

Оріон

Ольга Ярошенко

Хімія

8



Ольга Ярошенко

Хімія

Підручник для 8 класу
закладів загальної середньої освіти

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*



ЮНІ ДРУЗІ!

Цього навчального року ви продовжите вивчення королеви природничих наук — хімії. Насамперед з'ясуєте будову атома й структуру періодичної системи хімічних елементів. Крім того, дізнаєтеся про 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 ознайомлення з основними класами неорганічних сполук, вивченням яких завершується курс хімії 8 класу.

Підручник є зрозумілим і доступним завдяки такій структурі: **текст параграфа — сторінка природодослідника — сторінка ерудита — стисло про основне — знаємо, розуміємо — застосовуємо.**

Тексту параграфів передують анонси *«Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете...»*. З нього ви будете дізнаватись, який внесок у скарбничку вашої предметної компетентності з хімії робить кожний параграф, за умови, що працюватимете систематично й наполегливо. Текст поділено на логічно завершені порції нового матеріалу, які мають підзаголовки. Зроблено це для того, щоб сприяти вашій самостійній роботі з підручником. Рубрика *«Хімія — це життя: сторінка природодослідника»* містить завдання, під час виконання яких, ви розвиватимете дослідницькі вміння, експериментальним шляхом здобуватимете та закріплюватимете нові знання. У рубриці *«Стисло про основне»* кількома реченнями узагальнено основний матеріал параграфа. *«Сторінка ерудита»* — це слушна нагода розширити й 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»* запропоновано завдання для письмового виконання, що потребують практичного використання набутих знань у змінених чи нових умовах та обов'язково — творчого підходу. Успішному опануванню нового сприятимуть 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 медійними джерелами»*.

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

Наприкінці підручника вміщено *«Відповіді до розрахункових задач»*.

Зміст параграфів взаємопов'язаний. І якщо ви не опрацюєте хоча б один з них, виникнуть труднощі у вивченні наступних.

Успішного вам навчального року й вагомих навчальних досягнень з хімії!

*З повагою та впевненістю в тому,
що хімічні знання допоможуть вам у житті,*

авторка

ЗМІСТ

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

- § 1. Хімічний елемент, речовина. Хімічна формула 7
- § 2. Фізичні й хімічні явища. Рівняння хімічних реакцій 14

Тема 1

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

- § 3. Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів . . 21
- § 4. Поняття про лужні хімічні елементи 25
- § 5. Поняття про галогени й інертні елементи. 30
- § 6. Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне й нуклонне числа. 37
- § 7. Стан електронів в атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні 44
- § 8. Енергетичні підрівні. Поняття про радіус атома. 49
- § 9. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів в атомах хімічних елементів № 1–20. Електронні формули атомів 53
- § 10. Графічні електронні формули атомів хімічних елементів 58
- § 11. Відкриття і сучасне формулювання періодичного закону 62
- § 12. Періодична система хімічних елементів, її структура 69
- § 13. Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома . . 76
- § 14. Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі й будовою атома. 83
- § 15. Значення періодичного закону 86

Тема 2

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

- § 16. Природа хімічного зв'язку й електронегативність атомів хімічних елементів 91
- § 17. Ковалентний зв'язок, його види. Електронні формули молекул. 97
- § 18. Йони. Йонний зв'язок, його утворення 102
- § 19. Кристалічні ґратки. Кристали. *Практична робота 1.*
Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток 105
- § 20. Виконання завдань різної складності 111

Тема 3

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

- § 21. Кількість речовини. Одиниця кількості речовини. Стала Авогадро. . . . 114
- § 22. Молярна маса. Обчислення за хімічною формулою маси даної кількості речовини та кількості речовини за відомою масою 119
- § 23. Молярний об'єм газів . Закон Авогадро. Обчислення з його використанням 124

§ 24.	Відносна густина газів. Обчислення з використанням відносної густини газів	129
§ 25.	Взаємозв'язок між фізичними величинами	134
§ 26.	Виконання завдань різної складності	137

Тема 4 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

§ 27.	Поняття про оксиди. Номенклатура та фізичні властивості оксидів.	140
§ 28.	Поняття про кислоти	145
§ 29.	Склад і номенклатура основ. Фізичні властивості основ	150
§ 30.	Поняття про солі	154
§ 31.	Взаємодія оксидів з водою, дія на індикатори утворених продуктів реакції	159
§ 32.	Загальні хімічні властивості оксидів	165
§ 33.	Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій.	172
§ 34.	Здатність металів витискувати водень з кислот. Витискувальний ряд металів	178
§ 35.	Хімічні властивості кислот	183
§ 36.	Хімічні властивості основ	188
§ 37.	Амфотерні оксиди й гідроксиди та їхні хімічні властивості.	193
§ 38.	Хімічні властивості середніх солей	198
§ 39.	Добування неорганічних речовин різних класів.	203
§ 40.	Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук	207
§ 41.	Значення хімічного експерименту як джерела знань. <i>Практична робота 2. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук.</i>	212
§ 42.	Експериментальні задачі. <i>Практична робота 3. Розв'язування експериментальних задач.</i>	215
§ 43.	Залежність властивостей елементів і їхніх сполук від електронної будови атомів	219
§ 44.	Поширеність у природі й використання оксидів, кислот, основ	224
§ 45.	Поширеність у природі й використання середніх солей	230
§ 46.	Виконання комбінованих завдань	235

ДОДАТКИ

1.	Відповіді до розрахункових задач	236
2.	Таблиця розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей.	237
	Предметний покажчик.	238



ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

5
10,81

В
Бор

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

(М. Бертелло)

- ◆ Найважливіші поняття хімії, які ви вивчали в 7 класі, знадобляться для подальшого успішного засвоєння хімічних знань у 8 класі.
- ◆ Щоб актуалізувати знання та відновити вміння практично застосовувати найважливіші поняття, правила й алгоритми, скористайтеся поданими запитаннями та завданнями.





Хімічний елемент, речовина. Хімічна формула



Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

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

ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І ВІДНОСНА АТОМНА МАСА. Відомо понад 20 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 відомо 118 хімічних елементів.

Відносна атомна маса хімічного елемента (A_r). Маса атомів мізерно малі. Наприклад, маса атома Карбону дорівнює $1,993 \cdot 10^{-23}$ 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)**. $1 \text{ а.о.м} = 1,66 \cdot 10^{-24}$.

Порівнюючи з нею, встановлено **відносні атомні маси** всіх хімічних елементів.

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

Так, заокруглене значення відносної атомної маси Гідрогену дорівнює 1, Оксигену — 16, Феруму — 56.

Коротко записують:

$$\begin{aligned}A_r(\text{H}) &= 1 \\A_r(\text{O}) &= 16 \\A_r(\text{Fe}) &= 56\end{aligned}$$

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 їхніми атомами, — з малої (H — Гідроген, O — Оксиген, H₂ — водень, O₂ — кисень).

Працюйте групами

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

Таблиця 1

Символ елемента, його вимова, протонне число атома та відносна атомна маса деяких хімічних елементів

Символ елемента	Вимова символу	Назва хімічного елемента	Протонне число атома	Відносна атомна маса (A_r)
H	аш	Гідроген	1	1
C	це	Карбон	6	12
N	ен	Нітроген	7	14
O	о	Оксиген	8	16
F	флуор	Флуор	9	19
Na	натрій	Натрій	11	23
Mg	магній	Магній	12	24
Al	алюміній	Алюміній	13	27
Si	силіцій	Силіцій	14	28
P	пе	Фосфор	15	31
S	ес	Сульфур	16	32
Cl	хлор	Хлор	17	35,5
K	калій	Калій	19	39
Ca	кальцій	Кальцій	20	40
Fe	ферум	Ферум	26	56
Cu	купрум	Купрум	29	64
Zn	цинк	Цинк	30	65
Br	бром	Бром	35	80
Ag	аргентум	Аргентум	47	108
Ba	барій	Барій	56	137
Hg	гідраргірум	Меркурій	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 передає склад її молекули. Одна молекула цієї речовини складається з трьох атомів Гідрогену, одного атома Фосфору й чотирьох — Оксигену (схема 1).



Сформулюйте самостійно визначення хімічної формули та порівняйте її з поданим у підручнику.

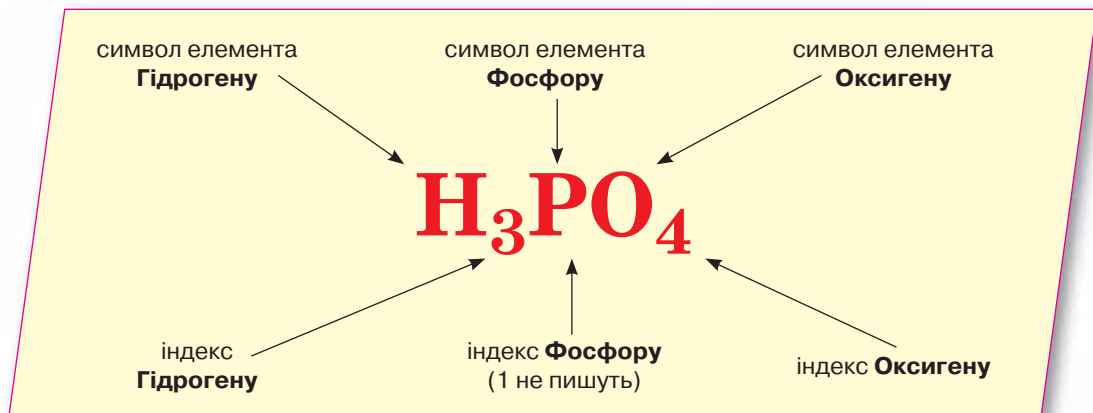


Схема 1

Зміст формули ортофосфатної кислоти

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

Наприклад, формула кухонної солі NaCl свідчить про те, що відношення її структурних частинок (йонів Натрію й йонів Хлору) становить 1:1.

За хімічними формулами легко розуміти та 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.

ОБЧИСЛЕННЯ ВІДНОСНОЇ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ.

Відносну молекулярну масу обчислюють на основі порівняння маси молекули з атомною одиницею маси.

Відносну молекулярну масу речовини обчислюють за її хімічною формулою як суму відносних атомних мас елементів, що належать 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 .



Порівняйте кількісний і якісний склад речовин з хімічними формулами FeCO_3 і Fe_2O_3 .

Відносну молекулярну масу речовин обчислюють однаково для всіх речовин незалежно від їхньої будови.

Приклад 1.

Обчислення M_r вуглекислого газу CO_2 — речовини молекулярної будови.

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 32 = 44$$

Приклад 2.

Обчислення M_r натрій сульфату Na_2SO_4 — речовини немoleкулярної будови.

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 46 + 32 + 64 = 142$$

Замість назви «*відносна молекулярна маса*» може бути використана назва «*відносна маса*». **Відносна формульна маса** — сума атомних мас усіх атомів у формулі сполуки йонної або атомної будови. Ця назва свідчить про те, що її обчислення проводять *за хімічною формулою речовини*.

Для обчислення відносної молекулярної маси речовини необхідно:

- ◆ записати хімічну формулу речовини;
- ◆ дізнатися 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 хімічних елементів.



Валентність — це здатність атома сполучатися з певною кількістю таких самих або інших атомів.

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

Наприклад, у формулі



сума одиниць валентності Бору — **6**, Оксигену — також **6**.

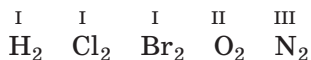
Знаючи це, можна за відомою валентністю одного елемента визначити валентність іншого. Наприклад, у формулі Mg_3N_2 постійну валентність **II** має Магній. Сума одиниць його валентності дорівнює **6**. Поділимо її на 2 (індекс Нітрогену) і встановимо, що його валентність у цій сполуці дорівнює **III**.

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

Елементів з постійною валентністю не так багато. Їх приклади подано 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 застосовують і до атомів хімічних елементів, які утворюють прості речовини з двохатомними молекулами.



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

Проста речовина — це речовина, що складається з атомів одного хімічного елемента (наприклад, залізо Fe, кисень O₂, кальцій Ca, водень H₂). Прості речовини поділяють на 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 H₂, кисень O₂, озон O₃, азот N₂, гелій He, неон Ne, аргон Ar, вуглець C (таку спільну назву застосовують до всіх простих речовин Карбону), сірка S, фосфор P, хлор Cl₂, йод I₂ та інші (мал. 1).

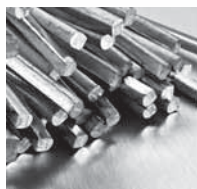
Спільні фізичні властивості металів:

- ◆ висока теплопровідність й електропровідність;
- ◆ здебільшого сірий, сріблясто-сірий колір (винятки: золото — жовте, мідь — цегляно-червона);
- ◆ металічний блиск;
- ◆ 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 притаманні **неметалам**. Тому про них можна 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 пластични-

Метали



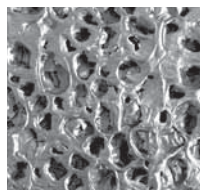
олово



барій



мідь



алюміній



золото



срібло

Неметали



сірка



хлор



графіт



червоний
фосфор

Мал. 1

Зразки металів
і неметалів

ми. Водень, кисень, азот, фтор, хлор, гелій, аргон та інші за кімнатної температури перебувають у газоподібному агрегатному стані. Фосфор, вуглець, сірка, йод — тверді.

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

Таблиця 2

Формули й назви простих речовин

Проста речовина		Назва хімічного елемента	Проста речовина		Назва хімічного елемента
формула	назва		формула	назва	
H ₂	водень	Гідроген	S	сірка	Сульфур
Ag	срібло	Аргентум	F ₂	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 двома або більшою кількістю елементів. Вода H₂O, чадний газ CO, вуглекислий газ CO₂ — 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 (позначено індексом);

M_r — відносна молекулярна (формульна) маса речовини.

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

Працюйте групами

Обчисліть масові частки елементів за формулами речовин: Fe_3O_4 , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Знаємо, розуміємо

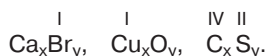
1. Сформулюйте визначення хімічних понять, розглянутих у параграфі.
2. Поясніть значення індексів у хімічних формулах.
3. Що означає якісний та кількісний склад речовини?
4. Поясніть, яке значення має кожна цифра в записах:
а) $4\text{H}_2\text{O}$; б) 2HNO_3 ; в) 7CO_2 .

Застосовуємо

1. Запишіть формули речовин за їх вимовою:
а) *натрій-два-силіцій-о-три*; б) *ферум-бром-три*; в) *ферум-хлор-два, калій-о-аш*.
2. Випишіть окремо (у два стовпчики) формули простих і складних речовин.
 KNO_3 , N_2 , Mg_3N_2 , O_3 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, H_2 , S , Ca , CuO , KOH , Mg , C_5H_{12}
3. Опишіть якісний і кількісний склад речовин за хімічними формулами.
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, CuO , N_2 , O_3 , H_2 , S , Ca , KOH , Mg , C_5H_{12} , KNO_3 , Mg_3N_2
4. Розмістіть формули речовин за ЗБІЛЬШЕННЯМ відносних молекулярних мас.
А NClO **Б** NClO_4 **В** NCl **Г** NClO_3
5. Увідповідніть формули речовин і валентність Нітрогену в них.

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

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



7. Складіть завдання за матеріалами параграфа, яке, на вашу думку, варто запропонувати учням у класі.

§ 2.

Фізичні й хімічні явища. Рівняння хімічних реакцій

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- відновити в пам'яті знання про фізичні й хімічні явища;
- самостійно складати 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 явища, під час яких змінюється агрегатний стан речовини або форма тіла, але склад речовин залишається незмінним. Тобто одні речовини не перетворюються на інші.

З такими *прикладami фізичних явищ*, як танення льоду, розчинення цукру у воді, слід, залишений крейдою на дошці чи олівцем на папері, ви вже стикалися. Є також багато інших фізичних явищ (*мал. 2*).



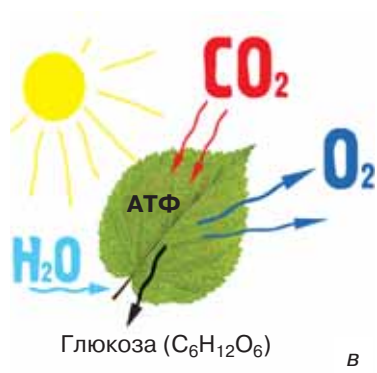
Мал. 2

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 явища, під час яких одні речовини перетворюються на інші.

Приклади хімічних явищ: потемніння мідної пластинки за нагрівання, скисання молока, утворення осаду за пропускання вуглекислого газу через вапняну воду (*пригадайте цей дослід з уроків природознавства у 5 класі*) та інші (*мал. 3*).



Мал. 3

Хімічні явища: а) горіння; б) іржавіння заліза; в) фотосинтез

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

Рівняння хімічної реакції

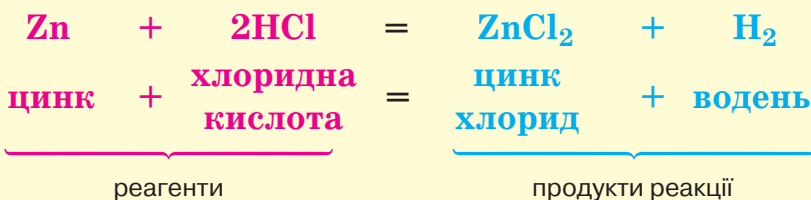


Схема 2

Зміст рівняння хімічної реакції

Цифри, написані в рівнянні хімічної реакції (*схема 2*) перед формулами речовин, називаються **коефіцієнтами**.

Коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції записують арабськими цифрами перед хімічними формулами речовин (*але не всередині формули між символами двох елементів!*). Висота коефіцієнтів однакова з висотою символів хімічних елементів.

Коефіцієнт 1 у рівняннях не пишеться.

Коефіцієнт стосується кількості всіх хімічних елементів, що є у складі хімічної формули. Наприклад, у записі $2\text{H}_2\text{O}$ коефіцієнт 2 стосується двох атомів Гідрогену й одного атома Оксигену. Тож записом $2\text{H}_2\text{O}$ позначено 4 атоми Гідрогену та 2 атоми Оксигену (схема 3).

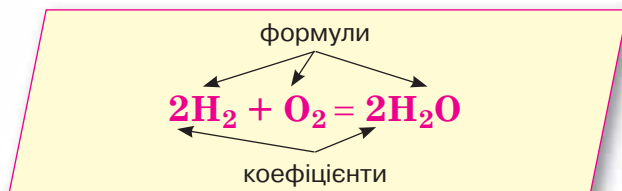


Схема 3 Коефіцієнти в рівнянні

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 та утворюватись один чи кілька продуктів реакції.

Перш ніж скласти рівняння хімічної реакції, складають її схему. У ній також є ліва і права частини, але між ними стоїть стрілка \rightarrow , а не знак рівності, наприклад:



Для перетворення схеми на рівняння реакції, потрібно підібрати коефіцієнти так, щоб кількість атомів кожного елемента до та після реакції була однаковою.

Хімічні рівняння записують з дотриманням закону збереження маси речовин.

Пригадайте формулювання закону збереження маси речовин.

Знак « \Rightarrow » в рівнянні хімічної реакції вказує на те, що кількість атомів кожного хімічного елемента в лівій та правій частинах хімічного рівняння

є однаковою. Для цього в рівнянні реакції добирають і записують *коефіцієнти*. Наприклад, з поданої схеми хімічної реакції між кальцієм і киснем бачимо, що атомів Оксигену до реакції 2, а після реакції — 1. У рівнянні $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ 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 стоїть коефіцієнт, кількість атомів кожного елемента у формулі дорівнює добутку чисел коефіцієнта й індексу.

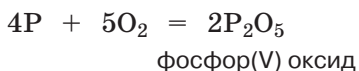
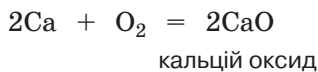
Послідовність дій зі складання рівнянь хімічних реакцій є такою:

- 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 і правій частинах хімічного рівняння за допомогою відповідних коефіцієнтів — арабських цифр, що пишуться перед формулою і належать до атомів усіх хімічних елементів формули.

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

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

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСНЮ. З написанням рівнянь хімічних реакцій ви ознайомились, вивчаючи хімічні властивості кисню O_2 . Кисень легко вступає у взаємодію з простими та складними речовинами. Продуктами цих реакцій є складні речовини — **оксиди**.

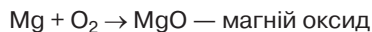
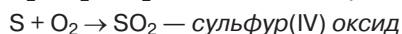
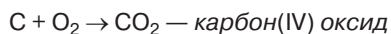


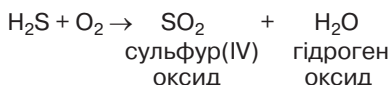
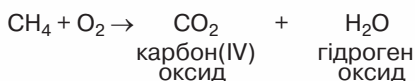
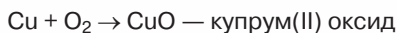
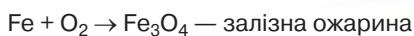
Як бачимо, формули оксидів складаються з атомів двох хімічних елементів, один з яких — Оксиген.

Оксиди — бінарні сполуки елемента з Оксигеном.

Працюйте групами


За поданими схемами складіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кисню.





ВЗАЄМОДІЯ ВОДИ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Нагадаємо хімічні властивості найпоширенішого в природі оксиду — води, вивчені в 7 класі (мал. 4).

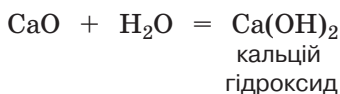
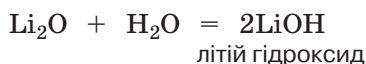


Реакція розкладу:
 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Взаємодія з оксидами:
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$

Мал. 4 Хімічні властивості води

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



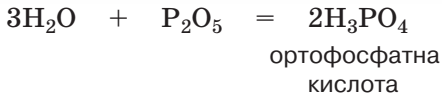
Літій гідроксид і кальцій гідроксид є складними речовинами немолекулярної будови, що мають загальну назву **основи**. Обидва продукти реакцій розчинні у воді (*розчинність першої речовини є значно більшою*). Такі основи називають **луги**. Виявити наявність їх у розчині можна за допомогою індикаторів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

Більшість основ погано розчинні у воді. Наприклад, магній гідроксид Mg(OH)_2 , купрум(II) гідроксид Cu(OH)_2 . Нерозчинні у воді основи не можна одержати взаємодією оксиду з водою.

Отже, спільним для формул основ є наявність металічного елемента, записаного першим, та одновалентної **гідроксильної групи атомів OH**, записаної після нього. Загальна формула основ Me(OH)_x , де x — валентність металічного елемента й індекс гідроксильної групи.

ВЗАЄМОДІЯ ВОДИ З ОКСИДАМИ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

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



Прикладами кислот, що утворюються взаємодією води з оксидами є сульфатна H_2SO_4 , нітратна HNO_3 , карбонатна H_2CO_3 кислоти.

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.

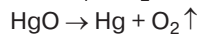
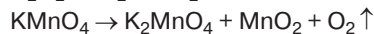
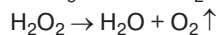
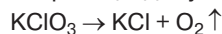
Не всі оксиди неметалічних елементів реагують з водою. До таких оксидів належить силіцій(IV) оксид SiO_2 — основна складова річкового піску.

Знаємо, розуміємо

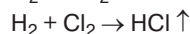
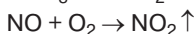
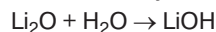
1. Що називають хімічним явищем? Яка інша назва хімічних явищ?
2. У чому полягає головна відмінність між фізичними та хімічними явищами? Наведіть приклади.
3. Чим рівняння хімічної реакції відрізняється від її схеми?
4. З дотриманням якого закону і як складають рівняння хімічних реакцій?
5. Назвіть відомі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

Застосовуємо

8. Кисень у лабораторії одержують з речовин, що легко розкладаються за нагрівання. Перетворіть схеми хімічних реакцій добування кисню на рівняння.



9. Складіть рівняння хімічних реакцій за поданими схемами, укажіть типи.



У якому рівнянні хімічної реакції сума коефіцієнтів є найбільша, а в якому — найменша?

