$$

На відміну від кислот, представники цього класу мають немолекулярну будову, їхніми структурними частинками є йони — катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

Поміркуйте і зробіть висновок, із чим у формулі солі співпадає валентність металічного елемента, а з чим — валентність кислотного залишку.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ (ітиметься лише про *середні солі*, які відповідають наведеній загальній формулі та є продуктами повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металу).

Назва солей складається з двох слів: назви металічного елемента та назви кислотного залишку в називному відмінку.
NaCl — натрій хлорид.
Якщо металічний елемент має змінну валентність, її вказують, як в оксидах, у круглих дужках після його символу без інтервалу, наприклад: $FeSO_4$ — ферум(II) сульфат. Читається: «*ферум-два-сульфат*».

Назви солей пишуться з малої літери. За відмінками змінюється друге слово назви, наприклад:

«Для реакції було взято 10 г натрій *хлориду*».

«При проведенні досліду скористалися калій *сульфатом*».

Окрім сучасних назв солей, що відповідають зазначеним правилам, за деякими солями збереглись історичні назви, наприклад: NaCl — кухонна сіль, $NaHCO_3$ — питна сода.

КЛАСИФІКАЦІЯ СОЛЕЙ. Ознайомтеся з наведеними формулами солей:

1) K_2SO_4; 2) $KHSO_4$; 3) $Mg(OH)Cl$; 4) $KAl(SO_4)_2$.

Серед них тільки перша формула є продуктом повного заміщення атомів Гідрогену атомами одного металу в кислоті. Згідно з правилами номенклатури, її назва — *калій сульфат*. Вона є представником **середніх солей**.

У другій формулі Гідроген заміщений атомом металу частково. Тобто один з двох атомів Гідрогену лишився у складі формульної одиниці речовини. Солі з неповним заміщенням атомів Гідрогену називають **кислими**. Складаючи назву кислої солі, обов'язково зазначають наявність Гідрогену. Тому назва солі під номером 2 — *калій гідрогенсульфат*.

Третя і четверта формули також належать солям. Так, формулі під номером 3, на відміну від середньої солі $MgCl_2$, не вистачає одного кислотного залишку, а замість нього присутня гідроксильна група. Ви знаєте, що ця група є характерною для основ. Тому сіль $Mg(OH)Cl$ відносять до **основних солей** (наголос на другому складі). У четвертої формули заміщення Гідрогену відбулося атомами двох різних металів. Такі солі дістали назву **подвійних солей**.

Розглянуті приклади дозволяють скласти таку схему класифікації:

Вивчаючи хімію у школі, вам доведеться мати справу переважно із середніми солями та зрідка — із кислими.

СКЛАДАННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Як і під час визначення валентності елементів у бінарних сполуках та складання їх формул, визначаючи валентність металічного елемента у формулі солі або складаючи формули солей, дотримуються загального правила:

У хімічній формулі солі сума одиниць валентності атомів металічного елемента дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.

Приклад 1. Визначити валентність Хрому в солях, що мають формули: а) $CrSO_4$; б) $Cr_2(SO_4)_3$.

Розв'язання

Обидві солі містять двовалентний кислотний залишок сульфатної кислоти.

Сума одиниць валентності кислотного залишку в першій формулі становить 2. Такою самою має бути й сума валентностей атомів Хрому. Оскільки атом Хрому в цій формулі один, то обидві валентності належать йому. Отже, валентність Хрому у формулі $CrSO_4$ дорівнює II.

У другій формулі кислотних залишків три. Звідси сума одиниць їх валентності становить 6 ($2 \cdot 3 = 6$). Оскільки атомів Хрому в цій формулі два, а сума одиниць їх валентностей також дорівнює 6, то для встановлення валентності атома Хрому виконаємо дію ділення: $6 : 2 = 3$. Отже, валентність Хрому в цій сполуці дорівнює III.

Відповідь: а) $\overset{II}{Cr}SO_4$; б) $\overset{III}{Cr_2}(SO_4)_3$.

Приклад 2. Скласти формулу алюміній нітрату.

Розв'язання

1. Записуємо символи металічного елемента й кислотного залишку: $AlNO_3$.

2. Над символом металічного елемента й кислотним залишком позначаємо валентність:

$$\overset{III}{Al}\ \overset{I}{NO_3}$$

3. Для одиниць валентності металічного елемента й кислотного залишку знаходимо найменше спільне кратне: це число 3.

4. Діленням спільного кратного 3 на валентність металічного елемента й кислотного залишку знаходимо індекси:

а) $3 : 3 = 1$ (індекс Алюмінію);

б) $3 : 1 = 3$ (індекс кислотного залишку).

Знайдені індекси вписуємо у формулу алюміній нітрату: $Al(NO_3)_3$.

Відповідь: $Al(NO_3)_3$.

Як і в оксидів, у формулах кислот парних індексів немає. Тому під час складання формул кислот за валентністю проводять скорочення парних індексів.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ. За нормальних умов солі перебувають лише у твердому стані. Це досить тугоплавкі кристалічні речовини, а тому для переведення їх у рідкий стан, не кажучи вже про пароподібний, потрібні високі температури. Так, температура плавлення барій сульфіду дорівнює 2200 °С. Солі — речовини без запаху.

За здатністю розчинятись у воді солі поділяють на *розчинні* (наприклад, натрій хлорид, калій нітрат), *малорозчинні* (наприклад, магній сульфіт, плюмбум(II) хлорид) і *нерозчинні* (наприклад, кальцій карбо-

нат, барій сульфат). Інформацію про розчинність солей, а також кислот й основ можна дістати з таблиці розчинності цих сполук у воді (див. Додаток).

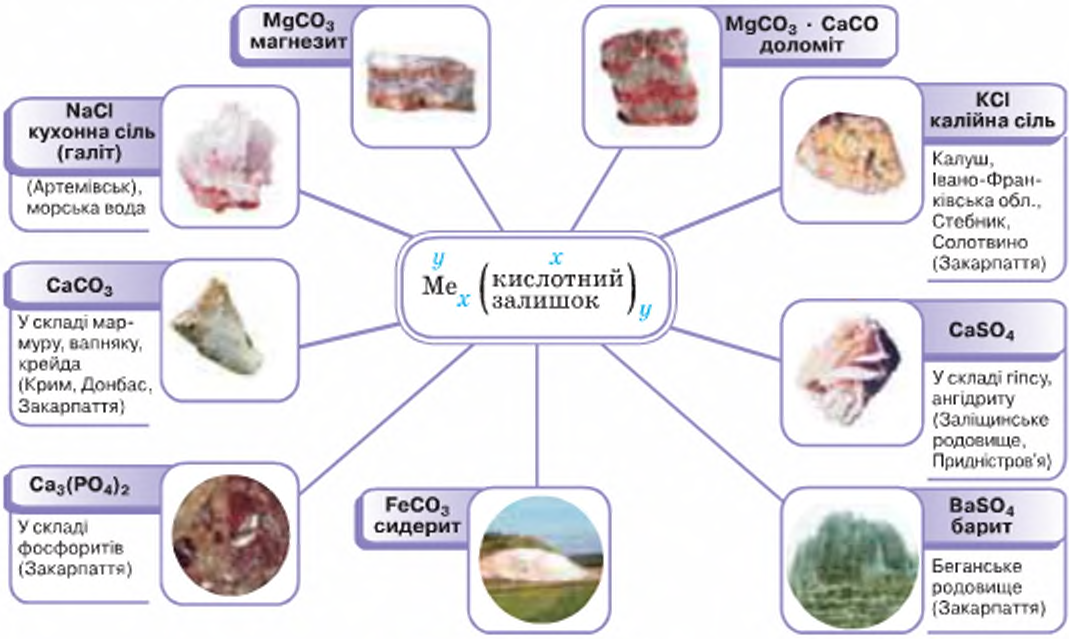
Може здатися, що клас речовин «Солі» дістав таку назву через солоний смак його сполук. Насправді ж існує лише одна сіль із дійсно солоним смаком, і вона добре вам відома, бо це — натрій хлорид. Лікарі застерігають від надмірного вживання кухонної солі, проте життєво необхідних порцій натрій хлориду потребують організми і людини, і тварин. А потрібна вона для підтримання складу крові, а також вироблення шлункового соку. Фізіологічний розчин, крапельниці з яким використовують для лікування хворих, є нічим іншим, як розчином натрій хлориду.

Солодкі на смак солі Берилію, гіркі — Магнію, не має смаку кальцій карбонат $CaCO_3$ (крейда). Здебільшого солі мають змішаний смак — солодко-кислий, солоно-гіркий тощо.

ПАМ'ЯТАЙТЕ!
У хімічному кабінеті солі (як і будь-які інші речовини) у жодному разі не можна куштувати на смак!

Солі здебільшого мають білий колір. Проте колір ферум(III) хлориду $FeCl_3$ — коричнево-червоний, арґентум ортофосфату Ag_3PO_4 — жовтий, кобальт(II) нітрату — смарагдово-зелений, нікель(II) нітрату — рожевий.

На підтвердження фізичних властивостей солей уважно розгляньте зразки солей, які вчитель демонструє вам на уроці, і перевірте зазначені властивості кожної з них.



Мал. 47 Солі в природі

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. Дослідіть фізичні властивості солей, що є у вас удома (це можуть бути натрій хлорид, або кухонна сіль, натрій гідрогенкарбонат, або питна сода, купрум(II) сульфат (входить до складу мідного купоросу), кальцій карбонат (основна складова частина крейди) та деякі інші), за таким планом: 1) агрегатний стан; 2) розчинність у воді; 3) колір; 4) запах. Одержані результати запишіть у зошит.

Завдання 2. Дослідним шляхом переконайтесь у тугоплавкості кухонної солі. Для цього помістіть столову ложку солі на суху чисту сковорідку й нагрійте її на плиті протягом 2–3 хв (на побутовій плиті можна досягти температури близько 800 °С). Чи вдалося вам розплавити сіль? Зробіть висновок, до тугоплавких чи легкоплавких речовин належить кухонна сіль.

Завдання 3. Проведіть дослідження розчинності у воді двох солей Натрію — кухонної солі та питної соди. Спершу скористайтеся холодною водою, а потім — теплою. Опишіть послідовність проведення досліду та одержані результати. Яка сіль за кімнатної температури має більшу розчинність?

Стисло про основне

- До класу солей належать складні речовини, хімічні формули яких складаються з металічних елементів і кислотних залишків.
- У формулах солей сума одиниць валентності металічного елемента дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.
- Складаючи формулу солі, необхідно знати валентність металічного елемента й кислотного залишку.
- За сучасною номенклатурою, назви солей утворюють із назви металічного елемента й назви кислотного залишку та зазначають валентність тих металічних елементів, у яких вона змінна.
- За звичайних умов солі перебувають у твердому агрегатному стані, чимало з них добре розчинні у воді, більшість — білого кольору.

Сторінка ерудита

Серед солей карбонатної кислоти найпоширеніша — кальцій карбонат $CaCO_3$. Крім того, що ця сіль є основним складником мармуру, крейди, вапняку, доломіту, існує ще одна незвична форма знаходження її у природі — з кальцій карбонату та незначної кількості інших речовин у тілі деяких молюсків формуються перлини. Це округлі, гладенькі, з перламутровим відблиском утворення, у складі яких є 86–90 % кальцій карбонату. Крім нього перлини містять 6–12 % органічної клейкої речовини конхіоліну, яку виділяє молюск.

Перлина формується в мушлі молюска навколо подразників — найчастіше піщинок — і виростає завбільшки з горошину приблизно за 12 років. Великі перлини правильної форми — надзвичайна рідкість.

Скелет коралових поліпів близький за складом до перлів. Великі скупчення коралових поліпів утворюють коралові рифи. За результатами археологічних роз-

копок з'ясувалося, що люди здавна виготовляють прикраси з коралів (таку назву має скелет коралових поліпів). Залежно від вмісту певних органічних речовин корали мають різне забарвлення: рожеве, червоне й навіть чорне. Власникам коралів потрібно пам'ятати, що навіть при легкому нагріванні ці коштовності втрачають свій колір.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення солей та опишіть їхні фізичні властивості.
2. Поясніть правила номенклатури солей.
3. Чому в назві солі купрум(II) сульфат валентність металічного елемента зазначена, а в назві магній сульфат — ні?

Застосовуємо

112. З наведених формул випишіть формули солей і назвіть їх за сучасною номенклатурою:

H_2S, KOH, CuS, $FeCO_3$, $Ca_3(PO_4)_2$, MgO, Na_2SiO_3.

113. Складіть формули солей: манган(II) нітрату, кальцій карбонату, натрій сульфіту, ферум(III) сульфату, барій ортофосфату, калій селікату.

114. Виберіть зайве в кожному з переліків формул:

а) H_2CO_3, $MgCO_3$, $CaCO_3$;

б) KOH, K_2SO_4, K_3PO_4.

Аргументуйте свій вибір.

115. Установіть відповідність між формулами солей та їхніми назвами:

Формула солі		Назва солі	
1	$FeCO_3$	А	кальцій хлорид
2	KCl	Б	арґентум(I) нітрат
3	$Fe_2(SO_4)_3$	В	калій хлорид
4	$AgNO_3$	Г	ферум(II) карбонат
		Д	ферум(III) сульфат

116. Розташуйте формули солей за зростанням суми всіх індексів у формулі:

А K_2MnO_4

Б $NaCl$

В $MgCO_3$

Г $Al_2(SO_4)_3$

117. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Солі — солоні на смак легкоплавкі речовини.

Твердження 2. Сума індексів у формулі натрій ортофосфату дорівнює 8.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

118. На основі інформації параграфа запропонуйте спосіб розпізнавання в посудинах без етикеток трьох солей: натрій хлориду, купрум(II) сульфату, кальцій карбонату.

§ 35 Взаємодія оксидів з водою, дія на індикатори утворених продуктів реакції

Вивчення параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, які речовини утворюються внаслідок взаємодії оксидів з водою;
- навчитися складати формули оксидів відповідних кислот та основ;
- повторити індикатори та пригадати дію на них розчинів лугів і кислот;
- розвивати вміння безпечного поводження з речовинами й лабораторним посудом;
- розвивати спостережливість;
- формувати вміння узагальнювати результати хімічного експерименту.

На початку навчального року ви коротко повторили таку властивість води, як взаємодія з оксидами. Оскільки вона стосується оксидів, то, вивчаючи їх хімічні властивості, є сенс повернутися до неї ще раз.

1. ВЗАЄМОДІЯ ФОСФОР(V) ОКСИДУ З ВОДОЮ. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 1. Розчинимо в гарячій воді фосфор(V) оксид P_2O_5 (тверда речовина білого кольору). Розчин, що утворився, помістимо у дві пробірки. До першої пробірки додамо кілька крапель індикатора *лакмусу*; до другої — індикатора *метилового оранжевого* (*мал. 48*).

Пригадайте зміну кольору індикаторів у розчинах кислот і лугів. За потреби зверніться до Повторення (параграф 2).

Спостерігатимемо, як в обох пробірках розчини набули рожевого кольору. Результати спостереження свідчать про появу в пробірках розчину кислоти.

Звідки вона з'явилася, якщо в колбу до оксиду доливали воду? Висновок один — кислота утворилася з фосфор(V) оксиду та води. І це дійсно так. Частина долитої води вступила у взаємодію з фосфор(V) оксидом, і утворилась ортофосфатна кислота:

$$P_2O_5 + 3H_2O = \underset{\text{ортофосфатна кислота}}{2H_3PO_4}$$

Води було додано з надлишком, тож інша її частина розчинила в собі утворену кислоту, розчин якої ми й випробували індикатором.

Чимало оксидів неметалічних елементів, а також оксиди деяких металічних елементів із високим значен-

Мал. 48
Ілюстрація досліду 1

ням валентності (V, VI, VII), подібно до фосфор(V) оксиду, сполучаються з водою й утворюють кислоти.

З відомих вам оксидів неметалічних елементів не реагує з водою силіцій(IV) оксид SiO_2 — основна складова частина річкового піску.

Ви вже знаєте, що Сульфур входить до складу двох оксигеновмісних кислот — сульфітної H_2SO_3 і сульфатної H_2SO_4. Які оксиди взаємодіяли з водою та утворили ці кислоти? Відповідь допоможуть знайти такі два правила:

1) Валентність кислототвірного елемента в кислоті й у відповідному їй оксиді — однакова.
2) Щоб визначити валентність кислототвірного елемента за формулою оксигеновмісної кислоти, необхідно від суми одиниць валентності Оксигену відняти суму одиниць валентності Гідрогену.

Скористаємося цими правилами й визначимо валентність Сульфуру в сульфітній та сульфатній кислотах.

$$\overset{\mathrm{I}\quad ?\ \mathrm{II}}{H_2SO_3} \qquad 2\cdot 3 - 1\cdot 2 = 4$$
$$\qquad\qquad O \qquad H \quad S$$

$$\overset{\mathrm{I}\quad ?\ \mathrm{II}}{H_2SO_4} \qquad 2\cdot 4 - 1\cdot 2 = 6$$
$$\qquad\qquad O \qquad H \quad S$$

Обчислення показали, що Сульфур у сульфітній кислоті чотиривалентний, а в сульфатній — шестивалентний.

Отже, сульфітна кислота утворюється за рівнянням

$$\overset{\mathrm{IV}}{SO_2} + H_2O = \overset{\mathrm{IV}}{H_2SO_3},$$

а сульфатна — за рівнянням

$$\overset{\mathrm{VI}}{SO_3} + H_2O = \overset{\mathrm{VI}}{H_2SO_4}.$$

Попрацюйте групами

1. Скориставшись наведеним правилом, визначте валентність Мангану в перманганатній кислоті $HMnO_4$, Карбону — у карбонатній. За встановленою валентністю запишіть формули оксидів, що відповідають цим кислотам.
2. Напишіть рівняння реакцій добування перманганатної й карбонатної кислот взаємодією встановлених вами оксидів із водою.

ПОНЯТТЯ ПРО ГІДРАТИ ОКСИДІВ. Речовини, що є продуктами взаємодії води з оксидами, мають загальну назву **гідрати оксидів**. У п'яти розглянутих прикладах (враховуючи вашу роботу у групах) гідратами оксидів стали кислоти.

Зверніть увагу! Вони утворились із оксидів неметалічних елементів Фосфору, Сульфуру, Карбону та металічного елемента Мангану з високою валентністю.

Чимало металічних елементів проявляють невисоку валентність — I, II. Які гідрати оксидів утворюють їх оксиди? З'ясуємо це, провівши демонстраційний дослід із кальцій оксидом CaO.

ВЗАЄМОДІЯ КАЛЬЦІЙ ОКСИДУ З ВОДОЮ.

Дослід 2. У порцелянову чашку помістимо невелику кількість кальцій оксиду (негашеного вапна) та обережно доллємо води (*мал. 49*).

Спостерігається «закипання» утвореної суміші. Воно спричинене тим, що негашене вапно активно реагує з водою й реакція супроводжується сильним розігріванням. Після закінчення цієї реакції вміст порцелянової чашки розчинимо в надлишку води й утворену неоднорідну суміш профільтруємо. Надалі працюватимемо з прозорим фільтратом, який розділимо на три пробірки.

У першу пробірку додамо кілька крапель лакмусу і спостерігатимемо, як розчин відразу набуває синього забарвлення. Зміна кольору використаного індикатора свідчить про наявність у розчині лугу.

Розглянемо рівняння реакції між кальцій оксидом та водою і з'ясуємо, що це за луг:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

кальцій гідроксид

Проведений дослід свідчить, що, крім кислот, гідратами оксидів є розчинні у воді основи — луги.

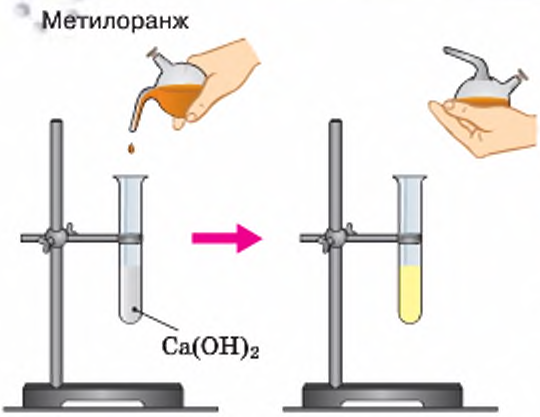
Мал. 49 Взаємодія кальцій оксиду з водою

ДІЯ ІНДИКАТОРІВ НА РОЗЧИНИ ОСНОВ (ЛУГИ).

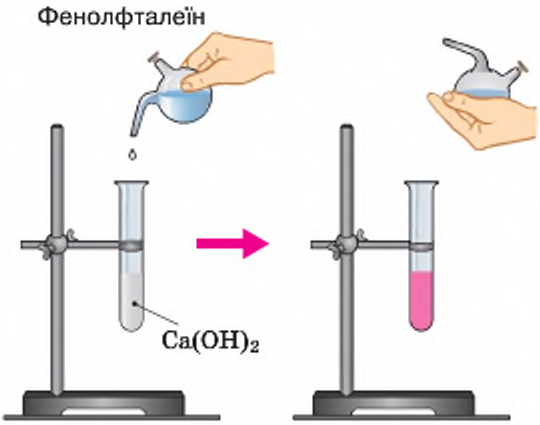
Формулюємо гіпотезу (передбачення), що лакмус можна використовувати як індикатор для виявлення не лише кальцій оксиду, а й інших лугів. З метою перевірки гіпотези проведемо такий дослід.

Дослід 3. Наллємо у пробірку 1–2 мл розчину натрій гідроксиду (NaOH) та додамо до нього кілька крапель лакмусу (*мал. 50*). Результат підтверджує наше передбачення: розчин набув однакового з розчином кальцій гідроксиду синього забарвлення.

Мал. 50 Ілюстрація досліду 3



Мал. 51 Ілюстрація досліду 5



Мал. 52 Ілюстрація досліду 6

Дослід 4. До другої пробірки з кальцій гідроксидом додамо кілька крапель метилового оранжевого (метилоранжу). Спостерігаємо, як розчин стає жовтим (*мал. 51*).

Дослід 5. Додамо кілька крапель метилового оранжевого до розчину натрій гідроксиду чи розчину якоїсь іншої розчинної у воді основи. Отримаємо результат, однаковий із дослідом 4.

Існує ще одна речовина, дуже чутлива до наявності в розчині основ, — це фенолфталеїн. Пригадайте, розчин цієї речовини у воді безбарвний. Проведемо дослід.

Дослід 6. У третю пробірку з розчином кальцій гідроксиду додамо кілька крапель фенолфталеїну — розчин відразу стає яскраво-малинового кольору (*мал. 52*).

Дослід 7. Додамо кілька крапель фенолфталеїну до розчину натрій гідроксиду чи якоїсь іншої розчинної у воді основи. Спостерігаємо однаковий результат із дослідом 6.

У розчинах основ (лугів) лакмус змінює своє забарвлення на синє, фенолфталеїн набуває яскравого малинового забарвлення. А метиловий оранжевий — жовтого.

Лугів не так і багато. До них належать гідрати оксидів металічних елементів, розташованих у періодичній системі в першій групі головній підгрупі та другій групі головній підгрупі, окрім Берилію Be і Магнію Mg.

Попрацюйте групами

1. Напишіть формули та назви лугів, скориставшись наведеною вище інформацією.
2. Як водні розчини цих речовин будуть діяти на індикатори?
3. Напишіть формули основ, що відповідають купрум(II) оксиду та ферум(III) оксиду.

Продовжимо досліджувати взаємодію оксидів з водою.

Дослід 8. Помістимо в хімічний стакан трохи купрум(II) оксиду, доллємо до нього води, ретельно розмішаємо, після чого профільтруємо. До прозорого фільтрату додамо кілька крапель фенолфталеїну. Появи малинового забарвлення не сталося.

Аналогічний результат матимемо й у випадку з ферум(III) оксидом. Це доводить, що далеко не всі основи добувають взаємодією відповідного оксиду з водою. Але й не означає, що гідрати оксидів для них не характерні. Просто останні одержують іншим способом.

Щоб закріпити знання про дію індикаторів на розчини кислот і лугів, виконайте лабораторні досліди 2 і 4.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 1.
Дія водних розчинів лугів на індикатори

Для проведення досліду вам знадобляться: розчини лугів, індикатори, пробірки, штатив для пробірок, дистильована вода.

Завдання 1. Здійсніть експериментальну перевірку дії водних розчинів виданих вам лугів на лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн.

Виконуючи дослід, у три пробірки налийте по 1 мл розчину лугу та додайте по кілька крапель індикатора лужного середовища. *В одну пробірку додавайте лише один індикатор!*

Завдання 2. Для порівняння в наступні три пробірки налийте дистильованої води й повторіть дослід із кожним з індикаторів. Спостерігайте за змінами в кожній із шести пробірок. Результати спостережень занесіть до таблиці, зазначивши у графах з індикаторами колір, якого кожен із них набув у розчинах лугу та воді.

Таблиця для фіксації результатів

№ пробірки	Досліджувана речовина	Індикатори		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенолфталеїн
1				
2				
3				
4				
5				
6				

За результатами проведеного дослідження сформулюйте висновок.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 2.
Дія водних розчинів кислот на індикатори

Для проведення досліду вам знадобляться: розчини кислот, індикатори, пробірки, штатив для пробірок, дистильована вода.

Завдання 1. Здійсніть експериментальну перевірку дії виданого вам водного розчину кислоти (кислот) на лакмус і метиловий оранжевий.

Виконуючи дослід, у дві пробірки налийте по 1 мл розчину кислоти (може бути як одна кислота в усіх пробірках, так і різні) та додайте по кілька крапель індикатора. *В одну пробірку додавайте лише один індикатор!*

Завдання 2. Для порівняння ще у дві пробірки налийте дистильованої води й повторіть дослід з індикаторами. Спостерігайте за змінами в кожній із чотирьох пробірок. Результати спостережень занесіть до таблиці, зазначивши у графах з індикаторами колір, якого кожен із них набув у розчинах кислоти та воді.

Таблиця для фіксації результатів

№ пробірки	Досліджувана речовина	Індикатори	
		Лакмус	Метиловий оранжевий
1			
2			
3			
4			

За результатами проведеного дослідження сформулюйте висновок.

Стисло про основне

- ✓ Оксиди лужних металічних елементів (мають валентність I) взаємодіють з водою й утворюють розчинні основи, або луги. Така сама взаємодія з водою відбувається в кальцій оксиду CaO, стронцій оксиду SrO, барій оксиду BaO (валентність металічного елемента II).
- ✓ Інші оксиди металічних елементів із невисокою валентністю (I і II) з водою не взаємодіють, проте відповідні їм нерозчинні у воді основи існують, наприклад CuO і $Cu(OH)_2$.
- ✓ Більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють із водою за звичайних умов, утворюючи кислоти.
- ✓ Валентність кислототвірного елемента в кислоті дорівнює його валентності у відповідному оксиді.
- ✓ Кислоти й основи мають загальну назву — гідрати оксидів.
- ✓ Кислоти та луги в розчині можна виявити за допомогою індикаторів. Лакмус і метиловий оранжевий є індикаторами кислот, фенолфталеїн, лакмус і метиловий оранжевий — лугів.

Сторінка ерудита

Перший індикатор виготовили з природної сировини. Сталося це так. Якось англійському вченому **Роберту Бо́йлю** (1627—1691) знадобилася посудина, в якій він виготовив водну настоянку лакмусового лишайника. Він звільнив посудину від настоянки, налив у неї хлоридної кислоти й помітив, що безбарвний до цього розчин кислоти став червоним. Потім він додав кілька крапель настоянки до розчину натрій гідроксиду. Цього разу розчин став синім. Так було відкрито та вперше використано індикатор кислого та лужного середовищ, який назвали лакмусом. Згодом настоянкою почали просочувати папірці, а потім їх висушували і використовували в хімічних лабораторіях.

Знаємо, розуміємо

1. Перелічіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють із водою з утворенням основ. Наведіть приклади.

2. Які основи дістали назву лугів?

3. Перелічіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють із водою з утворенням кислоти. Наведіть приклади.

Застосовуємо

119. Установіть відповідність між формулами оксидів та формулами гідратів оксидів, записавши їх парами в зошит.

Формули оксидів		Формули гідратів оксидів	
1	CuO	А	$CuOH$
2	Cu_2O	Б	$Cu(OH)_2$
3	CrO	В	H_2CrO_4
4	CrO_3	Г	$Cr(OH)_2$
		Д	$Cr(OH)_3$

120. Укажіть якомога більше характеристик для переліку формул:

Na_2O, K_2O, CaO, BaO.

121. Виберіть зайву формулу в кожному переліку:

а) SiO_2, SO_2, SO_3;

б) K_2O, CaO, Fe_2O_3.

Аргументуйте свій вибір.

122. Напишіть рівняння можливих реакцій за напівсхемами:

а) $K_2O + H_2O \rightarrow$ в) $SiO_2 + H_2O \rightarrow$

б) $BaO + H_2O \rightarrow$ г) $FeO + H_2O \rightarrow$

123. Є три пробірки без етикеток, наповнені на третину зовні однаковими рідинами. Проте відомо, що в одній міститься вода, в іншій — розчин кислоти, а ще в іншій — розчин основи. Як дослідним шляхом з'ясувати, у якій із пробірок міститься кожна речовина?

124. Як ви вважаєте, чому для виконання лабораторного досліду 1 потрібні були три пробірки, а для лабораторного досліду 2 — дві?

§ 36 Загальні хімічні властивості оксидів

Вивчення параграфа допоможе вам:

- складати рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості оксидів;
- ознайомитися з новим типом реакцій — реакціями обміну;
- застосовувати знання номенклатури оксидів;
- розрізняти несолетворні й солетворні оксиди;
- доповнити знання про класифікацію речовин класифікацією оксидів;
- повторити правила номенклатури солей;
- розвивати уміння здійснювати класифікацію речовин.

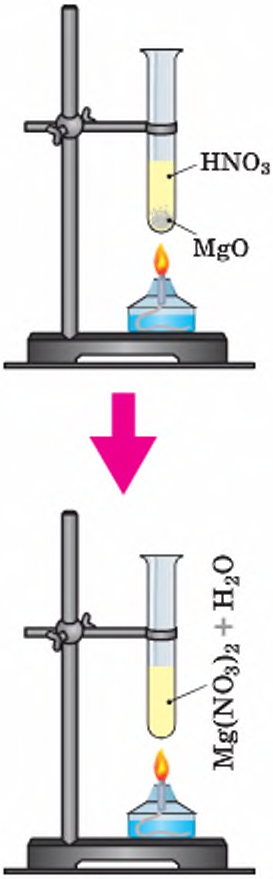
Оксиди хімічно досить активні речовини. Для них характерною є взаємодія з: 1) водою; 2) кислотами; 3) лугами; 4) іншими оксидами. Перейдемо до розгляду зазначених властивостей.

1. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ВОДОЮ. Цю властивість оксидів було детально розглянуто в попередньому параграфі. Наголосимо лише на тому, що:

- з водою взаємодіють оксиди металічних елементів, розташованих у I і II групах головних підгрупах (виняток Берилій, Магній). Продуктами взаємодії є луги — розчинні основи;
- більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють із водою з утворенням кислот.

З'ясувати інші хімічні властивості оксидів допоможуть демонстраційні досліди.

2. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З КИСЛОТАМИ. ОСНОВНІ ОКСИДИ. Якщо з кислотами взаємодіють лише метали, розташовані у витискувальному ряді до водню (*про це ви дізналися з § 4, повторіть його*), то стосовно оксидів металічних елементів таких обмежень не існує. З кислотами взаємодіють оксиди як металічних елементів, розташованих у витискувальному ряді до водню, так і металічних елементів, розташованих у ньому після водню. Підтвердимо це дослідами.



Мал. 53
Ілюстрація досліду 1

Дослід 1. Помістимо у пробірку кілька грамів магній оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини білого кольору — і доллємо до нього 2–3 мл розчину нітратної кислоти. Для прискорення перебігу реакції вміст пробірки підігріємо. Через невеликий проміжок часу осад зникає (*мал. 53*).

Це хімічне явище описується таким рівнянням реакції:

$$MgO + 2HNO_3 \rightarrow \underset{\text{магній нітрат}}{Mg(NO_3)_2} + H_2O \qquad (1)$$

Як бачимо, продуктом реакції є сіль і вода.

Дослід 2. Помістимо у пробірку кілька грамів купрум(II) оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини чорного кольору — і доллємо до нього 2–3 мл розчину сульфатної кислоти. Для прискорення перебігу реакції вміст пробірки підігріємо. Досить швидко помітимо, що рідина у пробірці набуває голубого кольору, а вміст у ній купрум(II) оксиду зменшується (*мал. 54*).

Поява кольору свідчить про перебіг хімічного явища:

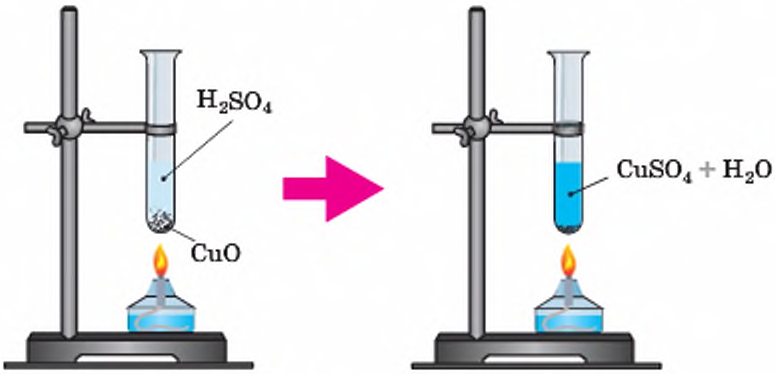
$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{купрум(II) сульфат}}{CuSO_4} + H_2O \qquad (2)$$

Як і в попередньому досліді, продуктами реакції є сіль та вода.

Оксиди, що взаємодіють із кислотами з утворенням солі, називають **осно́вними оксидами**. Гідратами цих оксидів є основи.
До осно́вних оксидів належать виключно оксиди металічних елементів, здебільшого з невеликим значенням валентності — I, II.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ. Пригадайте означення реакцій приєднання, розкладу, заміщення і зробіть висновок, до яких із них належать розглянуті реакції. Аналіз складу речовин до та після реакції вказує, що ці рівняння не належать до жодної з них. Вочевидь, це новий тип реакцій.

Що в ньому особливого? По-перше, він характеризується відсутністю простих речовин, а по-друге, реагентами та продуктами реакції є дві складні речовини.



Мал. 54 Ілюстрація досліду 2

Реакція, під час якої дві складні речовини обмінюються складовими частинами, унаслідок чого утворюються нові складні речовини, називається **реакцією обміну**.

Скориставшись рівнянням реакції обміну між купрум(II) оксидом та сульфатною кислотою, проілюструємо схематично це визначення:

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O \quad (3)$$

Як вам відомо, першою складовою частиною оксидів є будь-який металічний чи неметалічний елемент, другою — Оксиген. Першою складовою частиною кислот є Гідроген, другою — кислотний залишок. У наведеному рівнянні перші частини складних речовин зафарбовані в синій колір, другі — у червоний. Це дає змогу легко помітити, що оксид обміняв свою другу складову частину — Оксиген — на другу складову частину кислоти — кислотний залишок й утворилася сіль. Якщо ж розглядати кислоту, то можемо сказати, що її перша складова частина — атоми Гідрогену — обмінялася місцями з атомом металу, а отже, вони сполучилися з Оксигеном і утворили воду.

3. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ЛУГАМИ. КИСЛОТНІ ОКСИДИ. Проведемо дослід, відомий вам ще з природознавства, — взаємодію вуглекислого газу з вапняною водою, тобто розчином лугу — кальцій гідроксиду $Ca(OH)_2$.

Дослід 3. Наллємо у пробірку 2–3 мл прозорого розчину кальцій гідроксиду (вапняної води). У прилад для добування газів помістимо шматочки мармуру, основна складова частина якого — кальцій карбонат, і додамо хлоридної кислоти. Відкриємо затискач на газовідвідній трубці. Кислота почне взаємодіяти з кальцій карбонатом, спостерігатиметься активне виділення вуглекислого газу.

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O \quad (4)$$

Вуглекислий газ газовідвідною трубкою надходить до посудини з вапняною водою, і прозорий розчин досить швидко мутніє. Напишемо рівняння реакції та з'ясуємо, яка з утворених речовин випала в осад (у хімії будь-яке помутніння називають осадом, бо воно спричинене утворенням нерозчинної речовини):

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \underset{\text{кальцій карбонат}}{CaCO_3\downarrow} + H_2O \quad (5)$$

Як і в попередніх дослідах з оксидами металічних елементів, продуктами реакції є дві складні речовини — сіль та вода. Але цього разу сіль утворилася з оксиду неметалічного елемента.

Оксиди, які взаємодіють з основами й утворюють сіль, називають **кислотними оксидами**.
До кислотних оксидів належить більшість оксидів неметалічних елементів, а також оксиди металічних елементів із високою валентністю.

4. ВЗАЄМОДІЯ ОСНОВНИХ І КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ МІЖ СОБОЮ. Основні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \quad (6)$$

кальцій карбонат

$$Li_2O + SO_2 \rightarrow Li_2SO_3 \quad (7)$$

літій сульфіт

Ця взаємодія характерна для оксидів, гідратами яких є розчинні основи — луги.

Зверніть увагу! Утворені солі мають кислотний залишок кислоти, яка відповідає взятому для реакції кислотному оксиду.

Поміркуйте, до якого типу хімічних реакцій належить взаємодія основних оксидів з кислотними.

ПОНЯТТЯ ПРО СОЛЕТВОРНІ Й НЕСОЛЕТВОРНІ ОКСИДИ. Розглянуті в цьому параграфі приклади хімічних явищ указують на те, що з оксиду можна добути сіль, подіявши на нього кислотою чи лугом. Проте деякі оксиди цієї властивості не мають. Це стосується карбон(II) оксиду CO, нітроген(I) оксиду N_2O, нітроген(II) оксиду NO, гідроген оксиду H_2O. За цією класифікаційною ознакою здійснено поділ оксидів на **солетворні** та **несолетворні**.

КЛАСИФІКАЦІЯ ОКСИДІВ. Узагальнимо у вигляді схеми розглянутий у процесі вивчення хімічних властивостей оксидів поділ речовин цього класу на групи. Як видно зі схеми, серед солетворних оксидів виділяють основні, кислотні та амфотерні оксиди. З представниками основних і кислотних оксидів, а також їх означеннями ви щойно ознайомилися. Амфотерні оксиди та їх гідрати вивчатимете далі окремим параграфом.

Наведіть приклади солетворних оксидів.

E_2^{x} (елемент) O_x^{II} (Оксиген) → **Несолетворні оксиди**

Солетворні оксиди

Основні	Амфотерні	Кислотні
Виключно оксиди металів з низькою валентністю (I, II, рідше III), наприклад, Na_2O, MgO, MnO	Виключно оксиди металічних елементів з проміжним значенням валентності, та деякі з постійним її значенням, наприклад, Cr_2O_3, MnO_2, ZnO, Al_2O_3, BeO	Всі солетвірні оксиди неметалів, а також металів з валентністю IV і вище, наприклад, SO_2, SO_3, CrO_3, Mn_2O_7
Основи	Амфотерні гідроксиди	Кислоти

Гідрати оксидів, що відповідають зазначеним оксидам

Попрацюйте групами

Розгляньте схему класифікації оксидів і дізнайтеся, які гідрати оксидів відповідають кожній групі. Складіть формули гідратів оксидів, що відповідають наведеним у схемі формулам оксидів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. Здійсніть уявний експеримент із розпізнавання таких речовин: кальцій оксид, фосфор(V) оксид.

1. Складіть план розпізнавання.

2. Запишіть рівняння реакцій та зазначте явища, на яких ґрунтувалося розпізнавання вами цих речовин.

Стисло про основне

- ✓ За здатністю взаємодіяти з іншими речовинами та утворювати солі оксиди поділяють на солетворні та несолетворні.
- ✓ Солетворні оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні.
- ✓ Основним оксидам відповідають гідрати оксидів основи, кислотним — кислоти.

✓ Основні оксиди взаємодіють із водою, кислотами, кислотними оксидами:

Осно́вний оксид

1. + вода → луг
2. + кислотний оксид → сіль
3. + кислота → сіль+ вода

✓ Кислотні оксиди взаємодіють із водою, основами (лугами), основними оксидами:

Кислотний оксид

1. + вода → кислота
2. + основа → сіль + вода
3. + осно́вний оксид → сіль

Сторінка ерудита

У параграфі розглянуто загальні хімічні властивості оксидів. Сполукам цього класу властива й інша взаємодія, зокрема доокиснення оксидів. З назви легко здогадатися, що ця реакція пов'язана з киснем. Дійсно, якщо елемент у сполуках виявляє змінну валентність, то за певних умов його оксид із нижчим значенням ступеня окиснення окиснюється до оксиду з вищим ступенем окиснення, наприклад:

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

Визначте валентність Карбону та Сульфуру до і після реакції, щоб переконатися, що це дійсно так.

Доокиснення оксидів причетне до такого екологічно небезпечного явища, як кислотні дощі (про них ітиметься пізніше).

Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відому вам класифікацію оксидів.
2. Дайте означення основних оксидів, наведіть приклади.
3. Дайте означення кислотних оксидів, наведіть приклади.
4. Наведіть приклади несолетворних оксидів.
5. Які властивості основних оксидів вам відомо?
6. Які властивості кислотних оксидів вам відомо?

Застосовуємо

125. Із наведеного переліку формул оксидів випишіть формули і назвіть за сучасною українською номенклатурою:
а) основні оксиди; б) кислотні оксиди; в) амфотерні оксиди:

Cl_2O_7, FeO, P_2O_5, CO_2, K_2O, ZnO, Al_2O_3, WO_3.

126. З якими з перелічених речовин взаємодіє магній оксид: кисень, хлоридна кислота, барій оксид, калій гідроксид, натрій хлорид, карбон(IV) оксид? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

127. Установіть відповідність між оксидом і групою, до якої він належить.

1 сульфур(IV) оксид	**А** несолетворний
2 алюміній оксид	**Б** основний
3 калій оксид	**В** амфотерний
	Г кислотний

128. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.
Твердження 1. Натрій оксид взаємодіє з водою.
Твердження 2. Купрум(II) оксид не взаємодіє з водою.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

129. Виберіть зайву формулу в кожному переліку:

а) K_2O, N_2O, Fe_2O_3;

б) BaO, Mn_2O_7, K_2O;

в) SiO_2, MnO, SO_3.

Аргументуйте свій вибір.

130. Напишіть рівняння можливих реакцій за наведеними схемами:

а) $FeO + H_2O \rightarrow$

б) $BaO + H_2O \rightarrow$

в) $N_2O_5 + CO_2 \rightarrow$

г) $SrO + SO_2 \rightarrow$

д) $ZnO + H_2O \rightarrow$

е) $K_2O + CO_2 \rightarrow$

є) $BaO + SO_3 \rightarrow$

ж) $CaO + P_2O_5 \rightarrow$

з) $MgO + O_2 \rightarrow$

і) $CaO + SiO_2 \rightarrow$

к) $CuOH_2 + H_2 \rightarrow$

л) $SO_3 + CO_2 \rightarrow$

м) $Na_2O + CO \rightarrow$

§ 37 Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій

Вивчення параграфа допоможе вам:

- здійснювати розрахунки маси реагентів за відомою масою продуктів реакції і навпаки;
- за рівняннями хімічних реакцій обчислювати об'єм газуватого (н.у.) реагента чи продукту реакції;
- за хімічним рівнянням установлювати кількість речовини реагента чи продукту реакції;
- установлювати між предметні зв'язки хімії з математикою.

КІЛЬКІСНІ ВІДНОШЕННЯ РЕЧОВИН У ХІМІЧНІЙ РЕАКЦІЇ. Щоразу, записуючи хімічне рівняння тієї чи іншої реакції, ви брали до уваги склад реагентів і продуктів реакції. Тобто зважали на якісну характеристику хімічного явища. Коефіцієнти перед формулами забезпечували відповідність ваших записів закону збереження маси речовин. Однак роль коефіцієнтів цим не вичерпується — у рівняннях реакцій вони відображають відношення кількості речовини реагентів і продуктів реакції.

Розглянемо сказане на конкретному прикладі реакції фосфор(V) оксиду з гарячою водою.

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

За рівнянням цієї реакції 1 моль фосфор(V) оксиду взаємодіє з 3 моль води, унаслідок чого утворюється 2 моль ортофосфатної кислоти:

$$\underset{1\text{ моль}}{P_2O_5} + \underset{3\text{ моль}}{3H_2O} = \underset{2\text{ моль}}{2H_3PO_4}$$

Тобто відношення молів реагентів і продукту реакції буде таким:

1 : 3 : 2

Тому якщо для реакції буде взято 2 моль фосфор(V) оксиду, то, щоб це відношення не порушилося, води знадобиться 6 моль, а кислоти утвориться не 2, а 4 моль.

Скільки б молів обох реагентів не було взято для проведення цієї реакції, взаємодіятимуть вони у відношенні 1:3, а кількість речовини ортофосфатної кислоти буде вдвічі більша, ніж оксиду.

Для того щоб обчислити за рівнянням реакції масу, об'єм чи кількість речовини будь-якого реагенту або будь-якого продукту реакції, достатньо відомостей про одну з речовин.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ МАСИ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1. Обчислити масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок взаємодії натрій оксиду кількістю речовини 2 моль із достатньою кількістю води.

Дано:	Розв'язання
$\nu(Na_2O) = 2{,}5$ моль	$m = \nu \cdot M$
$m_{гідроксиду}$ —?	$M_r(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40$
	$M(NaOH) = 40\ \frac{г}{моль}$

1. Напишемо рівняння реакції:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

2. Обчислимо кількість речовини натрій гідроксиду NaOH, що утворилася в результаті реакції.