10. Одну посудину без етикетки наповнили водним розчином соку лимона (містить лимонну кислоту), іншу (також без етикетки) — розчином натрій гідроксиду. Запропонуйте спосіб розпізнавання цих розчинів за допомогою індикаторів.



Cr 24
Хром 51,996

29 Cu
63,546 Купрум
63,546

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

*Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням,
а лише розбудову й розвиток обіцяє...*

(Д. І. Менделєєв)



У 7 класі ви вчилися користуватись періодичною системою як довідковою.

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся: чим зумовлено розміщення хімічного елемента в певній клітинці таблиці, як її використовують для прогнозування властивостей речовин; про зв'язок між будовою атомів і властивостями речовин.

Після вивчення теми ви зможете:

- ◆ пояснювати зв'язок періодичної системи з будовою атома;
- ◆ складати електронні та графічні електронні формули атомів;
- ◆ наводити сучасне формулювання періодичного закону;
- ◆ оперувати інформацією, закладеною в періодичній системі для характеристики хімічного елемента та його сполук;
- ◆ простежувати періодичність у властивостях оксидів і гідратів оксидів, будові електронних оболонок атомів;
- ◆ оцінювати значення періодичного закону як одного з фундаментальних законів природи.



§ 3.

Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів

Розвиток кожної науки розпочинається з накопичення *фактів*¹, які з часом **класифікують** — поділяють 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 хімічних елементів, тобто їхня кількість більш ніж подвоїлася. На першу половину XIX ст. (1801–1850 рр.) припадає відкриття ще 24 хімічних елементів. У 1869 р. кількість відомих хімічних елементів досягла 63, а речовин — сотень тисяч. Погодьтеся, така кількість елементів та сполук потребувала певної класифікації, бо працювати з розрізною 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 та з'ясуємо, до яких класифікацій хімічних елементів удавалися 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) за властивостями простих речовин, що утворюються з їхніх атомів. Тобто в основу першої класифікації був покладений поділ простих речовин за їхніми фізичними властивостями (*мал. 5*).

Цей поділ існує і дотепер. Хоча добре відомо, що він недосконалий, бо елементи, які виявляють і металічні, і неметалічні хімічні властивості. Наприклад, Йод належить до неметалічних елементів, хоча утворена ним

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ 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.



Антуан Лавуазьє

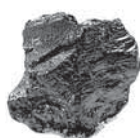
¹ *Факти* — це реальні, невігадані події або явища.



Пригадайте загальні фізичні властивості металів і неметалів. Наведіть приклади, скориставшись мал. 1, с. 11 і мал. 5, с. 22.

проста речовина йод 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



вуглець



йод



бром



силіцій

Метали



магній



залізо



платина



ртуть



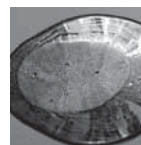
марганець



нікель



молібден



свинець

Мал. 5

Метали й неметали



Йоганн
Деберейнер

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

Йоганну Деберейнеру вдалося встановити перші закономірності в зміні властивостей елементів. Він зауважив: якщо розташувати три подібні за хімічними властивостями елементи за зростанням їх атомної ваги (так на той час називали атомну масу), то атомна вага другого (середнього) елемента дорівнюватиме середньому арифметичному атомної ваги першого і третього.

Розглянемо приклади тріад.

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

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

Учений повідомив науковому загалу про виявлену ним залежність. Проте спроба вченого згрупувати елементи в тріади не стала загально визнаною класифікацією, оскільки вона не охоплювала навіть половини відомих на той час хімічних елементів.

ОКТАВИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. У 1863 р. англійський хімік **Джон Ньюлендс** помітив: якщо розташувати елементи за збільшенням 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 відповідають ноті *до*, а символи лужних елементів Натрій і Калій — ноті *ре* (мал. 6).

Однак у вигляді **октав** ученому вдалося розташувати лише 18 хімічних елементів. А далі закономірність порушувалася, тому про це відкриття швидко забули.

ПРИРОДНІ РОДИНИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. У природні родини об'єднали хімічні елементи, що мають подібні властивості. Їхні сполуки також подібні за властивостями. Так було виокремлено:

- ◆ *лужні елементи* (Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій);
- ◆ *галогени* (Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат);
- ◆ *інертні елементи* (Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон).

Про особливості речовин, утворених цими елементами, ви дізнаєтесь більше в наступних параграфах.

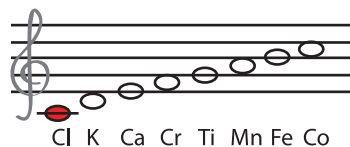
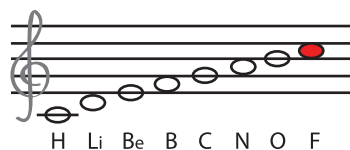
Об'єднання в природні родини стало кроком у розвитку класифікації хімічних елементів. Проте недосконалість цієї класифікації полягає в тому, що вона не стосується всіх хімічних елементів і в ній не простежується зв'язок між окремими групами.



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



Джон Ньюлендс

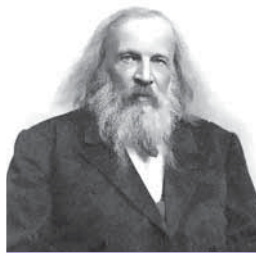


Мал. 6

Октави хімічних елементів



Лотар Мейєр



Дмитро Іванович Менделєєв

ТАБЛИЦЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЛОТАРА МЕЙЄРА. Найбільше наблизився до відкриття закону, що пояснював би властивості всіх хімічних елементів та класифікував їх, німецький учений *Лотар Мейєр*, 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.

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

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

Російський хімік *Дмитро Іванович Менделєєв*, на відміну від своїх попередників звернув увагу на відмінності фізико-хімічних властивостей елементів і їхніх сполук. 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 й порядкові номери хімічних елементів трьох груп — лужних, галогенів та інертних.



Стисло про основне

- ✓ Кожна наука починається з накопичення фактів, які з часом учені класифікують — поділяють за певними ознаками на окремі групи.
- ✓ В основу класифікації хімічних елементів на металічні та неметалічні покладено подібність властивостей сполук кожної групи.
- ✓ На підставі подібності властивостей хімічних елементів і їхніх сполук виділено такі групи: лужні елементи, галогени, інертні елементи.
- ✓ У XIX ст. вчені Йоганн Деберейнер, Джон Ньюлендс, Лотар Мейєр доповнили хімію новими класифікаціями хімічних елементів, у яких, проте, не простежувався зв'язок між їхніми окремими групами.
- ✓ До відкриття Дмитром Івановичем Менделєєвим періодичного закону знання про хімічні елементи існували як факти, не пов'язані в єдине ціле.

1. Пригадайте та назвіть відомі вам класифікації в інших науках.
2. За якими ознаками елементи було поділено на металічні та неметалічні? У чому недосконалість цієї класифікації?
3. За якими ознаками укладено класифікації елементів на триади, октави?
4. Назвіть групи хімічних елементів, про які ви дізналися. Що стало загальною ознакою для їх класифікації?

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



Поняття про лужні хімічні елементи

До лужних хімічних елементів належать: Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs). Усі вони були відкриті в XIX ст. Ще один подібний до них елемент Францій (Fr) добули штучно у XX ст. Назву «лужні» вони дістали від назви складних речовин лугів, що утворюються під час взаємодії утворених ними простих речовин з водою.

Лужні металічні елементи у природі трапляються лише у складі сполук.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ. Прості речовини, утворені атомами лужних елементів, — метали сріблясто-білого (цезій — золотисто-жовтого) кольору з яскраво вираженим металічним блиском. Вони настільки м'які, що легко ріжуться ножом (*мал. 7*).



Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ оперувати поняттями «лужні елементи» та «лужні метали»;
- ♦ розповісти про спільні властивості лужних металів;
- ♦ розповісти про місце лужних елементів у періодичній системі;
- ♦ з'ясувати, чи змінюються фізичні й хімічні властивості лужних металів зі збільшенням порядкового номера.

Мал. 7

Натрій — м'який метал



У природі лужні метали відсутні, проте є способи, якими їх можна одержати зі 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. 8, а; 8, б). Тому лужні метали зберігають під шаром гасу (мал. 8, б), парафіну тощо із суворим дотриманням правил пожежної безпеки.



Мал. 8

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 й електропровідність. Тобто це типові метали, фізичні властивості яких багато в чому подібні.

Проте «подібний» не означає «однаковий». На підтвердження цього розгляньте таблицю 3.

Таблиця 3

Деякі відомості про лужні елементи й утворені ними прості речовини

Хімічний елемент			Проста речовина			
Назва, символ	Порядковий номер	Відносна атомна маса (округлено)	Назва, формула	Температура плавлення, °С	Температура кипіння, °С	Густина, г/см ³
Літій, Li	3	7	літій, Li	180	1370	0,53
Натрій, Na	11	23	натрій, Na	98	900	0,97
Калій, K	19	39	калій, K	63	776	0,85
Рубідій, Rb	37	85	рубідій, Rb	38	705	1,5
Цезій, Cs	55	133	цезій, Cs	28	688	1,9

Працюйте групами

Використайте таблицю 3 для відповідей на запитання і переконайтесь, що за подібністю фізичних властивостей простих речовин хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій і Цезій не випадково об'єднані в одну групу:

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

2. Який з 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/см³ називають легкими.)

МІСЦЕ ЛУЖНИХ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ.

У таблиці періодичної системи Літій має порядковий номер 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. Ці елементи належать до однієї групи. Відносна атомна маса лужних металічних елементів зі збільшенням порядкового номера збільшується.

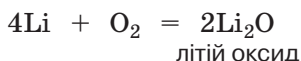
Для лужних металічних елементів у періодичній системі зазначено однакову загальну формулу оксиду, в якій металічний елемент одновалентний.

Важливо зрозуміти, як зі збільшенням відносних атомних мас лужних хімічних елементів змінюються властивості утворених ними простих речовин. Скористайтеся ще раз *таблицею 3* і спробуйте встановити закономірність у зміні фізичних властивостей лужних металів зі збільшенням порядкового номера елемента.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ. У хімічних властивостях простих речовин, утворених лужними хімічними елементами, також простежуються закономірності. Розглянемо деякі з них.

Лужні метали — надзвичайно активні прості речовини.

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



Інші лужні метали утворюють ще й пероксиди.

Пригадайте!



◆ У періодичній системі хімічні елементи розміщено в пронумерованих клітинках.

◆ Номер клітинки кожного хімічного елемента не випадковий — 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 дістають назву груп.

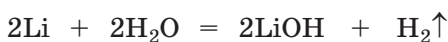


Пригадайте формулу гідроген пероксиду, з якого ви добували кисень у 7 класі.

Якщо літій, натрій чи калій нагріти, то окиснення супроводжуватиметься горінням, тобто виділенням світла й теплоти. Активність рубідію та цезію

настільки висока, що ці метали горять без попереднього нагрівання.

2. Взаємодія з водою. Усі лужні метали взаємодіють з водою та утворюють розчинні гідроксиди — луги. Реакція супроводжується виділенням водню й теплоти (*мал. 9*).



літій гідроксид

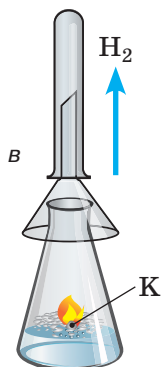
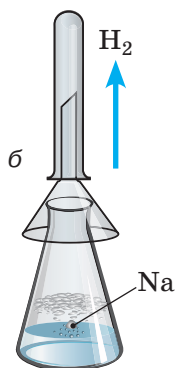
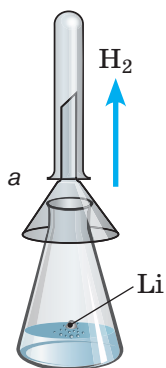
Таким чином, літій реагує з водою помірно, натрій — набагато швидше, калій — надто швидко та з виділенням такої кількості теплоти, що утворений водень одразу загоряється. Активність рубідію та цезію в реакції з водою ще вища, ніж калію.

3. Взаємодія з неметалами. Окрім кисню, лужні метали взаємодіють також із багатьма неметалами, зокрема з тими, що утворюють солі безоксигенових кислот (*мал. 8, в, с. 26*).



натрій сульфід

Отже, спільність фізичних та хімічних властивостей розглянутих лужних металів дала змогу об'єднати хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій у групу лужних металічних елементів. У сполуках усі вони мають постійну валентність I.



Мал. 9

Взаємодія з водою:
літію (а); натрію (б);
калію (в)



Стисло про основне

- ✓ До групи лужних металічних елементів належать Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs), Францій (Fr). Вони утворюють подібні 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) і входять у I групу.
- ✓ Хімічна активність лужних металів висока, що підтверджується взаємодією з киснем, водою, неметалами.
- ✓ Хімічна активність простих речовин, утворених лужними хімічними елементами, зростає зі збільшенням порядкового номера.



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 їхніх солей, зокрема натрій хлориду, калій хлориду чи калій карбонату, лишалися марними. І тільки 1808 р. англійський учений **Гемфрі Деві** (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) лугів 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 згорала яскравим полум'ям, і горіння супроводжувалося вибухом, а частина 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 унеможливорює їх безпосередню взаємодію з іншими речовинами. Після проведення багатьох дослідів учений переконався в тому, 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 групи лужних металів — францій — був відкритий через 132 роки після відкриття натрію та калію французькою дослідницею **Маргаритою Перей** (1909–1975), ученицею Марії Склодовської-Кюрі. Вона назвала його на честь своєї батьківщини.



Гемфрі Деві демонструє досліди

Знаємо, розуміємо

1. Які лужні метали 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, яке ви вважаєте правильним.

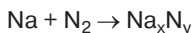
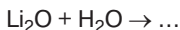
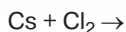
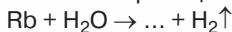
Твердження 1. Хімічна активність калію більша, ніж літію.

Твердження 2. Зі збільшенням порядкового номера хімічних елементів температура плавлення лужних металів збільшується.

6. Як зі збільшенням відносних атомних мас змінюються хімічні властивості лужних металів? Підтвердьте прикладами.

Застосовуємо

13. Перетворіть напівсхеми та схеми хімічних реакцій на рівняння.



14. У відповідність символи та назви лужних елементів.

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

15. Укажіть формулу сполуки з найбільшою масовою часткою Калію.



16. Розмістіть лужні елементи за ЗБІЛЬШЕННЯМ відносної атомної маси.



Поняття про галогени й інертні елементи

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ оперувати поняттями галогени та інертні газів;
- ♦ схарактеризувати положення інертних елементів і галогенів у періодичній системі;
- ♦ схарактеризувати фізичні властивості галогенів та інертних газів;
- ♦ пояснити деякі хімічні властивості галогенів;
- ♦ розповісти про застосування галогенів та інертних газів.

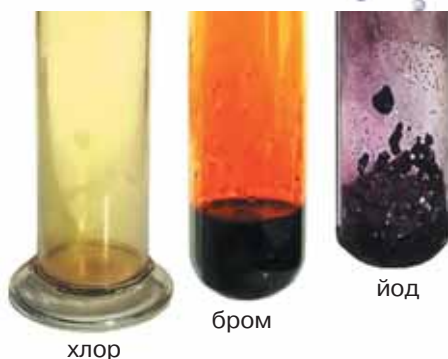
ПОНЯТТЯ ПРО ГАЛОГЕНИ. Неметалічні елементи галогени — Флуор (F), Хлор (Cl), Бром (Br), Йод (I) — були відкриті приблизно в той самий час, що й лужні металічні елементи, тобто в першій половині XIX ст. Астат (At), якого надто мало в природі, одержано вже у XX ст. Подібно до лужних металічних елементів,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

У перекладі з грецької слово *галогени* означає *солероди*. Ця назва дісталась їм за здатність простих речовин фтору, хлору, бром, 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 за тривалого вдихання спричинює задуху.

За звичайних умов фтор і хлор — гази, бром — рідина, йод — тверда речовина (мал. 10).

Про ці та інші фізичні властивості й характеристики галогенів ідеться в таблиці 4.



Мал. 10

Таблиця 4

Деякі відомості про галогени й утворені ними прості речовини

Хімічний елемент			Проста речовина					
Назва, символ	Порядковий номер	Відносна атомна маса (округлено)	Назва, формула	Молярна маса речовини (округлено)	Температура плавлення, °C	Температура кипіння, °C	Агрегатний стан за нормальних умов	Колір
Флуор, F	9	19	фтор, F_2	38	-220	-183	газ	жовтуватий
Хлор, Cl	17	36	хлор, Cl_2	71	-101	-134	газ	жовто-зелений
Бром, Br	35	80	бром, Br_2	160	-7	+59	рідина	червоно-бурий
Йод, I	53	127	йод, I_2	254	+113	+185	тверда речовина	темно-сірий

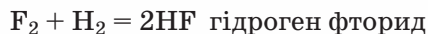
Попрацюйте групами

Опрацюйте дані таблиці 4 та з'ясуйте, як для галогенів змінюються зі збільшенням порядкового номера:

- а) відносна молекулярна маса простих речовин, утворених з атомів хімічних елементів;
- б) температура плавлення;
- в) температура кипіння;
- г) агрегатний стан.

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

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



Визначте валентність Флуору та Броду в утворених речовинах.



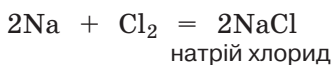
Користуючись поданою інформацією, зробіть висновок, як змінюється хімічна активність галогенів у реакції з воднем від фтору до йоду.

Для того щоб відбулася реакція між хлором і воднем, суміш досить освітити яскравим світлом або нагріти. Суміш водню та фтору вибухає навіть у темряві. Бром і пара йоду реагують з воднем лише під час нагрівання, причому за більшої температури, ніж це потрібно для реакції хлору з воднем.

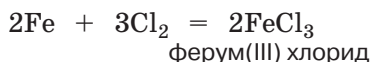
Усі гідроген галогеніди за кімнатної температури — гази без кольору, але з характерним запахом, що подразнює слизові оболонки носа та рота. Добре розчиняються у воді. Якщо розчин будь-якого гідроген галогеніду випробувати індикаторами, то метилоранж набуває рожевого кольору, універсальний індикаторний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

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

Так, натрій без нагрівання сполучається з хлором (*мал. 11*):



Розжарене залізо згорає у хлорі сліпучим полум'ям (*мал. 12*):



Суміш порошоків алюмінію та йоду за кімнатної температури може як завгодно довго перебувати в незмінному стані. Та досить додати до неї кілька крапель води, як відразу ж розпочинається бурхлива взаємодія алюмінію з йодом (*мал. 13*).



Мал. 11

Взаємодія
натрію
з хлором

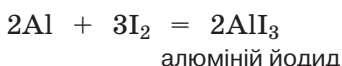


Мал. 12

Взаємодія
заліза
з хлором



Мал. 13 Взаємодія алюмінію з йодом



У рівнянні воду серед реагентів не зазначено. Але вона необхідна для утворення сполук, які очищують поверхню алюмінію від плівки алюміній оксиду.

Отже, елементи, що належать до родини галогенів, а також їхні сполуки мають багато спільного, а фізичні та хімічні властивості речовин, які містять атоми галогенів, змінюються зі зміною порядкового номера хімічних елементів у таблиці періодичної системи.

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 їхнє місце в таблиці періодичної системи. Йдеться про Гелій (He), Неон (Ne), Аргон (Ar), Криптон (Kr), Ксенон (Xe) і Радон (Rn).

Працюйте групами

Знайдіть у періодичній системі елементи з порядковими номерами 2, 10, 18, 36, 54, 86, і ви пересвідчитесь, що під цими номерами розташовані інертні хімічні елементи. З'ясуйте розташування кожного з них у періодах.

Першим був відкритий Аргон. Увагу англійського фізика *Джона Стрэтта (лорда Релєя)* привернув той факт, що в азоту, добутого з повітря, й азоту, добутого з хімічних сполук, різна густина. За поясненням він звернувся до іншого вченого — *Вільяма Ремзі*. Після серії експериментів з розділенням зрідженого повітря було відкрито просту газоподібну речовину аргон. Ще раніше, завдяки спектральному аналізу, фізики встановили наявність гелію на Сонці. Невдовзі у складі повітря було відкрито ще три газоподібні прості речовини — криптон, неон і ксенон. Останнім відкрили радон, що містився серед продуктів радіоактивного розпаду радію.

Інертні хімічні елементи належать до малопоширених на Землі елементів. Так, В. Ремзі 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 $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Від інших газоподібних простих речовин їх відрізняє одноатомний склад молекул. До 1962 р. вченим не вдавалося добути жодної сполуки інертних елементів. Саме тому їх ще називають благородними газами. Нині відомо понад 200 сполук Ксенону, Криптону й Радону, добутих у спеціальних умовах.

Та навіть така властивість інертних газів, як хімічна неактивність, забезпечила їм широке застосування (*мал. 14*).



Мал. 14

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 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 утворені ними прості речовини наділені подібними властивостями, серед яких основна — це інертність (бездіяльність) відносно інших речовин, стало причиною розміщення їх в окремій групі періодичної системи. У 1900 р. ухвалили рішення доповнити періодичну систему нульовою групою й розташувати там інертні елементи. Але в сучасній періодичній системі нульова група відсутня, а інертні елементи включено до VIII А групи довгої форми (і до головної підгрупи VIII групи короткої форми).

Стисло про основне



- ✓ Прикладом природної групи неметалічних елементів є галогени Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат.
- ✓ Прості речовини галогени мають двохатомні молекули та 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 елементи Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон і Радон є особливою групою. Утворені ними прості речовини, газоподібні за кімнатної температури, мають низькі температури кипіння. Усі вони виявляють стійку інертність (неактивність) щодо взаємодії з іншими речовинами.
- ✓ Хімічні елементи галогени та інертні елементи розташовано в періодичній системі в кінці періодів.

Сторінка ґрудита



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, для людини життєво необхідні. Для прикладу, йони Хлору Cl^- входять до складу кухонної солі. Нею не лише приправляють чи консервують продукти харчування, але за певних захворювань людям



ставлять крапельниці з розчином цієї речовини. Йон Хлору входить до складу шлункового соку.

Йонів Флуору організм людини потребує для міцності зубної емалі. Тому зубні паста досить часто містять добавки сполук цього елемента. Окремі медичні препарати, що діють заспокійливо на нервову систему людини, містять йони Брому. Потрібні організму людини і йодовмісні йони, щоб правильно функціонувала щитоподібна залоза. Якщо їх уміст в організмі відхиляється від норми, то в роботі залози відбуваються порушення, і це негативно позначається на здоров'ї всього організму. Вам, очевидно, доводилося бачити на пакуваннях з кухонною сіллю напис «йодована».

Що це означає? До кухонної солі додано невелику кількість солей Йоду, і в такий спосіб люди можуть поповнити його запаси у своєму організмі.

Знаємо, розуміємо

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

Застосовуємо

17. Випишіть формули складних речовин, що трапляються в тексті параграфа, та позначте над символами елементів валентність атомів.
18. 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
19. Увідповідніть назви речовин і їхні відносні молекулярні маси.

Назви речовин		Відносні молекулярні маси	
1	хлор	А	80
2	аргон	Б	160
3	калій оксид	В	71
4	бром	Г	40
		Д	94

§ 6.

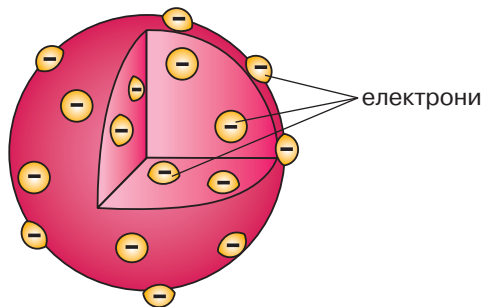
Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне й нуклонне числа

ПЕРШІ 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 про те, що атом не можна поділити на менші частинки. Однак після відкриття (1897 р.) в атомі негативно заряджених електронів та явища радіоактивності вчені зрозуміли, що це не так. Радіоактивністю називають самочинний розпад атомних ядер з випромінюванням радіоактивних частинок й утворенням нових ядер.

Зазначені відкриття спонукали вчених до створення моделей будови атома.

МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА ТОМСОНА. Першу модель будови атома (мал. 15) розробив *Джозеф Томсон* (1856–1940) — англійський фізик, який у 1897 р. відкрив **електрони** (e^-) у складі атома.



Мал. 15

Модель будови атома Томсона (червона куля заряджена позитивно)

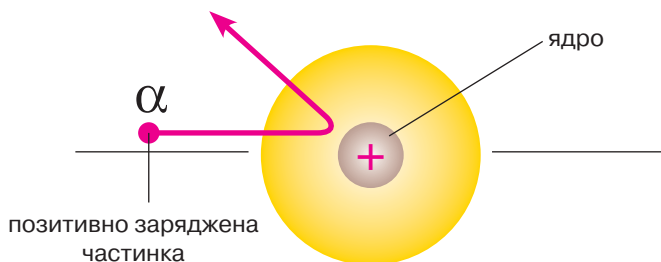
За цією моделлю атом має форму кулі. Позитивно заряджені частинки рівномірно розподілені по всьому об'ємі кулі, в яку вкраплені негативно заряджені частинки — електрони. Атом у цілому електронейтральний. Маса атома теж рівномірно розподілена в цьому об'ємі.

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

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ з'ясувати, які моделі будови атома відомі в науці;
- ♦ розповісти про внесок вітчизняних і зарубіжних учених у вивчення будови атома;
- ♦ схарактеризувати склад ядер;
- ♦ оперувати термінами «протонне число» й «нуклонне число»;
- ♦ розповісти про роль теоретичних та експериментальних досліджень у розвитку науки.

крізь тоненькі металеві пластинки, він виявив, що більшість частинок проникає крізь пластинку, не відхиляючись від прямолінійної траєкторії, деякі частинки відхиляються під певними невеликими кутами від заданого їм прямолінійного руху, а приблизно $1/10000$ від загальної кількості частинок змінюють напрямок руху на майже протилежний (мал. 16).



Мал. 16

Відбивання позитивно 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. Одноїменні заряди, як вам відомо, відштовхуються. Такі результати досліду поставили під сумнів модель Томсона, бо доводили, що більшість атомного простору не заряджена позитивно, а позитивний заряд сконцентрований в одному місці й займає дуже малий об'єм. На цій підставі зроблено висновок, що атоми складаються з позитивно зарядженої серцевини — ядра, та негативно заряджених частинок — електронів, розміщених за його межами. У 1911 р. Ернест Резерфорд запропонував нову модель будови атома, що дістала назву *планетарної*.

ПЛАНЕТАРНА МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА РЕЗЕРФОРДА. Прообразом цієї моделі стала модель Сонячної системи. За планетарною моделлю весь позитивний заряд і майже всю масу атома (99,4 %) зосереджено 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.

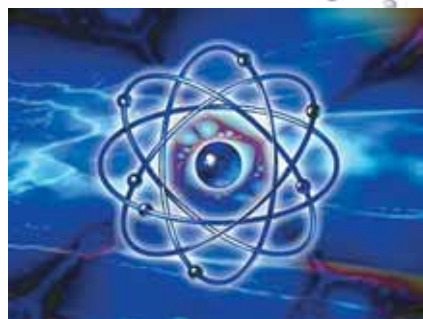
Заряд електрона — найменший з усіх відомих зарядів (*докладніше про це ви дізнаєтесь на уроках фізики*), його абсолютним значенням користуються вкрай рідко. Здебільшого використовують умовний заряд -1 . Позитивний заряд ядра дорівнює сумарному негативному заряду електронів, тому атом є електронейтральним (заряд атома дорівнює нулю) (мал. 17).

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини.

У 1919 р. Е. Резерфорд під час експериментальних досліджень здійснив розщеплення ядра й відкрив **протони** (p) — позитивно заряджені

частинки, що містяться в ядрі й зумовлюють його позитивний заряд. Протон, як і електрон, має дуже малу масу, хоча в порівнянні з масою електрона маса протона в 1836 разів більша. А от заряди обох частинок є однаковими за величиною, але протилежними за знаком. Тож заряд протона умовно дорівнює $+1$.

Сьогодні вчені, студенти й учні знають, що, крім протонів, до складу ядра входять **нейтрони**. Теоретичне припущення про наявність нейтронів у ядрі висловив у 1932 р. 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 частинки однакової маси — протони й нейтрони. Нейтрони, на відміну від протонів й електронів, не несуть електричних зарядів. Звідси походить їхня назва — «нейтрони» (нейтральні). Геніальне передбачення Д. Д. Іваненка було підтверджено дослідями англійського фізика **Джеймса Чедвіка** (1891–1974). У 1935 р. Д. Чедвіка було удостоєно за це Нобелівської премії.



Мал. 17

Модель атома Резерфорда

Сторінка ерудита



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 закладів вищої освіти СРСР, зокрема й в Україні. Світове визнання Дмитро Дмитрович отримав за те, що першим (у віці 27 років!) на основі теоретичних узагальнень запропонував протонно-нейтронну модель атомного ядра.

Народився вчений 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 в Харкові, завідувач кафедри теоретичної фізики Харківського 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 теоретичної фізики в Київському державному університеті імені Тараса Шевченка. З 1943 р. й до останніх років свого життя — професор фізичного факультету Московського державного університету (МДУ) імені М. В. Ломоносова.

Наукові заслуги вченого високо оцінили нобелівські лауреати: Поль Дірак, Хідекі Юкава, Нільс Бор, Ілля Приго-



Дмитро Дмитрович
Іваненко

жин, Семюел Тінг, які після спілкування з ним залишили свої знамениті вислови на стінах кабінету Дмитра Дмитровича Іваненка на фізичному факультеті МДУ імені М. В. Ломоносова.

Працюйте групами

Сестра Дмитра Дмитровича Іваненка **Оксана Іваненко** (1906–1997) — відома українська письменниця.

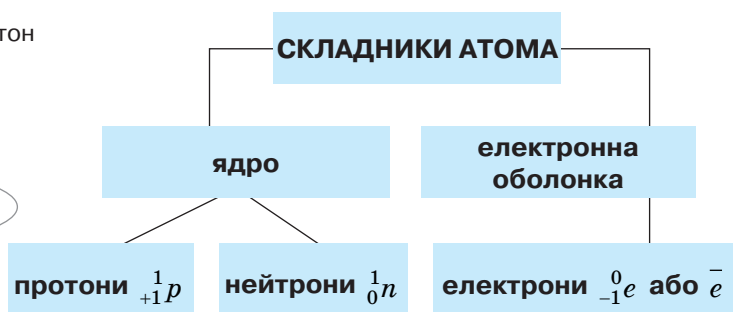
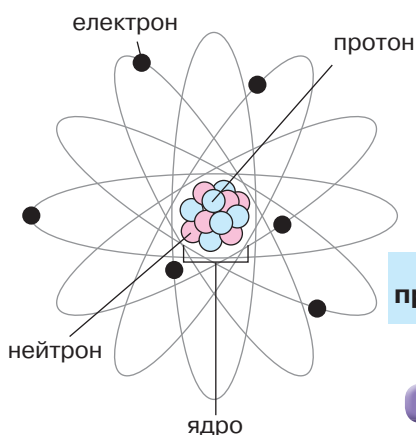
Пригадайте, які з її творів — оповідання, повісті або літературні казки — вам відомі (вивчали у школі). У вільну хвилину поцікавтеся більше її творчістю, поділіться враженнями від прочитаного з однокласниками.



Вивчення будови атома в 30-х роках ХХ ст. ознаменувалось відкриттям нейтральної частинки **нейтрона** (n) у складі ядра атома. Нейтрони й протони містяться в атомному ядрі 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 заряджених електронів. До складу ядра входять: позитивно заряджені *протони*, незаряджені (нейтральні) *нейтрони*. Негативно заряджені *електрони* формують електронну оболонку атома. Протони прийнято позначати ${}_{+1}p$, нейтрони — 0_0n , електрони — ${}^{-1}_1e$ (мал. 18). Сумарний заряд протонів дорівнює сумарному заряду електронів.



Мал. 18 Сучасна модель і схема будови атома

Усі складові 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. Оскільки в науці масу протона й нейтрона

прийнято за 1, то маса електрона дорівнює $1/1836$. Інформацію про будову атома та його складники вміщено в таблиці 5.

Таблиця 5

Складники атома

Частинка та її розміщення в атомі	Відносна маса (а.о.м.)	Абсолютна маса, кг	Заряд (в одиницях елементарного заряду)
протон (${}_{+1}^1p$), у ядрі	1	$1,627 \cdot 10^{-27}$	+1
нейтрон (${}_0^1n$), у ядрі	1	$1,625 \cdot 10^{-27}$	0
електрон (e^-), в електронній оболонці	$1/1836$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1

Незважаючи на те, що розміри ядра набагато менші від розмірів електронної оболонки, основна маса атома зосереджена саме в ньому. В обчисленнях відносної атомної маси елемента масою електронів нехтують.

ПРОТОННЕ Й НЕЙТРОННЕ ЧИСЛА. Як виявилось, порядковий номер елемента в періодичній системі та протонне число (кількість протонів у ядрі його атома) збігаються. Наприклад, порядковий номер Кальцію дорівнює 20, і ядро атома Кальцію містить 20 протонів, порядковий номер Бром — 35, і ядро атома Бром містить теж 35 протонів.

Нейтронне число (кількість нейтронів у ядрі атома) обчислюють як різницю між відносною атомною масою і протонним числом (кількістю протонів у ядрі атома).

Ядра атомів одного й того самого хімічного елемента містять однакову кількість протонів (протонне число), що дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі. Оскільки атоми — нейтральні частинки, то й кількість електронів у них однакова з кількістю протонів, чого не можна сказати про кількість нейтронів (нейтронне число). Кількість нейтронів у ядрах атомів одного хімічного елемента може бути різною. Щоб відрізнити такі атоми один від одного, було введено поняття *нуклід*. З поняттям нуклід ви ознайомитесь, вивчаючи фізику в 9 класі.

Характеризуючи атоми, вказують протонне, нейтронне та нуклонне числа.

Протонне, або атомне, число (Z) — це кількість протонів у ядрі атома.

Нейтронне число (N) указує на кількість нейтронів у ядрі атома.

Нуклонне число (A) є сумою протонного й нейтронного чисел.

Ці три числа пов'язані між собою такою залежністю:

$$A = Z + N.$$

Отже, завдяки описаним досягненням учених стало відомо про будову атома та його складові. Однак на цьому етапі не всі загадки атома було розгадано.

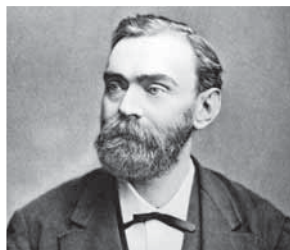


Стисло про основне

- ✓ До кінця XIX ст. атом вважали неподільним. Уявлення про складну будову атома сформувались у першій третині XX ст.
- ✓ Відкриття складної будови атома спонукало науковців до створення моделей його будови (модель Томсона (1904 р.), модель Резерфорда (1911 р.)).
- ✓ Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і в цілому є електронейтральною частинкою.
- ✓ Ядро атома складається з позитивно заряджених частинок протонів (${}_{+1}^1p$) та частинок, що не мають заряду, — нейтронів (${}_{0}^1n$).
- ✓ 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 в 1836 разів менша від маси протона.
- ✓ Ядро порівняно з атомом має дуже малі розміри, але в ньому зосереджена основна маса атома.
- ✓ Протонне число (Z) вказує на кількість протонів у ядрі атома, нейтронне число (N) — на кількість нейтронів, а нуклонне число (A) визначається за формулою $A = Z + N$.



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 становив 9 мільйонів доларів, заповів людству. У складеному вченим заповіті зазначено, щоб відсотки з його капіталу щорічно йшли на преміювання людей, котрі впродовж попереднього 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 та 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** (1908 р.) і **Марія Складовська-Кюрі** (1911 р.).

Премію з хімії Марії Складовської-Кюрі 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. Порівняйте моделі атома Томсона та Резерфорда.
3. Схарактеризуйте складові частинки атома.
4. Де в атомах містяться:
а) протони;
б) електрони;
в) нейтрони?
5. Який внесок у теорію будови атома зробив наш видатний співвітчизник Д. Д. Іваненко?
6. Кому належать відкриття:
а) протона;
б) нейтрона;
в) електрона?
7. На що вказують:
а) протонне число;
б) нейтронне число;
в) нуклонне число?

Застосовуємо

20. Зазначте заряди ядер атомів, кількість електронів в атомі для елементів з порядковими номерами 28, 36, 57, 84.

Працюємо з медійними джерелами

21. Поцікавтесь:
а) кому з хіміків і за які відкриття присуджувалась Нобелівська премія;
б) хто з хіміків був першим серед нагороджених;
в) хто з нобелівських лауреатів має українське коріння;
г) хто й за які відкриття став лауреатом Нобелівської премії з хімії за останні 5 років.
22. З'ясуйте, які записи залишили в кабінеті Д. Д. Іваненка нобелівські лауреати П. Дірак, Х. Юкава, Н. Бор, І. Пригожин і С. Тінг. Занотуйте їх та обговоріть у групах.

§ 7.

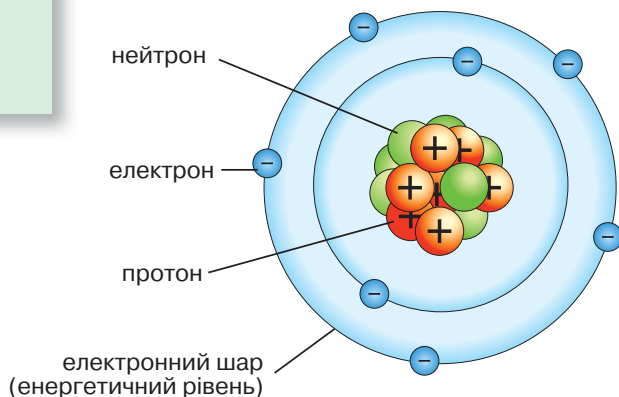
Стан електронів в атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ пояснити, в чому полягала недосконалість моделі атома Резерфорда;
- ♦ схарактеризувати стан електрона в атомі з погляду сучасної теорії будови атома;
- ♦ оперувати поняттями «атомна орбіталь» й «електронна хмара»;
- ♦ визначати кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.

Завдяки подальшим експериментальним дослідженням учені з'ясували 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 Ернест Резерфорд запропонував *планетарну модель* атома (мал. 17, с. 39). Змоделюємо атом Нітрогену (мал.19).



Мал. 19

Планетарна модель атома Нітрогену

Планетарна модель відіграла важливу роль у розвитку природознавства, була корисною для розв'язання тогочасних нагальних наукових питань, проте виявилася неточною. Вона не пояснювала стан електронів у атомному просторі, що дістав назву **електронна оболонка атома**. За цією моделлю електрони весь час обертаються навколо ядра, і тому мали би втрачати енергію та врешті-решт упасти на ядро, чого в дійсності не спостерігається. Це спонукало вчених до подальшої роботи над моделлю атома, зважаючи на нові результати досліджень електрона. А вони свідчили про те, що електрон має властивості не лише мікрочастинки, а й хвилі, тобто електрон має двійсту природу. Отже, 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.

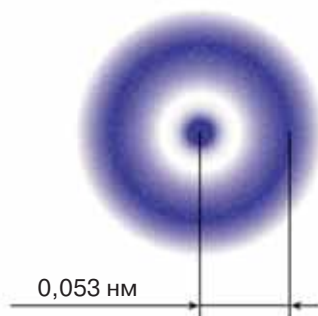
Модель ґрунтується на тому, що з урахуванням двоїстої природи електрона (як мікрочастинки і як хвилі) неможливо одночасно й абсолютно точно вказати місце його перебування в електронній оболонці. Іншими словами, рух електрона в атомі не можна описати певною траєкторією, а лише розглядати деякий об'єм 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 ОРБИТАЛІ. Точно обмежити ділянку атомного простору й зазначити перебування електрона в ньому неможливо, тому, характеризуючи рух електрона в атомі, мають на увазі ділянку з найбільшою ймовірністю його розміщення в атомі. Для зазначення цієї ділянки введено поняття **атомної орбіталі**.

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

Ознайомлення з атомними орбіталами розпочнемо з атома Гідрогену, що має найпростішу будову. Протонне число елемента вказує на те, що в електронній оболонці атома міститься лише один електрон. Атомна орбіталь єдиного його електрона має форму сфери з радіусом 0,053 нм. Більш наочне уявлення про цю орбіталь можна отримати 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, отримаємо нові зображення (крапки) в різних частинах атомного простору. Після перенесення всіх одержаних зображень на одну фотографію складається картина, що нагадує кулю (*мал. 20*).

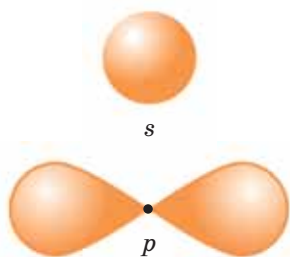
Як зображено на малюнку, в одних місцях крапки розміщені густіше, що свідчить про більшу ймовірність перебування там електрона. В інших місцях крапок менше, отже, і ймовірність перебування електрона там менша. Одержане наочне зображення ймовірності перебування електрона в атомному просторі назвали *електронною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



Мал. 20

Модель електронної хмари атома Гідрогену

Електронна хмара — це наочне зображення атомної орбіталі.

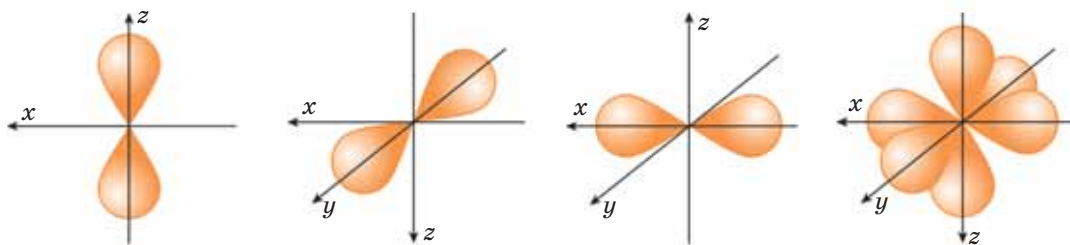


Мал. 21

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*). Найявність у назві літери s — це запозичення першої літери з англійської назви сфери.

Є атомні орбіталі з іншими формами електронних хмар, зокрема, подібні до гантелі чи об'ємної вісімки (мал. 21). 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 p -орбіталей показано на малюнку 22.



Мал. 22

Можлива орієнтація p -орбіталей у просторі

Як видно з малюнка, три p -електронні орбіталі розташовані у взаємно перпендикулярних площинах. Назва *p -орбіталь* походить від англійського слова «перпендикуляр».

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

На одній атомній орбіталі будь-якої конфігурації може перебувати не більше двох електронів.

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**. Існує 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 періодів у періодичній системі хімічних елементів також сім. Цей збіг не випадковий.

Кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома кожного елемента дорівнює номеру періоду, в якому розміщений хімічний елемент.

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

Працюйте групами

Застосуйте здобуті знання для відповіді на запитання:

1. Скільки енергетичних рівнів в електронній оболонці атомів:
а) Сульфуру; б) Натрію?
2. Однакова чи різна кількість енергетичних рівнів в атомах елементів із протонними числами 7 і 15?

Розгляньте модель електронної оболонки атома Натрію (мал. 23) та з'ясуйте:

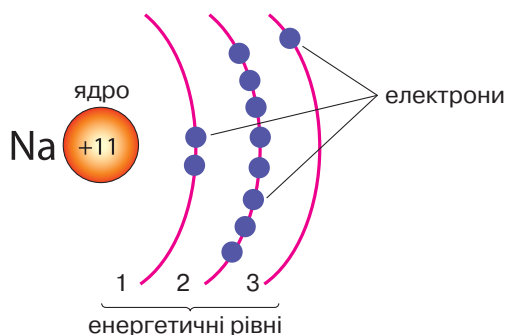
- а) який енергетичний рівень містить найбільше електронів;
- б) скільки електронів міститься на внутрішньому, а скільки — на зовнішньому енергетичному рівнях електронної оболонки його атома.

На підставі одержаних результатів зробіть **ВИСНОВОК**, однакову чи різню 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 в електрона із четвертого енергетичного рівня більший, ніж в електрона, що перебуває на третьому рівні.

Отримавши додатковий запас енергії, електрони здатні перейти на вищий енергетичний рівень. Про атом, у якому це відбулося, говорять, що він набув *збудженого стану*. Рухаючись у межах свого стійкого енергетичного рівня, електрон не виділяє і не поглинає енергії.

Відтепер ви знаєте відповіді на питання: чому не існує траєкторії руху електрона; чому електрон не падає на ядро, а атом є стійкою найменшою хімічно неподільною частинкою речовини? Ці знання покладено в основу сучасної теорії будови атома.



Мал. 23

Схематична модель атома Натрію



Стисло про основне

- ✓ Електрон має двоїсту природу — мікрочастинки та хвилі. Тому його рух в атомі не підлягає закономірностям руху 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; *s*-орбіталь має сферичну форму, *p*-орбіталь — гантелеподібну.
- ✓ Електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії утворюють один *енергетичний рівень*, або *електронний шар*. Їхня кількість в електронній оболонці атома дорівнює номеру періоду, в якому розміщено елемент.
- ✓ Назва орбіталі визначає назву електрона. Розрізняють *s*-електрони, *p*-електрони, *d*-електрони та *f*-електрони.
- ✓ Найвіддаленіший від ядра енергетичний рівень називають **зовнішнім**, його електрони мають найбільший запас 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 досягають?
7. Як ви розумієте вислів: «Електрон так само невичерпний, як і атом»?

Застосовуємо

23. Розмістіть елементи за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.
А Літій **Б** Калій **В** Гелій **Г** Магній
24. Увідповідніть назви хімічних елементів і кількість енергетичних рівнів в електронних оболонках їхніх атомів.

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

§ 8.

Енергетичні підрівні. Поняття про радіус атома

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ оперувати поняттями «енергетичний підрівень», «радіус атома»;
- ♦ характеризувати розподіл електронів на 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 розрізнити їх, уведено поділ енергетичних рівнів на підрівні.

За формою атомних орбіталей енергетичні рівні поділяються на підрівні.

ПОДІЛ ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ 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 є лише s-підрівень, утворений s-електронами.

На *другому* енергетичному рівні є s-електрони, а також 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**, на якому може бути від одного до шести p-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 називають **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 в зошиті 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 6.

Таблиця 6

Розподіл електронів на перших чотирьох енергетичних рівнях

Енергетичні рівні	1	2	3	4
Можливі підрівні в межах рівня	<i>s</i>	<i>s, p</i>	<i>s, p, d</i>	<i>s, p, d, f</i>
Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні	2 (2 <i>s</i>)	8 (2 <i>s</i> + 6 <i>p</i>)	18 (2 <i>s</i> + 6 <i>p</i> + 10 <i>d</i>)	32 (2 <i>s</i> + 6 <i>p</i> + 10 <i>d</i> + 14 <i>f</i>)

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 (R_a). Унаслідок того, що електрон одночасно виявляє властивості й мікрочастинки, й хвилі, атом не має чітких меж, і виміряти абсолютні розміри атомів неможливо. Тому **радіуси атомів (R_a)** різних хімічних елементів розраховано теоретично.

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

Пригадайте, що в таблиці періодичної системи називають групами, а що — періодами.

Що більшою є кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці, то більший радіус атома (схема 4).

Як ви дізналися, кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці

атома збігається з номером періоду періодичної системи, у якому елемент розташований. Тож в атома Натрію три енергетичні рівні, в атома Літію — два. Отже, атом Натрію має більший радіус. Розраховано, що $R_a(\text{Li}) = 0,159$ нм, $R_a(\text{Na}) = 0,189$ нм. Ще більший радіус в атома Рубідію — 0,225 нм.

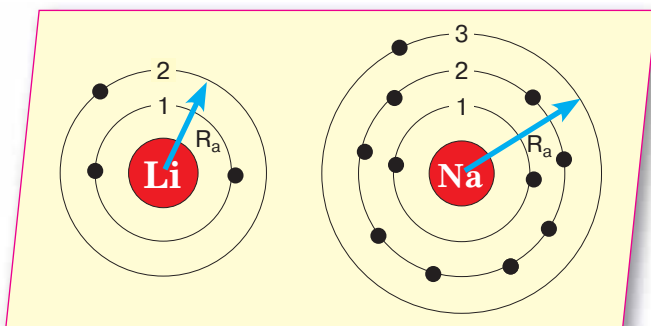


Схема 4

Радіуси атомів Літію та Натрію

У межах однієї підгрупи зі збільшенням заряду ядра збільшується кількість енергетичних рівнів, а отже, збільшується і радіус атомів. У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в електронних оболонках атомів не змінюються, проте радіуси — зменшуються.