Згідно з рівнянням реакції та записами, зробленими на початку параграфа, співвідношення молів реагента Na_2O і продукту реакції NaOH становить 1:2. Тобто кількість речовини натрій гідроксиду вдвічі більша, ніж кількість речовини оксиду. Отже:

$$\nu(NaOH) = 2 \cdot 2 = 4\ (моль).$$

3. Обчислимо масу натрій гідроксиду, що утворився, за формулою:

$$m(NaOH) = 4\ моль \cdot 40\ \frac{г}{моль} = 160\ г.$$

Задачу можна розв'язати, склавши пропорцію. Однак, зважаючи на те, що кількість речовини ν — це важлива фізико-хімічна характеристика речовин, є сенс здійснювати всі розрахунки за рівнянням реакції з використанням кількості речовини. Це не лише спрощує обчислення, допомагає знайти відповідь на поставлене в умові задачі запитання, а й розкриває хімічну сутність взаємодії речовин — зміст хімічних процесів, на яких побудована умова задачі.

Математичною складовою задачі є математичні обчислення.

Під час розрахунків за рівняннями реакцій важливо не припускатися помилок у використанні фізичних величин. Слід пам'ятати, що з кількістю речовини **1 моль** розмірні: маса — у **грамах**; молярна маса — у $\frac{г}{моль}$; об'єм — у **л**. Відповідно до цього одиницею молярного об'єму є $\frac{л}{моль}$.

Ці одиниці вимірювання ми використовуватимемо найчастіше. Хоча кількість речовини можна вимірювати у **кмоль** (кіломолях). Тоді маса буде вимірюватися в кілограмах, молярна маса — у $\frac{кг}{кмоль}$ (кілограм на кіломоль), об'єм — у $\frac{м^3}{кмоль}$ (метр кубічний на кіломоль), а молярний об'єм становитиме **22,4** $\frac{м^3}{кмоль}$.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ ОБ'ЄМУ РЕЧОВИНИ.

Приклад 2. Який об'єм кисню (н.у.) витратиться на спалювання метану масою 48 кг та який об'єм вуглекислого газу виділиться в результаті цієї реакції?

Дано:
$m(CH_4) = 48$ кг

$V(O_2)$ —?
$V(CO_2)$ —?

Розв'язання

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

$$Vm = 22{,}4\ \frac{м^3}{кмоль}$$

$$M_r(CH_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M(CH_4) = 16\ \frac{кг}{моль}$$

1. Напишемо рівняння реакції:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

2. Обчислимо кількість речовини метану масою 48 кг:

$$\nu(CH_4) = 48\ кг : 16\ \frac{кг}{моль} = 3\ кмоль.$$

3. Розглянемо кількісні відношення речовин, зазначених в умові задачі, за рівнянням реакції. Оскільки маса речовини виражена в кілограмах, оберемо розмірну цій одиниці маси одиницю кількості речовини — кмоль.

$$\underset{1\ кмоль}{CH_4} + \underset{2\ кмоль}{2O_2} = \underset{1\ кмоль}{CO_2} + 2H_2O$$

4. Над формулами речовин зробимо записи за умовою задачі:

$$\overset{3\ кмоль}{\underset{1\ кмоль}{CH_4}} + \overset{\nu_1\ кмоль}{\underset{2\ кмоль}{2O_2}} = \overset{\nu_2\ кмоль}{\underset{1\ кмоль}{CO_2}} + 2H_2O$$

5. Обчислимо кількість речовини та об'єм кисню.

За рівнянням кількість речовини кисню у 2 рази більша, ніж кількість речовини метану. Отже:

$\nu_1(O_2) = 2 \cdot \nu(CH_4) = 2 \cdot 3 = 6$ кмоль;

$$V(O_2) = \nu_1 \cdot Vm = 6\ кмоль \cdot 22{,}4\ \frac{м^3}{кмоль} = 134{,}4\ м^3.$$

6. Обчислимо кількість речовини та об'єм вуглекислого газу.

З рівняння реакції видно, що кількість речовини вуглекислого газу дорівнює кількості речовини метану. Тому:

$\nu_2(CO_2) = \nu(CH_4) = 3$ кмоль;

$$V(CO_2) = 3\ кмоль \cdot 22{,}4\ \frac{м^3}{кмоль} = 67{,}2\ м^3.$$

Відповідь: витратиться 134,4 $м^3$ O_2, виділиться 67,2 $м^3$ CO_2.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ КІЛЬКІСТЮ ІНШОЇ РЕЧОВИНИ.

Приклад 3. Яка кількість речовини кисню потрібна для окиснення цинку кількістю речовини 4 моль?

Дано:
$\nu(Zn) = 4$ моль

$\nu(O_2)$ —?

Розв'язання

1. Напишемо рівняння реакції:

$$2Zn + O_2 = 2ZnO.$$

2. Розглянемо у рівнянні реакції кількісні відношення речовин, зазначених в умові задачі:

$$\underset{2\text{ моль}}{2Zn} + \underset{1\text{ моль}}{O_2} = 2ZnO$$

3. У рівнянні реакції над формулами зазначених в умові задачі речовин напишемо відомості з умови задачі. Тобто над цинком напишемо 4 моль, а над киснем — ν_1 моль:

$$\overset{4\text{ моль}}{Zn} + \overset{\nu\text{ моль}}{O_2} = \underset{2\text{ моль}}{2ZnO}$$

4. Складемо пропорцію:

$$\frac{4\text{ моль}}{2\text{ моль}} = \frac{\nu_1\text{ моль}}{1\text{ моль}}$$

Звідси $\nu(O_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ моль.

Відповідь: для окиснення 4 моль цинку потрібно 2 моль кисню.

Оскільки співвідношення між кількістю речовини цинку та кисню становить 2:1, то кількість речовини кисню порівняно з кількістю речовини цинку в цій реакції завжди буде вдвічі меншою. Відтак, $\nu_1(O_2) = \nu(Zn) : 2 = 2$ моль. Тобто 4 моль цинку прореагують із 2 моль кисню (4 : 2).

Скористайтеся розглянутим умовиводом та обчисліть усно, яка кількість речовини цинк оксиду утворилася, якщо на його утворення використали 3 моль кисню.

Розглянуті приклади підтверджують, що, використовуючи кількісні відношення речовин у реакції, можна *обчислювати кількість речовини, масу та об'єм* будь-якого реагента чи продукту реакції *за відомою кількістю речовини, масою та об'ємом* однієї з речовин. Такі розрахунки мають неабияке практичне значення. На хімічних заводах, перш ніж приступати до виготовлення продукції, проводять подібні обчислення, визначаючи наперед, скільки і якої сировини необхідно взяти та яким буде вихід продукції.

Стисло про основне

- За рівняннями хімічних реакцій можна обчислювати масу, об'єм, кількість речовини будь-якого реагента чи продукту реакції, якщо в умові задачі є відомості про одну з речовин.
- Розрахунки за хімічними рівняннями кількості речовини, маси та об'єму реагентів і продуктів реакцій здійснюють на основі закону збереження маси речовин.
- Для розрахунків за рівняннями хімічних реакцій важливо, щоб коефіцієнти були розставлені правильно.
- Найбільш уживана одиниця кількості речовини — моль. До розмірних з нею одиниць вимірювання фізичних величин належать грам (г), літр (л), літр на моль ($\frac{л}{моль}$).
- Алгоритм розрахунків за хімічним рівнянням такий:
  1) записують рівняння реакції;
  2) зрівнюють ліву та праву частини рівняння (розставляють коефіцієнти);
  3) розглядають кількісні відношення зазначених в умові задачі речовин за рівнянням реакції і під їхніми формулами записують кількість речовини, на яку вказують коефіцієнти;
  4) розглядають кількісні відношення зазначених в умові задачі речовин і над їхніми формулами записують кількість речовини, виходячи з умови задачі;
  5) обчислюють кількість речовини, а за потреби — її масу чи об'єм, скориставшись записами, зробленими над формулами в рівнянні реакції й дотримуючись кількісних відношень речовин;
  6) записують відповідь.

Сторінка ерудита

Вам відомо, що у складі суміші речовини зберігають свої властивості. Знаючи це, можна здійснювати розрахунки кількості речовини, маси чи об'єму компонентів суміші.

Приклад 1. Суміш цинку та цинк оксиду масою 20 г обробили надлишком хлоридної кислоти. Об'єм газу, що виділився при цьому, дорівнював 4,48 л (н.у.). Визначте масу кожного компонента суміші.

Дано:
m(Zn, ZnO) = 20 г
V газу = 4,48 л (н.у.)

m(Zn) —?
m(ZnO) —?

Розв'язання

$m = \nu \cdot M$

A_r(Zn) = 65

$M(Zn) = 65 \frac{г}{моль}$

1. Розглянемо хімічні явища, що відбуваються між хлоридною кислотою і сумішшю цинку й цинк оксиду, і запишемо рівняння можливих реакцій:

$$а)\ ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O\uparrow$$
$$б)\ Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$$

Як бачимо, обидва компоненти суміші взаємодіють із хлоридною кислотою, проте газ виділяється лише під час взаємодії цинку та кислоти. Тому для виконання подальших розрахунків обираємо рівняння б).

2. Обчислимо кількість речовини водню:

$$\nu(H_2) = 4{,}48\ л : 22{,}4\ \frac{л}{моль} = 0{,}2\ моль.$$

3. За відомою кількістю речовини водню знайдемо кількість речовини цинку:

$$\underset{1\ моль}{Zn} + 2HCl = \underset{1\ моль}{ZnCl_2} + H_2\uparrow$$

За рівнянням реакції кількість речовини цинку дорівнює кількості речовини водню. Тому:

$$\nu(Zn) = \nu(H_2) = 0{,}2\ моль.$$

4. За формулою $m = \nu \cdot M$ обчислимо масу цинку:

$$m(Zn) = 0{,}2\ моль \cdot 65\ \frac{г}{моль} = 13\ г.$$

5. Обчислимо масу цинк оксиду в складі суміші. Коли ми знаємо масу цинку, а маса суміші відома з умови задачі, це зробити легко:

$$m(ZnO) = 20\ г - 13\ г = 7\ г.$$

Відповідь: суміш складалася з 13 г цинку і 7 г цинк оксиду.

Знаємо, розуміємо

1. На підставі чого роблять висновок про кількісні відношення речовин у хімічному рівнянні реакції?
2. З дотриманням якого закону пишуть рівняння хімічних реакцій?
3. Які одиниці вимірювання маси та об'єму розмірні з кількістю речовини 1 моль?

Застосовуємо

131. Обчисліть масу всіх речовин у реакції окиснення магнію, якщо:
а) прореагувало 11,2 л кисню;
б) маса утвореного магній оксиду дорівнює 8 г;
в) на проведення реакції витрачено 2 моль магнію.

132. Обчисліть об'єм і число молекул водню, що виділяється під час взаємодії цинку масою 13 г з надлишком хлоридної кислоти.

133. Обчисліть кількість речовини хром(III) оксиду та масу води, що утворюються при розкладанні хром(III) гідроксиду масою 41,2 г.

134. Суміш калій сульфату та натрій хлориду масою 46,5 г розчинили у воді, а до утвореного розчину додали надлишок розчину барій нітрату. Утворився осад масою 46,6 г. Визначте масу кожної солі в початковій суміші.

135. Складіть умову задачі, аналогічної до задачі з прикладу 1, що міститься на «Сторінці ерудита», та розв'яжіть її.

§ 38 Хімічні властивості основ

Вивчення параграфа допоможе вам:

- характеризувати хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ;
- називати представників різних класів неорганічних сполук;
- розрізняти хімічні реакції різних типів;
- повторити класифікацію й номенклатуру основ;
- зрозуміти сутність реакції нейтралізації.

Про дію розчинів основ на індикатори, взаємодію основ з кислотними оксидами та кислотами ви дізналися з попередніх параграфів. Отже, три типові реакції основ вам уже відомі. Пригадаємо їх, дотримуючись класифікації основ на розчинні (луги) і нерозчинні основи.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУГІВ

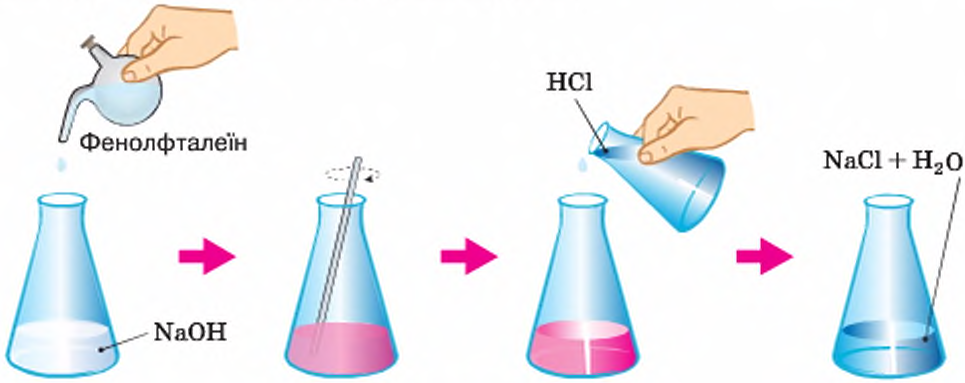
1. Дія основ на індикатори. Цю властивість проявляють лише основи, розчинні у воді, тобто луги. У розчині лугів лакмус набуває синього кольору, метиловий оранжевий — жовтого, а фенолфталеїн — малинового. Універсальний індикатор у розбавленому розчині лугу має зелене забарвлення, у концентрованому — синє та синьо-фіолетове.

2. Взаємодія з кислотними оксидами. Луги взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль кислоти, якій відповідає взятий для реакції оксид, і воду:

$$6KOH + P_2O_5 \xrightarrow{t^\circ} 2K_3PO_4 + 3H_2O \qquad (1)$$

3. Взаємодія з розчинами кислот. Реакція нейтралізації.

Дослід 1. Для демонстрації цієї властивості лугів наллємо в хімічний стакан місткістю 200 мл розчин натрій гідроксиду (близько 30 мл) і додамо до нього кілька крапель фенолфталеїну та помішаємо його скляною паличкою. Розчин набуває малинового кольору. Виміряємо та зафіксуємо його температуру (*мал. 55*). Невеликими порціями доливатимемо в стакан із лугом і фенолфталеїном хлоридну кислоту. Досить швидко малинове забарвлення зникне. Це є свідченням, що в розчині лугу не залишилося. Куди він подівся?



Мал. 55 Ілюстрація досліду 1

Луг прореагував із кислотою з утворенням солі та води:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O \quad (2)$$

Назвіть утворену сіль.

Проведемо вимірювання температури вмісту стакана. Вона буде вищою за температуру попереднього заміру.

Реакцію обміну між основою та кислотою називають ще **реакцією нейтралізації**.

Підвищення температури — характерна ознака реакції нейтралізації.

Тепер вам стає зрозумілою хімічна сутність запобіжних заходів при роботі з лугами. Щоб знешкодити дію лугу, місце його потрапляння на відкриті ділянки шкіри нейтралізують оцтовою (етановою) кислотою.

4. Взаємодія лугів із розчинами солей. Ця властивість лугів вам ще не відома, тому для її вивчення проведемо хімічний експеримент.

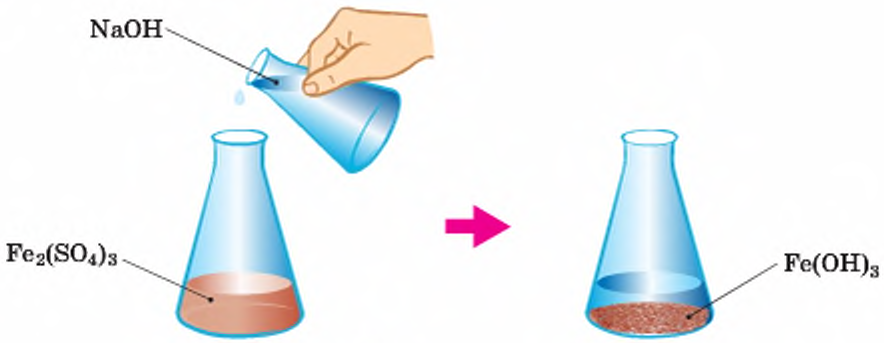
Дослід 2. Наллємо у пробірку 2–3 мл розчину ферум(III) сульфату $Fe_2(SO_4)_3$ та додамо до нього розчину натрій гідроксиду NaOH. За кімнатної температури дуже швидко (миттєво) відбувається хімічна реакція, яка супроводжується утворенням коричнево-червоного осаду (*мал. 56*):

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Fe(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

Примітка. Надалі пам'ятайте, що в хімії будь-яке помутніння внаслідок проведеної хімічної реакції теж зветься осадом.

Взаємодія лугів із розчинами солей відбувається в тому випадку, якщо принаймні один із продуктів реакції є нерозчинною (випадає в осад) або газуватою речовиною. Нерозчинні у воді солі не взаємодіють із лугами.

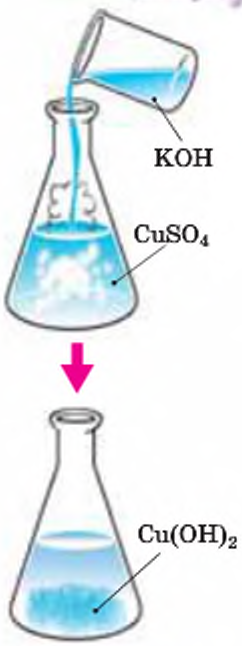
Луги стійкі до нагрівання.



Мал. 56 Ілюстрація досліду 2

ДОБУВАННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ. Існує один спосіб добування нерозчинних основ — взаємодія розчинної солі відповідного металічного елемента з лугом (реакція відбувається в розчині). Наприклад, необхідно добути нерозчинну основу купрум(II) сульфат $Cu(OH)_2$. Визначимося з реагентами. Для цього за таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей дізнаємося, які солі Купруму(II) є розчинними у воді, тобто підходять для проведення досліду. Їх декілька, це, зокрема, хлорид, нітрат і сульфат купруму(II).

Щодо лугу, то у шкільному хімічному кабінеті найуживанішими є натрій гідроксид, калій гідроксид, кальцій гідроксид та барій гідроксид.



Мал. 57

Ілюстрація досліду 3

Дослід 3. Для проведення демонстраційного досліду з добування та вивчення хімічних властивостей нерозчинних основ проведемо хімічну реакцію між розчинами купрум(II) сульфату і калій гідроксиду, який будемо доливати у стакан невеликими порціями. Після того, як з'явиться голубий осад, припинимо доливання лугу (*мал. 57*).

Напишемо рівняння проведеної хімічної реакції:

$$CuSO_4 + 2KOH = \underset{\text{купрум(II) гідроксид}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{калій сульфат}}{K_2SO_4}$$

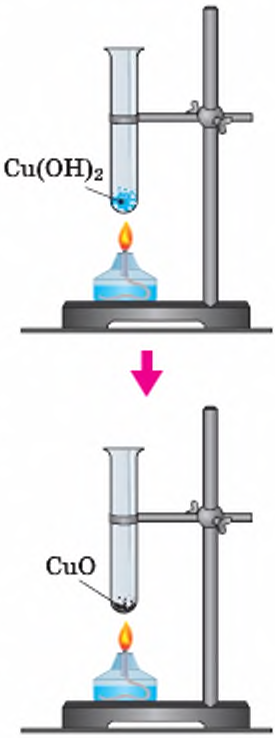
Добутий осад нерозчинної основи використаємо для проведення двох наступних дослідів.

5. Нагрівання нерозчинних основ.

Дослід 4. Проведемо нагрівання добутого купрум(II) гідроксиду, попередньо провівши його фільтрування. Будемо бачити, як голубе забарвлення (колір купрум(II) гідроксиду) змінюється на чорне (*мал. 58*).

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t\,^\circ C} CuO + H_2O$$

Якщо для проведення цього досліду суху пробірку на 1/4 наповнити не свіжовиготовленим купрум(II) гідроксидом, а сипучим купрум(II) гідроксидом, наявним у хімічному кабінеті, то на стінках верхньої частини пробірки побачимо конденсовані маленькі крапельки води. Без сумніву, це буде не та вода, що містилась у попередній пробірці разом із свіжовиготовленою нероз-



Мал. 58

Ілюстрація досліду 4

чинною основою купрум(II) гідроксидом, а та, що утворилася внаслідок реакції розкладу.

У тому, що одним із продуктів цієї реакції є вода, можна впевнитись, потримавши холодний предмет (наприклад, скляну пластинку) біля отвору пробірки.

ВЗАЄМОДІЯ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ ІЗ КИСЛОТАМИ. Нерозчинні основи також взаємодіють із кислотами й утворюють сіль і воду:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

Для кращого опанування знань про хімічні властивості основ виконайте лабораторні досліди, інструкції до яких наведено в рубриці «Сторінка природодослідника». Перш ніж приступити до їх виконання, повторіть заходи безпеки під час роботи з лугами та неухильно дотримуйтеся їх під час проведення хімічного експерименту.

Стисло про основне

- ✓ Луги в хімічному відношенні активніші за нерозчинні основи. Вони діють на індикатори, реагують з кислотами та солями в розчинах. У розчині лугу лакмус та універсальний лакмусовий папірець стають синіми, фенолфталеїн — малиновим, метиловий оранжевий — жовтим.
- ✓ Типовими хімічними властивостями нерозчинних основ є взаємодія з кислотами та розкладання під час нагрівання на оксид і воду.
- ✓ Реакція нейтралізації — це реакція обміну, що відбувається між основою та кислотою з утворенням солі й води.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід.
Взаємодія лугів із кислотами в розчині

Для проведення дослідів вам знадобляться: розчини лугів (наприклад, натрій гідроксид, калій гідроксид, барій гідроксид), індикатори, розчини кислот (наприклад, хлоридної, нітратної чи сульфатної), пробірки, штатив для пробірок.

Повторіть запобіжні заходи під час роботи з лугами і кислотами і дотримуйтеся їх!

Завдання 1. Проведіть взаємодію лугу з кислотою, попередньо додавши до розчину лугу один з індикаторів. Кислоту доливайте невеликими порціями. Стежте за зміною кольору індикатора.

Завдання 2. Поясніть результати спостережень. Напишіть рівняння проведених реакцій, назвіть утворені продукти й типи проведених реакцій.

Завдання 3. Зробіть **висновок** про можливість взаємодії між лугом і кислотою та належність продукту реакції до одного з основних класів неорганічних сполук.

Сторінка ерудита

Для того щоб спаяти дві залізні частини якогось предмета, необхідно поверхню металу ретельно очистити від іржі, до складу якої входить ферум(III) гідроксид (цей процес має ще назву «травлення»). Найчастіше для цього використовують хлоридну кислоту:

$$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$$

Щоб під час травлення з кислотою взаємодіяла тільки іржа, а не залізо, з якого виготовлено предмет, у травильний розчин добавляють *інгібітори* — речовини, які діють протилежно каталізаторам. Вони уповільнюють реакції, а то й зовсім їх припиняють. Інгібітором описаної реакції є органічна речовина уротропін.