Для порівняння: $R_a(\text{Li}) = 0,159 \text{ нм}$, $R_a(\text{F}) = 0,040 \text{ нм}$. Найсуттєвіше зменшення відбувається в періодах 1–3 (схема 5).

Зменшення радіусів

ПІДГРУПИ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	 H							 He
2	 Li	 Be	 B	 C	 N	 O	 F	 Ne
3	 Na	 Mg	 Al	 Si	 P	 S	 Cl	 Ar
4	 K	 Ca	 Ga	 Ge	 As	 Se	 Br	 Kr
5	 Rb	 Sr	 In	 Sn	 Sb	 Te	 I	 Xe
6	 Cs	 Ba	 Ti	 Pb	 Bi	 Po	 At	 Rn

ПЕРІОДИ

Схема 5 Зміна радіусів атомів у підгрупах і періодах

Зменшення радіуса атомів у межах одного періоду пояснюється зростанням притягування зовнішніх електронів до ядра. У Літію воно менше, бо заряд ядра атома +3, у Флуору — більше, бо заряд ядра атома в нього +9.

Стисло про основне

- ✓ Енергетичні рівні поділяють на енергетичні підрівні. Розрізняють 4 види підрівнів: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівні.
- ✓ Максимальна кількість електронів на: *s*-підрівні — 2, *p*-підрівні — 6, *d*-підрівні — 10, *f*-підрівні — 14.

- ✓ Радіус атома, як і його відносна атомна маса, є однією з кількісних характеристик атома. Зі збільшенням заряду ядра (протонного числа) в межах однієї підгрупи радіуси атомів збільшуються, а в межах одного періоду — зменшуються.



Сторінка ґрудита

У 1919 р. створено Міжнародний союз фундаментальної та прикладної хімії (IUPAC). Членами цієї організації є понад 40 держав світу, зокрема Україна (з 1992 р.).

Зараз штаб-квартира IUPAC розміщена в Цюриху (Швейцарія).

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

На 2020 р. «постійну прописку» в періодичній системі держали 118 хімічних елементів. Останніми з них стали добуті штучно елементи ${}_{113}\text{Ніхоній}$, ${}_{115}\text{Московій}$, ${}_{118}\text{Оганесон}$ і ${}_{117}\text{Теннессин}$.



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 першому, другому і третьому енергетичних рівнях?
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 поданих 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 поданих твердженнях.
Твердження 1. Спільним у будові електронних оболонок атомів із протонними числами 11 і 18 є наявність трьох енергетичних рівнів.
Твердження 2. Радіуси атомів зі збільшенням заряду ядра атомів у періоді зменшуються, а в підгрупі — зростають.
8. Чому змінюється радіус атомів хімічних елементів одного періоду?
9. Чому змінюється радіус атомів хімічних елементів у межах головної підгрупи?

§ 9.

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів в атомах хімічних елементів № 1–20.

Електронні формули атомів

Дмитро Іванович Менделєєв установив періодичну залежність властивостей елементів і їхніх сполук від атомної маси. Фізики підтвердили цю залежність і пов'язали її із зарядом ядер атомів. Але зверніть увагу, що заряди ядер атомів постійно збільшуються, а властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються.

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.

ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ ТА ПІДРІВНІВ.

За сучасною теорією будови атома, заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів в атомах перших 20 хімічних елементів періодичної системи підлягає таким **правилам**.

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

2. Заповнення енергетичних рівнів відбувається за принципом зростання енергії електронів. Тому в межах одного енергетичного рівня першим заповнюється електронами *s*-підрівень, потім — *p*-підрівень.

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

4. Максимальна кількість електронів на першому енергетичному рівні два, на другому — вісім, на третьому — вісімнадцять.

5. Максимальна кількість електронів на підрівні *s* — 2, підрівні *p* — 6.

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

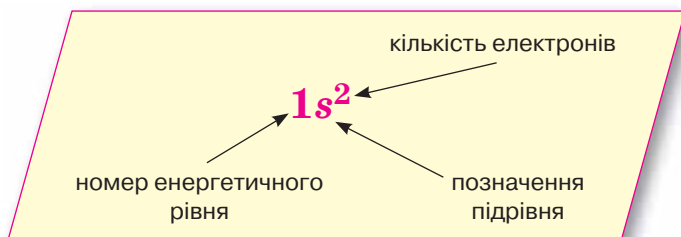
- ◆ схарактеризувати розподіл електронів за енергетичними рівнями та підрівнями;
- ◆ пояснити послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів;
- ◆ складати електронні формули атомів;
- ◆ отримувати інформацію про будову електронної оболонки атома з його електронної формули.

Для елементів 4-го періоду правило 2 справджується для Калію і Кальцію. У решти елементів 4–7 періодів окрім *s*- і *p*-підрівнів електрони заповнюють *d*- і *f*-підрівні.

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

Електронна формула атома — це запис розподілу електронів, у якому за допомогою арабських чисел 1–7 позначені енергетичні рівні, англійськими літерами *s*, *p*, *d*, *f* — енергетичні підрівні, а верхніми індексами — кількість електронів на підрівні.

Наприклад, записом $1s^2$ (читається *один-ес-два*) позначено електронну формулу атома Гелію — перший енергетичний рівень з наявним одним підрівнем *s*, заповненим двома електронами (мал. 24).

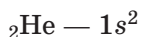


Мал. 24

Електронна формула атома Гелію

Інший приклад. Електронна формула атома Нітрогену $1s^2 2s^2 2p^3$ означає, що його електронна оболонка складається з двох енергетичних рівнів і містить 7 електронів. На першому енергетичному рівні на *s*-підрівні містяться два *s*-електрони. На другому енергетичному рівні є два підрівні: *s*-підрівець із двома *s*-електронами та *p*-підрівець із трьома *p*-електронами. Тобто *s*-підрівець заповнений повністю, *p*-підрівець — наполовину.

ПОСЛІДОВНІСТЬ ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ ЕНЕРГЕТИЧНИХ РІВНІВ, ПІДРІВНІВ В АТОМАХ ЕЛЕМЕНТІВ № 1–20. Перший період складається лише з двох елементів — Гідрогену та Гелію. У Гідрогену заповнення першого енергетичного рівня розпочинається, а в Гелію — завершується. Зазначимо електронні формули цих атомів.

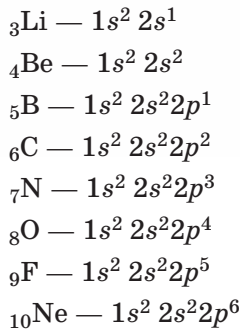


Третім у періодичній системі розміщено хімічний елемент Літій. Номер періоду вказує на наявність двох енергетичних рівнів як у Літію, так і в решти елементів цього періоду (до Неону включно). Згідно з по-



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

даними правилами та розглянутими прикладами, напишемо електронні формули атомів хімічних елементів другого періоду.

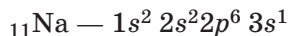


Як бачимо, у атома Бору з'явився перший *p*-електрон і розпочалося заповнення *p*-підрівня. У кожного з наступних п'яти елементів — Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору та Неону — електронна оболонка збагачується на 1 електрон, і всі вони заповнили *p*-підрівень другого енергетичного рівня.

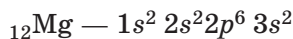
Неоном закінчується другий період, і в нього завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня. Для одинадцятого електрона наступного елемента Натрію, яким починається третій період, вільних орбіталей на другому енергетичному рівні не залишилося.

Вам відомо, що на третьому енергетичному рівні, крім *s*- та *p*-підрівнів, наявний підрівень *d* (максимально можлива кількість електронів — 10). Але доки не заповняться електронами *s*- та *p*-підрівні третього енергетичного рівня, його *d*-підрівень залишатиметься порожнім. Інколи порожній *d*-підрівень третього енергетичного рівня зазначають в електронній формулі атома як $3d^0$.

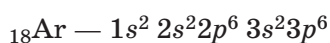
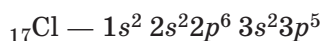
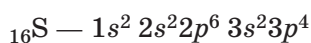
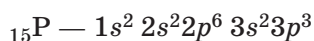
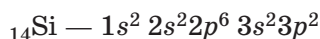
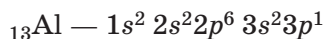
Згідно з правилами одинадцятит електрон атома Натрію розпочинає заповнення третього енергетичного рівня також з підрівня *s*.



В атома Магнію завершується заповнення *s*-підрівня третього енергетичного рівня.

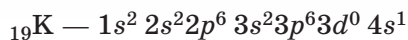


Після того як *s*-підрівень третього енергетичного рівня атома Магнію заповнився електронами, в атома Алюмінію розпочинається заповнення *p*-підрівня. Завершується воно в атома Аргону.

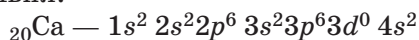


Як бачимо, в елементів третього періоду *d*-підрівень не заповнювався електронами.

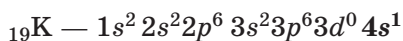
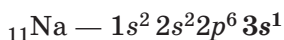
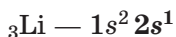
Дев'ятнадцятим електроном електронної оболонки атома Калію розпочинається заповнення четвертого енергетичного рівня його атома, а не продовжується заповнення третього, хоча в ньому лишається порожнім *d*-підрівень:



В атома Кальцію *d*-підрівень третього енергетичного рівня також залишається порожнім, а двадцятий електрон заповнює *s*-підрівень четвертого енергетичного рівня:



ПРИЧИНА ПЕРІОДИЧНОСТІ. Випишемо в стовпчик електронні формули атомів лужних елементів:



Вивчаючи природну родину лужних елементів (параграф 4), 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**.

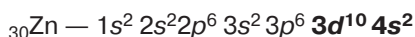
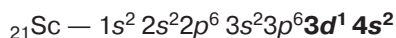
Причиною періодичної повторюваності властивостей хімічних елементів № 1–20 й утворених ними сполук є існування елементів з однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атома.

Стисло про основне

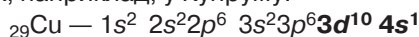
- ✓ Електронна формула атома — це позначення розміщення електронів в електронній оболонці атома за допомогою цифр (від 1 до 7) та літер англійського алфавіту *s*, *p*, *d*, *f* з верхніми індексами, що вказують на кількість електронів на кожному енергетичному підрівні.
- ✓ Для того щоб безпомилково скласти електронну формулу атома, необхідно: а) дізнатися, скільки всього електронів має атом; б) з'ясувати, в якому періоді періодичної системи розміщено елемент; в) у записі дотримуватися послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів.
- ✓ Періодична повторюваність властивостей елементів № 1–20 є наслідком періодичної повторюваності будови зовнішнього енергетичного рівня їхніх електронних оболонок.



Зверніться до періодичної системи та пересвідчіться, що в четвертому періоді після Калію і Кальцію — елементів головних підгруп (груп А) — розміщено 10 елементів побічних підгруп (груп Б) із протонними числами 21–30. Особливість заповнення електронами електронних оболонок їхніх атомів полягає в тому, що зовнішній (четвертий) енергетичний рівень має завершений лише s -підрівень ($4s^2$), а кожний з 10 електронів, що послідовно з'являються в елементів побічних підгруп (груп Б), заповнює підрівень d передостаннього (третього) енергетичного рівня.



В атомах деяких елементів побічних підгруп (груп Б), один із двох s -електронів зовнішнього енергетичного рівня може переміститися на d -підрівень третього енергетичного рівня, як, наприклад, у Купруму.



Та в будь-якому разі кількість 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 атомів:
 - а) Берилію й Магнію;
 - б) Алюмінію й Сульфуру;
 - в) Неону й Аргону?
 Підтвердьте відповідь записами електронних формул атомів.
3. Чому за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються?
4. За електронними формулами атомів хімічних елементів установіть їхні назви.
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Застосовуємо

25. Знайдіть і виправте помилки в записах електронних формул атомів:
 - а) $1s^2 2s^1 2p^7 3s^2 3p^5$; б) $1s^1 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^7$.
26. Укажіть назву хімічного елемента, електронна формула атома якого має закінчення $\dots 3s^1$.
 - А Гідрогену
 - Б Літію
 - В Магнію
 - Г Натрію
27. Уявіть, що з електронної оболонки атома Кальцію якимось чином видалили всі електрони. І перед вами постало завдання повернути їх на свої місця. Які рівні та підрівні займуть перший, шостий, шістнадцятий електрони?

§ 10.

Графічні електронні формули атомів хімічних елементів

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ складати графічні електронні формули атомів;
- ◆ за графічними електронними формулами атомів розрізняти спарені й неспарені електрони.

За допомогою експериментальних досліджень встановлено, що електрон під час руху обертається навколо уявної лінії — осі.

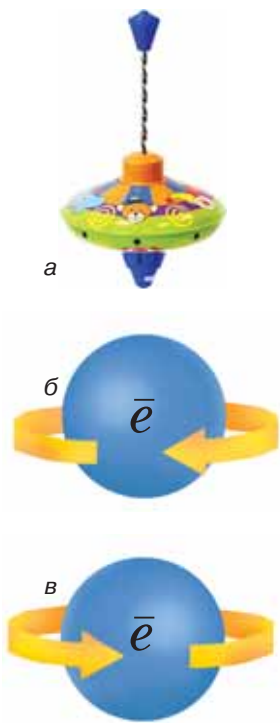
Обертання електрона можна уявити, скориствовавшись дитячою іграшкою — дзиг'юю. Проте, якщо дзиг'я завжди обертається в одному напрямку, то частині електронів електронної оболонки атома «приписують» обертання за годинниковою стрілкою, а частині — проти (мал. 25).

СПАРЕНІ ЕЛЕКТРОНИ Й ЕНЕРГЕТИЧНІ КОМІРКИ. Через наявність двох протилежних напрямків обертання абсолютно однакових електронів в атомі не існує. Електрони можуть мати всі однакові характеристики, окрім однієї — напрямку обертання навколо власної осі. Один з 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 називають **енергетична комірка**, у вигляді протилежно спрямованих стрілок $\uparrow\downarrow$. З урахуванням цього з'ясуємо, скільки енергетичних комірок є на кожному з енергетичних підрівнів.

Щоб розмістити два електрони s -підрівня, знадобиться 1 комірка — $\uparrow\downarrow$. Для шести електронів p -підрівня потрібно 3 комірки — $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$.

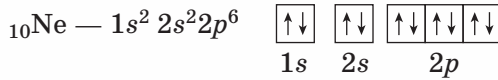
ГРАФІЧНІ ЕЛЕКТРОННІ ФОРМУЛИ. Якщо доповнити електронну формулу атома енергетичними комірками та позначити в них стрілками електрони, то одержимо запис **графічної електронної формули** атома.

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



Мал. 25

Дзиг'я (а) та модель обертання електрона навколо власної осі: б) за годинниковою стрілкою; в) проти годинникової стрілки

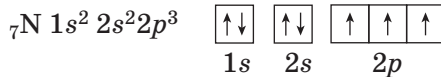
Приклад 1.

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



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

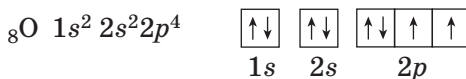
Електрони одного енергетичного підрівня спочатку записують по одному в кожен енергетичну комірку (\uparrow). Після того як вільних комірок не залишиться, починають у кожен комірку з одним електроном додавати ще один ($\uparrow\downarrow$).

Приклад 2.

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

Приклад 3.

В атома Оксигену така сама кількість енергетичних комірок, що й в атома Нітрогену, але електронів на 1 більше. Цей додатковий електрон вписують у першу енергетичну комірку *p*-підрівня на другому енергетичному рівні. Отже, в атома Оксигену 6 електронів спарені (це дві пари *s*-електронів й одна пара *p*-електронів) і 2 *p*-електрони неспарені.



З поданих 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 утворення речовин.

Працюйте групами

Складіть графічні електронні формули атомів елементів третього періоду. Порівняйте графічні електронні формули атомів хімічних елементів із протонними числами: а) 3 й 11; б) 7 і 15; в) 8 і 16. Що спільного в графічних електронних формулах атомів кожної пари хімічних елементів?

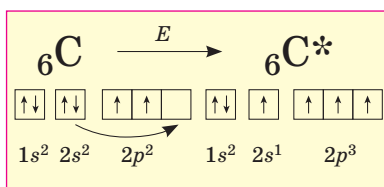
Чи хоч один елемент третього періоду містить електрон на підрівні *d*?



Сторінка ерудита

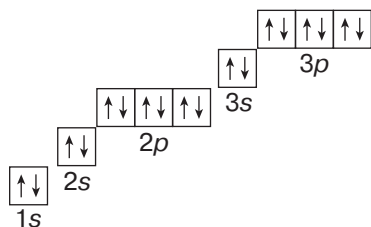
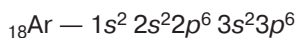
За наявності в електронній оболонці атома вільних енергетичних комірок електрони можуть з нижчих енергетичних рівнів чи підрівнів переміститися на вищі. Тобто з *незбудженого* стану атом переходить у *збуджений*, і *спарені* електрони стають *неспареними*. При цьому енергія завжди поглинається.

Такі зміни відбуваються за спеціально створених умов (температура, освітлення, наявність інших речовин тощо). Розглянемо це на прикладі Карбону, пам'ятаючи, що збуджений стан атома позначають «зірочкою»: C^* , Cl^* .



Графічні електронні формули ілюструють те, що атом Карбону в основному (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, і неспарених електронів стає на два більше, тобто 4.

Що далі від ядра розміщений енергетичний рівень, то більшим запасом енергії наділені його електрони. Щоб підкреслити це, комірки розташовують не лінійно, а на зразок сходинок. Покажемо це на прикладі Аргону.



Стисло про основне

- ✓ Графічна електронна формула атома, крім заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів, відображає ще й напрямок обертання електронів (стрілки, вписані в енергетичні комірки).

- ✓ Кількість енергетичних комірок на одному підрівні вдвічі менша, ніж максимально можлива кількість електронів на ньому.
- ✓ Заповнюючи один енергетичний підрівень, електрони, доки є вільні енергетичні комірки, розміщуються в них по одному, а потім — по два.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення графічної електронної формули атома.
2. Яка кількість енергетичних комірок на підрівні s , а яка — на підрівні p ?
3. Скільки енергетичних комірок необхідно для розміщення максимально можливої кількості електронів:
 - а) першого енергетичного рівня;
 - б) другого енергетичного рівня;
 - в) третього енергетичного рівня?
4. Установіть назву хімічного елемента, електронна формула якого має 6 s -електронів та 6 p -електронів.
5. Установіть назву хімічного елемента, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2 3p^4$.
6. В електронній оболонці атома якого хімічного елемента — Нітрогену чи Неону — всі енергетичні комірки повністю заповнені електронами?
- 7*. Як змінюється графічна електронна формула атома Карбону внаслідок переходу атома у збуджений стан?
8. Розмістіть хімічні елементи за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості повністю заповнених електронами енергетичних комірок.

А Флуор Б Магній В Нітроген Г Оксиген

Застосовуємо

28. Складіть графічну електронну формулу атома Хлору. Скільки в ній: а) спарених електронів; б) неспарених електронів; в) s -електронів; г) p -електронів?
29. Увідповідніть назви хімічних елементів і графічні формули розміщення електронів зовнішнього енергетичного рівня.

Назва хімічного елемента		Енергетичні комірки зовнішнього рівня	
1	Оксиген	А	$\begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline 2s \\ \hline \end{array}$
2	Фосфор	Б	$\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 2s & & 2p & \\ \hline \end{array}$
3	Берилій	В	$\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline 2s & & 2p & \\ \hline \end{array}$
4	Неон	Г	$\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 3s & & 3p & \\ \hline \end{array}$
		Д	$\begin{array}{ c c c c } \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline 2s & & 2p & \\ \hline \end{array}$

§ 11.

Відкриття і сучасне формулювання періодичного закону

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ усвідомити важливість відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону;
- ♦ пояснити, обрання якої ознаки хімічних елементів дало змогу вченому їх класифікувати;
- ♦ формулювати визначення періодичного закону.

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

Інформація попередніх параграфів цієї теми підготувала вас до розуміння і пізнання наступного важливого закону природи — *періодичного закону*. Його відкрив Дмитро Іванович Менделєєв у 1869 р.


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


На час відкриття періодичного закону було відомо 63 хімічні елементи. Розглянуті в § 3 спроби попередників Д. І. Менделєєва класифікувати елементи на основі подібних ознак та властивостей не мали успіху. А тим часом наука хімія продовжувала розвиватись, і постала потреба в науковій класифікації всіх хімічних елементів. Молодий професор Санкт-Петербурзького університету Дмитро Іванович Менделєєв із власної ініціативи взявся за цю справу,

бо, створюючи підручник «Основи хімії» і працюючи викладачем хімії в університеті, усвідомлював, наскільки важливо для науки мати класифікацію всіх хімічних елементів.

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. Ця ознака мала бути відмінною від тих, якими скористалися попередники, та стосуватися всіх без винятку елементів.

За тих часів таких ознак було відомо дві — *валентність* і *атомна маса* хімічних елементів (тоді вона мала назву «атомна вага»). За ознаку класифікації 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, з яких утворюються речовини з різними хімічними властивостями. Але це не означає, що вчений відмовився від використання валентності.

 **Пригадайте** закон збереження маси речовин. Як з його дотриманням складають рівняння хімічних реакцій?

 Закон — це доведене твердження, яке описує певні досліджувані властивості речовини або явища. Відкриттю закону передують дослідницька робота.

Навпаки, він ретельно аналізував і порівнював валентність атомів у різних сполуках, і це допомагало йому в роботі над класифікацією хімічних елементів.

ВІДКРИТТЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Щоб з'ясувати, чи є загальною залежність властивостей хімічних елементів та їхніх сполук від атомної маси, 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 сполуки з Гідрогеном (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 7.

За поданим фрагментом 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 за переходу від галогену до цього елемента спостерігається різкий спад активності. Як ви вже знаєте, на відміну від галогенів, неон не реагує ні з воднем, ні з металами й 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 подібна до ряду Літій — Неон зміна характеристик: металічні властивості елементів поступово послаблюються, неметалічні — зростають; валентність за Оксигеном збільшується; валентність неметалічних елементів у бінарних сполуках з Гідрогеном зменшується. Отже, 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.

Дмитро Іванович 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 і формулює закон. В історію науки хімії цей закон увійшов як *періодичний закон Дмитра Івановича Менделєєва*.

Датою відкриття закону вважається *1 березня 1869 року*. Саме в цей день було опубліковано доповідь про періодичність у зміні властивостей хімічних елементів.

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 символ	H	He	Li	Be	B	C	N	O
Відносна атомна маса (округлена)	1	4	7	9	11	12	14	16
Формула оксиду	H ₂ O	—	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—
Валентність у вищому оксиді	1	0	1	2	3	4	5	—
Формула леткої сполуки з Гідрогеном	—	—	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O
Валентність у сполуці з Гідрогеном	—	—	—	—	—	4	3	2

ПЕРЕСТАНОВКИ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Щоб періодичність властивостей хімічних елементів і їхніх сполук не порушувалась, довелося здійснити перестановки деяких елементів, наприклад, Аргону та Калію. Хоча атомна маса Калію менша, ніж в Аргону, він розташований після Аргону. Мине півсторіччя, і фізики доведуть далекоглядність відкривача періодичного закону в сенсі необхідності цієї та деяких інших перестановок.

Попрацюйте групами

Знайдіть елементи з порядковими номерами: а) 18 і 19; б) 27 і 28; в) 52 і 53; г) 90 і 91 в періодичній системі та переконайтеся в тому, що в цих випадках елемент із меншою відносною атомною масою поступився місцем елементу, в якого вона є більшою. Поміркуйте, який вигляд мала б періодична система без цих перестановок і яким чином це позначилося б на періодичності зміни властивостей елементів та розташуванні їх у групах.

Перестановки

Co 27 Кобальт 58,933	Ni 28 Нікел 58,69
-------------------------	----------------------

 і

51 Sb Стибій 121,76	52 Te Телур 127,60
------------------------	-----------------------

 Менделєєв зробив сам для того, щоб установлену ним періодичність не було порушено. Перестановку

18 Ar Аргон 39,948	K 19 Калій 39,098
-----------------------	----------------------

 зроблено за згодою вченого (*пригадайте, що відкриття інертних елементів відбулося через 30 років після створення таблиці періодичної системи*). Перестановка

90 Th Торій 232,038	91 Pa Протактиній 231,036
------------------------	------------------------------

 з'явилася значно пізніше.

І справді, якби у випадку з Аргоном і Калієм першу перестановку не було зроблено, то інертний неметалічний елемент Аргон опинився б у під-

у порядку збільшення їхньої атомної маси

Флуор	Неон	Натрій	Магній	Алюміній	Силіцій	Фосфор	Сульфур	Хлор	Аргон
9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	23	24	27	28	31	32	35	40
—	—	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
—	0	1	2	3	4	5	6	7	0
HF	—	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
1	0	—	—	—	4	3	2	1	0

групі 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.

СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Наукове пояснення перестановки елементів у періодичній системі з'явилося після того, як у 1913–1914 рр. англійський фізик *Генрі Мозлі* (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, перша перестановка 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 загальну кількість електронів в атомі.

Відкриття складної будови атома допомогло вченим 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 аніскільки не зменшує значення геніального відкриття Дмитра Івановича Менделєєва, зробленого ним задовго до встановлення фізиками складної будови атома.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

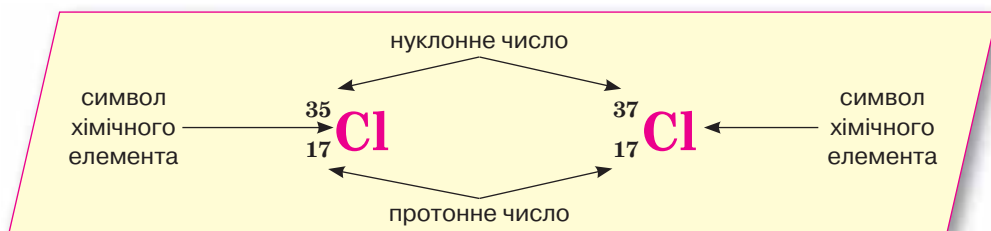
Завдання. З'ясуйте, починаючи від Літію, через скільки елементів у періодичній системі міститься елемент, що належить до родини лужних. Це саме з'ясуйте для галогенів, починаючи з Флуору.
Однакові чи різні дані ви здобули? Чи простежується в цьому закономірність?



Сторінка ерудита

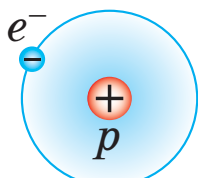
НУКЛІДИ Й ІЗОТОПИ. Поняття «нуклід» було введено для того, щоб відрізнити один від одного атоми, в ядрах яких міститься однакова кількість протонів (*протонне число*, Z) і різна кількість нейтронів (*нейтронне число*, N). Відповідно в таких атомів буде різна відносна атомна маса, яка визначається сумарною кількістю протонів і нейтронів (*нуклонним числом*, $A = Z + N$). Літерою A позначають нуклонне число. Оскільки в цих атомів однакова кількість протонів, а отже й електронів, то це атоми одного й того самого хімічного елемента.

Назвами й символами нуклідів є назви та символи відповідних хімічних елементів. Позначають нукліди одного атома таким чином: зліва від символу хімічного елемента знизу пишуть порядковий номер (протонне число), а зверху — нуклонне число:

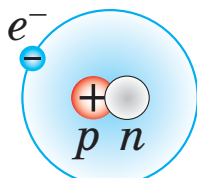


Використовують і такі записи нуклідів: Хлор-35, Хлор-37.

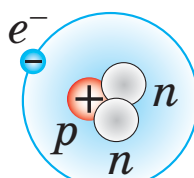
Виняток становлять нукліди Гідрогену, кожний з яких має власну назву: H (^1H) — *Протій*, D (^2H) — *Дейтерій*, T (^3H) — *Тритій*.



Протій H (^1H)



Дейтерій D (^2H)



Тритій T (^3H)

Англійський хімік **Фредерік 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. було прийнято міжнародну домовленість про розмежування цих термінів.

Ізотопи — це нукліди, що належать одному хімічному елементу, мають однакову кількість протонів, але відрізняються за кількістю нейтронів.

Наприклад, нукліди Протій, Дейтерій і Тритій — ізотопи Гідрогену. Ізотопами Хлору є два нукліди — $^{35}_{17}\text{Cl}$ і $^{37}_{17}\text{Cl}$.

Серед наявних у природі елементів 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 не мав хімічний елемент у періодичній системі, їм відведено одну клітинку, адже заряд ядра атома в них однаковий.

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

Отже, для ізотопів одного хімічного елемента в таблиці періодичної системи відведено одну клітинку. Тоді яку відносну атомну масу вказують у таблиці періодичної системи — найпоширенішого, малопоширеного нукліда чи їх середнє значення?

Відповідь знайдемо, розглянувши поданий 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 і 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 $A_{\text{сер.}}(\text{Cl})$. Для цього частку атомів кожного нукліду помножимо на його нуклонне число та знайдемо суму двох добутків:

$$A_{\text{сер.}}(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 = 35,453, \text{ або заокруглено } 35,5.$$

Відносна атомна маса хімічного елемента, яку записано в періодичній системі, — це середнє значення атомної маси всіх його нуклідів з урахуванням їх поширення у природі. Тому для більшості хімічних елементів відносна атомна маса в періодичній системі — це не ціле, а дробове число.

Відтепер ви розумієте, що перестановки елементів у деяких місцях таблиці 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 в Аргону більший відсоток важких нуклідів, унаслідок чого середнє значення його 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 більшість елементів мають ізотопи. Із цієї причини в таблиці періодичної системи зазначається не відносна атомна маса кожного з нуклідів, а їх середнє значення. Воно найбільш наближене до нуклонного числа найпоширенішого нукліда.



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 — стали характеристики, що стосуються всіх елементів і для кожного з них має певне значення, тобто ніколи не повторюється. Це дало змогу відкрити періодичний закон.
- ✓ У природі існує періодична залежність властивостей елементів та їхніх сполук від величини заряду ядра атома. У цьому полягає фізична суть періодичного закону.
- ✓ Періодичний закон — це загальний закон природи, він дає змогу передбачати та відкривати нові елементи, створювати нові речовини.

Знаємо, розуміємо

1. Що обрав за ознаку класифікації хімічних елементів Д. І. Менделєєв? Чим ця ознака принципово відрізняється від ознак, за якими попередники вченого пробували класифікувати хімічні елементи?
2. Яку підготовчу роботу, що сприяла виявленню періодичної повторюваності властивостей елементів та їхніх сполук, провів Д. І. Менделєєв?
3. Дайте сучасне визначення періодичного закону.
4. Наведіть два приклади елементів, що повторюють властивості Флуору. Через скільки елементів, розташованих за збільшенням їх відносних атомних мас, з'являється елемент із подібними до Флуору характеристиками?
5. Наведіть два приклади елементів, що повторюють властивості Літію. Через скільки елементів, розташованих в один суцільний ряд, кожний з них з'являється?
6. Порівняйте отримані в завданнях 4 і 5 відповіді. Що в них однакове?
7. Знайдіть у таблиці 7 хімічні елементи, вищі оксиди яких відповідають загальній формулі EO_2 . Назвіть загальну формулу їхніх летких сполук з Гідрогеном.
8. Поясніть, чому в окремих клітинках таблиці періодичної системи хімічні елементи розташовано не за зростанням відносної атомної маси.
9. Чи є винятки в розташуванні хімічних елементів у таблиці періодичної системи за збільшенням заряду ядер атомів?
10. Складіть рівняння хімічних реакцій, що підтверджують періодичність зміни властивостей речовин на прикладі лужних хімічних елементів і галогенів.



Трацюємо з медійними джерелами

Наведіть якомога більше прикладів періодичних явищ і процесів у живій і неживій природі й техніці.

§ 12.

Періодична система хімічних елементів, її структура

З таблицею періодичної системи хімічних елементів ви ознайомились у 7 класі та користувались нею як довідковою. Настав час докладніше вивчити її структуру й 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 (вибудований) за збільшенням відносної атомної маси хімічних елементів, учений розбив на коротші ряди та розмістив їх таким чином, щоб елементи з однакових груп хімічних елементів були розташовані один під одним. При цьому виявилось, що в деяких місцях розташування елементів певних груп не збігалось. Та вчений був твердо переконаний у достовірності періодичного закону, а тому висунув два припущення:

- 1) атомні маси деяких елементів потребують уточнення;
- 2) повинні існувати ще не відкриті елементи, і для них слід залишити вільні клітинки в таблиці.

І ці припущення він перевіряв.

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 разі він мав би розміститися між Карбоном і Нітрогеном. Це призвело б до того, що подібні елементи не потрапили б в одну групу. Тоді Дмитро Іванович звернув увагу на те, що за формою та властивостями сполук Берилій має зайняти місце між Літієм і Бором, і висловив припущення про помилку у визначенні відносної атомної маси Берилію. Експериментальні дослідження підтвердили правильність припущення Д. І. Менделєєва.

Приклад 2.

Д. І. Менделєєв вважав, що, крім відомих на той час 63 хімічних елементів, є й інші, поки що не відкриті. Для них він залишив порожні клітинки. Наприклад, такими були клітинки з порядковими номерами 21, 31, 32. Дмитро Іванович не лише залишив місця в таблиці періодичної системи для хімічних елементів із цими порядковими 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 передбаченими властивостями.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ пояснити принцип створення та розвитку періодичної системи;
- ◆ розповісти про складники періодичної системи.

Після цих відкриттів періодичний закон здобув світове визнання, а таблиця періодичної системи 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.

Те, що інертним та деяким іншим елементам, відкритим після відкриття періодичного закону в 1869 р., знайшлося місце в таблиці періодичної системи, свідчить про універсальність періодичного закону.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА, ЇЇ ФОРМА ТА СТРУКТУРА. Прообразом сучасної періодичної системи була таблиця (мал. 26) «Дослідження системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі та хімічній подібності», оприлюднена Д. І. Менделєєвим 1 березня 1869 р.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

		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 = 59	Pd = 106,6	Os = 199.		
		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200		
H = 1		Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
		B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 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. Менделѣевъ

Мал. 26

Таблиця «Дослідження системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі та хімічній подібності», оприлюднена 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.

За роки існування періодичної системи пропонувалася велика кількість варіантів її графічного зображення. Це були переважно таблиці, хоча траплялися і геометричні фігури, спіралі тощо. Найбільше визнання здобули дві табличні форми — **коротка (передній форзац)** та **довга (задній форзац підручника)**.

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

Періодом називається горизонтальний ряд елементів, який розпочинається лужним металічним елементом і закінчується інертним елементом (*мал. 27*). Виняток становить перший період, який починається Гідрогеном і містить лише два елементи.

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

Мал. 27

Період у періодичній системі

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

Група — це вертикальний стовпчик елементів, подібних за властивостями та формою їхніх сполук (*мал. 28*).

У короткій формі періодичної системи — 8 груп. Вони пронумеровані римськими цифрами від I до VIII (*мал. 28*).



Користуючись короткою формою періодичної системи, наведіть по два приклади хімічних елементів кожної з восьми груп.

БУДОВА КОРОТКОЇ ФОРМИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Зверніть увагу на те, що за номерами періодів у короткій формі періодичної системи йдуть номери рядів, позначені також арабськими цифрами від 1 до 10. Як бачимо, рядів більше, ніж періодів. Це свідчить про те, що окремі періоди

Групи		
IV	V	VI
6 6 12,011	7 7 14,0067	8 8 15,999
С 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	О 8 Оксиген Кисень
14 14 28,086	15 15 30,974	16 16 32,06
S 14 Силіцій	P 15 Фосфор	S 16 Сулфур Сірка
22 22 47,88	23 23 50,941	24 24 51,996
Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хром
32 32 72,64	33 33 74,922	34 34 78,96
Ge 32 Германій	As 33 Арсен	Se 34 Селен
40 40 91,224	41 41 92,906	42 42 95,94
Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молибден
50 50 118,71	51 51 121,76	52 52 127,60
Sr 50 Стронцій	Sb 51 Стибій	Te 52 Телур
72 72 178,49	73 73 180,948	74 74 183,84
Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам
82 82 207,2	83 83 208,980	84 84 209
Pb 82 Плюмб Свинцев	Bi 83 Бісмут	Po 84 Полоній

Мал. 28

Група короткої форми періодичної системи

складаються більш ніж з одного ряду. Зверніться до короткої форми періодичної системи, і ви побачите, що перший, другий і третій періоди утворені з одного ряду, а четвертий, п'ятий, шостий та сьомий періоди складаються з двох рядів — парного й непарного.

Періоди, що складаються з одного ряду, називаються **малими**, а періоди, що складаються з двох рядів, — **великими**.

Як ви знаєте, повторюваність властивостей хімічних елементів та їхніх сполук відбувається періодично, тобто через певну кількість елементів. Зрозуміло, в малих періодах періодична повторюваність властивостей і форм сполук настає швидше, ніж у великих періодах.



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



За періодичною системою з'ясуйте, скількома елементами відокремлюються лужні металічні елементи Натрій і Калій, а скількома — Калій і Рубідій.

Розглянемо особливості груп короткої форми періодичної системи хімічних елементів на прикладі сьомої групи. Розпочинається вона Флуором. Чітко під ним в один стовпчик записано всі інші галогени. Вони утворюють **головну підгрупу VII групи**. Зверніть увагу на те, що серед них є представники і малих, і великих періодів. У цієї групи є ще один стовпчик елементів, що не ввійшов до галогенів.

Він розпочинається лише із четвертого періоду металічним елементом Манганом (Mn). Чітко під ним розташовані Технецій (Tc), Реній (Re), Борій (Bh). Разом вони утворюють **побічну підгрупу** хімічних елементів VII групи короткої форми періодичної системи.

У складі **головних підгруп** є елементи і малих, і великих періодів. У складі **побічних підгруп** є елементи лише великих періодів.

Головні підгрупи першої і другої груп складаються тільки з металічних елементів (окрім Гідрогену). Починаючи з третьої групи, у головних підгрупах містяться і неметалічні хімічні елементи (ними головні підгрупи починаються), і металічні. Головні підгрупи VII та VIII груп короткої форми періодичної системи повністю складаються з неметалічних елементів. У всіх побічних підгрупах розташовані виключно металічні елементи.

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

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

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

У рядку «**Вищі оксиди**» для кожної групи подано загальну формулу оксиду з максимальною валентністю елемента. Хоча із цього загального правила існують винятки, наприклад, Купрум розміщений у I групі, проте формула вищого оксиду CuO , Флуор — у VII групі, а формула сполуки з Оксигеном — OF_2 .

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

ЛАНТАНОЇДИ Й АКТИНОЇДИ. Знайдемо в таблиці періодичної системи елемент із порядковим номером 57. Це Лантан. Він розміщений у шостому періоді, третій групі, побічній підгрупі. Зверніть увагу на те, що наступний елемент Гафній має порядковий номер не 58, а 72. І це не помилка. Елементи з порядковими номерами 58–71 винесено за межі послідовного розміщення елементів у періодичній системі в рядок з назвою «Лантаноїди». Аналогічно вчинили з елементами, що мають порядкові номери 90–103. Їх можна знайти 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 таблиці періодичної системи вільними залишалися лише сім клітинок у шостому та сьомому періодах, тоді як розташовувати потрібно було 28 хімічних елементів. Оскільки 14 елементів (порядкові номери 58–71) мають спільні характеристики з Лантаном, їх назвали **лантаноїдами** й винесли в окремий рядок таблиці періодичної системи. Подібним чином розмістили й елементи з порядковими номерами 90–103, названі **актиноїдами** (мал. 29).



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



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

7	Fr 87 Франції [223]	Ra 88 Радію 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 Рентгеній [280]	112 Cn Копернікій [285]	113 Uut Унунтрий [284]	114 Fl Флеровій [289]	115 Uup Унунпентій [288]	116 Lv Ліверморій [293]	117 Uuh Унунсептій [294]	118 Uuo Унуноктій [294]						
Вищі оксиди	E₂O	EO	E₂O₃	EO₂	E₂O₅	EO₃	E₂O₇	EO₄						
Леткі сполуки				ЕН	ЕН	ЕЕ	ЕЕ							
* 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 Диспроцій	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 238.029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрію	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] Лоуренцій

Мал. 29

Лантаноїди й актиноїди в таблиці періодичної системи

ДОВГА ФОРМА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ. У довгій формі періодичної системи також 7 періодів, але ряди відсутні. Груп не 8, а 18, які позначені літерами **A** та **B**.

У групах **A** довгої форми періодичної системи розташовані ті самі хімічні елементи, що в головних підгрупах короткої форми періодичної системи, групи **B** відповідають складу побічних підгруп.

Першими розташовані групи **IA** і **IIA**, за ними — десять груп **B**, після яких періоди продовжують і завершують групи **IIIA**, **IVA**, **VA**, **VIA**, **VIIA**, **VIIIA**.

Елементів груп **B** немає в перших трьох періодах, а є лише в 4–7 періодах. Ознайомимося ближче з елементами груп **B** на прикладі 4 періоду (порядкові номери 21–30). Їх усього 10, і вони належать до металічних елементів. Відшукаємо їхнє місце в короткій формі таблиці періодичної системи. У ній їх розташовано під цими самими порядковими номерами в побічних підгрупах I–VIII груп.

У будь-якій формі таблиці елементи легко відшукати, якщо пам'ятати, що їх розміщено згідно з їхніми протонними числами (порядковими номерами).

Стисло про основне

- ✓ Періодична система — сукупність хімічних елементів, розміщених за зростанням заряду ядер атомів і впорядкованих у формі таблиці, що є графічним зображенням періодичного закону.
- ✓ Коротка форма таблиці періодичної системи складається із 7 періодів і 8 груп хімічних елементів, що поділяються на головну й побічну підгрупи. У довгій формі таблиці періодичної системи 7 періодів і 18 груп (групи **A** і **B**).
- ✓ У періоді зі зростанням зарядів ядер атомів хімічних елементів відбувається поступовий перехід від металічних властивостей до неметалічних.
- ✓ У групах розміщено хімічні елементи з подібними властивостями та формами сполук.
- ✓ Періодичність властивостей хімічних елементів підтверджується тим, що в різних періодах наявні елементи з подібними властивостями та однаковою формою оксидів, легких сполук з Гідрогеном.



Свідченням того, що періодичний закон передбачає добудову періодичної системи, є залишені Д. І. Менделєєвим вільні клітинки для ще не відкритих елементів, опис властивостей деяких із них. Так, між Силіцієм і 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 **Клémentс Вінклер**, аналізуючи один з 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.

У таблиці 8 подано порівняння властивостей хімічного елемента з порядковим номером 32, передбачених Д. І. Менделєєвим, із властивостями відкритого К. Вінклером Германію.

Таблиця 8

Порівняння властивостей Екасиліцію і Германію

Ознаки порівняння	Екасиліцій Es, передбачений Менделєєвим	Германій Ge, відкритий Вінклером
Властивості металів	плавкий метал, здатний за сильного нагрівання випаровуватись	сірий метал, плавиться за 936 °С, за вищих температур випаровується
Атомна маса	≈ 72	72,59
Густина	≈ 5,5 г/см ³	5,35 г/см ³ за 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 із 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 за 18 °С — 1,88 г/см ³

Знаємо, розуміємо

1. Що називають періодичною системою?
2. Поміркуйте, у чому полягають подібність і відмінність короткої і довгої форм таблиці періодичної системи хімічних елементів.
3. Сформулюйте визначення періоду, ряду, групи, підгрупи хімічних елементів. Наведіть приклади.

Застосовуємо

30. З'ясуйте кількість елементів у періодах і заповніть таблицю.

Номер періоду	1	2	3	4	5	6	7
Кількість елементів							

31. Поясніть, як змінюються властивості хімічних елементів зі збільшенням протонних чисел у:

а) періодах; б) головних підгрупах (групах А).

32. Д. І. Менделєєв визначив атомну масу хімічного елемента з порядковим номером 32 як середнє арифметичне атомних мас сусідніх у періоді та групі елементів. Користуючись цим, обчисліть атомні маси елементів з порядковими номерами 12 і 23 та порівняйте їх із даними таблиці періодичної системи.



Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

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

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

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 та 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 (схема 6).

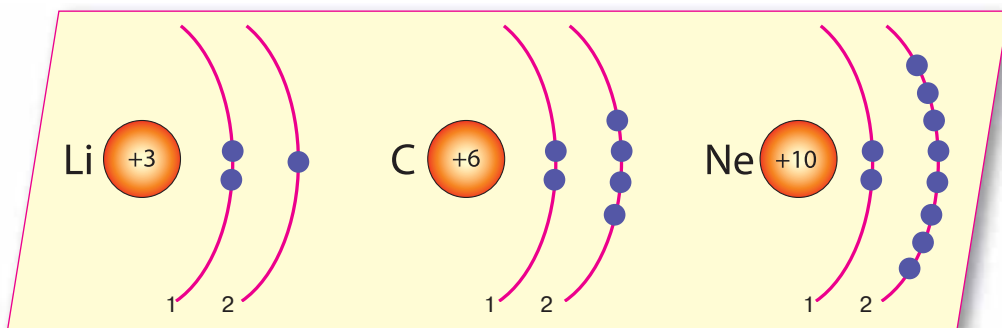


Схема 6

Будова електронних оболонок атомів

Як бачимо, атоми кожного з розглянутих хімічних елементів мають по два енергетичні 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. Установимо 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 розміщено в 4 періоді.

2. Знаючи, що кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома збігається 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 в групі періодичної системи тісно пов'язане з будовою електронних оболонок атомів. Так, в елементів *головних підгруп* короткої форми періодичної системи та *групах А* довгої форми періодичної системи номер групи збігається з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома. В атомах елементів цих підгруп валентні електрони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні.

В елементів *побічних підгруп* короткої форми періодичної системи та *груп В* довгої форми періодичної системи номер групи збігається з максимальною валентністю атомів елемента у сполуках з Оксигеном (оксидах). Валентні електрони таких атомів розташовані не лише на зовнішньому енергетичному рівні, а й на попередньому енергетичному рівні.

Валентність елементів зі сталою валентністю i , як правило, максимальна валентність елементів зі змінною валентністю збігаються з номером групи.

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

Приклад 2.

Чому неметалічний елемент Хлор і металічний елемент Манган належать до однієї групи короткої форми періодичної системи? Складіть формули оксидів з максимальною валентністю цих елементів.

Розв'язання

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

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

2. За номером групи робимо висновок про те, що кожен з атомів має по сім валентних електронів. У неметалічного елемента головної підгрупи Хлору вони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні. У металічного елемента побічної підгрупи Мангану два з них (як у 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.



НОМЕР ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ТА ЛЕТКІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТА З ГІДРОГЕНОМ. Номер групи дає змогу визначити валентність неметалічного елемента в його леткій сполуці з Гідрогеном. Валентність 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'ясуємо, який елемент розташований у періодичній системі під номером 52 та до якої групи й підгрупи він належить.

Це елемент VI групи головної підгрупи Телур Те.

2. Визначаємо його валентність у леткій сполуці з Гідрогеном.

$$8 - 6 = 2$$

3. Складаємо формулу леткої сполуки Телуру з Гідрогеном за валентністю.



4. Складаємо формулу оксиду з найвищою валентністю Телуру.

Номер групи свідчить про те, що в такому оксиді Телур виявляє валентність VI.



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

Працюйте з групами

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

Пересвідчіться, що періодична система узгоджується з будовою атомів хімічних елементів.

РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ЛАНТАНОЇДІВ ТА АКТИНОЇДІВ З ПОЗИЦІЇ ТЕОРІЇ БУДОВИ АТОМА. У параграфі 12 ішлося про те, що властивості сполук металічних елементів лантаноїдів багато в чому подібні. Те саме можна сказати й про сполуки актиноїдів. Виявляється, що це зумовлюється однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атомів і заповненням електронами 4 *f*-підрівнів (лантаноїди) і 5 *f*-підрівнів (актиноїди). 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 металічним елементом (виняток становить перший період). Закінчуються періоди інертними елементами, яким передують представники родини неметалічних елементів галогенів. Подана в 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 її 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
Протонне число	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 ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Формула гідроксиду чи кислоти	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Валентність елементів у них	1	2	3	4	5	6	7	—
Леткі сполуки з Гідрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	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 ² 3p ¹	3s ² 3p ²	3s ² 3p ³	3s ² 3p ⁴	3s ² 3p ⁵	3s ² 3p ⁶

Зверніть увагу на те, що:

- електронні оболонки атомів металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні мають 1 або 2 і рідше 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. Винятки становлять Гідроген, Гелій, Бор.

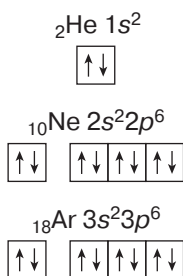
За кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома можна визначити, до металічних чи неметалічних елементів належить конкретний елемент (є винятки). У металічних елементів він містить 1–3 електрони, у неметалічних — 4–8 електронів.

Стисло про основне

- ✓ Номер періоду, в якому розташований хімічний елемент, і кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці його атома збігаються.
- ✓ Номер групи, в якій розташований хімічний елемент, і його вища валентність здебільшого збігаються.
- ✓ З позиції теорії будови атома всі елементи однієї головної підгрупи мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома, що 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 атоми неметалічних елементів, маючи 4 й більше електронів на зовнішньому енергетичному рівні, розташовані в кінці періодів.
- ✓ У періодах металічні властивості елементів та їхніх сполук послаблюються, а неметалічних — посилюються. Що ближче до початку періоду розміщено елемент, то сильніше в нього виражені металічні властивості.

Сторінка ґрудита

До появи сучасної теорії будови атома не існувало доведень, які б пояснювали інертність хімічних властивостей неметалічних елементів VIII групи головної підгрупи — Гелію, Неону, Аргону та інших. Теорія пояснює хімічну стійкість цих елементів тим, що всі енергетичні комірки зовнішнього енергетичного рівня повністю заповнені спареними електронами. Тобто рівень завершений.



В атомах усіх інертних елементів, 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 (групу А) восьмої групи. Відтепер знайшла підтвердження ще одна залежність — в атомів елементів головних підгруп (групу А) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні співпадає з номером 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 періоду, а Аргону — в кінці.
3. Зважаючи на розташування Літію і Калію в періодичній системі, поясніть, до яких елементів — металічних чи неметалічних — вони належать.
4. Як за положенням хімічного елемента в періодичній системі визначити:
 - а) величину заряду ядра атома;
 - б) кількість енергетичних рівнів (електронних шарів) в електронній оболонці атома;
 - в) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атомів хімічних елементів головних підгруп;
 - г) валентність неметалічного елемента в леткій сполуці з Гідрогеном?
5. Електронна оболонка атома Берилію чи Алюмінію має однакову з Магнієм кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні?

Застосовуємо

30. Укажіть рядок, у якому подано назви лише металічних елементів.
 - А Оксиген, Гідроген, Магній
 - Б Хлор, Неон, Алюміній
 - В Натрій, Кальцій, Магній
 - Г Натрій, Магній, Сульфур
31. Розмістіть хімічні елементи за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості протонів у ядрі.
 - А Нітроген
 - Б Гідроген
 - В Кальцій
 - Г Магній
32. Розмістіть хімічні елементи за ЗМЕНШЕННЯМ кількості енергетичних рівнів в електронній оболонці їхніх атомів.

А Калій	В Гелій
Б Оксиген	Г Сульфур
33. Проаналізуйте твердження 1 і 2 й оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. В електронній оболонці атомів Магнію і Сульфору однакова кількість енергетичних рівнів, тому вони розташовані у 3 періоді.

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

 - А правильне лише 1
 - Б правильне лише 2
 - В обидва правильні
 - Г немає правильних

§ 14.

Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі й будовою атома

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 обґрунтовано тим, що для завершення зовнішнього енергетичного рівня його атомам й атомам галогенів не вистачає по одному електрону*).

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

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

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ використовувати інформацію, закладену в періодичній системі, для характеристики елементів за їх місцем у періодичній системі та будовою атомів;
- ◆ установлювати формули сполук, користуючись інформацією з періодичної системи.

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

Таблиця 10

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

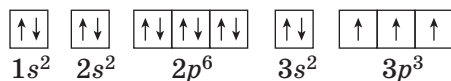
№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
1	Положення елемента в періодичній системі	а) порядковий номер (протонне число); б) відносна атомна маса; в) період, ряд; г) група, підгрупа; д) максимальне та мінімальне значення валентності
2	Будова атома	а) кількість протонів, нейтронів у ядрі атома,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

№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
3	Хімічний характер елемента й утворених ним речовин	а) до металічних чи неметалічних елементів належить елемент; б) формула вищого оксиду й відповідного йому гідроксиду (кислоти); в) хімічний характер зазначених вищого оксиду, гідроксиду (кислоти), приклади рівнянь реакцій; г) формула легкої сполуки елемента з Гідрогеном, валентність елемента в ній
4	Порівняння хімічного характеру активності елемента з властивостями сусідніх елементів	а) порівняння в періоді; б) порівняння в підгрупі

Приклад характеристики. За поданим 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 (групі VA).

2. *Будова атома.* Ядро атома містить 15 протонів і має заряд +15. У ядрі атома Фосфору з нуклонним числом 31 міститься 16 нейтронів ($31 - 15 = 16$). У складі електронної оболонки атома 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 є такою.



На зовнішньому енергетичному рівні міститься 5 електронів, з них 3 — неспарені. Зовнішній енергетичний рівень незавершений, до завершення не вистачає трьох електронів.

3. *Хімічний характер елемента та утворених ним речовин.* Маючи на зовнішньому енергетичному рівні 5 електронів, що становить більше половини електронів завершеного зовнішнього енергетичного рівня, 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 та утворює кислоту H_3PO_4 .

Формула легкої сполуки з Гідрогеном PH_3 , валентність Фосфору в ній — три.

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



Стисло про основне

- ✓ Чітко визначене місце хімічного елемента в таблиці періодичної системи дає змогу вичерпно характеризувати будову його атома, формули та властивості утворених ними сполук.



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

Приклад 1.

Відносна молекулярна маса оксиду елемента III групи дорівнює 102. Установіть, який це елемент, складіть його електронну формулу.

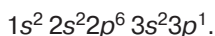
Розв'язання

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:

$$\begin{aligned} M_r(R_2O_3) &= 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot A_r(O) \\ M_r(R_2O_3) &= 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot 16 = 102, \\ \text{звідси: } 2 \cdot A_r(R) &= 102 - 48 = 54; \\ A_r(R) &= 54 : 2 = 27. \end{aligned}$$

Знаходимо в періодичній системі елемент із відносною атомною масою 27.

Відповідь: Алюміній, його електронна формула:



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 неметалічних елементів VII групи — RH . Зробимо запис для обчислення відносної молекулярної маси сполуки:

$$\begin{aligned} M_r(RH) &= A_r(R) + 1 = 81, \\ \text{звідси: } A_r(R) &= 81 - 1 = 80. \end{aligned}$$

Відповідь: елемент із відносною атомною масою 80 — Бром.

Знаємо, розуміємо

- З яких пунктів складається план характеристики хімічного елемента за місцем у періодичній системі та будовою атома.
- Схарактеризуйте Магній за місцем у періодичній системі та будовою атома.
- За місцем елементів у періодичній системі визначте, який елемент має більш виражені неметалічні властивості: а) Сульфур чи Хлор; б) Оксиген чи Сульфур.
- До металічних чи неметалічних елементів належить елемент із протонним числом 34? Відповідь мотивуйте.

Застосовуємо

- Відносна молекулярна маса вищого оксиду елемента V групи дорівнює 230. Установіть, який це елемент, порівняйте його хімічну активність із сусідніми по підгрупі елементами.
- Установіть формулу вищого оксиду елемента 4 періоду, що утворює з Гідрогеном летку сполуку, формула якої H_2R .
- Вищий оксид хімічного елемента 3 періоду має загальну формулу RO_2 . Установіть елемент, обчисліть його масову частку в цьому оксиді.
- Елемент утворює з Гідрогеном летку сполуку, формула якої H_2R . Про який елемент ідеться, якщо відомо, що його атом має на три енергетичні рівні більше, ніж найпоширеніший у природі хімічний елемент?



Значення Періодичного закону

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ оцінити прогностичну роль періодичного закону;
- ♦ пояснити значення періодичного закону для природничих наук та загального світосприйняття;
- ♦ розповісти про інші наукові досягнення Д. І. Менделєєва;
- ♦ оцінити 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 факти щодо подібності властивостей речовин, встановлено взаємозв'язок понять *хімічний елемент* і *проста речовина*.

ПРОГНОСТИЧНА РОЛЬ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Після відкриття періодичного закону стало реальним наукове прогнозування невідомих елементів. 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, спрогно-

зував основні властивості. Частина цих елементів була відкрита за життя вченого, наприклад, Скандій, Галій, Германій, інші — 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 $9,3 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$, 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 неточне, а то й неправильне 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. Справді, 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 та 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 118 хімічних елементів, а синтез нових 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, що для них 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 й боротьби протилежностей. У фізиці прикладом дії цього закону є рух і спокій, притягування і відштовхування, у математиці — плюс і мінус. У хімії цей закон підтверджується наявністю 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. 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 періодичний закон і періодична система вийшли за межі хімії завдяки їхньому значенню в науці та практиці. 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. Періодична система швидко стала необхідним інструментом хімічних

досліджень, вона незмінно займає почесне місце на стіні кожної хімічної лабораторії, на робочому місці всіх тих, хто є причетним до вивчення хімії.

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

Учений досліджував розчини й розробив теорію розчинів, винайшов один з видів бездимного пороху, удосконалив способи використання добрив у сільському господарстві та зрошування посушливих земель. Ретельно вивчивши склад нафти, Д. І. Менделєєв винайшов нові способи її переробки й виділення з неї 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 за сонячною короною під час сонячного затемнення. Він власноруч підняв кулю в повітря, подолав шлях близько 100 км на максимальній висоті польоту близько 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. 30).



Мал. 30

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

Стисло про основне

- ✓ Періодичний закон — це один з основних законів природи, що має наукове і практичне значення для багатьох галузей знань та 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 ґруди



Життя та наукова діяльність Д. І. Менделєєва були пов'язані з розвитком науки, освіти й економіки України. Свою педагогічну діяльність він 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'їздів природознавців, що відбувалися в Києві.

Д. І. Менделєєв працював над проблемами розвитку вугільної промисловості в Україні. Перебуваючи на Донбасі, він вивчав питання видобування і транспортування кам'яного вугілля та 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 й агрономів цього відомого не лише в Україні, а й далеко за її межами закладу вищої освіти. За наукові заслуги та сприяння становленню і розвитку університету біля центрального входу до хімічного факультету зведено пам'ятник видатному вченому (його зображення розташовано на шмуцтитулі до цієї теми).

Знаємо, розуміємо

1. Розкрийте на конкретних прикладах, як завдяки періодичному закону уточнювали відносні атомні маси хімічних елементів, відкривали 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 і колом інтересів?
5. Користуючись різними інформаційними джерелами, підготуйте повідомлення про відкриття нових хімічних елементів.

Працюємо з медійними джерелами

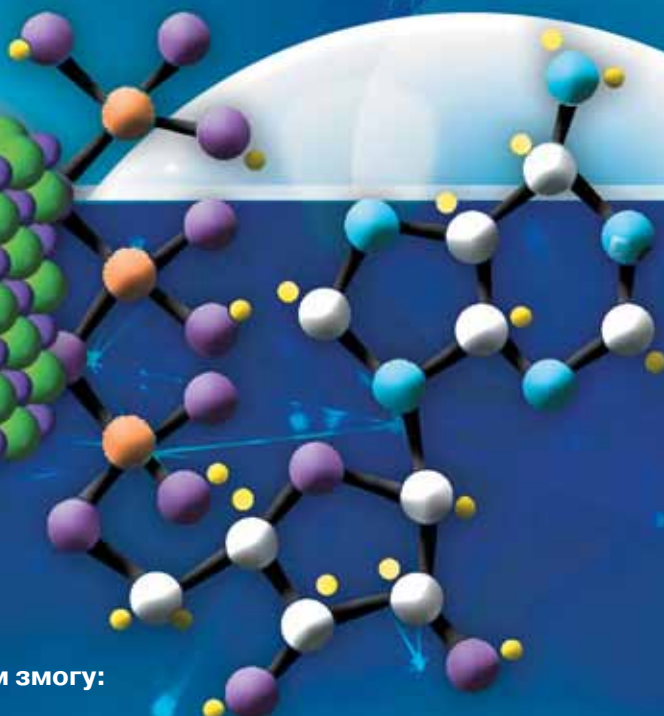
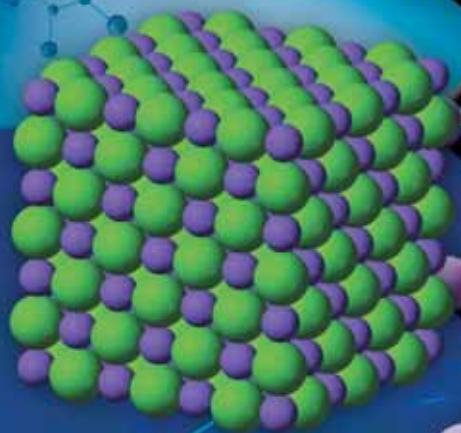


38. Підготуйте повідомлення про одну із граней життя та діяльності Дмитра Івановича Менделєєва.

Тема 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

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

Nb 41
Ніобій 92,906



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, кристалічні ґратки;
- ♦ зрозуміти залежність властивостей речовини від складу та просторового розміщення структурних частинок речовини в кристалі;
- ♦ переконатися у важливості значення хімічних знань для пізнання природи й створення речовин, необхідних людству;
- ♦ самостійно наводити приклади сполук з ковалентним та йонним хімічними зв'язками, пояснювати утворення цих видів зв'язку;
- ♦ обґрунтовувати електронну природу ковалентного неполярного, ковалентного полярного та йонного зв'язків;
- ♦ пояснювати та прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку й типів кристалічних ґраток.

Sc	Ti	V	23 Cr	24 Mn	25 Fe	26 Co	27 Ni	28 Cu	29 Zn	30 Ga	31 Ge	32 As	33 Se	34 Br	35 Kr
44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	55 Ba	56 La	57 Ce	58 Pr	59 Nd
72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	87 Fr

§ 16.

Природа хімічного зв'язку й електронегативність атомів хімічних елементів

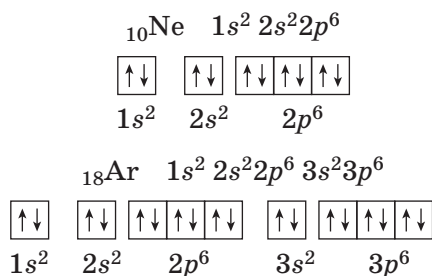
ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Яким чином відбувається сполучення атомів різних хімічних елементів з утворенням нових речовин? Чому і як утворюються зв'язки між атомами? Ці питання були предметом роздумів багатьох поколінь учених. І тільки на основі знань про будову атома в ХХ ст. з'явилася теорія **хімічного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

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

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ пояснити сутність хімічного зв'язку;
- ♦ оперувати новим поняттям — «електронегативність»;
- ♦ пояснити, як структурні частинки речовини набувають завершеності зовнішнього енергетичного рівня;
- ♦ самостійно обґрунтувати природу хімічного зв'язку.

Згідно з теорією хімічного зв'язку в його утворенні головну роль відіграють електростатичні сили притягання між негативно зарядженими електронами й позитивно зарядженим ядром. Величина цієї сили залежить переважно 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.



ЕЛЕКТРОННА ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Унаслідок утворення хімічного зв'язку зовнішні енергетичні рівні електронних оболонок атомів стають завершеними. Як ви вже знаєте, завершеним зовнішнім енергетичним рівнем називають енергетичний рівень з 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — із двох). З огляду на це, у теорії хімічного зв'язку є правило **октету** (латинською мовою *окто* — «вісім»):

Утворюючи хімічний зв'язок, атом досягає завершеного (8-електронного) складу зовнішнього енергетичного рівня (існують винятки).

Завершеність зовнішнього енергетичного рівня досягається кількома способами.

СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ ЗА РАХУНОК ВІДДАВАННЯ ЕЛЕКТРОНІВ. Він полягає в тому, що атоми *віддають* (втрачають) певну кількість електронів.

Яким же чином, віддаючи, а не приєднуючи електрони, можна досягти завершеності зовнішнього енергетичного рівня? Щоб зрозуміти, як це відбувається, розглянемо електронну будову атомів металічних елементів третього періоду — Натрію, Магнію, Алюмінію, скориставшись таблицею 11.

Таблиця 11

Будова електронних оболонок атомів деяких металічних елементів

Хімічний елемент	Електронна формула	Графічна електронна формула	Зовнішній енергетичний рівень	
			всього \bar{e}	не вистає \bar{e} до завершення
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\begin{array}{ccccc} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{} \boxed{} \boxed{} \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	1	7
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$\begin{array}{ccccc} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{} \boxed{} \boxed{} \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	2	6
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$\begin{array}{ccccc} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} \boxed{} \boxed{} \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	3	5

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

Атомам, які на зовнішньому енергетичному рівні мають мало електронів, енергетично вигідніше їх віддати, ніж приєднати в кількості, необхідній для утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня. Тому 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 зовнішнім стає другий енергетичний рівень, а він — завершений.

СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ ЗА РАХУНОК ПРИЄДНАННЯ ЕЛЕКТРОНІВ. Атоми можуть *приєднувати* електрони в кількості, потрібній для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень.

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

Таблиця 12

Будова електронних оболонок атомів деяких неметалічних елементів

Хімічний елемент	Електронна формула	Графічна електронна формула	Зовнішній енергетичний рівень	
			всього \bar{e}	не вистачає \bar{e} до завершення
H	$1s^1$	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; margin: 0 auto; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑</div> 1s	1	1
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 1s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 2s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↓↑↓</div> 2p </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 3s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↑</div> 3p </div> </div>	6	2
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 1s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 2s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↓↑↓</div> 2p </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 3s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↓↑</div> 3p </div> </div>	7	1
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-end;"> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 1s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 2s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↓↑↓</div> 2p </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓</div> 3s </div> <div style="text-align: center;"> <div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: flex; align-items: center; justify-content: center;">↑↓↑↓↑↓</div> 3p </div> </div>	8	0

В атомах неметалічних елементів, поданих у таблиці, останній енергетичний рівень містить половину (у Гідрогену) та більше половини (у решти елементів) електронів, порівняно із завершеним для них зовнішнім енергетичним рівнем. Щоб досягти завершеності, їм енергетично вигідніше приєднувати, а не віддавати електрони зовнішнього енергетичного рівня. Атом Сульфуру приєднує два електрони, Гідрогену і Хлору — по одному, Аргону — жодного, оскільки в нього зовнішній енергетичний рівень завершений.

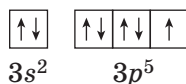
СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ ЗА РАХУНОК СПІЛЬНИХ ПАР ЕЛЕКТРОНІВ. Атоми не віддають і не приєднують електрони, а утворюють **спільні електронні пари**, електрони яких належать обом атомам.

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



Звернемося до таблиці 12. В атомі Гідрогену є 1 неспарений електрон: $1s^1$. Тож атом Гідрогену 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.



Тому атом Хлору здатний утворювати одну спільну електронну пару з іншим атомом. Отже, у молекулі гідроген хлориду HCl між атомами Гідрогену і Хлору утворюється одна спільна для обох атомів електронна пара. За рахунок цього зовнішні енергетичні рівні обох атомів стають завершеними (схема 7).

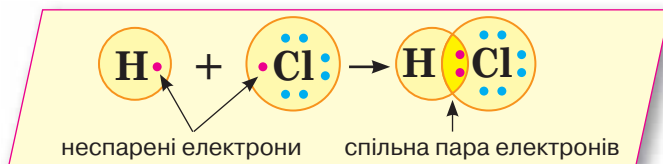


Схема 7

Утворення спільної електронної пари в молекулі гідроген хлориду

За рахунок утворення спільної електронної пари атом Гідрогену набуває електронної конфігурації атома Гелію, а атом Хлору — атома Аргону.

Атоми можуть досягати завершеної будови зовнішніх енергетичних рівнів трьома способами: а) віддаючи електрони; б) приєднуючи електрони; в) утворюючи спільні електронні пари.

Під час утворення хімічного зв'язку зовнішні енергетичні рівні атомів набувають електронної конфігурації атомів найближчого інертного елемента, яка є стійкою та енергетично вигідною.

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ З ПОЗИЦІЇ ТЕОРІЇ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ.

У процесі хімічної взаємодії речовин їхні структурні частинки досягають завершеності зовнішніх енергетичних рівнів одним з розглянутих вище способів.

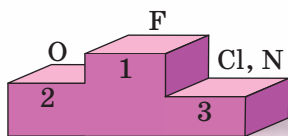
В елементів перших трьох періодів в утворенні хімічних зв'язків беруть участь лише електрони зовнішнього енергетичного рівня. Їх називають *валентними електронами*.

ПОНЯТТЯ ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ. Ядра атомів різних хімічних елементів відрізняються дією на валентні електрони. Для характеристики цієї властивості введено поняття *електронегативності*.

Електронегативність — міра притягання атомом хімічного елемента електронів, задіяних в утворенні хімічного зв'язку.

За одиницю електронегативності прийнято електронегативність атома Літію, і з нею порівнюють електронегативність атомів інших елементів. Неметалічні елементи мають значно більшу електронегативність у порівнянні з металічними елементами. Найбільша електронегативність у Флуору. З яким би атомом не утворилася спільна електронна пара, вона зміщуватиметься ближче до атома Флуору. Отже, Флуор — своєрідний чемпіон серед елементів за електронегативністю, друге місце посідає

Оксиген, а третє — Хлор і Нітроген. «П'єдестал» цих «чемпіонів» може виглядати так:



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

F, O, Cl, N, Br, I, S, C, P, H, B, Si, Al, Mg, Li, Na, K, Cs
електронегативність елементів зменшується →

Знаючи електронегативність атомів елементів, можна передбачити, до якого атома будуть зміщуватися електрони спільної електронної пари. Розглянемо це на прикладі гідроген хлориду. Місце Гідрогену і Хлору в ряді електронегативності свідчить про те, що Гідроген менш електронегативний, ніж Хлор. Тому спільна електронна пара буде зміщена до атома Хлору (схема 7, с. 94).

Періодична залежність поширюється і на електронегативність:

у кожному періоді електронегативність атомів зі збільшенням заряду ядра зростає, а в кожній головній підгрупі (групі А) — спадає.

І це є ще одним підтвердженням того, що періодичний закон — загальний закон.

Працюйте з групами

1. Проаналізуйте, як змінюється будова зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів другого періоду зі збільшенням заряду ядра атома, і поясніть, яким чином досягатимуть завершеності зовнішнього енергетичного рівня перший та передостанній хімічні елементи цього періоду.
2. Запишіть символи хімічних елементів другого періоду в послідовності їхнього розміщення в ряді електронегативності. Чи одержали ви підтвердження залежності електронегативності цих елементів від заряду ядра атома?

Стихло про основне

- ✓ Хімічний зв'язок — це взаємодія, завдяки якій утворюються речовини.
- ✓ Утворення хімічного зв'язку пов'язано зі змінами в електронних оболонках атомів, що беруть участь у його утворенні.
- ✓ 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 (групах А) — знизу вгору.



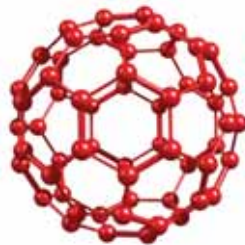
Сторінка ерудита

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 випаровування графіту під дією потужного лазерного променя в умовах вакууму. Речовину назвали фулерен.