Якщо ви хоч раз користувалися пальним під назвою «сухий спирт», то мали справу із сумішшю уротропіну з невеликою кількістю парафіну. Це пальне зручне тим, що легко загорається, легко гаситься й майже не залишає попелу.

Знаємо, розуміємо

1. У чому полягає сутність реакції нейтралізації?
2. До якого типу хімічних реакцій належить реакція нейтралізації?
3. Назвіть спільну хімічну властивість розчинних і нерозчинних основ.
4. Як водні розчини лугів діють на індикатори?
5. Перелічіть основні хімічні властивості лугів.
6. Назвіть основні хімічні властивості нерозчинних основ.
7. Що спільного та чим відрізняються реакції обміну від реакцій заміщення?

Застосовуємо

136. Напишіть формули й назви оксидів, що відповідають таким основам:

$$Ca(OH)_2,\ NaOH,\ Cr(OH)_3,\ Fe(OH)_2,\ Pb(OH)_2,\ Cd(OH)_2.$$

137. Які з наведених речовин взаємодіють із лугами, а які — з кислотами: магній гідроксид, кальцій оксид, сульфур(VI) оксид, силікатна кислота? Напишіть рівняння реакцій.

138. За наведеними схемами напишіть рівняння можливих хімічних реакцій:

а) $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow$

б) $CaO + H_2O \rightarrow$

в) $Pb(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$

г) $Cs(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$

д) $Ba(OH)_2 \rightarrow$

е) $Co(OH)_2 \rightarrow$

є) $MnCl_2 + NaOH \rightarrow$

139. Який об'єм вуглекислого газу (н.у.) знадобиться для реакції з розчином натрій гідроксиду масою 20 г із масовою часткою лугу 10 %, щоб добути середню сіль?

§ 39 Амфотерні оксиди і гідроксиди та їхні хімічні властивості

Вивчення параграфа допоможе вам:

- характеризувати поняття амфотерності й амфотерний оксид та гідроксид;
- порівнювати за хімічними властивостями основні, кислотні й амфотерні оксиди;
- порівнювати за хімічними властивостями основи, кислоти й амфотерні гідроксиди;
- характеризувати хімічні властивості амфотерних оксидів та амфотерних гідроксидів.

ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ОКСИДИ. Ви вже знаєте, що основні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами чи кислотами. Кислотні оксиди, навпаки, реагують з основними оксидами чи лугами і не вступають у взаємодію з кислотами. Але серед оксидів трапляються й такі, які за їхніми властивостями не можна віднести ні до основних, ні до кислотних. А все тому, що ці оксиди реагують і з кислотами, і з основами (лугами). В обох випадках продуктами реакцій є солі.

Оксиди, наділені такими властивостями, дістали назву *амфотерних оксидів*. *Амфотерний* у перекладі з грецької означає «і той, і інший»; «обидва». До них належать: берилій оксид BeO, цинк оксид ZnO, алюміній оксид Al_2O_3, плюмбум(II) оксид PbO, хром(III) оксид Cr_2O_3 та деякі інші. Це все — тверді речовини, що мають кристалічну будову, і нерозчинні у воді. Їх гідратами є амфотерні гідроксиди.

Хімічні властивості амфотерних оксидів.

1. З кислотами у розчині утворюють сіль і воду:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O \quad (1)$$

$$ZnO + + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O \quad (2)$$

2. З твердими лугами при сплавлянні утворюють солі, наприклад:

$$Al_2O_3 + 2KOH \overset{t\,°C}{=} \underset{\text{калій метаалюмінат}}{2KAlO_2} + H_2O \quad (3)$$

Зверніть увагу! На відміну від першої взаємодії (реакція 1) у випадку сплавляння з твердим лугом в утвореної солі Алюміній входить до складу кислотного залишку.

3. З розчинами лугів утворюють комплексні сполуки, що розчиняються у воді:

$$Al_2O_3 + 2KOH + 3H_2O = \underset{\text{калій тетрагідроксоалюмінат}}{2K[Al(OH)_4]} \quad (4)$$

У складі солі калій тетрагідроксоалюмінату замість звичного кислотного залишку є залишок, що містить один атом Алюмінію та чотири (*те-*

тра) гідроксильні групи. Залишок такого виду записують у квадратних дужках.

ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ. Вивчаючи основи, ви дізналися, що луги й більшість нерозчинних основ взаємодіють із кислотами, але не взаємодіють із представниками свого класу. Кислоти взаємодіють з основами і не взаємодіють з іншими кислотами. За цими хімічними властивостями можна впевнено віднести гідрат оксиду до основ чи кислот. Це загальне правило. Проте воно має виняток, зрозуміти який нам допоможуть досліди із цинк гідроксидом.

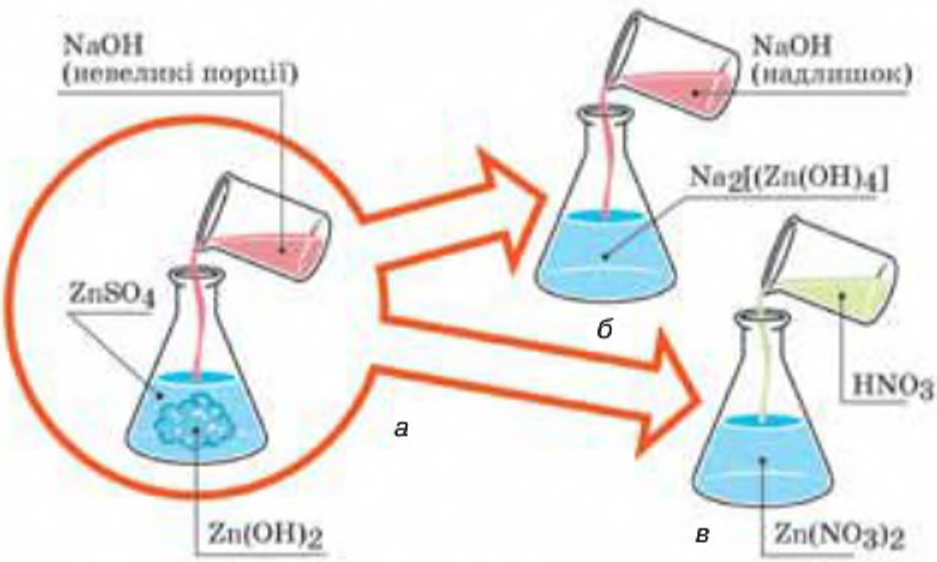
ДОБУВАННЯ ТА ДОВЕДЕННЯ АМФОТЕРНОСТІ ЦИНК ГІДРОКСИДУ. За здатністю розчинятися у воді ця речовина належить до нерозчинних основ. Пригадайте, що єдиним способом добування нерозчинних основ є взаємодія розчинної солі відповідного металу з розчином лугу.

Дослід 1. У колбу з розчином цинк сульфату доливатимемо невеликими порціями розчин натрій гідроксиду, доки у пробірці не утвориться білий осад (*мал. 59*). Щойно осад утвориться, припинимо доливання лугу.

Напишемо рівняння проведеної хімічної реакції:

$$ZnSO_4 + 2NaOH = \underset{\text{цинк гідроксид}}{Zn(OH)_2\downarrow} + Na_2SO_4$$

Утворений осад розділимо на дві колби та проведемо наступні два досліди.



Мал. 59 Послідовність проведення досліду з виявлення амфотерності цинк гідроксиду: *а* — добування цинк гідроксиду; *б*, *в* — розчинення осаду $Zn(OH)_2$

Дослід 2. У першу колбу із цинк гідроксидом добавимо розчин нітратної кислоти. Осад відразу зникає, що є ознакою хімічного явища:

$$Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = \underset{\text{цинк нітрат}}{Zn(NO_3)_2} + 2H_2O$$

Звернемося до таблиці розчинності й побачимо, що утворена сіль цинк нітрат — розчинна у воді сполука. І це підтверджує дослід.

Відбулася реакція нейтралізації, в якій цинк гідроксид виявляє властивості основи.

Дослід 3. У другу пробірку з цинк гідроксидом додамо розчину натрій гідроксиду. Спостереження показує, що, як і в досліді з нітратною кислотою, осад зник. Отже, цинк гідроксид прореагував із *надлишком* лугу. Ви тепер розумієте, чому в досліді 1 ми припинили доливати розчин лугу, як тільки утворився осад. Якби ми цього не зробили, то при надлишковому додаванні лугу ми встигли б лише візуально зафіксувати появу та зникнення осаду.

Запишемо рівняння проведеної реакції:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = \underset{\text{натрій тетрагідроксоцинкат}}{Na_2[Zn(OH)_4]}$$

У цій реакції цинк гідроксид відіграв роль кислоти, бо металічний елемент Цинк після реакції увійшов до складу кислотного залишку, а не зайняв місце металічного елемента.

Гідрати оксидів, які утворюють сіль під час взаємодії як з кислотою, так і з лугом, називають **амфоте́рними гідроксидами.**

Попрацюйте групами

Складіть формули інших амфотерних гідроксидів, що відповідають наведеним у параграфі амфотерним оксидам. Для плюмбум(II) оксиду та плюмбум(II) гідроксиду напишіть рівняння реакцій, що характеризують їхні хімічні властивості.

Амфотерні гідроксиди, як і амфотерні оксиди, реагують із лугами не лише в розчині, а й у розплаві:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = \underset{\text{натрій цинкат}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O$$

В утвореній солі Цинк увійшов до складу двовалентного кислотного залишку ZnO_2. Тобто при сплавлянні з лугом цинк гідроксид виявив властивості кислоти.

Проведені досліди свідчать, що класифікація складних неорганічних речовин на оксиди, кислоти, основи та солі повинна включати амфотерні оксиди й амфотерні гідроксиди.

Стисло про основне

- За характерними хімічними властивостями виокремлено групу оксидів — амфотерні оксиди.
- За характерними хімічними властивостями виокремлено групу гідратів оксидів — амфотерні гідроксиди.
- Представниками неорганічних амфотерних сполук є оксиди й гідроксиди Цинку, Берилію, Алюмінію, Плюмбуму(II), Станнуму(II), Хрому(III) та деякі інші.
- Амфотерні сполуки, залежно від умов, взаємодіють як із кислотами, так і з лугами, утворюючи солі. Тобто вони проявляють і основні, і кислотні властивості.
- Всі амфотерні оксиди й амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді.
- У формулах солей, утворених взаємодією амфотерної сполуки з кислотою, їх металічний елемент — це елемент амфотерного гідроксиду ($ZnSO_4$, $ZnCl_2$ тощо).
- У формулах солей, утворених взаємодією амфотерної сполуки з лугом, її металічний елемент входить до складу кислотного залишку ($Na_2[Zn(OH)_4]$, $K[Al(OH)_4]$ тощо).
- Амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються під час нагрівання на амфотерний оксид і воду.

Сторінка ерудита

Здатність алюміній гідроксиду реагувати з кислотами використовують у терапії. Він входить до складу лікарських препаратів, які застосовують для зниження кислотності шлункового соку (пригадайте, що вона зумовлена наявністю в ньому хлоридної кислоти) та зменшення печії.

Також алюміній гідроксид використовують при очистці води, оскільки з водою він не реагує і не розчиняється в ній, але виявляє важливу для очищення води здатність адсорбувати наявні в ній деякі речовини-забруднювачі.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення амфотерних оксидів й амфотерних гідроксидів.
2. Назвіть приклади амфотерних оксидів й амфотерних гідроксидів. У чому проявляються амфотерні властивості цих сполук?
3. Порівняйте склад солей, утворених амфотерними сполуками під час взаємодії з кислотою та лугом, зазначте відмінності.

Застосовуємо

140. Кисень у лабораторії одержують із речовин, що легко розкладаються при нагріванні. Перетворіть схеми цих реакцій на рівняння:

141. Берилій гідроксид належить до амфотерних гідроксидів. За аналогією із цинк гідроксидом запишіть рівняння реакцій, що підтверджують його амфотерні властивості.

142. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Цинк оксид взаємодіє з хлоридною кислотою і не взаємодіє з калій гідроксидом.

Твердження 2. Прикладами амфотерних гідроксидів є магній гідроксид і барій гідроксид.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

143. Укажіть рядок, у якому записано по одній формулі оксиду, основи, амфотерного гідроксиду.

А BaO

Б MnO

В SO_3

Г ZnO

Аргументуйте свій вибір.

144. Укажіть речовини, з якими реагує алюміній гідроксид

А кисень

Б вода

В калій гідроксид

Г сульфатна кислота

145. Укажіть, на яку речовину необхідно подіяти розчином лугу, щоб добути алюміній гідроксид.

А алюміній

Б алюміній оксид

В алюміній ортофосфат

Г алюміній нітрат

146. Яку масу цинк гідроксиду можна добути із цинк хлориду масою 27, 2 г? Обчисліть масу розчину натрій гідроксиду з масовою часткою розчиненої речовини 32 %, що знадобиться для повного розчинення добутого амфотерного цинк гідроксиду.

§ 40 Хімічні властивості кислот

Вивчення параграфа допоможе вам:

- характеризувати хімічні властивості кислот;
- розуміти роль експерименту у вивченні хімічних властивостей кислот;
- складати рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості кислот.

Кислоти виявляють доволі високу хімічну активність у реакціях із: 1) металами; 2) основними оксидами; 3) основами; 4) амфотерними гідроксидами; 5) солями. При цьому кислотний залишок виступає єдиним цілим і в незмінному вигляді переходить зі складу кислоти до складу солі, яка є одним із продуктів перелічених реакцій.

Узагальнимо вже відомі вам властивості кислот і доповнимо їх новими.

1. ДІЯ КИСЛОТ НА ІНДИКАТОРИ. Як індикатори кислого середовища використовують: **лакмус** (водний розчин), **метиловий оранжевий** (водний розчин), **лакмусові та універсальні індикаторні паперові смужки**. Останні виготовляють способом просочення спеціального паперу не однією, а відразу кількома чутливими до кислого та лужного середовищ речовинами. Тож ними можна відразу виявляти обидва середовища, що є зручним під час проведення дослідів.

Вивчаючи основи, ви дізналися про такий індикатор, як фенолфталеїн. Зверніть увагу — ця речовина не є індикатором кислого середовища.

Лакмус і метиловий оранжевий (метилоранж) у кислому середовищі мають рожево-червоне забарвлення, універсальний індикатор — від оранжевого до темно-червоного (залежить від вмісту кислоти в розчині — якщо кислота дуже розбавлена, то колір оранжевий, якщо у розчині багато кислоти, то колір темно-червоний або близький до нього).

Зауважимо, що на колір розчинів індикаторів мають вплив лише кислоти, що перебувають у розчиненому стані.

2. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ МЕТАЛАМИ. Ви вже обізнані з дослідами, які підтверджують, що метали, розташовані у витискувальному ряді до водню, заміщують Гідроген у молекулах кислот, унаслідок чого утворюється *сіль* і виділяється газувата речовина *водень* (*див. §33*):

$$Fe + H_2SO_4 = \underset{\text{ферум(II) сульфат}}{FeSO_4} + H_2\uparrow \qquad (1)$$

Тоді як метали, що розташовані у витискувальному ряді після водню, не заміщують Гідроген у молекулах кислот:

$$Ag + H_2SO_4 \neq \text{реакція не відбувається.}$$

Пригадайте! Концентровані нітратна і сульфатна кислоти становлять виняток.

У 7-му класі ви дізналися про реакції заміщення. Взаємодія металів із кислотами належить до цього типу реакцій, адже атоми металу, тобто простої речовини, заміщують атоми Гідрогену в молекулі кислоти, що належить до складних речовин.

Взаємодія кислот із металами належить до **реакцій заміщення** — реакцій, під час яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини.

Виконання лабораторного досліду, описаного в рубриці «Сторінка природодослідника», дозволить вам застосувати набуті знання про витискувальний ряд металів, взаємодію кислот із металами, реакції заміщення практично.

3. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Кислоти взаємодіють з оксидами металічних елементів (як з основними, так і з амфотерними), незалежно від місця розташування металу у витискувальному ряді.

У результаті взаємодії утворюються *сіль* і *вода*:

$$PbO + 2HNO_3 = \underset{\text{плюмбум(II) нітрат}}{Pb(NO_3)_2} + H_2O \qquad (2)$$

$$HgO + H_2SO_4 = \underset{\text{гідраргірум(II) сульфат}}{HgSO_4} + H_2O \qquad (3)$$

З рівнянь реакцій бачимо, що простих речовин немає, є лише складні, які під час реакції обмінялися своїми складовими частинами. Отже, взаємодія кислот з оксидами металічних елементів, як і з основами та амфотерними гідроксидами, належить до реакцій *обміну*.

Поміркуйте, до якого типу реакцій належать ці реакції.

4. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОСНОВАМИ. Дослідимо цю взаємодію.

Дослід 1. Подібний дослід уже демонструвався під час вивчення хімічних властивостей основ. Пригадаємо його та проведемо взаємодію лугу й нерозчинної основи із сульфатною кислотою.

Наллємо в хімічний стакан розчин натрій гідроксиду та виміряємо його температуру. Додамо до нього хлоридної кислоти (цілком зрозуміло, що її температура дорівнює температурі розчину лугу, а обидві вони однакові з температурою повітря в кімнаті). Видимі зовні зміни не відбуваються. Та коли виміряємо температуру розчину в хімічному стакані, то побачимо, що вона підвищилась. Тобто відбулося виділення тепла, а це є однією з ознак хімічної реакції.

Запишемо рівняння щойно спостереженого хімічного явища:

$$2NaOH + H_2SO_4 = \underset{\text{натрій сульфат}}{Na_2SO_4} + 2H_2O \quad (4)$$

Луг та кислота обмінялися своїми складовими частинками, про що свідчать продукти реакції — складні речовини сіль і вода. Отже, щойно відбулася реакція *обміну*.

Дослід 2. У дві пробірки помістимо небагато ферум(III) гідроксиду — твердої речовини темно-коричневого кольору. До однієї доллємо 2–3 мл води, а до другої — стільки ж сульфатної кислоти. Вміст обох пробірок трохи підігріємо. У пробірці з водою зміни не відбуваються, а в пробірці з кислотою розчин набуває коричневого кольору. Поява забарвлення — свідчення перебігу хімічного явища:

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \overset{t^\circ C}{=} \underset{\text{ферум(III) сульфат}}{Fe_2(SO_4)_3} + 6H_2O \quad (6)$$

Дослідним шляхом ми встановили, що кислоти вступають у реакцію обміну як із розчинними основами (лугами), так і з нерозчинними.

Взаємодія кислот з основами належить до реакцій обміну, що називаються **реакціями нейтралізації**. «Нейтральний» означає — «той, що не належить ні тому, ні іншому». Після реакції не залишається ні кислого, ні лужного середовища, натомість воно стає **нейтральним**.

5. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ АМФОТЕРНИМИ ГІДРОКСИДАМИ. Ця взаємодія нічим не відрізняється від взаємодії кислот з основами. Її приклад і дослід були розглянуті в попередньому параграфі.

6. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ СОЛЯМИ. Кислоти взаємодіють із солями за умови, що серед продуктів реакції є ***осад*** або ***газ***.

Дослід 3. У хімічний стакан наллємо сульфатної кислоти й додамо розчин барій нітрату. Відразу ж спостерігаємо утворення білого осаду. Запишемо рівняння реакції та з'ясуємо, який із продуктів реакції утворив осад:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = \underset{\text{барій сульфат}}{BaSO_4} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{2HCl} \quad (7)$$

Хлоридна кислота не може бути осадом, а отже, в осаді перебуває барій сульфат. Перевіримо наше передбачення за таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів та солей у воді — барій сульфат дійсно нерозчинна сіль.

Дослід 4. У хімічний стакан покладемо шматочок крейди та доллємо нітратної кислоти. Відразу ж починається реакція, яка супроводжується виділенням газуватої речовини. Оскільки кальцій карбонат — сіль карбонатної кислоти, а їй відповідає карбон(IV) оксид, можемо передбачити, що виділяється вуглекислий газ. Піднесений до отвору хімічного стакана сірник відразу гасне, і цей процес не супроводжується приглушеним хлопанням. Отже, дійсно виділяється вуглекислий газ. Запишемо рівняння реакції:

$$CaCO_3 + 2HNO_3 = \underset{\text{кальцій нітрат}}{Ca(NO_3)_2} + \underset{\text{карбонатна кислота}}{H_2CO_3} \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O \qquad (8)$$

Поміркуйте і зробіть висновок, до якого типу реакцій належать реакції, що відбувалися в дослідах 3 та 4.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід.
Взаємодія хлоридної кислоти з металами

Вам знадобляться: хлоридна кислота, індикатор кислотного середовища, метали, наприклад, порошкоподібне залізо, магнієва стрічка, гранули цинку, мідні ошурки, пробірки, штатив для пробірок, спиртівка або сухий спирт, сірники.

Повторіть заходи безпеки під час роботи з кислотами та пам'ятайте про них.

Завдання. Дослідіть, як хлоридна кислота взаємодіє з металами.

Для цього у дві-три пробірки помістіть різні метали. У кожну пробірку по черзі налийте по 2 мл хлоридної кислоти. Кожного разу спостерігайте за тим, що відбувається у пробірці.

Якщо спостерігатиметься виділення водню, зберіть його в суху пробірку способом витіснення повітря та перевірте його наявність.

Опишіть результати спостережень у робочому зошиті, запишіть рівняння проведених реакцій.

Зробіть **висновок** про значення витискувального ряду металів для прогнозування їх взаємодії з кислотами.

Стисло про основне

- ✓ Кислоти — активні речовини, яким властива взаємодія з металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, дія на індикатори лакмус і метиловий оранжевий.
- ✓ У реакціях обміну між кислотами й основними та амфотерними оксидами, основами та амфотерними гідроксидами, солями кислотний залишок переходить зі складу кислоти до складу утворених солей як єдине ціле.
- ✓ Реакція між кислотою та сіллю відбувається в разі утворення нерозчинної у воді речовини чи газу.

Сторінка ерудита

На відміну від розчинів інших кислот, нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами, за винятком золота, платини. При цьому утворюється не два, а три продукти реакції. Для всіх реакцій спільним є утворення солі та води. Що ж до третьої речовини, то, залежно від активності металу та вмісту кислоти в розчині, це можуть бути оксиди Нітрогену з різною його валентністю (N_2O, NO, NO_2), проста речовина азот N_2 чи амоніак NH_3. Наприклад:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

Характерно, що розчини зі значним вмістом нітратної кислоти (понад 60 %) не взаємодіють із залізом. Тому таку кислоту транспортують у сталевих цистернах.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте означення кислот, назвіть хімічні властивості кислот.

2. Яку реакцію називають реакцією нейтралізації? Наведіть приклад.

3. Чим реакція обміну відрізняється від реакції заміщення?

Застосовуємо

147. Установіть відповідність між речовиною в розчині та її дією на індикатори.