П'ять років знадобилося вченим, аби вивчити структуру та 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 й сполучені між собою таким чином, що кожний атом перебуває одночасно у вершинах двох шестикутників та одного п'ятикутника.

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

Синтез речовин, подібних до фулерену, є свідченням досягнень сучасної хімії.



Модель молекули фулерену

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. Зазначте, який із двох елементів більш електронегативний:
 - а) Нітроген чи Оксиген;
 - б) Нітроген чи Гідроген;
 - в) Нітроген чи Літій.
4. Поясніть, чому електронегативність атомів інертних елементів дорівнює нулю.

Застосовуємо

39. У якій з молекул: а) кисню; б) води; в) водню; г) гідроген броміду — спільні електрони будуть зміщені до одного з атомів і чому?
40. Зазначте пару символів елементів, атоми яких 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.
41. Запишіть символи наведених хімічних елементів за зростанням їхньої електронегативності:

Алюміній, Сульфур, Карбон, Гідроген.

42. Підготуйте запитання чи завдання з теми цього параграфа, щоб запропонувати його однокласникам на уроці.

§ 17.

Ковалентний зв'язок, його види. Електронні формули молекул

Як зазначалось у попередньому параграфі, одним зі способів досягнення завершеності зовнішнього енергетичного рівня й виникнення між атомами хімічного зв'язку є утворення спільних електронних пар. У такий спосіб утворюються хімічні зв'язки між атомами неметалічних елементів.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ пояснити утворення ковалентного зв'язку;
- ♦ схарактеризувати особливості ковалентного полярного і неполярного зв'язків;
- ♦ визначати полярність ковалентного зв'язку.

УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО НЕПОЛЯРНОГО ЗВ'ЯЗКУ.

Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар називається **ковалентним**.

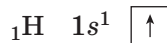
Його утворення може відбуватись як з атомів одного елемента, так і з атомів різних хімічних елементів.

Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між однаковими атомами.

Приклад 1.

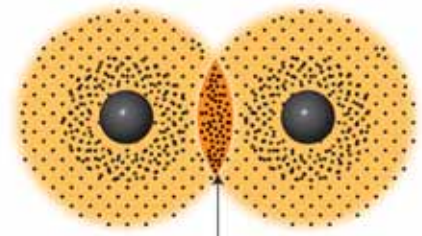
Утворення молекули водню.

Молекула водню складається з двох атомів Гідрогену, що мають найпростішу будову електронної оболонки:



Щоб зовнішня і єдина s -орбіталь атома Гідрогену стала задоволеною, 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.) Між двома атомами Гідрогену на певній відстані відбувається перекривання їхніх s -орбіталей. Цей процес супроводжується виділенням енергії та утворенням спільної електронної пари, що одночасно належить обома атомам. Місце перекривання електронних орбіталей має підвищену електронну густину, тому до неї притягуються позитивно заряджені ядра обох атомів (мал. 31).

З наближенням ядер починають діяти сили відштовхування одноіменно заряджених частинок і притягання різноіменно заряджених.



Місце підвищеної електронної густини

Мал. 31

Перекривання s -орбіталей з утворенням спільної електронної пари в молекулі водню

На певній відстані ці сили врівноважуються, ядра та електрони стають єдиною стійкою системою. 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 позначають крапками електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Утворення молекули водню та її електронну формулу змодельовано на схемі 8.

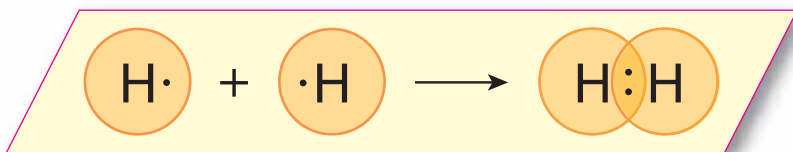


Схема 8 Модель утворення молекули водню

Електронна формула молекули — це запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та крапок, що позначають електрони зовнішнього енергетичного рівня атомів.

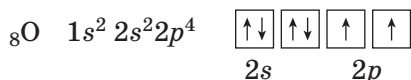
На електронних формулах чітко видно, скільки спільних електронних пар має молекула.

Рівне віддалення спільної електронної пари від ядер атомів, між якими виник ковалентний зв'язок, означає, що зв'язок *неполярний*.

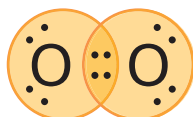
Ковалентний неполярний зв'язок — це зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які рівновіддалені від ядер обох атомів.

Приклад 2. Утворення молекули кисню O_2 .

Молекула кисню, як і молекула водню, складається з двох атомів одного хімічного елемента. Атом Оксигену має таку будову електронної оболонки:



Електронна формула молекули кисню враховує цю будову:

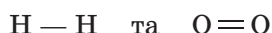


Як бачимо, на зовнішньому енергетичному рівні кожного атома було шість електронів, серед яких два неспарені. Для утворення стійкого 8-електронного зовнішнього енергетичного рівня не вистачає ще двох електронів. Тому два неспарені електрони одного атома утворюють дві спільні електронні пари з двома неспареними електронами іншого атома. За рахунок спільних електронних пар досягається завершеність зовнішнього енергетичного рівня кожного атома в молекулі кисню.

Зверніть увагу на те, що в молекулі водню атоми Гідрогену досягли утворення зовнішнього енергетичного рівня атома інертного елемента Гелію. У молекулі кисню електронні оболонки обох атомів Оксигену мають завершений другий, він же зовнішній, енергетичний рівень з 8 електронів. Рівно стільки ж електронів є на зовнішньому (другому) енергетичному рівні в атома 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 молекули водню та кисню на риски, одержимо **структурні формули**.



Одна риска позначає одну одиницю валентності.

Зі структурних формул стає зрозуміло, що валентність дорівнює кількості спільних електронних пар.

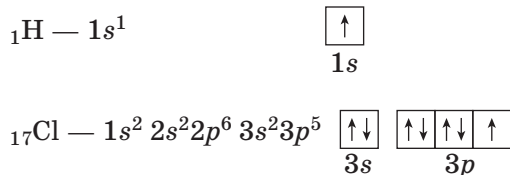
УТВОРЕННЯ КОВАЛЕНТНОГО ПОЛЯРНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між атомами різних неметалічних елементів.

Приклад 3.

Утворення молекули гідроген хлориду HCl.


Молекула гідроген хлориду, 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. 95), і ви побачите, що Хлор розміщено на початку ряду, тоді як Гідроген — майже посередині.

З огляду на електронну будову атомів Гідрогену та Хлору, розглянемо, як між ними утворюється хімічний зв'язок.



За кількістю неспарених електронів атом Хлору може утворити з іншим атомом лише одну спільну електронну пару. Внаслідок утворення однієї спільної електронної пари атом Гідрогену досягне утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня атома інертного хімічного елемента Гелію, а атом Хлору — Аргону.

Що далі один від одного розташовані хімічні елементи в ряді електронегативності, то більшим буде зміщення спільних електронних пар до більш електронегативного атома. Користуючись цим правилом, робимо висновок про те, що в молекулі гідроген хлориду електрони спільної електронної пари будуть зміщені в бік атома Хлору. Схематично утворення молекули та її електронну формулу зображено на схемі 7, що на с. 94. На схемі відображено зміщення спільної електронної пари в бік більш електронегативного Хлору.

 Хімічний зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які зміщені в бік більш електронегативного атома, називається **ковалентним полярним**.

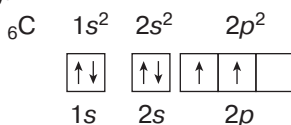
Відомо, що органічних речовин є понад 20 млн. До складу їхніх молекул входять атоми неметалічних елементів — Карбону, Гідрогену, Оксигену, Нітрогену та деяких інших. Хімічний зв'язок між атомами в цих речовинах — *ковалентний (є винятки)*. Тож сполук з ковалентним хімічним зв'язком — найбільше.

Стисло про основне

- ✓ Зв'язок між атомами за допомогою спільних електронних пар називається ковалентним зв'язком.
- ✓ Ковалентний зв'язок у неорганічних та органічних речовинах виникає внаслідок утворення спільних електронних пар з неспарених електронів двох атомів неметалічних елементів.
- ✓ Електронна пара за утворення 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 сполука Карбону з Гідрогеном, що є основною складовою природного газу, має формулу CH_4 . У 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 електронної і графічної електронної формул.



Скористайтесь інформацією про збуджений стан атома Карбону, що міститься на с. 60, і ви зрозумієте, звідки з'явилися 4 неспарені електрони.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення ковалентного зв'язку, наведіть приклади сполук з ковалентним полярним і ковалентним неполярним зв'язками.
2. Поясніть утворення ковалентного неполярного зв'язку та ковалентного полярного зв'язку в наведених вами прикладах.
3. На прикладі елементів 2 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 (груп А).
5. Поміркуйте, чи здатні атоми Неону до утворення ковалентних зв'язків.
6. Поясніть природу ковалентного хімічного зв'язку.
7. Порівняйте неполярний і полярний ковалентні зв'язки.
8. Наведіть приклади сполук з ковалентним полярним і неполярним хімічним зв'язком.
9. Складіть електронні формули молекул фтору, летких сполук Гідрогену з Хлором, Сульфуром, Фосфором. Зазначте серед них електронні формули з однаковою кількістю спільних електронних пар.
10. Характеризуючи хімічний зв'язок у молекулі гідроген сульфід, учень зазначив, що це ковалентний неполярний зв'язок. Він утворений за рахунок трьох спільних електронних пар. Чи погоджуєтеся ви з такою характеристикою?

Застосовуємо

43. Складіть схеми утворення молекули азоту, легкої сполуки Нітрогену з Гідрогеном. Зазначте вид ковалентного зв'язку, кількість спільних електронних пар у кожній з них, складіть електронні формули молекул цих речовин.
44. Розмістіть формули летких сполук елементів з Гідрогеном за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості спільних електронних пар у молекулі.
А H_2O
Б CH_4
В HF
Г NH_3
45. Користуючись рядом електронегативності, складіть формулу бінарної сполуки Карбону(IV) із Сульфуром. Поясніть, як утворився хімічний зв'язок у цій сполуці, зазначте його вид.
46. Висловте припущення, чому атоми металічних елементів, на відміну від неметалічних, не утворюють спільних електронних пар.

§ 18.

Йони. Йонний зв'язок, його утворення

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ характеризувати йони як заряджені частинки речовини;
- ♦ розрізняти катіони й аніони;
- ♦ пояснювати утворення йонного зв'язку та його особливості;
- ♦ визначати вид хімічного зв'язку в речовині.



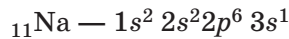
Пригадайте й наведіть приклади оксидів металічних елементів, основ, солей.

Багато неорганічних речовин утворені з металічних і неметалічних елементів, наприклад, оксиди, основи, солі.

Хімічний зв'язок у цих сполуках відрізняється від ковалентного.

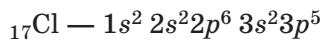
ПОНЯТТЯ ПРО ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК. Утворення хімічного зв'язку між атомами металічного та неметалічного елементів теж підпорядковане правилу октету. Однак завершення зовнішніх енергетичних рівнів досягається не за рахунок утворення спільних електронних пар, а шляхом *віддачі електронів* атомами металічних елементів і *приєднання* їх атомами неметалічних хімічних елементів.

Розглянемо це на прикладі натрій хлориду NaCl. Зважаючи на розміщення Натрію і Хлору в ряді електронегативності, робимо висновок про те, що за здатністю притягувати електрони Натрій значно поступається Хлору. До того ж зовнішньому енергетичному рівню електронної оболонки його атома далеко до завершені 8-електронної конфігурації — не вистачає 7 електронів.



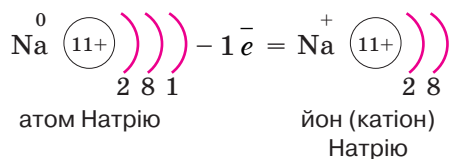
Тому для атома Натрію енергетично вигідніше віддати один електрон, ніж приєднати сім. Металічний елемент Натрій віддає єдиний електрон третього енергетичного рівня і досягає завершення зовнішнього енергетичного рівня тому, що другий рівень у нього завершений.

Неметалічний елемент Хлор, навпаки, має близький до завершення зовнішній енергетичний рівень.



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**, що має назву **катіон**.

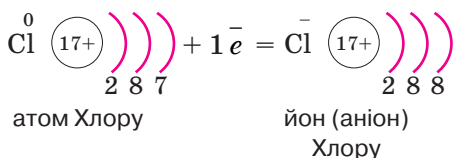
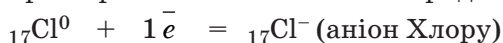


Звідки з'явився заряд у катіона Натрію і чому його не було в атома Натрію? Після того як атом віддав $1e^-$, порушилася рівновага позитивного заряду ядра й негативного заряду електронної оболонки. Позитивно заряджених протонів у ядрі, як і раніше, залишилося 11, а негативно заряджених електронів в електронній оболонці атома — на один менше, тобто 10. Тому утворений катіон має заряд +1.

Назва «катіон» походить від назви негативно зарядженого електрода (катада), до якого в електричному полі рухаються позитивно заряджені йони.

Порівняння будови нейтрального атома Натрію і 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**.



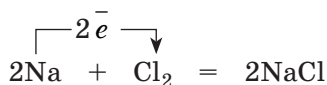
Чому утворений йон Хлору має негативний заряд? Чи міг би Хлор у складі натрій хлориду набути позитивного заряду?

Йони — це заряджені частинки, на які перетворюються нейтральні атоми, віддаючи або приєднуючи електрони. Позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**.

Протилежно заряджені йони Натрію та Хлору притягуються один до одного, й утворюється йонний хімічний зв'язок.

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.



Позначивши валентні електрони зовнішніх енергетичних рівнів крапками, зобразимо перехід електронів під час утворення йонного хімічного зв'язку між атомами Натрію та Хлору (схема 9).

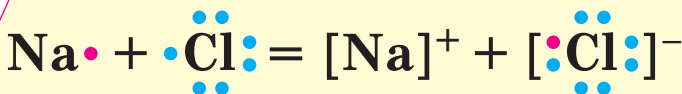


Схема 9

Утворення йонного хімічного зв'язку

Йонний зв'язок між позитивно зарядженим йоном (катіоном) Натрію та негативно зарядженим йоном (аніоном) Хлору міцний. Тому речовина



Мал. 32

Кристали кухонної солі

натрій хлорид за звичайних умов перебуває у твердому агрегатному стані (мал. 32).

За визначенням йонного зв'язку передбачається повний перехід електронів від менш електро-негативного атома до атома з більшою електро-негативністю. Проте речовин з абсолютним (так би мовити чистим) йонним зв'язком не існує. За до-мінування йонного зв'язку трапляється утворення спільних електронних пар.

Як зазначалося на початку параграфа, йонний зв'язок властивий солям, оксидам металічних елементів, основам. Представники цих класів неорганічних сполук мають спільну назву — речовини немолекулярної будови.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Щоб зрозуміти, наскільки різними за властивостями є атоми й утворені з них йони, скористайтесь текстом попередніх параграфів і повторіть властивості простих речовин натрію і хлору. Ці дві прості речовини взаємодіють між собою, утворюють таку несхожу на них 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

- ✓ Йонний зв'язок — це зв'язок за рахунок притягування протилежно заряджених йонів.
- ✓ Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.
- ✓ Позитивно заряджений йон має назву катіон, негативно заряджений — аніон.
- ✓ Утворення йонного хімічного зв'язку супроводжується переходом валентних електронів від атомів металічних елементів до атомів неметалічних.

Знаємо, розуміємо

1. Поясніть утворення йонного хімічного зв'язку. Наведіть приклади сполук з йонним хімічним зв'язком.
2. Сформулюйте визначення понять: катіон, аніон, йонний хімічний зв'язок. Що спільного й чим відрізняються: а) атом і катіон одного хімічного елемента; б) атом й аніон одного хімічного елемента? Наведіть приклади.
3. У чому полягає відмінність між ковалентним і йонним хімічними зв'язками?

47. Розподіліть 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 .
48. Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку між атомами, що мають таку будову зовнішніх енергетичних рівнів: $\dots 3s^2$ і $\dots 2s^2 2p^5$. Складіть формулу утвореної речовини.
49. Атом хімічного елемента має на 2 електрони більше, ніж катіон Натрію. Встановіть назву цього хімічного елемента.
50. Атом хімічного елемента має на 3 електрони менше, ніж аніон Хлору. Встановіть назву цього хімічного елемента.



Кристалічні ґратки. Кристали. Практична робота 1

РІЗНОМАНІТНІСТЬ РЕЧОВИН ЗА АГРЕГАТНИМ СТАНОМ. З вивченого 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 рідку чи газоподібну речовину перевести у твердий стан. 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 структурних частинок на певних відстанях. Розташовуючись за певним порядком, їхні структурні частинки утворюють **кристали**.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ називати типи кристалічних ґраток;
- ◆ обґрунтовувати фізичні властивості речовин залежно від їхньої будови;
- ◆ прогнозувати фізичні властивості речовин, знаючи типи кристалічних ґраток.



Пригадайте, які є агрегатні стани речовини, наведіть приклади. Однакові чи різні відстані між структурними частинками речовин у різних агрегатних станах?

Кристали — це тверді тіла, структурні частинки речовини в яких розміщено в певному порядку. Тривимірне розміщення структурних частинок у кристалі називається **кристалічними ґратками речовин**.

● **Аморфні тіла**, на відміну від кристалічних, не мають точної просторової повторюваності структурних частинок.

стані, наприклад сірка.

Вам відомо, що структурними частинками речовини можуть бути йони, атоми, молекули. Залежно від структурних частинок речовини кристалічні ґратки бувають **йонні, атомні, молекулярні**.

ЙОННІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. Їх мають речовини з йонним хімічним зв'язком (мал. 33).

Розміщення йонів у них не хаотичне, а певним чином упорядковане. У вузлах йонних кристалічних ґраток перебувають катіони й аніони, розміщені по чергову. Так, 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 притягування йонів Na^+ і Cl^- зумовлює міцність кристала.

ВЛАСТИВОСТІ СПЛУК З ЙОННОЮ КРИСТАЛІЧНОЮ ҐРАТКОЮ. Особливістю йонних сполук є те, що сили притягання в них діють однаково в усіх напрямках. Тому йони у вузлах кристалічних ґраток зв'язані міцно, речовини за кімнатної температури тверді, а тепловий рух йонів дуже незначний. Проте нагрівання речовин до температури, вищої за їх температури плавлення, збіль-



кальцій флуорид
(флуорит) CaF_2



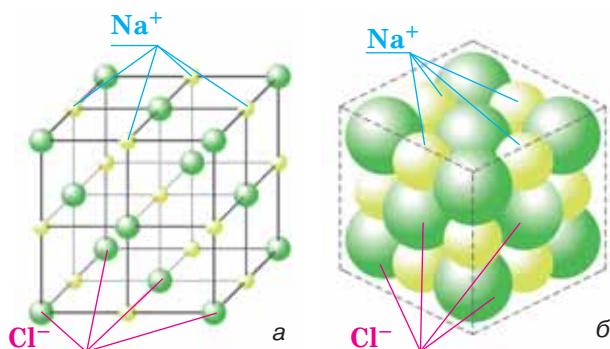
натрій гідроксид
 NaOH



пірит
 FeS_2

Мал. 33

Речовини з йонним типом кристалічних ґраток



Мал. 34

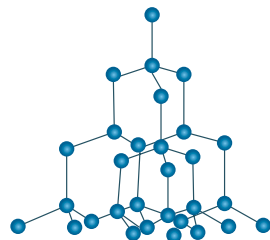
Моделі йонних кристалічних ґраток натрій хлориду:
а — кристалічні ґратки;
б — пакування йонів у кристалі

шує тепловий рух йонів, сила притягування між ними слабшає, і врешті зв'язки між йонами розриваються. Речовина переходить у рідкий стан.

Сила взаємодії між катіонами та аніонами у кристалі велика, 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 становить $801\text{ }^{\circ}\text{C}$. Багато речовин з йонним типом кристалічних ґраток добре розчиняються у воді; йонні кристалічні ґратки міцніші, ніж молекулярні, але поступаються міцністю атомним.

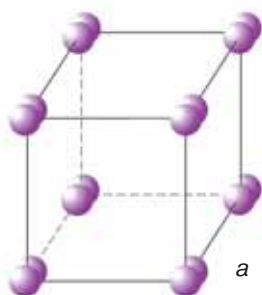
АТОМНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. У вузлах атомних кристалічних ґраток перебувають атоми. Алмаз (від араб. *almas* — «нездоланний») — найтвердіша з відомих природних речовин. Висока твердість алмазу зумовлена особливістю його атомних кристалічних ґраток, де кожний атом Карбону оточений такими ж атомами, розміщеними на вершинах правильного тетраедра (мал. 35). Такі кристалічні ґратки властиві небагатьом речовинам, наприклад, алмазу, карборунду SiC , силіцій(IV) оксиду SiO_2 . Речовини з атомними кристалічними ґратками характеризуються високою твердістю, тугоплавкі й нерозчинні у воді.

МОЛЕКУЛЯРНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток перебувають молекули речовин з неполярним або полярним ковалентним зв'язками. Серед речовин з молекулярними кристалічними ґратками є тверді за звичайних умов речовини, наприклад, йод (мал. 36, а), багато органічних речовин, наприклад, цукор, глюкоза. Молекулярні кристалічні ґратки у твердому агрегатному стані мають деякі рідини (вода) та гази (хлор, вуглекислий газ (мал. 36, б), азот, кисень). Молекули утримуються слабкими силами міжмолекулярної взаємодії, тому можуть відриватися від кристала 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 — залишити на деякий час без пакування.

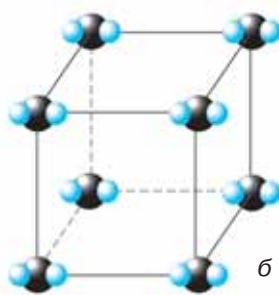


Мал. 35

Алмаз і його кристалічні ґратки



● — I
● — C
● — O



Мал. 36

Моделі молекулярних кристалічних ґраток:
а — йоду;
б — вуглекислого газу

Речовини з молекулярним типом кристалічних ґраток унаслідок слабого притягування молекул мають низькі твердість, температуру плавлення та кипіння, леткі.

Знаючи вид хімічного зв'язку в речовині, ви можете не лише характеризувати її кількісний та якісний склад, а й називати фізичні властивості.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 1.

Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови

Для проведення досліду вам знадобляться речовини (їх ви отримаєте від учителя/вчительки), а також вода, спиртівка, скляний посуд, пробіркодержач.

Завдання. Ознайомтеся з фізичними властивостями виданих учителем речовин і зробіть висновок про залежність властивостей від типів кристалічних ґраток речовин.

Домашній експеримент

Завдання. Виростіть кристали речовини йонної будови.

Для проведення досліду вам знадобляться: тверді речовини (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 доти, доки не побачите, що речовина більше не розчиняється.

Розчиненням у воді ви зруйнували кристалічні ґратки речовини, і йони рівномірно розподілилися між молекулами води!

3. До одного кінця нитки прив'яжіть скріпку, другий намотайте на олівець посередині. Покладіть олівець посеред отвору банки так, щоб скріпка була занурена в розчин. Через кілька днів ви знову повернете речовині кристалічний стан — скріпка покриється кристаликами речовини.



Практична робота 1.

Дослідження властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток

Виконуючи завдання цієї практичної роботи, ви матимете змогу здобути підтвердження істинності наукових знань про залежність властивостей речовин від типу кристалічних ґраток, розвинути експериментальні вміння.

Завдання 1. Дослідіть розчинність у воді цукру, натрій хлориду, графіту. Зробіть висновок про розчинність у воді кожної із цих речовин, зазначте, який вид хімічного зв'язку й тип кристалічних ґраток у кожній з них. Які теоретичні знання здобули підтвердження в цьому дослідженні?

Завдання 2. За допомогою дослідів установіть, до легкоплавких чи тугоплавких речовин належать: а) сірка; б) натрій хлорид; в) цукор; г) графіт; д) силіцій(IV) оксид. Зазначте серед досліджених речовин найбільш легкоплавку й найбільш тугоплавку речовину (скористайтесь довідниками). Які теоретичні знання здобули підтвердження в цьому дослідженні?