Середовище		Індикатор і його колір у середовищі	
1	Нейтральне	А	метиловий оранжевий — жовтий
2	Кисле	Б	метиловий оранжевий — червоний (рожевий)
3	Лужне	В	метиловий оранжевий — оранжевий
		Г	лакмус — синій
		Д	лакмус — червоний
		Е	лакмус — фіолетовий
		Є	фенолфталеїн — малиновий

148. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.
Твердження 1. Взаємодія кислот із металами належить до реакцій заміщення.
Твердження 2. Взаємодія кислот із основами належить до реакцій обміну.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

149. Виберіть у кожному переліку формулу, що є зайвою стосовно хімічних властивостей кислот:

а) Mn, Fe, Cu;

б) BaO, MnO, SO_3.

Аргументуйте свій вибір.

150. Перетворіть напівсхеми можливих реакцій на хімічні рівняння:

а) $SnO + H_2SO_4 \rightarrow$
б) $SiO_2 + HCl \rightarrow$
в) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
г) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
д) $Na_2CO_3 + H_3PO_4 \rightarrow$

151. Назвіть солі, що є продуктами реакції в попередньому завданні.

152. У якому випадку виділиться більший об'єм газу (н.у.) — внаслідок взаємодії сульфатної кислоти з магнієм масою 12 г чи внаслідок взаємодії хлоридної кислоти із цинком кількістю речовини 0,25 моль?

153. Наведіть приклади трьох різних рівнянь реакцій, у результаті яких утворюється купрум(II) ортофосфат.

154. Проведіть уявний експеримент із розпізнавання вмісту трьох пробірок без етикеток, щоб з'ясувати, у якій із них міститься розчин натрій гідроксиду, у якій — сульфатної кислоти, а в якій — натрій сульфату. Хід експерименту та його результати запишіть у зошит.

§ 41 Хімічні властивості середніх солей

Вивчення параграфа допоможе вам:

- повторити склад і номенклатуру солей;
- дізнатися про основні хімічні властивості солей;
- прогнозувати можливі хімічні реакції солей з іншими речовинами.

Солі, як і інші класи неорганічних сполук, здатні брати участь у хімічних явищах, або хімічних реакціях. Для них характерна взаємодія з металами, лугами, солями, кислотами.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ МЕТАЛАМИ. Солі (у розчині) взаємодіють із металами, розташованими у витискувальному ряді до того металу, з атомів якого вони утворилися. Продуктами реакції є *нова сіль* та *метал*. Відтворимо цю взаємодію за допомогою демонстраційного досліду 1.

Дослід 1. Чотири хімічні стакани наповнимо розчинами солей: два купрум(II) сульфату і ще два — ферум(III) сульфату. У стакан із купрум(II) сульфатом зануримо залізну пластинку, другий залишимо для порівняння. Те саме проробимо з розчинами ферум(III) сульфату, але в один зі стаканів зануримо мідну пластинку. Невдовзі в стакані із залізною пластинкою блакитний розчин купрум(II) сульфату стане світлішим порівняно з контрольним розчином. А в стакані з мідною пластинкою коричневе забарвлення розчину ферум(III) сульфату не зміниться й буде однаковим з контрольним розчином. Через 5–10 хв дістанемо залізну пластинку й побачимо, що та її частина, яка перебувала в розчині купрум(II) сульфату, вкрилася шаром міді. Дістанемо також мідну пластинку — вона не зазнала змін, і колір розчинів ферум(III) сульфату в обох стаканах

залишився однаковим. За результатами проведеного досліду запишемо рівняння реакцій:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu \quad (1)$$

$$Fe_2(SO_4)_3 + Cu \rightarrow \text{реакція не відбувається}$$

У реакції, що відбулася, атоми простої речовини більш активного металічного елемента заміщують атоми мен активного металічного елемента у складній речовині. Тож ця реакція належить до реакцій *заміщення*.

Результати експерименту узгоджуються з місцем металів, узятих для проведення досліду у витискувальному ряді.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З ОСНОВАМИ (ЛУГАМИ). Ви знаєте, що єдиний спосіб, яким можна добути нерозчинну основу певного металічного елемента, — це подіяти на його розчинну сіль лугом. Цю взаємодію ми розглядали під час вивчення властивостей основ. Тому пригадаємо, що для перебігу реакції речовини мають перебувати в розчиненому стані. Реакція відбувається за умови, що утворюється нерозчинна основа, яка випадає в осад, наприклад:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6KOH = 2Fe(OH)_3\downarrow + 3K_2SO_4 \quad (2)$$

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ КИСЛОТАМИ.

Солі вступають у **реакцію обміну** з кислотами за умови, що серед продуктів реакції є осад або газ.

На підтвердження здатності солей взаємодіяти з кислотами проведемо досліди.

Дослід 2. *Взаємодія солі з кислотою з утворенням осаду.*

До розчину барій хлориду $BaCl_2$ додамо розчин сульфатної кислоти H_2SO_4. Реакція відбувається швидко й завершується утворенням білого осаду.

Напишемо рівняння проведеної реакції:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = 2HCl + \underset{\text{барій сульфат}}{BaSO_4\downarrow} \quad (3)$$

Серед утворених продуктів нерозчинною речовиною є барій сульфат. Отже, ми спостерігали випадання осаду цієї солі.

Дослід 3. *Взаємодія солі з кислотою з утворенням газу.*

Вам добре відома з природознавства та хімії 7-го класу взаємодія кальцій карбонату $CaCO_3$ з кислотами. Варто долити до нього розчин будь-якої кислоти, як відразу розпочинається виділення вуглекислого газу. Це свідчить про перебіг хімічного явища. Про це йшлося в попередньому параграфі, повторіть дослід 4 із параграфа 40.

Назвіть продукти реакції й запишіть їх назви в зошит.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ СОЛЯМИ. Повторимо дослід 2, замінивши сульфатну кислоту на одну з її розчинних солей.

Дослід 4. До розчину натрій сульфату Na_2SO_4 додамо розчин барій хлориду $BaCl_2$. Взаємодія відбувається так само швидко, і так само утворюється білий осад:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow \quad (4)$$

За допомогою розчину барій хлориду чи іншої розчинної у воді сполуки Барію можна відрізнити сульфатну кислоту та її солі від інших сполук.

Для підтвердження загальних хімічних властивостей солей і формулювання обґрунтованого висновку про їх хімічну активність проведіть хімічний експеримент, передбачений лабораторними дослідами, інструкції до яких містить рубрика «Сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 6. Взаємодія солей із металами

Для проведення досліду вам знадобляться: гранули цинку, мідний дріт, подрібнений на шматочки, розчинна сіль Купруму(II), пробірки, штатив для пробірок.

Виконуючи досліди, дотримуйтеся запобіжних заходів під час роботи з лугами!

Інструкція з виконання досліду. Візьміть дві чисті пробірки. На дно однієї пробірки акуратно помістіть гранулу цинку й долийте близько 2 мл розчину однієї із солей Купруму. На дно другої пробірки покладіть кілька шматочків мідного дроту та долийте близько 2 мл розчину однієї із солей Цинку. Через 5—7 хв злийте розчини з пробірок та з'ясуйте, чи сталися зміни з цинком і міддю. Результати спостережень запишіть у робочий зошит. Якщо мало місце хімічне явище, запишіть хімічне рівняння реакції.

Лабораторний дослід 7. Взаємодія солей із лугами у водному розчині

Для проведення досліду вам знадобляться: розчин солі, металічний елемент якої утворює нерозчинну основу, розчин лугу, пробірка, штатив для пробірок

Інструкція з виконання досліду. У пробірку налийте 1 мл розчину солі й долийте до нього стільки само лугу. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. Про яке явище — фізичне чи хімічне — вони свідчать?

Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин та хімічні рівняння реакцій.

Лабораторний дослід 8. Реакція обміну між солями в розчині

Для проведення досліду вам знадобляться: розчин солі хлоридної кислоти, наприклад натрій хлорид, розчин арґентум(I) нітрату, пробірка, штатив для пробірок.

Інструкція з виконання досліду. У пробірку налийте 1 мл розчину солі хлоридної кислоти, наприклад натрій хлориду, і додайте до нього кілька крапель розчину арґентум нітрату. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. Про яке явище (фізичне чи хімічне) вони свідчать?

Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин та хімічні рівняння реакцій.

За допомогою розчину арґентум(I) нітрату можна відрізнити хлоридну кислоту та її солі від інших сполук.

На підставі виконаних дослідів сформулюйте загальний **висновок** про типові хімічні властивості солей.

Стисло про основне

✓ Солі виявляють такі типові хімічні властивості:

СІЛЬ

1. + Me (розміщений у витискувальному ряді ліворуч від металу, що утворив сіль) → ІНША СІЛЬ + ІНШИЙ МЕТАЛ
2. + ЛУГ → НЕРОЗЧИННА ОСНОВА + ІНША СІЛЬ
3. + СІЛЬ (якщо серед продуктів реакції буде о с а д) → ІНША СІЛЬ + ІНША СІЛЬ
4. + КИСЛОТА (якщо серед продуктів реакції буде о с а д чи г а з) → а) СІЛЬ + ІНША КИСЛОТА; б) СІЛЬ + ВОДА + ГАЗ
5. ТЕРМІЧНИЙ РОЗКЛАД (карбонатів, силікатів, нітратів тощо) → ДВІ ЧИ БІЛЬШЕ РЕЧОВИН (простішого складу)

✓ Солі сульфатної кислоти й саму кислоту можна виявити в розчині за допомогою розчину солей Барію.

✓ Солі хлоридної кислоти й саму кислоту можна виявити в розчині за допомогою розчину арґентум(I) нітрату.

Сторінка ерудита

Солі, при утворенні яких у молекулі кислоти всі атоми Гідрогену заміщуються на атоми металу, дістали назву середніх солей. Середні солі не містять ні атомів Гідрогену, ні гідроксильних груп, а до їх складу входять атоми одного металічного елемента, наприклад, K_2SO_4, K_3PO_4.

Крім середніх, існують ще й інші солі, зокрема кислі, основні, подвійні.

Кислі солі є продуктом неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на метал. Тому кислотні залишки таких солей містять атоми Гідрогену, наприклад, $KHSO_4$, KH_2PO_4, K_2HPO_4.

У молекулах сульфатної та ортофосфатної кислот заміщений на метал 1 атом Гідрогену, тому залишки HSO_4 і H_2PO_4, одновалентні. У третій формулі K_2HPO_4 заміщено на метал 2 атоми Гідрогену, отже, валентність кислотного залишку HPO_4 дорівнює II. Як бачимо, кислі солі утворюються кислотами, що містять 2 та більше атомів Гідрогену. Наявність одного атома Гідрогену в складі кислих солей позначають словом «гідроген», двох — «дигідроген»:

$KHSO_4$ — калій гідрогенсульфат;

KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат;

K_2HPO_4 — калій гідрогенортофосфат.

Основними називають солі, добуті частковою нейтралізацією основи кислотою (наприклад, $Mg(OH)Cl$ — магній гідроксохлорид), подвійними — солі, добуті заміщенням атомів Гідрогену атомами двох металів (наприклад, $KAl(SO_4)_2$ — калій алюміній сульфат).

Яка сіль (середня, кисла чи основна) утвориться, залежить від кількості взятих для проведення реакції реагентів.

Знаємо, розуміємо

1. За яких умов відбувається взаємодія солей із кислотами?
2. За яких умов відбувається взаємодія двох солей?
3. Як, користуючись витискувальним рядом металів, спрогнозувати взаємодію в розчині солі й іншого металу?
4. Схарактеризуйте хімічні властивості солей.

Застосовуємо

155. Установіть відповідність між формулами та назвами солей.

Формула солі		Назва	
1	$CaSO_3$	А	кальцій фосфат
2	$Ca_3(PO_4)_2$	Б	арґентум хлорид
3	$AlCl_3$	В	кальцій сульфід
4	CaS	Г	алюміній хлорид
		Д	кальцій сульфіт

156. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Взаємодія солей із металами належить до реакцій обміну.

Твердження 2. Натрій сульфат і купрум(II) гідроксид взаємодіють між собою.

А Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

157. У наведених схемах відновіть формули солей та запишіть рівняння хімічних реакцій:

а) ... + KOH → $Cu(OH)_2$ + ...

б) $Ca(NO_3)_2$ + ... → $CaCO_3$ + ...

в) $AlCl_3$ + ... → AgCl + ...

158. Напишіть рівняння реакцій обміну між розчинами таких солей:

а) купрум(II) хлорид і натрій сульфід;

б) алюміній сульфат і барій нітрат.

159. За рівнянням реакції б) обчисліть кількість речовини алюміній сульфату і барій нітрату, у результаті взаємодії яких утворився осад масою 13,908 г.

160. Запропонуйте три різних способи добування магній хлориду. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

161. Питна сода є кислою сіллю металічного елемента Натрію та карбонатної кислоти. Складіть формулу цієї солі та запишіть рівняння реакції її добування з натрій гідроксиду й кислотного оксиду, що відповідає карбонатній кислоті.

§ 42 Загальні способи добування неорганічних речовин

Вивчення параграфа допоможе вам:

- узагальнити знання хімічних властивостей простих і складних речовин;
- характеризувати способи добування оксидів, основ, кислот, середніх солей.

Вивчаючи тему «Основні класи неорганічних сполук», ви ознайомилися з багатьма представниками кожного класу. Частина з них існує у природі, та набагато більше — створених людиною. Коротко пригадаємо відомі вам основні способи добування неорганічних сполук, розглянемо нові.

ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ. Оксиди добувають із простих та складних речовин шляхом їх окиснення чи розкладання під час нагрівання.

1. Окиснення простих речовин:

$$S + O_2 \overset{t°C}{=} SO_2$$

$$2Zn + O_2 \overset{t°C}{=} 2ZnO$$

До якого типу реакцій належать ці реакції?

2. Окиснення складних речовин:

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t°C}{=} 2ZnO + 2SO_2$$

$$SiH_4 + 2O_2 \overset{t°C}{=} SiO_2 + H_2O$$

3. Розкладання нерозчинних основ чи амфотерних гідроксидів під час нагрівання:

$$Co(OH)_2 \overset{t°C}{=} CoO + H_2O$$

$$2Al(OH)_3 \overset{t°C}{=} Al_2O_3 + 3H_2O$$

Попрацюйте групами

Добування скількох і яких саме оксидів (пригадайте їх класифікацію) відображають наведені схеми? Напишіть рівняння відповідних реакцій і назви утворених оксидів.

ДОБУВАННЯ КИСЛОТ. Безоксигенові та оксигеновмісні кислоти добувають реакцією сполучення.

1. Для одержання безоксигенових кислот водень сполучають із неметалом:

$$H_2 + Br_2 = 2HBr$$

гідроген бромід

Добуту газувату речовину розчиняють у воді. Водний розчин гідроген броміду має назву «бромідна кислота».

2. Оксигеновмісні кислоти добувають реакцією сполучення складних речовин — кислотного оксиду і води:

$$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$$

ДОБУВАННЯ ОСНОВ. **Розчинні основи (луги)** добувають із металу або його оксиду та води.

1. Взаємодія активних металів із водою приводить до утворення лугів та виділення водню:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

До якого типу реакцій вона належить?

2. Взаємодія оксидів активних металічних елементів з водою завершується утворенням розчинного у воді гідроксиду — лугу:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

Який це тип реакції?

3. У промисловості луги добувають електролізом водних розчинів безоксигенових кислот. Цей спосіб ви вивчатимете в наступному класі.

4. Нерозчинні основи добувають дією розчину лугу на розчинну сіль відповідного металу:

$$FeSO_4 + 2KOH = Fe(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$$

ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ. Порівняно з розглянутими класами сполук, солі можна добути більшою кількістю **способів**. Більшість із них вам уже відома.

Пригадайте особливості взаємодії кислот із металами і скажіть, для добування яких солей можна застосувати цей спосіб.

1. Взаємодія металу з кислотою:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

2. Взаємодія оксиду металічного елемента з кислотою:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

3. Взаємодія основи з кислотою:

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$$

4. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою:

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$$

5. Взаємодія солі з кислотою:

$$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = H_2SiO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

6. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом:

$$Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4$$

7. Взаємодія металу з розчином солі іншого металу:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

8. Взаємодія металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

Попрацюйте групами

1. Назвіть, до якого типу реакцій належить кожна з розглянутих у рубриці «Добування солей».
2. Назвіть солі, формули яких трапляються в цих рівняннях, за сучасною науковою українською номенклатурою.
3. Обговоріть умови перебігу кожної реакції.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Навчальний проект «Вирощування кристалів солей».

Кристали утворюються внаслідок кристалізації речовин із розчинів чи розплавів. У цьому ви можете переконатися самостійно. Виділіть речовину йонної будови з розчину у вигляді красивих кристалів.

Завдання 1. Виконайте завдання з рубрики «Хімія — це життя: сторінка природодослідника» на с. 123.

Завдання 2. На заняттях гуртка виконайте цікавий дослід, що дістав назву *водорості морського дна*. Він аналогічний попередньому, проте врізноманітнення набору солей для його проведення ($CoCl_2$, $CuSO_4$, $CrCl_3$, $FeSO_4$, $MnCl_2$, $FeCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $MgCl_2$) дасть змогу отримати кристали, що нагадують химерний підводний світ водоростей і коралів.

Стисло про основне

- Хімічні реакції супроводжуються утворенням різних речовин, що дає змогу з відповідних реагентів добути потрібні речовини.
- До загальних способів добування оксидів належать: окиснення простих і складних речовин, розкладання нерозчинних гідроксидів під час нагрівання та деякі інші.
- До загальних способів добування розчинних основ (лугів) належать: взаємодія відповідних металів із водою, взаємодія відповідних оксидів із водою та гідроліз (розклад) розчинів солей безоксигенових кислот.
- Нерозчинні основи добувають взаємодіїю лугу з сіллю металу у розчині.
- До загальних способів добування кислот належать реакції сполучення: водню з неметалом (безоксигенова кислота) та води й кислотного оксиду (оксигеновмісна кислота).
- Солі добувають із речовин, що містять металічний елемент (вільний метал, оксид металу, гідроксид металу, сіль), піддаючи їх взаємодії з речовинами, до складу яких входить кислотний залишок (кислота, сіль), а також із кислотними оксидами.
- Солі безоксигенових кислот можна добути взаємодією металу з неметалом.

Сторінка ерудита

У лабораторії луг можна добути як з металу, так і з оксиду. Але ж ні металів натрію, калію, кальцію, барію, ні їх оксидів у природі не існує. Тож ці способи добування лугів можна застосовувати лише як лабораторні. Щоб забезпечити лугами різні виробництва, потрібні інші способи їх добування з природної сировини. Уперше добули луг, піддавши електролізу (розкладу) постійним струмом розчин солі натрій хлориду. Це відкриття лягло в основу промислових способів виробництва лугів натрій гідроксиду та калій гідроксиду.

Як відбувається електроліз, ви вивчатимете пізніше. А поки що запишемо сумарне рівняння електролізу водного розчину натрій хлориду:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ел. струм}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

Як бачимо із запису, з доступних і наявних у природі кухонної солі та води вдається добути три нові речовини, яких у природі не існує, але кожна з яких використовується у промисловості.

Знаємо, розуміємо

1. Перелічіть основні способи добування:

а) оксидів;
б) основ;
в) кислот;
г) солей.

2. Які оксиди можна добути, окиснивши цинк сульфід?

162. Карбон утворює з Оксигеном два оксиди: в одному він проявляє валентність два, у другому — чотири. Запишіть рівняння реакцій утворення цих оксидів.

163. Напишіть рівняння добування однієї із солей якомога більшою кількістю способів.

164. Під час добування яких речовин у реакцію вступає вода: хлоридна кислота, натрій хлорид, сульфітна кислота, ферум(III) гідроксид, барій гідроксид? Запишіть рівняння відповідних реакцій.

165. Алюміній оксид, добутий розкладанням алюміній гідроксиду кількістю речовини 2 моль, використали для взаємодії з хлоридною кислотою. Обчисліть масу утвореної солі.

166. Якої помилки припустився учень, коли вирішив добути купрум(II) гідроксид із купрум(II) оксиду та води? Які реакції ви запропонували б йому провести, щоб добути купрум(II) оксид?

§ 43 Генетичні зв'язки між простими речовинами та основними класами неорганічних сполук

ГЕНЕТИЧНІ РЯДИ. Відтепер вам відома різноманітність класів неорганічних сполук, яку можна представити такою схемою:

Вивчення параграфа допоможе вам:

- розширити знання з хімії поняттям про генетичні ряди;
- установлювати генетичні зв'язки між простими та складними речовинами, основними класами неорганічних сполук;
- удосконалювати вміння працювати з інформацією, поданою у вигляді схем.

Під час вивчення властивостей речовин ви з'ясували, що за допомогою відповідних хімічних реакцій із речовин одного класу можна добувати речовини інших класів. Такі взаємоперетворення дістали назву **генетичних рядів**.

У перекладі з грецької *генетичний* означає — такий, що стосується походження, вивчає розвиток чого-небудь.

Розглядаючи хімічні властивості сполук різних класів, можна простежити, як вони пов'язані між собою походженням, тобто скласти генетичні ряди, в яких простежується споріднений зв'язок між класами неорганічних сполук конкретного металу чи неметалу.

Генети́чний зв'язок — це зв'язок між речовинами різних класів, що ґрунтується на взаємоперетворенні речовин і показує походження одних речовин від інших.

Знання генетичних зв'язків пояснює різноманітність класів неорганічних сполук і речовин у природі, відкриває перед ученими перспективи створення нових речовин.

Було давно помічено, що речовини, які беруть свій початок від простих речовин — металів, суттєво відрізняються за властивостями від речовин, що беруть початок від простих речовин — неметалів. Тому розрізняють два генетичні ряди: *генетичний ряд металів* та *генетичний ряд неметалів*.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД МЕТАЛІВ. Генетичні зв'язки металу і його сполук можна представити в такому вигляді:

Метал → основний оксид → основа (луг) → сіль

Метал, що започатковує генетичний ряд, наявний в усіх його складних речовинах, наприклад:

$$Ca \xrightarrow{1} CaO \xrightarrow{2} Ca(OH)_2 \xrightarrow{3} CaCl_2$$

$$1)\ 2Ca + O_2 = 2CaO$$

$$2)\ CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

$$3)\ Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$$

Як вам відомо, нерозчинну основу не можна добути з оксиду, піддавши його взаємодії з водою. Тому генетичний зв'язок ускладнюється на одну ланку:

Метал → основний оксид → сіль → основа → інша сіль

Для міді та сполук Купруму він має вигляд:

$$Cu \xrightarrow{1} CuO \xrightarrow{2} CuSO_4 \xrightarrow{3} Cu(OH)_2 \xrightarrow{4} CuCl_2$$

$$1)\ 2Cu + O_2 = 2CuO$$

$$2)\ CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

$$3)\ CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$$

$$4)\ Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$$

Проте необов'язково, щоб з утворенням солі генетичний ряд завершувався. Його можна продовжити і, зокрема, у зворотному напрямі:

$$Cu \xrightarrow{1} CuO \xrightarrow{2} CuSO_4 \xrightarrow{3} Cu(OH)_2 \xrightarrow{4} CuCl_2 \xrightarrow{5} Cu(OH)_2 \xrightarrow{6} CuO \xrightarrow{7} Cu.$$

У цьому генетичному ряді перші чотири дії аналогічні розглянутим вище, а решта є новими:

$$6)\ Cu(OH)_2 \xrightarrow{t\,°C} CuO + H_2O;$$

$$7)\ CuO + H_2 \xrightarrow{t\,°C} Cu + H_2O.$$

Дія 7 вказує на те, що існують реакції, за допомогою яких можна вилучити метал з його оксиду і в такий спосіб добути просту речовину.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД НЕМЕТАЛІВ. Генетичний ряд неметалів вибудовується за тим самим принципом, що й металів, лише гідрат оксиду в ньому не основа, а кислота:

Неметал → кислотний оксид → кислота → сіль

Розглянемо генетичний ряд неметалів на прикладі сірки:

$$S \xrightarrow{1} SO_2 \xrightarrow{2} H_2SO_3 \xrightarrow{3} K_2SO_3$$

$$1)\ S + O_2 = SO_2$$

$$2)\ H_2O + SO_2 = H_2SO_3$$

$$3)\ 2KOH + H_2SO_3 = K_2SO_3 + 2H_2O$$

Отже, ви ознайомилися з типовими варіантами генетичних рядів металів і неметалів.

ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. Зв'язки простежуються не лише в межах генетичного ряду, а й між генетичними рядами металів і неметалів, про що свідчить така узагальнювальна схема:

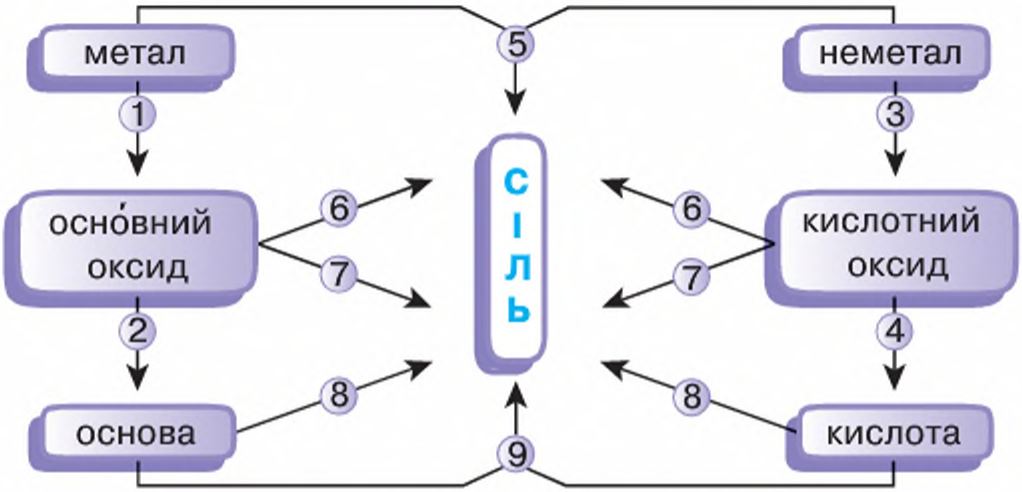


Схема генетичних зв'язків металів і неметалів та їхніх сполук

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. Розробіть план виконання дослідів на підтвердження генетичного ряду фосфору.

1. Складіть схему, що відображає генетичний ряд фосфору, використовуючи формули та назви речовин.

2. Доберіть речовини, необхідні для здійснення перетворень за складеною вами в завданні 1 схемою.

3. Запишіть рівняння реакцій відповідно до складеної схеми.

Стисло про основне

- Генетичний зв'язок класів неорганічних сполук — це зв'язок, що розкриває здатність одних речовин перетворюватися на інші та доводить єдність їх походження.
- Генетичний ряд металів вибудовується на основі одного й того самого металу в послідовності:

Метал → основний оксид → основа → сіль

- Генетичний ряд неметалів вибудовується на основі одного й того самого неметалу в послідовності:

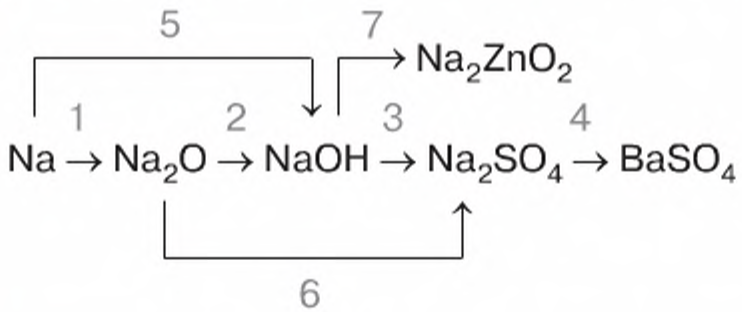
Неметал → кислотний оксид → кислота → сіль

- Між класами сполук існує генетичний зв'язок: з речовин одного класу можна добути речовини інших класів.

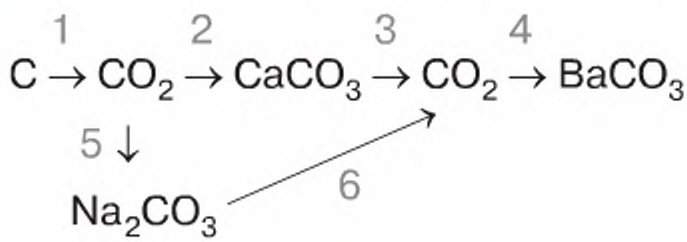
Сторінка ерудита

У параграфі наведено генетичні ряди лінійної будови. Проте різноманітність речовин та їхніх властивостей дає змогу будувати розгалужені генетичні ряди. Такі ряди розкривають генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук. Розглянемо це на конкретних прикладах.

Приклад 1. Генетичні зв'язки металу та сполук металічного елемента:



Приклад 2. Генетичні зв'язки неметалу та сполук неметалічного елемента:



Застосовуємо

167. Знайдіть та виправте помилку у схемі генетичного ряду неметалу:

неметал → оксид неметалу → основа → сіль.

168. Доповніть генетичний ряд кремнію, що дає змогу добути з оксиду кислоту:

кремній → силіцій(IV) оксид → ? → силікатна кислота.

Напишіть рівняння відповідних реакцій.

169. Із наведених формул речовин побудуйте генетичні ряди:

а) Li_2O, Li, LiOH, Li_3PO_4;

б) Mg SO_4, Mg, $Mg(OH)_2$, MgO.

За побудованими генетичними рядами напишіть рівняння хімічних реакцій. Зазначте типи хімічних реакцій та назви продуктів реакції.

170. До прикладів 1 та 2 з рубрики «Сторінка ерудита» напишіть рівняння реакцій.

171. Складіть самостійно схему генетичних зв'язків основних класів сполук для конкретного металу чи неметалу.

§ 44 Значення хімічного експерименту як джерела знань. *Практична робота 1.* Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

Вивчення параграфа допоможе вам:

- дізнатися про те, як завдяки експериментальному методу в хімії отримують нові знання про речовини та явища і здобувають підтвердження наукових припущень.

Вам відомі різні методи дослідження речовин та явищ, у тому числі й експеримент.

Експериментом називають науковий дослід із вивчення властивостей речовин та явищ у спеціально створених умовах.

Цей метод дослідження характерний для багатьох наук та найбільш поширений у природничих науках — біології, фізиці, хімії. Використовуючи експеримент як метод досліджень, учені-хіміки всебічно вивчають хімічні властивості речовин, створюють нові речовини з наперед заданими властивостями, у тому числі й ті, потребу в яких організм людини відчуває постійно, наприклад вітаміни. Завдяки експериментальному методу стрімко розвивається фармацевтична промисловість (синтез лікарських речовин), синтетичних мийних засобів (пральні порошки, шампуні, засоби для догляду за речами, побутовими приладами тощо).

Вивчаючи класи неорганічних сполук, ви спостерігали за проведенням хімічного експерименту вчителем, а також самостійно виконували лабораторні досліди в класі та проводили домашні експерименти за завданнями, уміщеними в рубриці «Сторінка природодослідника». Цей досвід дав вам змогу пересвідчитись у достовірності інформації про властивості класів неорганічних сполук, сприяв формуванню експериментальних умінь.

Відтепер ви можете здійснювати самостійні дослідження окремих властивостей речовин, виконувати завдання, які в підручнику не деталізовано. Для цього вам необхідно спершу скласти план проведення дослідження, спрогнозувати результати та підтвердити їх достовірність за допомогою експерименту. Успішне виконання подібних завдань стане переконливим доказом ваших знань, удосконалить уміння з організації та проведення хімічного експерименту: прогнозувати, складати план експерименту, збирати нескладні прилади, користуватися хімічним посудом і лабораторним обладнанням тощо.

У вас буде нагода здійснити все це, виконуючи завдання практичної роботи 1. Власноруч проведені дослідження властивостей окремих пред-

ставників основних класів неорганічних сполук конкретизують ваші знання про них, формуватимуть уміння планувати експеримент, проводити його, описувати спостереження, висловлювати судження про значення хімічного експерименту як джерела знань.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 1.

Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

Виконуючи завдання цієї практичної роботи, ви матимете змогу здобути підтвердження істинності наукових знань про властивості складних неорганічних речовин та оцінити свої навчальні досягнення.

Завдання 1. Дослідіть фізичні та хімічні властивості натрій гідроксиду, ферум(III) гідроксиду, цинк гідроксиду. У висновку зазначте спільне та відмінне у властивостях цих речовин.

Завдання 2. Дослідіть здатність хлоридної кислоти і натрій хлориду до взаємодії з аргентум(I) нітратом. Зробіть висновок, як можна виявити хлоридну кислоту і хлориди в розчині. Які з них є спільними з властивостями солей цієї кислоти?

Завдання 3. Від тривалого кип'ятіння води на стінках чайника з'являється накип — відкладання твердих кальцій та магній карбонатів. Дослідним шляхом (для проведення експерименту скористайтеся крейдою) з'ясуйте, речовинами якого класу неорганічних сполук можна усунути накип.

Завдання 4. Добудьте карбон(IV) оксид та дослідіть хімічний характер цього оксиду.

Завдання 5. Дослідіть здатність заліза витісняти метали цинк та мідь із розчинів їхніх солей.

Завдання 6. Дослідним шляхом доведіть, що сульфатна кислота містить атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на метал.

По кожному із завдань опишіть спостереження, дайте їм пояснення. Напишіть рівняння та зазначте типи всіх проведених вами хімічних реакцій. Зробіть загальний висновок, які знання та вміння знадобилися вам, щоб виконати завдання практичної роботи.

Сторінка ерудита

Без хімічного експерименту неможливо створювати нові речовини, а тим більше — речовини з наперед прогнозованими властивостями. Покажемо це на прикладі *інсуліну* — таку назву має речовина, що виробляється підшлунковою залозою в організмі всіх хребетних, включаючи людину. Основне його призначення — регулювати вміст глюкози у складі крові. Саме завдяки інсуліну рівень глюкози в крові залишається постійним, незважаючи на те, скільки споживається вуглеводів (цукор, крохмаль). Якщо ж інсуліну в організмі людини виробляється недостатньо, це спричинює серйозне порушення обміну речовин, що дістало назву цукрового діабету. Хворим на цукровий діабет потрібно щоденно вводити

інсулін. Спершу його одержували виключно з підшлункових залоз тварин у спеціальних лабораторіях при м'ясокомбінатах.

Учені тривалий час досліджували будову інсуліну та шукали спосіб його синтезу, тобто добування в хімічній лабораторії. Наприкінці XX ст. їхні зусилля увінчалися успіхом — складна будова органічної речовини інсуліну була встановлена. Розпочався наступний етап роботи, який полягав у винайденні способу створення штучного інсуліну. Після його завершення інсулін почали виготовляти масово. У 2003 р. Київський завод з виробництва інсуліну випустив свою першу продукцію. Так, завдяки експериментальному методу досліджень, яким скористалися хіміки, біологи, медичні працівники, було розв'язано проблему забезпечення життєво необхідним препаратом людей, хворих на цукровий діабет.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину

Серед рослин є такі, що їх можна використати замість індикаторів.

Завдання 1. Дослідіть, як колір соку столового буряка змінюється в кислому середовищі, лужному середовищі, воді.

Вам знадобляться: сік столового буряка, оцет, лимонна кислота чи розбавлений водою сік лимона, розчин господарського мила.

Результати спостережень запишіть у зошит і зробіть відповідні висновки.

Завдання 2. Скориставшись одержаними в завданні 4 (практична робота) результатами, усуньте накип на стінках чайника, яким користуєтеся вдома.

Працюємо з медіа-джерелами

Користуючись різними джерелами інформації, виконайте навчальний проект на тему «Видатні експериментальні дослідження хіміків сучасності».

Знаємо, розуміємо

1. Запропонуйте фізичний та хімічний способи очищення іржавих гвіздків від іржі.
2. На підставі результатів, здобутих у завданні 6 (практична робота), зробіть висновок, який із металів — цинк чи мідь — імовірніше може трапитися в природі у вільному стані, а який — у вигляді сполук.
3. Яке значення в хімії має експериментальний метод дослідження?

Застосовуємо

172. Укажіть, яку з речовин можна добути взаємодією оксиду з водою:

А хлоридна кислота
Б сульфатна кислота
В силікатна кислота
Г цинк гідроксид

173. Укажіть речовину, дією якої на натрій карбонат можна добути нерозчинну сіль:

А вода
Б нітратна кислота
В купрум(II) гідроксид
Г кальцій нітрат

§ 45 Експериментальні задачі. *Практична робота 2.* Розв'язування експериментальних задач

Вивчення параграфа допоможе вам:

- розрізняти розрахункові та експериментальні хімічні задачі;
- прогнозувати перебіг хімічних реакцій;
- підготуватися до виконання практичної роботи з розв'язування експериментальних задач;
- розвивати вміння планувати хімічний експеримент.

Хімічні задачі поділяють на дві великі групи — розрахункові та експериментальні. Розв'язування перших передбачає проведення математичних обчислень, наприклад, розрахунків за хімічними рівняннями маси чи об'єму речовини. Експериментальні задачі розв'язують дослідним шляхом.

Експериментальними називають задачі, розв'язування яких потребує виконання хімічного експерименту.

Це можуть бути задачі, за умовою яких необхідно:

а) розпізнати речовини;

б) установити якісний склад речовин;

в) добути речовину різними способами чи здійснити перетворення, дотримуючись заданої схеми.

Для успішного розв'язування експериментальних задач необхідно знати фізичні та хімічні властивості речовин, способи їх добування.

Перш ніж приступати до розв'язування експериментальної задачі, слід провести уявний експеримент. Для задач на розпізнавання речовин він полягає в тому, що на основі знань про властивості класів сполук розробляють план експериментального розпізнавання виданих для досліду речовин та встановлюють послідовність виконання дослідів. *Розглянемо приклади.*

Приклад 1. Розпізнати, в яких пронумерованих, але без етикеток, пробірках містяться: хлоридна кислота, розчини сульфатної кислоти, натрій хлориду, натрій гідроксиду.

Розв'язання

Міркуємо так: рідини в усіх пробірках однакові на вигляд, тому за агрегатним станом та кольором провести розпізнавання хоча б однієї з речовин не вдасться. Отже, слід розпізнавати речовини, використовуючи

їхні хімічні властивості. Досить часто трапляється, що дві, а то й більше речовин, які розпізнають, однаково реагують при взаємодії з речовиною, за допомогою якої хочуть здійснити розпізнавання. Це створює певні труднощі під час розв'язування експериментальних задач. Їх можна уникнути, оформивши уявний експеримент у вигляді таблиці:

Формули речовин за умовою задачі	Речовини, за допомогою яких здійснюють розпізнавання				
	$BaCl_2$	Цинк	Фенолфталеїн	$AgNO_3$	Відповідь (№ пробірки)
HCl	Без змін	H_2			
H_2SO_4	$BaSO_4\downarrow$				
NaCl	Без змін	Без змін	Без змін	$AgCl\downarrow$	
NaOH	Без змін	Без змін	Малиновий		
№ досліду	1	2	3	4	

З таблиці бачимо, що для розв'язування задачі речовини, за допомогою яких необхідно розпізнати речовини з умови задачі, слід використовувати в такій послідовності: барій хлорид, цинк, фенолфталеїн, арґентум нітрат.

Пам'ятайте! З виданих пробірок слід відливати (відбирати) для розпізнавання невеликі порції речовин або їх розчинів. Це правило потрібно обов'язково виконувати, оскільки невідомо, котрого разу вдасться розпізнати речовину.

Отже, спочатку віділлємо в чисті пробірки трохи (близько 1 мл) кожної речовини і по черзі додамо до них розчин барій хлориду. Тільки в одній із пробірок з'явиться білий осад — у тій, що містить сульфатну кислоту:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Номер цієї пробірки записуємо у відповіді.

Зверніть увагу, що взаємодію з цинком визначено як другий дослід. Якби його проводили першим, то відразу у двох пробірках (із хлоридною та сульфатною кислотами) спостерігали б виділення водню й розпізнати кислоти не вдалося б.

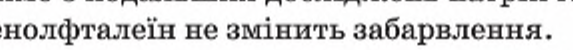
Подальше дослідження проводимо, вилучивши з дослідів пробірку із сульфатною кислотою. Із трьох пробірок, що містять нерозпізнані речовини, відливаємо в чисті пробірки по 1 мл розчинів й обережно кладемо в кожну гранули цинку. Лише в одній пробірці спостерігається виділення водню. Із трьох досліджуваних речовин це властиве лише хлоридній кислоті.

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Записуємо у відповіді номер цієї пробірки навпроти комірки з формулою HCl і більше з цією речовиною не працюємо.

Залишилося розпізнати натрій хлорид і натрій гідроксид. Насамперед скористаємося фенолфталеїном, бо з арґентум(I) нітратом осади утворять обидві речовини. У пробірці з натрій гідроксидом розчин індикатора набуде малинового забарвлення.

Залишається впевнитися, що в останній пробірці міститься натрій хлорид, додавши до неї арґентум(I) нітрат:



$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + Na\,NO_3$$

Дістали сернисто-білий осад арґентум(I) хлориду.

А чи може бути інша послідовність? Так. Наприклад, можна розпізнавання починати з використання фенолфталеїну. Так ми відразу визначимо та вилучимо з подальших досліджень натрій гідроксид, адже в інших розчинах фенолфталеїн не змінить забарвлення.

Приклад 2. Як різними способами добути магній хлорид?

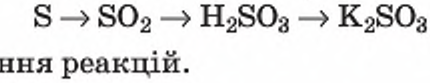
Розв'язання

Магній хлорид $MgCl_2$ — це сіль безоксигенової кислоти й досить активного металу магнію. Тож можна використати всі вивчені способи добування солей:

1) магній + хлор → магній хлорид;
2) магній + хлоридна кислота → магній хлорид + водень;
3) магній оксид + хлоридна кислота → магній хлорид + вода;
4) магній гідроксид + хлоридна кислота → магній хлорид + вода;
5) магній сульфат + барій хлорид → магній хлорид + барій сульфат↓.

До зазначених схем самостійно напишіть рівняння реакцій.

Приклад 3. Здійснити експеримент за схемою перетворень:



$$S \xrightarrow{1} SO_2 \xrightarrow{2} H_2SO_3 \xrightarrow{3} K_2SO_3$$

та запишіть рівняння реакцій.

Розв'язання

1. Добуваємо сульфур(IV) оксид спалюванням сірки.

2. Розчинення добутого кислотного оксиду у воді та одержання розчину кислоти.

3. Нейтралізація кислоти лугом.

Потренуватись у розв'язуванні експериментальних задач ви зможете під час виконання лабораторного досліду «Розв'язування експериментальних задач.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 9.
Розв'язування експериментальних задач

Пам'ятайте про заходи безпеки під час роботи, дотримуйтеся їх.

Задача 1. Добудьте купрум(II) сульфат двома способами.

Задача 2. Розпізнайте розчини хлоридної кислоти й натрій хлориду.

Задача 3. Розпізнайте розчини магній хлориду й магній сульфату.

Задача 4. Розпізнайте розчини нітратної кислоти й натрій гідроксиду.

Перш ніж приступити до проведення хімічного експерименту, складіть план практичного розв'язування задачі, продумайте, які інші речовини будете використовувати, яким обладнанням і посудом скористаєтесь.

Усе це, результати спостережень, а також рівняння реакцій опишіть у робочому зошиті.

Упродовж наступного уроку ви будете виконувати практичну роботу 2. Для того щоб добре підготуватися до її виконання, проведіть уявний хімічний експеримент із розв'язування зазначених експериментальних задач.

Практична робота 2.
Розв'язування експериментальних задач

Експериментальна задача 1. Визначте, у якій із пробірок містяться розчини кислоти, лугу та вода.

Експериментальна задача 2. Визначте, у якій із пробірок міститься сульфатна кислота, а в якій її сіль — натрій сульфат.

Експериментальна задача 3*. Визначте, у якій із пробірок міститься натрій карбонат, а в якій — натрій хлорид.

Експериментальна задача 4. Визначте, у якій із пробірок містяться хлоридна кислота, калій хлорид, барій хлорид.

Експериментальна задача 5*. Визначте, у якій із пробірок міститься розчин цинк сульфату, а в якій — магній сульфату.

Експериментальна задача 6. Не проводячи хімічних реакцій, розпізнайте магній оксид та купрум(II) оксид.

Експериментальна задача 7. За допомогою хімічних реакцій розпізнайте цинк оксид та магній карбонат.

Експериментальна задача 8*. За допомогою хімічних реакцій доведіть наявність домішок порошкоподібного купрум(II) оксиду в порошку графіту.

Експериментальна задача 9. Здійсніть хімічні перетворення за такими схемами:

а) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2$;

б) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2$;

в) $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$.

Експериментальна задача 10. Добудьте із:

а) купрум(II) оксиду — купрум(II) сульфат;

б) ферум(III) сульфату — ферум(III) гідроксид;

в) купрум(II) гідроксиду — купрум(II) оксид.

Експериментальна задача 11*. Добудьте різними способами:

а) цинк сульфат;

б) карбон(IV) оксид;

в) купрум(II) хлорид.

Звіт про виконану роботу оформіть у зошитах.

§ 46 Залежність характеру елементів і властивостей їхніх сполук від електронної будови атомів

Ви знаєте, що кожний елемент у періодичній системі займає постійне, чітко визначене місце, за яким можна безпомилково дізнатися про: а) заряд ядра атома; б) число електронів; в) кількість енергетичних рівнів. А яким чином пов'язані (чи існує залежність) електронна будова атомів і хімічний характер елементів та їхніх сполук?

Для отримання відповіді спершу виконаємо демонстраційні досліди з виявлення характеру гідратів оксидів хімічних елементів одного періоду.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ДОВЕДЕННЯ ХАРАКТЕРУ ГІДРАТІВ ОКСИДІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ОДНОГО ПЕРІОДУ. Для проведення дослідів оберемо гідрати оксидів Натрію, Алюмінію та Сульфуру — елементів 3-го періоду.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- повторити особливості електронної будови атомів хімічних елементів;
- визначати хімічний характер оксидів, гідратів оксидів конкретного елемента;
- пояснювати зв'язок електронної будови атомів і хімічного характеру елементів та властивостей утворених ними сполук;
- узагальнити відомості про зміну властивостей елементів та їхніх сполук у межах головних підгруп (груп А) і періодів періодичної системи.

Попрацюйте групами

1. Спостерігайте за дослідами, що їх демонструє вчитель.
2. Дайте пояснення спостережуваним змінам.
3. Напишіть рівняння реакцій, що відбулися у проведених дослідах.

Дослід 1. У дві пробірки наллємо розчин натрій гідроксиду та додамо по кілька крапель індикатора лужного середовища (наприклад, фенолфталеїну). В одну пробірку доллємо хлоридної кислоти, у другу помістимо трохи порошку магній гідроксиду. Спостереженням виявимо, що в першій пробірці колір індикатора змінився з малинового на безбарвний. У другій видимих змін не сталося. Про що це свідчить?

Дослід 2. Добудемо алюміній гідроксид із розчину його солі алюміній хлориду, подіявши на неї невеликою кількістю натрій гідроксиду. Добутий осад розділимо на дві пробірки. В першу доллємо розчину лугу до повного зникнення осаду, а в другу — хлоридної чи іншої кислоти (теж до повного зникнення осаду).

Поясніть, чому в обох пробірках осад розчинився. Напишіть рівняння проведених хімічних явищ.

Дослід 3. Наллємо у дві пробірки розчин сульфатної кислоти та додамо у кожну по кілька крапель індикатора кислого середовища, наприклад метилового оранжевого.

Як змінився колір вмісту пробірок? Поясніть, чому.

В одну пробірку до сульфатної кислоти доллємо розчину лугу, у другу — розчину іншої кислоти і спостерігатимемо за змінами кольору індикатора. Після доливання малими порціями розчину лугу до кислоти спостерігається зникнення рожевого кольору. Натомість з'являється оранжевий, а якщо лугу взяли з надлишком, то жовтий. Поясніть результати спостереження.

Експериментальним шляхом ми отримали підтвердження, що властивості досліджуваних гідратів оксидів різні. Натрій гідроксид — типова основа з вираженими лужними властивостями, алюміній гідроксид — амфотерний гідроксид, а сульфатна кислота має всі властивості кислоти.

Ви знаєте, що натрій гідроксиду відповідає основний оксид — натрій оксид, алюміній гідроксиду відповідає амфотерний оксид алюміній оксид, а сульфатній кислоті — кислотний оксид сульфур(VI) оксид.

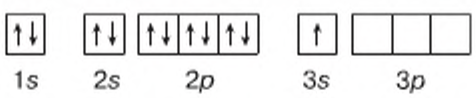
$NaOH$ Na_2O Основні властивості	$Al(OH)_3$ Al_2O_3 Амфотерні властивості	H_2SO_4 SO_3 Кислотні властивості

Як бачимо, у межах 3-го періоду зі збільшенням протонного числа властивості сполук хімічних елементів змінилися від типових основних — через амфотерні — до кислотних.

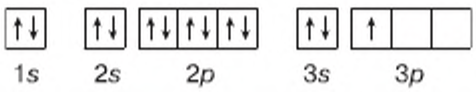
ЗВ'ЯЗОК МІЖ ХІМІЧНИМ ХАРАКТЕРОМ ЕЛЕМЕНТІВ, ВЛАСТИВОСТЯМИ ЇХНІХ СПОЛУК І ЕЛЕКТРОННОЮ БУДОВОЮ АТОМА. На основі сучасної теорії будови атома вчені пояснюють, що характер хімічних властивостей елементів та його зміна в періодах перебуває в залежності від будови електронних оболонок атомів. Щоб пригадати, як змінюється будова електронних оболонок атомів хімічних елементів одного періоду.

Проаналізуємо електронні формули атомів цих хімічних елементів, з гідратами оксидів яких виконувалися досліди:

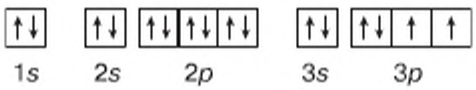
$$_{11}Na\ 1s^2\ 2s^2 2p^6\ \mathbf{3s^1}$$



$_{13}Al\ 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$



$_{16}S\ 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$



За кількістю енергетичних рівнів атоми Натрію, Алюмінію та Сульфуру відмінностей не мають. Однак у кожного з них різне число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, яке зі збільшенням порядкового номера елемента зростає. У Натрію один електрон, в Алюмінію три, у Сульфуру — шість.

Повторіть параграф 15 та тему 2 «Хімічний зв'язок і будова речовини», щоб пригадати, що атоми металічних елементів містять на зовнішньому енергетичному рівні мало електронів, тому він у них далекий до звершення.

Атоми неметалічних елементів, навпаки, мають зовнішні енергетичні рівні наполовину й більше заповнені електронами (відлік ведеться у порівнянні з 8-електронним енергетичним рівнем). З позицій теорії будови атома в цьому слід шукати пояснення характеру хімічних елементів та їхніх сполук.

Як будова електронних оболонок атомів та місце елемента в періодичній системі позначаються на властивостях хімічних елементів та їхніх сполук, ілюструє таблиця 15.

Таблиця 15

Елементи третього періоду та їх деякі характеристики

Ознаки порівняння	Елементи третього періоду							
	Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
Порядковий номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl_2	Ar
	метали			**неметали**				
Формула вищого оксиду	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Формула гідрату оксиду	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	—
Валентність в оксиді та гідраті оксиду	1	2	3	4	5	6	7	—
Хімічні властивості оксиду та гідрату оксиду	**основні**		**амфотерні**	**кислотні**				
Спільне в будові атома	**Електронна оболонка має три енергетичні рівні**							
Число електронів на зовнішньому рівні	1	2	3	4	5	6	7	8

У періодах зі збільшенням протонного числа послаблюються металічні і посилюються неметалічні властивості елементів та їхніх сполук. Причиною цього є зростання числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома.

Така залежність між розміщенням елемента в періоді та властивостями утворених ним речовин є загальною для всіх періодів з тією лише різницею, що в малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

Якщо у короткоперіодичній системі хімічних елементів провести уявну лінію через елементи Берилій, Алюміній, Германій, Станум, Стибій, Плюмбум, Полоній, то у верхній правій частині міститимуться неметалічні елементи, а в нижній лівій — металічні. Елементи, розташовані на лінії поділу, — це металічні елементи з амфотерними властивостями оксидів та гідроксидів.

Залежно від того, в якій частині періодичної системи розміщений елемент, його сполуки виявляють або основні, або кислотні, або амфотерні хімічні властивості.

Відновіть у пам'яті розглянуті раніше властивості природних родин лужних елементів (параграф 5), галогенів та інертних елементів (параграф 6). Пригадайте, з якою активністю реагують із водою літій, натрій, калій та галогени з металами. Це ще раз переконає вас у тому, що металічні властивості лужних елементів зі збільшенням протонного числа посилюються, неметалічні властивості галогенів — послаблюються. Найактивніші лужні металічні елементи розміщені у групі під номером I, тобто на початку періодів, а найактивніші неметалічні елементи галогени — у групі під номером VII, тобто в кінці періодів. Елементом VIII групи закінчується кожний період.

Елементи однієї підгрупи (чи лужні, чи галогени, чи інших родин) мають спільні властивості завдяки однаковій будові зовнішнього енергетичного рівня.

Розглянуті залежності ще раз підтверджують універсальний характер періодичного закону й доводять, що він є фундаментальним законом природи.

Стисло про основне

- Зміна властивостей елементів у періодах є наслідком зміни числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома.
- У періодах металічні властивості елементів та їхніх сполук послаблюються, а неметалічні — посилюються. Що ближче до початку періоду розміщений елемент, то сильніше в нього виражені металічні властивості.
- Схожість хімічних властивостей елементів однієї підгрупи — результат однакової будови зовнішніх енергетичних рівнів їхніх атомів. Що більше протонне число металічного елемента, то він хімічно активніший за інші металічні елементи однієї з ним підгрупи.
- Періодична повторюваність властивостей елементів у періодах є наслідком періодичного повторення будови електронних оболонок атомів.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте означення періоду періодичної системи, наведіть приклади.

2. Які енергетичні підрівні існують у межах 2-го та 3-го енергетичних рівнів?

3. За місцем у періодичній системі хімічних елементів, протонні числа яких 52 і 56, спрогнозуйте хімічний характер їх оксидів.

4. Натрій чи Магній має сильніше виражений металічний характер?

5. Гідрат якого оксиду — CO_2 чи N_2O_5 — має сильніше виражені кислотні властивості? Відповідь обґрунтуйте.

6. Як змінюються металічні властивості хімічних елементів одного періоду зі збільшенням протонного числа?

7. Як змінюються неметалічні властивості елементів однієї підгрупи зі збільшенням протонного числа?

Застосовуємо

174. Для елементів другого періоду розгляньте, порівняйте та запишіть:

а) форми оксидів і гідратів оксидів, валентності елементів у них;

б) металічні та неметалічні властивості простих і складних речовин.

175. Чи відповідають результати вашого порівняння висновку, що в межах одного періоду відбувається поступовий перехід від металічних властивостей хімічних елементів та їхніх сполук до неметалічних?

176. Спрогнозуйте характер і хімічні властивості сполук елементів другого періоду з протонними числами 3, 6 і 9. На підтвердження вашого передбачення напишіть рівняння хімічних реакцій.

177. Розмістіть хімічні елементи за збільшенням неметалічних властивостей.

А Оксиген **В** Флуор

Б Карбон **Г** Нітроген

178*. Чи можуть оксид і гідрат оксиду хімічного елемента, електронна формула якого має закінчення... $5s^2$. $5p^5$, виявляти основні властивості? Відповідь обґрунтуйте.

§ 47 Поширеність у природі та використання оксидів, кислот, основ

Вивчення параграфа допоможе вам:

- описувати поширеність оксидів, кислот, основ у природі;
- дізнатися про застосування оксидів кислот, основ;
- обґрунтовувати залежність між складом, властивостями та застосуванням неорганічних сполук.

ПОШИРЕННЯ ОКСИДІВ У ПРИРОДІ. Ви вже знаєте з природознавства й хімії 7-го класу, що серед хімічних елементів чемпіонами за поширенням у природі є Оксиген, Силіцій, Алюміній, Ферум. Варто лише наголосити, що першість свою вони здобули завдяки оксидам. Тож оксиди належать до найпоширеніших речовин на нашій планеті. За ними утримується першість у всіх оболонках Землі: атмосфері (карбон(IV) оксид, гідроген оксид, або вода), літосфері (силіцій(IV) оксид, або кремнезем, алюміній оксид, ферум(II) та ферум(III) оксиди) і, звичайно ж, у гідросфері (вода).

Ще з уроків природознавства ви дізналися, що приблизно 0,03 % складу повітря припадає на вуглекислий газ. На перший погляд, це начебто небагато. Однак, якщо зважити на те, що суцільна повітряна оболонка Землі сягає до 15 км у висоту, стає зрозумілим, наскільки це поширений газуватий оксид.

А що вже казати про інший оксид неметалічного елемента — гідроген оксид — воду, якою вкрито 3/4 суходолу й на яку припадає близько 80 % маси клітин живих організмів!

Тільки карбон(IV) оксиду за природних умов має рівномірне поширення на нашій планеті. Нині внаслідок господарської діяльності людини його стає значно більше в атмосфері великих міст. Решта ж оксидів на певних територіях утворюють поклади, тоді як в інших ділянках Землі їх мало або й зовсім немає.

Працюємо з медіа-джерелами

Про поширення води ви знаєте чи не найбільше. Тож узагальніть свої знання про воду, доповніть їх новою інформацією. Складіть схему «Гідроген оксид у природі», за якою підготуйте розповідь.

Утворення скелястих гір, ґрунту неможливе без силіцій(IV) оксиду та алюміній оксиду. Загалом земна кора наполовину складається із силіцій(IV) оксиду.

В Україні родовища оксидів Феруму розташовані поблизу Кривого Рогу.

ВИКОРИСТАННЯ ОКСИДІВ ґрунтується на різноманітності їхніх хімічних і фізичних властивостей.

Так, властивість оксидів взаємодіяти з іншими речовинами використовують під час добування алюмінію, сплавів заліза — чавуну та сталі.

Без використання здатності гідроген оксиду розчиняти інші речовини з утворенням розчинів не можна уявити побут, харчову промисловість, виробництво ліків тощо. Висока теплоємність води забезпечила їй використання в опаленні приміщень, теплообмінниках на заводах із виробництва кислот, у виробництві добрив тощо. Вода також є цінною сировиною, з якої виготовляють кислоти, спирти, водень, кисень, луги та багато інших речовин. Вона надихає поетів і художників на створення шедеврів мистецтва.

Попрацюйте групами

Підготуйте проект «Образ води у світовому мистецтві». Для цього пригадайте і проаналізуйте твори образотворчого, музичного мистецтва та літератури.

Перелік використання гідроген оксиду нескінченний. Проте, говорячи про використання води, не слід забувати, що у воді зародилося життя і що без води жива природа існувати не може. Тож відповідальність за збереження чистоти водойм покладається на кожного з вас.

Силіцій(IV) оксид — це і незамінний будівельний матеріал у складі піску та граніту, і важлива сировина для виробництва скла, цементу, порцеляни, кераміки. Доволі чистий силіцій(IV) оксид (кварц) іде на виготовлення деталей кварцових годинників, спеціального посуду, що витримує різкі перепади температур.

З алюміній оксиду приблизно на 50 % складаються бокситові руди, поклади яких є в Україні. Основне призначення цього оксиду — видобуток на алюмінієвих заводах «крилатого» металу алюмінію.

Твердість алюміній оксиду та силіцій(IV) оксиду забезпечила їм застосування як *абразивів*.

На природних рудах-оксидах Феруму працюють доменні печі. Це сполуки в яких із руд виплавляють залізо у вигляді чавуну. З руди магнітний залізняк, що містить у своєму складі залізну окалину Fe_3O_4, її ще називають змішаним оксидом $FeO \cdot Fe_2O_3$, виготовляють магніти.

Абрази́ви — дуже тверді матеріали, що застосовуються для шліфування, точіння та полірування.

Розглянуті оксиди поширені у природі й використовуються людиною у великих кількостях. Проте багато інших оксидів, хоча й поступаються своїм поширенням чи масштабами використання, але є не менш важливими. Сказане підтвердимо конкретними прикладами.

ЗАСТОСУВАННЯ ІНШИХ ОКСИДІВ. Чимало хімічних виробництв припинили б свою роботу без наявності каталізаторів, у тому числі й *ванадій(V) оксиду*, *манган(IV)* оксиду та інших.

Біла, зелена, коричнева та деякі інші фарби своїм кольором завдячують оксидам металічних елементів — Цинку, Хрому, Заліза, Кобальту.

Сульфур(IV) оксид добувають із руд-сульфідів, щоб далі доокиснювати та виробляти сульфатну кислоту. Він також знаходить застосування як вибілювач паперу, у текстильній промисловості — для вибілювання вовни, шовку, у харчовій промисловості — для консервування плодів, із санітарно-гігієнічною метою — для знезараження приміщень тощо.

$E_2^{x}O_x^{II}$

SO_3 сульфур(VI) оксид
виробництво H_2SO_4

CO_2 карбон(IV) оксид
виробництво цукру, газованих вод, соди; для гасіння пожеж

BeO берилій оксид
у ядерних реакторах

TiO_2 титан(IV) оксид
виготовлення білої фарби (титанові білила)

Al_2O_3 алюміній оксид
виробництво алюмінію, вогнетривких та абразивних матеріалів, синтетичного коштовного каміння (рубіни, сапфіри тощо)

P_2O_5 фосфор(V) оксид
осушник газів і рідин

CaO кальцій оксид
виробництво гашеного вапна, кальцій карбіду, хлорного вапна; на будівництві

V_2O_5 ванадій(V) оксид
каталізатор у виробництві амоніаку та сульфатної кислоти

SiO_2 силіцій(IV) оксид
виробництво скла, кераміки, порцеляни, абразивних матеріалів; компонент будівельної суміші; фільтр для води на водоочисних станціях; у вигляді кварцу — для виготовлення лінз

MgO магній оксид
виробництво гуми, вогнетривких матеріалів

CO карбон(II) оксид
для відновлення металів з руд у металургії

SO_2 сульфур(IV) оксид
виробництво H_2SO_4; у текстильній, паперовій, цукровій промисловості як вибілювач; для знезараження приміщень, збереження фруктів і ягід

Cr_2O_3 хром(III) оксид
виробництво абразивних матеріалів; виготовлення зеленої фарби

Fe_2O_3 ферум(III) оксид
виробництво чавуну і сталі; виготовлення фарб

H_2O гідроген оксид
розчинник на багатьох виробництвах; сировина для виробництва інших речовин (водню, кисню, ацетилену, спирту, кислот тощо); теплообмінник на заводах

NO_2 нітроген(IV) оксид
виробництво HNO_3; окисник рідкого ракетного палива

Мал. 60 Використання оксидів

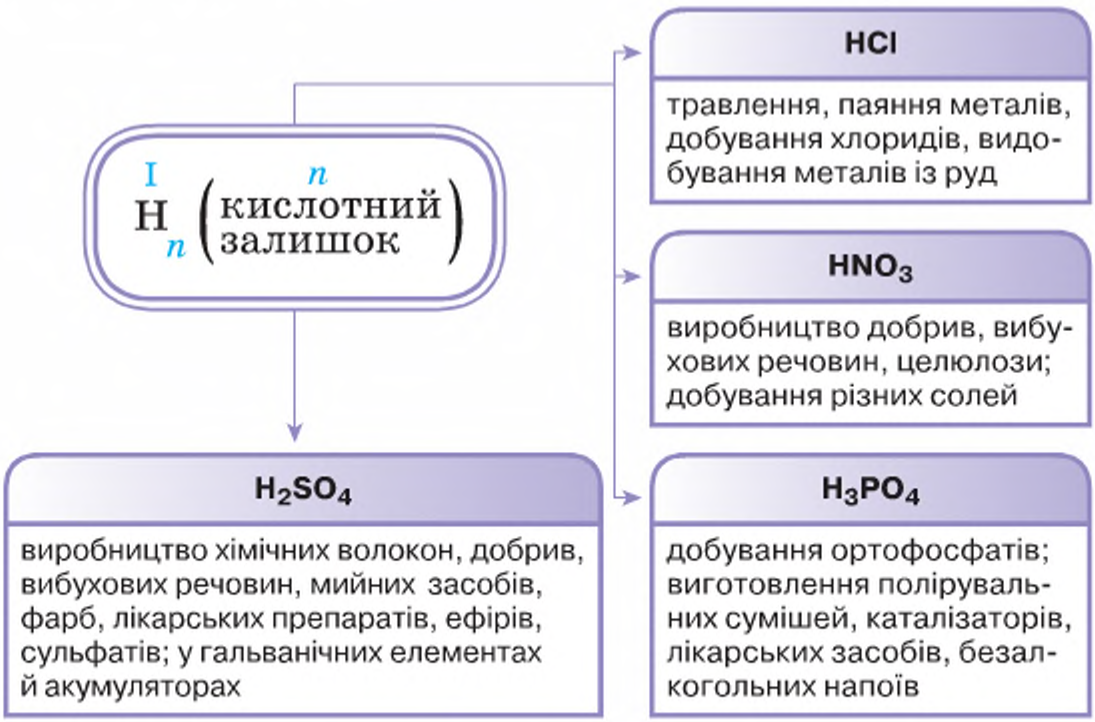
Магній оксид застосовують для виготовлення вогнетривких матеріалів, з яких виробляють тиглі та вогнетривку цеглу.

Додаючи у скло замість частини силіцій(IV) оксиду бор оксид B_2O_3, виготовляють тугоплавке скло, що витримує нагрівання до 800 °С.

У медицині знаходять застосування цинк оксид, магній оксид, алюміній оксид та інші.

Будівництво було б неможливим без силіцій(IV) оксиду, води та негашеного вапна.

За малюнком 60 ви маєте змогу ще раз переконатись у різнобічному використанні оксидів.



Мал. 61 Використання кислот

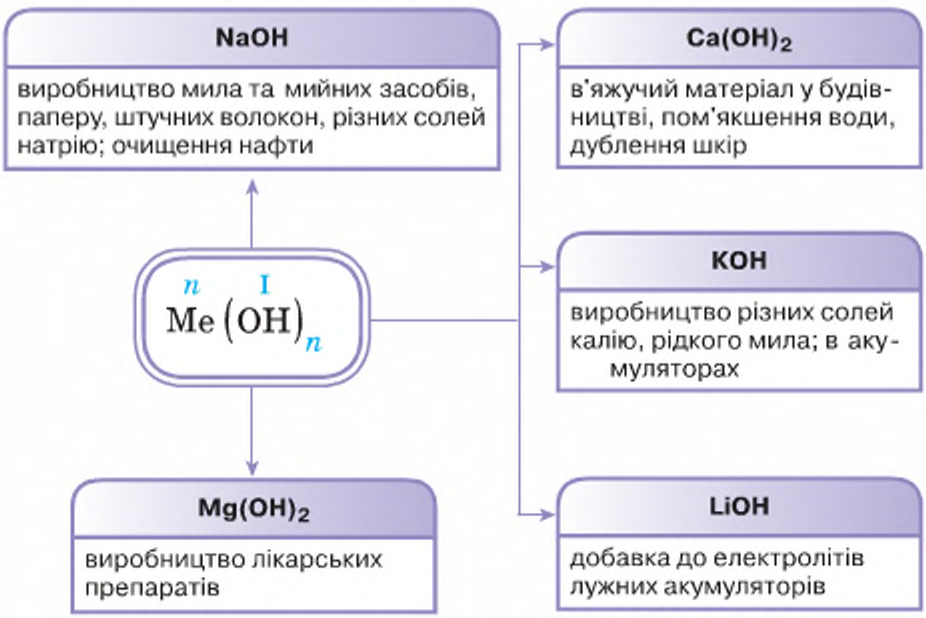
ПОШИРЕНІСТЬ І ВИКОРИСТАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ КИСЛОТ. На відміну від оксидів, неорганічні кислоти не утворюють покладів. Їх добувають на хімічних заводах. З використанням вивчених кислот ознайомтеся за малюнком 61.

ПОШИРЕНІСТЬ І ВИКОРИСТАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ ОСНОВ. Представники цього класу неорганічних речовин у природі відсутні. Але потреба в них існує, тому здійснюють їх промислове добування. Найбільше практичне значення мають натрій гідроксид та калій гідроксид. Використання цих та деяких інших основ відображено на малюнку 62.

ВПЛИВ ХІМІЧНИХ СПОЛУК НА ДОВКІЛЛЯ ТА ЗДОРОВ'Я ЛЮДИНИ. Використовуючи представників основних класів неорганічних сполук, не можна ігнорувати їхній вплив на довкілля та здоров'я людини.

Потрапляння їх у навколишнє середовище в кількостях, що перевищують *гранично допустимі концентрації*, обертається шкодою, досить часто невиправною для всього живого на нашій планеті. Серед шкідливих представників основних класів неорганічних сполук найбільше шкодять газуваті оксиди Карбону, Сульфуру, Нітрогену, що потрапляють у повітря з продуктами горіння нафти, газу, вугілля, бензину, дров, містяться у викидах нафтопереробних, металургійних, хімічних заводів, автомобільного транспорту тощо.

Гранично допустима концентрація — це показник безпечного рівня вмісту шкідливих речовин у навколишньому середовищі.



Мал. 62 Використання основ

Стисло про основне

- ✓ За поширенням у природі оксиди посідають перше місце серед складних неорганічних речовин.
- ✓ Оксиди знаходять широке застосування в різних галузях народного господарства та побуті.
- ✓ Широке використання оксидів зумовлене різноманітністю їх фізичних та хімічних властивостей.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. З'ясуйте, які оксиди та з якою метою використовують члени вашої родини та ви особисто.

На яких властивостях цих речовин ґрунтується їх використання?

Сторінка ерудита

У цьому параграфі було розкрито застосування кожного з оксидів окремо. Проте існують виробництва, де задіяні відразу кілька оксидів, наприклад, виробництво чавуну у спеціально збудованих печах, що називаються *доменними*, або *домнами*. По-перше, залізо добувають з оксидів Fe_2O_3, Fe_3O_4, що входять до складу залізної руди. Джерелом тепла тут слугує високоякісне вугілля — кокс. Окрім цього, кокс необхідний для того, щоб у домні було достатньо карбон(IV) оксиду CO_2. За високої температури він сполучається з розжареним коксом й утворює карбон(II) оксид, без якого добування заліза зупинилося б, оскільки CO доокиснюється за рахунок Оксигену, що міститься в залізній руді, а метал виділяється у вільному стані.

Руди містять тугоплавкі домішки, здебільшого силіцій(IV) оксид. Щоб вони не забруднювали метал, у домну додають вапняку, який розкладається на кальцій оксид CaO та вуглекислий газ. Кальцій оксид CaO сполучається з силіцій(IV) оксидом SiO_2, а утворений продукт реакції легко видаляється, бо за наявної в домні температури перебуває в рідкому стані. На доменному виробництві в теплообмінниках використовується також H_2O.

Отже, щоб виплавити чавун, необхідно мати щонайменше 5–6 різних оксидів. Не менше їх бере участь й у виробництві сталі.

Працюємо з медіа-джерелами

Скористайтесь різними джерелами інформації, розробіть і презентуйте **навчальний проект** «Вплив хімічних сполук на довкілля та здоров'я людини».

Знаємо, розуміємо

1. Опишіть поширеність представників оксидів у природі, скориставшись наведеним у параграфі малюнком.
2. Наведіть приклади найпоширеніших у природі оксидів.
3. Використовуючи текст параграфа та додаткові інформаційні джерела, підготуйте повідомлення про застосування оксидів, кислот, основ, щоразу зазначаючи, на яких конкретних властивостях цих речовин воно ґрунтується.

Застосовуємо

179. Напишіть формули всіх оксидів, що згадуються в параграфі та в рубриці «Сторінки ерудита». Класифікуйте їх у відомі вам способи.

180. Приблизний склад звичайного віконного скла виражають записом $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Поміркуйте, з яких солей утворене скло, та напишіть їх формули. Який оксид перебуває в надлишку?

181. Ванадій(V) оксид і манган(IV) оксид використовують як каталізатори. У якого з цих оксидів масова частка Оксигену є більшою?

182. Поміркуйте, на якій хімічній властивості фосфор(V) оксиду базується його використання як осушувача.

183. Обчисліть масу нітратної кислоти і калій карбонату, з яких добули цінне добриво калійну селітру KNO_3 масою 10,1 т.

184. Підготуйте запитання чи завдання, що стосується поширення та використання оксидів, кислот, основ, щоб поставити його учням свого класу на уроці.

§ 48 Поширеність у природі, використання середніх солей

Вивчення параграфа допоможе вам:

- описувати поширеність солей у природі;
- дізнатися про використання середніх солей;
- з'ясувати використання сполук основних класів у будівництві та побуті;
- оцінити значення найважливіших представників солей.

Серед неорганічних сполук за поширеністю у природі солі займають друге місце після оксидів. Так, гірські породи та глина складаються із солей силікатної кислоти, що мають складну будову, тому їхні формули записують через формули оксидів, наприклад, формула польового шпату — $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot SiO_2$, глини — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

СОЛІ НАТРІЮ У ПРИРОДІ. Найбільш відома вам сіль — натрій хлорид NaCl, або кухонна сіль (мінерал такого складу має назву *галіт*). Родовища цієї солі в Україні розташовані поблизу Артемівська Донецької області та в Карпатах. Людина здавна використовує цю сіль як харчовий продукт і консервуючий засіб (соління риби, м'яса, грибів тощо, квашення овочів).

Був час, коли ця сіль коштувала дорожче, ніж золото. Наші предки знали ціну солі, тому ще в сиву давнину виник звичай зустрічати гостей хлібом-сіллю. А ще є приказка: «Щоб пізнати людину, треба з нею пуд солі з'їсти». Пуд тривалий час був поширеною одиницею маси в Україні, він дорівнює 16 кг. Людина за рік споживає близько 3 кг солі. Неважко підрахувати, що двоє з'їдять пуд солі десь за 2,5–3 роки. І життєвий досвід доводить, що приказка ця не безпідставна.

Як сировина, натрій хлорид використовується для виробництва натрій гідроксиду, металу натрію, неметалу хлору, хлоридної кислоти, мила, синтетичних мийних засобів. У виготовленні продукції кондитерської та фармацевтичної промисловості використовують й інші солі Натрію, зокрема натрій нітрат $NaNO_3$, натрій карбонат Na_2CO_3.

Натрій карбонат застосовують для виготовлення скла, паперу, тканин, мийних засобів, у миловарінні.

СОЛІ КАЛЬЦІЮ. Сіль *кальцій карбонат* $CaCO_3$ є основною складовою вапняку, мармуру, крейди. Вапняк використовують для добування кальцій оксиду (негашеного вапна), вапнування кислих ґрунтів (зменшення в них вмісту кислот), вилучення зі складу чавуну (під час його виробництва) таких кислотних оксидів, як силіцій(IV) оксид, фосфор(V) оксид. Разом із глиною та піском вапняк використовують у виробництві *цементу*. Цемент — незамінний будівельний матеріал. Жодний будинок, жодний тунель не збудувати без нього. Унікальність цього будівельного матеріалу в тому, що з роками його твердість збільшується.

Працюємо з медіа-джерелами

Скористайтесь інформацією з різних джерел для виконання навчального проекту «Сполуки основних класів у будівництві й побуті» та презентуйте його на уроці.

Кістки хребетних тварин і людини містять кальцій ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$, а зуби — ще й кальцій фторид CaF_2. Тож коли на зубній пасті зазначено, що вона містить фтор, насправді це означає наявність у ній кальцій фториду та інших сполук Флуору. З кальцій ортофосфату добувають ортофосфатну кислоту та фосфорні добрива.

Окрім крові та кісток в організмі людини солі входять до складу клітинного соку, нервової та м'язової тканин.

З уроків природознавства та біології вам відомо, що для повноцінного росту й розвитку рослинам потрібні хімічні елементи Калій, Нітроген, Фосфор. Їх у вигляді мінеральних добрив вносять у ґрунт. За своїм складом майже всі мінеральні добрива — це солі, зокрема, калій хлорид KCl, калій карбонат K_2CO_3, амоній нітрат NH_4NO_3, кальцій гідрогенортофосфат $CaHPO_4$, кальцій дигідрогенортофосфат $Ca(H_2PO_4)_2$.

Широко застосовується й кальцій сульфат $CaSO_4$. Порошок природного мінералу гіпсу $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ нагрівають до температури 150–170 °C і перетворюють на *алебастр* $2CaSO_4 \cdot H_2O$. Як видно з наведених формул, в алебастрі на 1 моль кальцій сульфату припадає в 4 рази менше моль води, ніж у гіпсі. Гіпсові пов'язки, гіпсові будівельні матеріали, барельєфи, статуї тощо — усе це зроблено з алебастру, який після змішування з водою твердне — перетворюється на гіпс.

Мінера́ли — природні хімічні сполуки земної кори, однорідні за своєю фізичною будовою та хімічним складом.

Працюємо з медіа-джерелами

З мінералами ви ознайомились під час вивчення гірських порід у 6-му класі на уроках географії й у 8-му класі під час вивчення мінерально-сировинних ресурсів. Використайте міжпредметні зв'язки географії та хімії, доповніть і розширте знання з географії хімічним складом мінералів, покладами в Україні.

Усе це забезпечить вам виконання **навчального проекту** *«Хімічний склад і використання мінералів»*.

Твердість, блиск і колір є основними фізичними властивостями, за якими визначають мінерали. Хімічний склад встановлюють експериментальним шляхом, піддаючи мінерал взаємодії з різними речовинами.

Виконуючи проект групою, ви зможете зібрати більше різноманітної інформації, підготувати яскраву презентацію.

Якщо у вас буде нагода, обов'язково відвідайте обласний краєзнавчий чи природничий музей, там теж є цікава й повчальна інформація за темою проекту.

В Україні найбільша колекція мінералів зібрана в Національному науково-природничому музеї Національної академії наук України (м. Київ). Музей — один із найбільших науково-природничих музеїв світу й найбільший природничий музей України. Відвідування цього музею запам'ятовується на все життя.

Голубий колір води у плавальних басейнах зумовлений розчином купрум(II) сульфату $CuSO_4$. Цю сіль додають у воду плавальних басейнів не для імітації кольору води в морі чи океані, а щоб не допустити розмноження та росту водоростей.

Калій хлорид (KCl) трапляється у природі у вигляді мінералу сильвіну $KCl \cdot NaCl$. Його використовують як калійне добриво, а також у виробництві калію та калій гідроксиду. Барій сульфат $BaSO_4$ застосовують як рентгеноконтрастну речовину в медичній практиці.

СОЛІ МОРІВ І ОКЕАНІВ. Світовий океан містить чи не найбільшу кількість солей на нашій планеті. Вода морів і океанів через вміст у ній різних солей є на смак солоно-гіркою. 100 г морської води в середньому містять 3,5 г солей, серед яких на натрій хлорид припадає майже 78 %. Різні моря й океани мають різну *солоність* — так називають вміст солей в одиниці об'єму морської води. Проте якісний склад солей практично однаковий, і вчені схиляються до думки, що Світовий океан у давні часи був єдиним.

Морські рослини та тварини пристосувалися до життя в солоній воді. Більше того, їхні організми накопичують у своєму тілі окремі йони, що входять до складу солей морів та океанів. Тому морепродукти багаті на Кальцій, Силіцій, Йод, Купрум, Магній, Фосфор та інші елементи.

Ознайомтеся з малюнком 63 та розширте знання про застосування солей новими відомостями.

Наведені тут окремі приклади — лише невелика частина того, що стосується використання солей.

Поміркуйте і назвіть солі, що ви ними користуєтесь у повсякденному житті.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. *Перевірте своє смакове відчуття солоності морської води.*

Смакові відчуття в кожної людини індивідуальні. Виготовте розчин із 35 г морської солі й 1 л води (сіль можна придбати в магазинах, за відсутності морської солі скористайтеся кухонною). Відлийте 100 мл виготовленого розчину й розбавте його 100 мл води. Порівняно з вихідним розчином, цей розчин має солоність удвічі меншу. Спробуйте його на смак, доторкнувшись до розчину кінчиком язика. Чи є відчуття присмаку морської води? Знову відлийте 100 мл розчину та додайте до нього 100 мл води. Щойно виготовлений розчин має меншу в 4 рази солоність, ніж вихідний.

Продовжуйте діяти аналогічно доти, доки солоність води перестанете відчувати. У скільки разів ви розбавили початковий розчин, щоб відчуття солоності зникло?

$Me_m^n(\text{кислотний залишок})_n^m$

Na_2CO_3
сировина для добування інших солей Na; виробництво скла, мила, синтетичних мийних засобів, емалей; засіб усунення твердості води

$CaSO_4$
будівельний матеріал; для виготовлення відбитків форм, статуеток тощо; для накладання пов'язок при переломах

K_2CO_3
розпушувач тіста; у виробництві фотографічних проявників

$Ca(H_2PO_4)_2$
фосфорне добриво

NaCl
сировина для добування NaOH, H_2, Cl_2, HCl, Na; як консервуючий і лікарський засіб; харчова добавка

$Al_2(SO_4)_3$
очищення води; фарбування шкіри; у проклеюванні паперу

$BaSO_4$
виробництво фарб; як наповнювач у виробництві паперу та каучуку; як рентгеноконтрастний матеріал у медицині

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
засіб захисту рослин; виробництво ацетатного волокна; у покритті міддю металевих виробів; добування міді високої чистоти

KCl
калійне добриво

$Ca_3(PO_4)_2$
виробництво фосфорних добрив, ортофосфатної кислоти

$AgNO_3$
у посрібленні різних виробів

$NaNO_3$
виробництво добрив і вибухових речовин; засіб для консервування в харчовій промисловості

KNO_3
добриво; у виробництві чорного пороху, сірників

Мал. 63 Використання солей

Сторінка ерудита

Нині набуває популярності соляна терапія, або галотерапія. Таку назву має лікувально-профілактична процедура з використанням кліматичних умов соляної печери в штучно створеному середовищі. Для цього облаштовується приміщення із поверхнею з кам'яної кухонної солі, природних соляних кристалів, соляної цегли рудного походження.

Перебування в соляній кімнаті сприяє насиченню клітин організму людини корисними йонами, за рахунок чого відновлюється функція легенів, а мікрофлора дихальних шляхів очищується від пилу та шкідливих бактерій. Протягом сеансу галотерапії збільшується насиченість крові киснем, формуються захисні сили організму для боротьби з інфекціями та вірусами.

Інтер'єр соляної кімнати зображено на малюнку 64.

Мал. 64 Соляна кімната у Трускавці

Стисло про основне

- ✓ Солі належать до поширених у природі складних неорганічних речовин, серед яких найбільше хлоридів, карбонатів, ортофосфатів.
- ✓ Частина солей використовується відразу після видобутку, а частина піддається хімічній переробці з метою одержання нових речовин.
- ✓ Солі знаходять найрізноманітніше застосування в хімічній промисловості та інших галузях суспільного господарства, а також у побуті.
- ✓ Україна багата покладами солей.

Знаємо, розуміємо

1. Пригадайте назви солей вивчених вами кислот. Наведіть 2–3 приклади солей кожної кислоти.
2. Опишіть поширеність солей у природі.
3. Які фізичні властивості солей забезпечують їм широке використання? Відповідь супроводжуйте конкретними прикладами.
4. Розкрийте застосування та оцініть значення найважливіших представників класу неорганічних сполук солей.
5. Вода хоч і є рідиною за звичайних умов, проте дехто її теж вважає мінералом. А яка ваша думка щодо цього? Чи варто рідину вважати мінералом, чи достатньо обмежитися льодом, що утворює айсберги? Обговоріть це у групі.
6. Попрацюйте з таблицею «Розчинність солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді» (додаток, с. 255) і з'ясуйте:

   а) у якої кислоти всі солі розчинні у воді;

   б) у яких металічних елементів всі солі розчинні у воді;

   в) які солі сульфатної кислоти нерозчинні у воді.

   Складіть і запишіть у зошит їхні формули.

185. Середня солоність води в Азовському морі дорівнює 14 %. Знайдіть інформацію про те, скільки води приблизно знаходиться в Азовському морі, та обчисліть масу солей Азовського моря (густину прийняти за 1).

186. Барій сульфат, про застосування якого йшлося в тексті параграфа, можна добути взаємодією барій хлориду із сульфатною кислотою. Обчисліть масу барій хлориду, з якого можна добути барій сульфат для проведення одного рентгенологічного дослідження шлунку чи тонкого кишечника. Відомо, що для дорослих безпосередньо перед дослідженням готують 300 г суміші із барій сульфату та дистильованої води у відношенні 2:1.

187. Для консервування огірків використовують оцет — розчин, у якому вміст оцтової (етанової) кислоти дорівнює 9 %. Обчисліть масову частку цієї речовини у маринаді об'ємом 1 л (густину вважати 1 $\frac{г}{см^3}$), якщо для його виготовлення беруть 30 мл оцту.

§ 49 Виконання комбінованих завдань

Шановні восьмикласники!

Тема 4 «Основні класи неорганічних сполук» є завершальною темою з хімії у 8-му класі. Тому знання формул та властивостей найважливіших представників оксидів, основ, кислот, солей дають можливість повторити й застосувати знання та вміння, сформовані в попередніх темах.

Якщо вам під силу самостійне виконання завдань і вправ, умови яких наведено нижче, то вас можна привітати з високим рівнем навчальних досягнень, зі сформованістю предметної компетентності в хімії, що стосується:

- періодичного закону та будови атома;
- хімічного зв'язку та будови речовини;
- кількості речовини та пов'язаних із нею понять;
- розрахунків за хімічними формулами та хімічними рівняннями реакцій;
- складу, будови, властивостей, добування та застосування неорганічних речовин основних класів.

Завдання 1. Вищий оксид хімічного елемента IV групи має відносну молекулярну масу 60. Назвіть хімічний елемент і виконайте такі дії:

а) складіть формули його оксиду й гідрату оксиду;

б) спрогнозуйте хімічний характер його оксиду й гідрату оксиду;

в) складіть рівняння реакцій, що підтверджують хімічний характер сполук цього елемента.

Завдання 2. Напишіть і порівняйте електронні формули атомів Нітрогену та Фосфору. Поясніть, що в них спільного та відмінного.

Завдання 3. Яка частинка — атом Магнію, катіон Магнію чи аніон Хлору — має більше протонів, ніж електронів?

Завдання 4. Укажіть хімічний зв'язок у таких речовинах: калій хлорид, кисень, вода. Поясніть його утворення.

Завдання 5. Нітроген(IV) є оксидом двох кислот:

$$NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

За наведеною схемою реакції напишіть хімічне рівняння, визначте ступені окиснення елементів у кожній формулі.

Завдання 6. Як можна з ферум(III) гідроксиду, хлоридної кислоти, магнію й гідроген пероксиду добути 4 складні й 2 прості речовини? Напишіть рівняння реакцій, укажіть типи, назвіть продукти реакції.

Завдання 7. Складіть план проведення експерименту з розпізнавання зовні однакових розчинів натрій хлориду, натрій карбонату, натрій сульфату, що містяться в колбах без етикеток.

Завдання 8*. Напишіть рівняння реакцій добування натрій сульфату з:

а) металу;
б) оксиду;
в) гідрату оксиду;
г) солі.

Яка з написаних вами реакцій є реакцією нейтралізації?

Завдання 9. Як за допомогою індикаторів розпізнати: воду, калій гідроксид, нітратну кислоту?

Завдання 10*. За нормальних умов суміш азоту та вуглекислого газу об'ємом 8,96 л має масу 16 г. Визначте масові частки компонентів суміші.

Завдання 11. Який об'єм карбон(IV) оксиду пропустили через надлишок розчину натрій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 10 % та добули середню сіль?

ВІДПОВІДІ ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

№ 16. 0,5 г.
№ 49. 46,7 %.
№ 50. Телур.
№ 73. $90,3 \cdot 10^{23}$ атомів.
№ 74. $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
№ 75. а) 56 $\frac{г}{моль}$; б) 40 $\frac{г}{моль}$.
№ 76. 0,5 моль.
№ 79. Приблизно 0,3 г.
№ 80. 0,085 моль натрій хлориду і 0,15 моль цукру.
№ 82. 2,5 моль.
№ 83. 44,8 л.
№ 84. 44,8 л.
№ 86. На 0,18 г важчий 1 л кисню.
№ 87. На 3,9 г.
№ 89. 220 г.
№ 90. На $3,01 \cdot 10^{23}$ атомів більше у порції амоніаку.
№ 95. а) 1,59; б) 1,52; в) 2,2.
№ 106. 61,6 %.
№ 131. а) 24 г магнію і 40 г магній оксиду; б) 4,8 г магнію і 6,4 г кисню; в) 32 г кисню і 80 г магній оксиду.
№ 132. 4,48 л і $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул водню.
№ 133. 0,2 моль хром(III) оксиду і 10,8 г води.
№ 134. 28,4 г натрій сульфату і 18,1 г натрій хлориду.
№ 139. 0,56 л.
№ 146. 19,8 г цинк гідроксиду, 50 г розчину.
№ 152. більше при взаємодії з магнієм.
№ 159. 0,06 моль барій нітрату і 0,02 моль алюміній сульфату.
№ 165. 267 г.
№ 181. більша у ванадій(V) оксиду.
№ 183. 6,3 т.
№ 186. Приблизно 147 г.
№ 187. Приблизно 0.27 %.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Амфотерний гідроксид
Амфотерність

Б

Безоксигеновий

В

Витискувальний ряд металів
Відносна густина

Г

Галогени
Генетичний зв'язок
Група

Е

Експериментальний метод
Електрон
Електронна оболонка
Електронні формули молекул
Елемент хімічний
Енергетична комірка
Енергетичний підрівень
Енергетичний рівень

І

Ізотопи
— радіоактивні
— стабільні
Індикатор
Інертні гази
Інертні елементи

К

Кислота
Кислотний залишок
Кількість речовини
Кристалічні гратки

Л

Луг
Лужні елементи

М

Моль
Молярний об'єм

Н

Нейтрон
Нормальні умови
Нуклід
— стабільний
Нуклонне число

О

Оксигеновмісний
Оксид
Орбіталь
Основа

П

Період
Періодична система
Періодичний закон
Підгрупа
— головна
— побічна
Протон
Протонне число

Р

Радіоактивність
Радіус атома
Реакція
— заміщення
— нейтралізації
— обміну

С

Сіль
— середня
Стала Авогадро
Ступінь окиснення

Х

Хімічний зв'язок
— — йонний
— — ковалентний неполярний
— — ковалентний полярний

Ч

Число Авогадро

Я

Ядро

РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ, ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ У ВОДІ

Аніони	Катіони																		
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Н	М	–	М	М
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	–	–	М	–	Н	М	Р	Н	–	–	М	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	–	–	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	–	–	Н	–	–	Н	Н	М	–	–	Н	–
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	–	–	Н	–	–	Н	Н	–	–	–	Н	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Умовні позначення:

- **Р** – *розчиняється (понад 10 г/л H_2O);*
- **М** – *мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H_2O);*
- **Н** – *практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H_2O);*
- **–** – *сполука розкладається водою або не існує.*

Додаток 3

Відомості про стан підручника

№	Прізвище та ім'я учня	Навчальний рік	Стан підручника		Оцінка
			на початку року	в кінці року	
1					
2					
3					
4					
5					

Навчальне видання

ЯРОШЕНКО Ольга Григорівна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Формат 70x100 $^{1}/_{16}$. Ум. друк. арк. 00,000 + 0,000 форзац.
Обл.-вид. арк. 00,0 + 0,00 форзац. Тираж 00000 пр.
Зам. №