Завдання 3. Парафін і стеарин (з них виготовляють парафінові та стеаринові свічки), являють собою суміші твердих органічних речовин. Перевірте за допомогою дослідів розчинність кожної суміші, а також установіть, тугоплавкими чи легкоплавкими вони є. Спрогнозуйте типи кристалічних ґраток речовин, з яких ці суміші утворені.

Завдання 4. (додатково). Знайдіть в інтернеті інформацію про явище сублімації та перегляньте відео сублімації сухого льоду (твердий карбон(IV) оксид) і йоду. Чи узгоджується це явище з вашими знаннями про типи кристалічних ґраток? Відповідь поясніть.

Завдання 5. Накресліть у зошиті таблицю із запропонованою структурою і заповніть її.

Досліджувана речовина (суміш)	Фізичні властивості	Вид хімічного зв'язку	Тип кристалічних ґраток

Список про основне

- ✓ Властивості речовин залежать від виду хімічного зв'язку та розміщення структурних частинок речовини в кристалі.
- ✓ Кристалічні ґратки — 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 кристалічними ґратками за звичайних умов тверді.
- ✓ Серед речовин з молекулярними кристалічними ґратками наявні тверді, рідкі та газоподібні за звичайних умов речовини.
- ✓ Є певний зв'язок між типом кристалічних ґраток та фізичними властивостями речовин.
- ✓ За відомим типом кристалічних ґраток можна спрогнозувати властивості речовин.



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 наявні й ті, й інші структурні частинки речовини. Пригадайте, що атоми металічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні найчастіше 1–2 електрони. До того ж вони німічно зв'язані з ядром свого атома, і в хімічних реакціях атом їх легко віддає. Електрони, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів, стають спільними.

Тож кристалічні ґратки металу можна уявити як такі, що складаються з атомів, йонів (катіонів) і вільних електронів, які перебувають у хаотичному русі між структурними частинками ґраток. Завдяки такій будові кристалічних ґраток метали добре проводять тепло й електричний струм, мають характерний металічний блиск.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення кристалічних ґраток.
2. Які типи кристалічних ґраток вам відомі? Назвіть структурні частинки, що перебувають у вузлах цих кристалічних ґраток.
3. Поміркуйте, чи позначається тип кристалічних ґраток на властивостях речовин. Доведіть й аргументуйте свою відповідь.
4. На підставі знань про типи кристалічних ґраток укажіть зайву речовину в переліку: алмаз, натрій хлорид, силіцій(IV) оксид.

Застосовуємо

51. Зазначте тип кристалічних ґраток твердої речовини, що добре розчинна у воді й має високу температуру плавлення.
A йонна
B атомна
B молекулярна
52. Зазначте тип кристалічних ґраток речовини, якщо вона легкоплавка, має характерний запах, погано розчиняється у воді.
A атомні
B молекулярні
B йонні
53. Яку з речовин потрібно сильніше нагріти, щоб розплавити:
а) лід;
б) кухонну сіль;
в) йод?
Поясніть чому.
54. На підставі знань про хімічний зв'язок спрогнозуйте фізичні властивості речовин:
а) калій йодиду KI ; б) силіцію Si ; в) амоніаку NH_3 .



Виконання завдань різної складності

Запропоновані в параграфі завдання дадуть змогу вам перевірити особисті результати формування хімічної компетентності з теми «Хімічний зв'язок і будова речовини».

Скористайтесь такою можливістю.

Завдання 1.

Укажіть, який вид хімічного зв'язку в молекулі води.

- 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 — газоподібна, погано розчинна у воді. Поміркуйте та підготуйте відповіді на запитання щодо цієї речовини.

1. Який кількісний і якісний склад речовини? Зробіть відповідні записи.
2. Скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Силіцію?
3. Який вид хімічного зв'язку в молекулі?
4. Скільки спільних електронних пар утворює атом Силіцію з атомами Гідрогену в молекулі речовини?
5. За рахунок чого в атома Силіцію змінилась кількість неспарених електронів?

Завдання 4.

Закінчіть схеми перетворень нейтральних атомів на йони.

- а) $\text{Li}^0 - 1e \rightarrow$
- б) $\text{Mg}^0 - 2e \rightarrow$
- в) $\text{F}^0 + 1e \rightarrow$
- г) $\text{S}^0 + 2e \rightarrow$

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: $\dots 3s^1$ і $\dots 3s^2 3p^4$. Складіть схему утворення хімічного зв'язку.

Завдання 8.

Укажіть тип кристалічних ґраток у бінарній сполуці елементів із протонними числами 3 і 17.

- А атомні
- Б молекулярні
- В йонні
- Г металічні

Завдання 9.

Перетворіть молекулярні формули речовин на електронні й розмістіть їх за ЗБІЛЬШЕННЯМ кількості спільних електронних пар.

- А CH_4
- Б N_2
- В F_2
- Г H_2O

Завдання 10.

Укажіть пари структурних частинок речовини, з якими йон Магнію має однакову електронну будову.

- А атом Аргону й катіон Калію
- Б атом Неону й катіон Алюмінію
- В атом Гелію й катіон Натрію
- Г атом Неону й аніон Флуору

Після виконання завдань оцініть особисті результати навчання — знання, вміння, навички, способи мислення та інші особисті якості, які ви здатні демонструвати після вивчення теми «Хімічний зв'язок і будова речовини». Поміркуйте, де в повсякденному житті ви зможете використати набуті предметні компетентності.



Тема 3. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

*Хімічні формули розповідають хімікові
цілу історію речовини.*

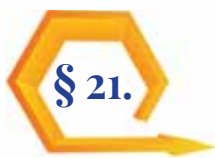
(Д. І. Менделєєв)

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

Матеріал теми дає вам змогу:

- ♦ опанувати науковий зміст понять: кількість речовини, молярна маса, молярний об'єм газів, відносна густина газів, стала Авогадро;
- ♦ пояснювати сутність такої фізичної величини, як кількість речовини;
- ♦ на конкретних прикладах зрозуміти, як хімія пов'язана з математикою;
- ♦ усвідомити кількісні відношення речовин у хімічних реакціях;
- ♦ самостійно здійснювати математичні обчислення:
 - кількості частинок (атомів, молекул, йонів) у певній кількості речовини, масі, об'ємі;
 - маси речовини за відомою кількістю речовини й кількості речовини за відомою масою;
 - об'єму певної маси або кількості речовини газу за нормальних умов;
 - з використанням відносної густини газів;
- ♦ установлювати та розуміти взаємозв'язок між такими фізичними величинами, як маса, об'єм, кількість речовини;
- ♦ розвивати навички самоосвіти й здатність до самостійної дослідницької діяльності.





Кількість речовини.

Одиниця кількості речовини.

Стала Авогадро

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ оперувати поняттями: «кількість речовини», «моль», «стала 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 різночасні 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*, уміти обчислювати її;

- ♦ знати про зв'язок між кількістю структур-

них 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. Вони в повсякденному житті використовуються досить часто. Проте це не весь перелік величин, за допомогою яких можна *порівнювати* та *відрізняти* речовини. Існує ще одна фізична величина — *кількість речовини*. Разом з масою та об'ємом вона є основною величиною в хімії.

Кількість речовини, що позначається грецькою літерою *n* («ен»), — це фізична величина, котра визначається кількістю 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 дає змогу використання фізичної величини *кількість речовини*.

МОЛЬ — МІРА КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Для кожної фізичної одиниці є еталон, порівнюючи з яким, здійснюють вимірювання, та способи чи прилади для здійснення вимірювань.

З уведенням тієї або іншої фізичної величини відразу пропонують одиниці її вимірювання, як, наприклад, для вимірювання маси введено кілограм (**кг**) та похідні від нього одиниці вимірювання — **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 є її еталон?

Так, є. 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».



Пригадайте позначення та одиниці вимірювання часу, маси, довжини, об'єму, густини, температури.

Моль — це кількість структурних частинок речовини (атомів, молекул, йонів), що дорівнює числовому значенню сталої Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$)

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 стала Авогадро молекул».

То скільки ж структурних частинок в одному молі речовини, що складається з атомів Карбону з відносною атомною масою 12?

СТАЛА АВОГАДРО. Порція вуглецю масою 0,012 кг, або 12 г, що складається з атомів Карбону з відносною атомною масою 12, 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 *сталю 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 сталої Авогадро!

Скорочено сталу Авогадро записують **$6,02 \cdot 10^{23}$** .

Погодьтеся, таким записом сталої Авогадро користуватися зручніше, ніж цілим числом із 21 нулем. Надалі для зручності ми будемо записувати сталу Авогадро у стандартному вигляді, тобто **$6,02 \cdot 10^{23}$** .



У природі набагато частіше трапляються атоми Карбону, ядра яких складаються із 6 протонів і 6 нейтронів. Існують також атоми Карбону, в ядрах яких 6 протонів і 7 нейтронів. Але відсоток такого Карбону в природі — невеликий.

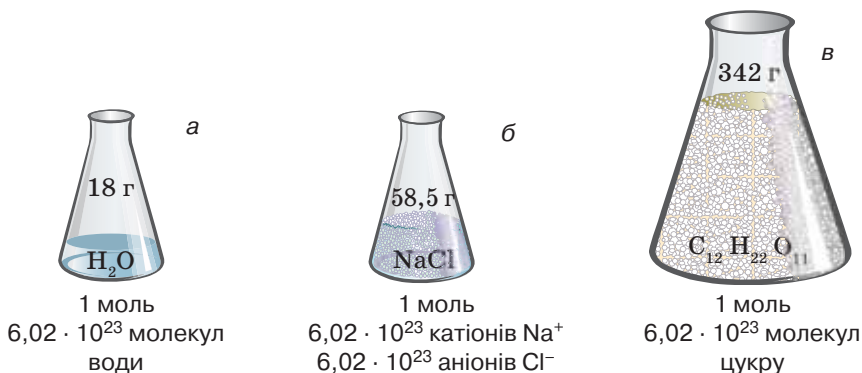
Стала Авогадро (N_A) — одна з найважливіших постійних величин у природничих науках. Це універсальне число, що вказує на кількість структурних частинок в одному молі речовини, незалежно від її агрегатного стану.

$$N_A = \frac{602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}{1 \text{ моль}} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ моль}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

ПОРІВНЯННЯ ПОРЦІЙ РЕЧОВИН КІЛЬКІСТЮ РЕЧОВИНИ 1 МОЛЬ.

Вода кількістю речовини 1 моль за кімнатної температури й нормального атмосферного тиску займає об'єм 18 мл. Порівняно із цим об'ємом, порція дрібнокристалічного натрій хлориду кількістю речовини 1 моль заповнить у колбі втричі більший об'єм, а порція цукру кількістю речовини теж 1 моль — займе об'єм майже у 20 разів більший (мал. 37). А щоб розмістити за тих самих умов азот кількістю речовини 1 моль, потрібна посудина майже в 1240 разів місткіша за столову ложку!

Розгляньте малюнок 37 і переконайтеся, що різниця об'ємів води в рідкому стані та твердих речовин натрій хлориду або цукру є помітною.



Мал. 37

Порівняння порцій води (а), натрій хлориду (б), цукру (в) кількістю речовини 1 моль

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 сталу Авогадро структурних частинок (атомів, молекул, йонів).

ОБЧИСЛЕННЯ З ВИКОРИСТАННЯМ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ.

Ви вже дізналися, що одиницею кількості речовини є **моль**.

Розглянемо приклади речовин різної будови кількістю речовини 1 моль.

Приклад 1.

Графіт (С) — 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? Формулою NaCl передано позначення одного йона Натрію та одного йона Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ катіонів Натрію і $6,02 \cdot 10^{23}$ аніонів Хлору.

Приклад 4.

Формулою CaCl_2 передано позначення одного йона Кальцію та двох йонів Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ катіонів Кальцію та $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12,04 \cdot 10^{23}$ аніонів Хлору.

До структурних частинок речовин немoleкулярної будови застосовують загальну назву — **формульні одиниці речовини**.

Формульна одиниця — найпростіша одиниця речовини атомної або йонної будови.

Так, формульна одиниця речовин, структурними частинками яких є атоми, — атом. 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 в 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 густина іншого.



Стисло про основне

- ✓ Для характеристики речовин використовують різні фізичні величини. Однією з них є кількість речовини (n).
- ✓ Фізичну величину «кількість речовини» введено для позначення кількості структурних частинок речовини в певній її порції.
- ✓ Кількість речовини вимірюється в молях. Моль — це кількість речовини, що містить сталу Авогадро структурних частинок (атомів, молекул чи інших формульних одиниць) конкретної речовини.
- ✓ Стала Авогадро позначається N_A і дорівнює 602 000 000 000 000 000 000, або $6,02 \cdot 10^{23}$.



Сторінка ерудита

Амедео Авогадро (1776–1856) — італійський хімік і фізик, першим почав систематично досліджувати кількісний і якісний склад речовин на основі співвідношення об'ємів газоподібних 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 загальноновизнаним: *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакова кількість молекул*. Закон названо на честь його першовідкривача законом Авогадро.

Учений також передбачив, що молекули водню, кисню, азоту — двоатомні. На його честь кількість формульних одиниць, що містяться в 1 моль будь-якої речовини, назвали *сталою Авогадро*.

Мінерал *авогадрит* металічного елемента Цезію (протонне число 55) також названо на честь ученого.

Mole day — День моля (крота, родимки) — святкується щорічно 23.10 з 6.02 ранку до 6.02 вечора. Він знаменує сталу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹), яка є основною одиницею вимірювання в хімії. У такий оригінальний спосіб вирішено



Амедео Авогадро

стимулювати інтерес учнів до хімії. Школи на всій території США й багатьох країн світу святкують Mole day, проводячи різні заходи, пов'язані з хімією.

Цю незвичайну ідею запропонував шкільний учитель хімії Маурі Ойлер зі Сполучених Штатів 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, коледжах та університетах США проводяться олімпіади, творчі конкурси, виставки наукових робіт із хімії. А тим, хто давно закінчив школу, свято нагадує, що таке моль і що ними вимірюють.

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 значення сталої Авогадро. Як позначають сталу Авогадро?
4. Поясніть, у чому полягає особливість фізичної величини *кількість речовини* порівняно з іншими фізичними величинами, що використовуються для характеристики речовин.

Застосовуємо

55. Обчисліть, скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься в порції води кількістю речовини 5 моль.
56. Складіть формулу легкої сполуки Сульфуру(II) з Гідрогеном. Скільки молекул налічується в її порції кількістю речовини 4 моль?



Молярна маса. Обчислення за хімічною формулою маси даної кількості речовини та кількості речовини за відомою масою

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ оперувати поняттям «молярна маса»;
- ◆ розповісти, в 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* (n) і *маси* (m), що характеризують порцію речовини.

Молярна 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 $\left(\frac{\text{кг}}{\text{моль}}\right)$ або в грамах на моль $\left(\frac{\text{г}}{\text{моль}}\right)$. Слід зазначити, що в хімії здебільшого використовують одну цю вимірювання молярної маси $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Молярну масу обчислюють за формулою:

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

Знаючи масу порції речовини та кількість речовини в ній, за цією формулою обчислюють молярну масу речовини.



Пригадайте із 7 класу, як обчислити відносну молекулярну масу речовини.

ЯК ОБЧИСЛЮЮТЬ МОЛЯРНУ МАСУ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1.

Обчисліть молярну масу речовини, порція якої кількістю речовини 0,5 моль має масу 40 г.

Д а н о:

$$m_{\text{р-ни}} = 40 \text{ г}$$

$$n = 0,5 \text{ моль}$$

$$M_{\text{р-ни}} \text{ — ?}$$

Р о з в ' я з а н н я

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

$$M = \frac{40 \text{ г}}{0,5 \text{ моль}} = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

В і д п о в і д ь: молярна маса речовини дорівнює $80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Якщо взяти порції різних речовин, маси яких дорівнюють їх відносним молекулярним масам, наприклад, 12 г вуглецю (C), 18 г води (H₂O), 58,5 г натрій хлориду (NaCl), і масу кожної порції поділити на абсолютну масу формульної одиниці речовини, то в усіх випадках частка від ділення становитиме $6,02 \cdot 10^{23}$, тобто дорівнюватиме сталій Авогадро.

Незважаючи на різну відносну молекулярну масу M_r речовин, у їх порціях масою, що чисельно дорівнює відносній молекулярній масі речовин, міститься однакова кількість структурних частинок, яка чисельно дорівнює сталій Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$). Це має важливе значення для проведення обчислень молярної маси речовини за її хімічної формулою.

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 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Приклад 2.

Обчисліть молярну масу карбон(IV) оксиду CO₂. Спочатку обчислюємо відносну молекулярну масу карбон(IV) оксиду:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$$

Записуємо значення молярної маси карбон(IV) оксиду:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Отже, 1 моль карбон(IV) оксиду CO_2 — речовини *молекулярної будови* — має масу 44 г, і в ньому міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Приклад 3.

Обчисліть молярну масу купрум(II) оксиду CuO . Спочатку обчислюємо відносну молекулярну масу купрум(II) оксиду:

$$M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80.$$

Записуємо значення молярної маси купрум(II) оксиду:

$$M(\text{CuO}) = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Отже, 1 моль купрум(II) оксиду CuO — речовини *немолекулярної будови* — має масу 80 г і також містить $6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць речовини CuO .

Маса одного моля будь-якої речовини дорівнює її відносній молекулярній масі й містить сталу Авогадро формульних одиниць речовини.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ МАСИ ДАНОЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Ці обчислення здійснюють на основі формули:

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

Виходячи з цієї формули, маса порції речовини дорівнює добутку молярної маси речовини на кількість речовини:

$$m = M \cdot n$$

Приклад 4.

Обчисліть масу порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль.

Дано:
 $n(\text{SO}_3) = 4$ моль

$m(\text{SO}_3)$ — ?

Розв'язання

$$m = M \cdot n$$

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$1) M_r(\text{SO}_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80;$$

$$M(\text{SO}_3) = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

$$2) m(\text{SO}_3) = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 4 \text{ моль} = 320 \text{ г}.$$

В і д н о в і д ь: маса порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль дорівнює 320 г.

ОБЧИСЛЕННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ МАСОЮ РЕЧОВИНИ. Якщо відомі маса порції речовини та молярна маса речовини, кількість речовини обчислюють за формулою:

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

Приклад 5. Обчисліть кількість речовини в порції алюміній оксиду Al_2O_3 масою 20,4 г.

Дано:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ г}$$

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Розв'язання

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

$$A_r(\text{Al}) = 27$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$1) M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102;$$

$$2) M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \frac{\text{г}}{\text{моль}};$$

$$3) n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ г} : 102 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

В і д н о в і д ь: 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; якої речовини візуально найбільше.

Поміркуйте, чому, складаючись із однакової кількості формульних одиниць, відміряні вами порції речовин різняться за масою.



Сторінка ерудита

Дізнаємось, як можна встановлювати формулу бінарної речовини, користуючись величиною «кількість речовини».

Приклад

У порції бінарної речовини масою 5,82 г уміст Цинку становить 3,9 г, а Сульфору — 1,92 г. Установіть формулу речовини, якщо різниця між молярною масою кальцій карбонату CaCO_3 та молярною масою шуканої речовини дорівнює $3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Дано:

$$m(\text{Zn}_x\text{S}_y) = 5,82 \text{ г}$$

$$m(\text{Zn}) = 3,9 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 1,92 \text{ г}$$

$$\text{Zn}_x\text{S}_y - ?$$

Розв'язання

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

$$M(\text{Zn}) = 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; \quad M(\text{S}) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

1. Обчислимо кількість речовини Цинку (Zn) у порції речовини Zn_xS_y масою 5,82 г: $n(\text{Zn}) = 3,9 \text{ г} : 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,06 \text{ моль}$.

2. Обчислимо кількість речовини Сульфуру (S) у порції речовини Zn_xS_y масою 6,02 г: $n(\text{S}) = 1,92 \text{ г} : 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,06 \text{ моль}$.

3. Співвідношення кількості речовини Цинку (Zn) до кількості речовини Сульфуру (S) становить:

$(\text{Zn}) : (\text{S}) = 0,06 : 0,06$, або $1 : 1$. Отже, найпростіша формула речовини — ZnS .

4. Обчислимо молярну масу за найпростішою формулою ZnS .

$$M_r(\text{ZnS}) = 65 + 32 = 97 \quad M(\text{ZnS}) = 97 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

5. Установимо різницю між молярними масами кальцій карбонату та найпростішої формули ZnS .

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \quad M(\text{CaCO}_3) = 100 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$100 \frac{\text{г}}{\text{моль}} - 97 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Знайдена різниця відповідає зазначеній в умові задачі. Отже, найпростіша формула є остаточною.

В і д п о в і д ь: формула речовини — ZnS .

Стисло про основне



- ✓ Молярна маса M — це маса одного моля речовини. Чисельно вона дорівнює її відносній молекулярній масі. Одиниця вимірювання молярної маси — г/моль.
- ✓ Молярну масу речовини обчислюють за формулою $M = \frac{m}{n}$.
- ✓ Похідні формули $n = \frac{m}{M}$ та $m = M \cdot n$ дають змогу обчислювати молярну масу речовини та масу порції речовини за відомою кількістю речовини.
- ✓ Один моль речовини будь-якої будови містить сталу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$) її формульних одиниць.

Знаємо, розуміємо

1. Що називають молярною масою речовини?
2. Яка залежність існує між молярною масою і відносною молекулярною масою речовини?
3. За якою формулою можна обчислити молярну масу речовини, якщо відомі маса та кількість речовини в порції речовини?

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°C) і тиск (1 атм, або 101,3 кПа).

Температура 0°C і тиск 101,3 кПа дістали назву **нормальні умови**. Нормальні умови скорочено позначають першими малими 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:

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

Як ви знаєте, молярна маса речовини дорівнює відносній молекулярній, тому

$$M(\text{N}_2) = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Густина азоту за нормальних умов дорівнює $1,25 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

За формулою $V = \frac{m}{\rho}$ знаходимо молярний об'єм азоту за нормальних умов:

$$V(\text{N}_2) = 28 \frac{\text{г}}{\text{моль}} : 1,25 \frac{\text{г}}{\text{л}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}.$$

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°C (кімнатної температури) і тиску 101,3 кПа він дорівнюватиме 24 л, а за температури 100°C і за цього самого тиску — 30,6 л.

Працюйте зупини

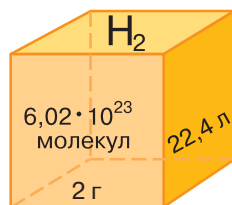
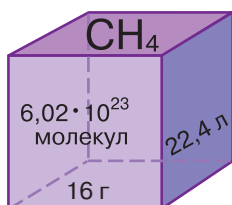
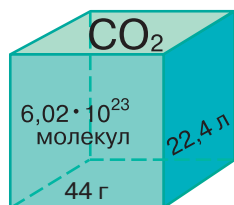
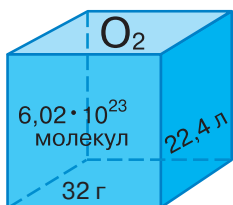
Обчисліть молярний об'єм кисню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює $1,429 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

Правильно виконані вами всі записи й математичні дії матимуть результат $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$ (округлено).

Якби ви продовжили обчислювати за нормальних умов молярний об'єм інших газів, то здобули б значення, близькі до 22,4 л (мал. 39).

Однією з величин, що характеризує будь-яку газоподібну речовину за нормальних умов, є її **молярний об'єм** (V_m). Молярний об'єм газоподібної речовини за нормальних умов записують V_m , і він дорівнює

$$\text{приблизно } 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}.$$



Мал. 39 Об'єм і маса 1 моль газоподібних речовин, а також кількість молекул у ньому.

Як бачимо за нормальних умов порції газів з однаковою кількістю речовини містять однакову кількість молекул і займають однаковий об'єм. Різною є лише маса порцій.

Попрацюйте групами

З огляду на те, що молярні об'єми різних газів за однакових умов однакові, обчисліть усно об'єм 2 моль кожної із зазначених на малюнку 39 речовин та кількість молекул у цьому об'ємі.

ЗАКОН АВОГАДРО. На початку XIX ст. Амедео Авогадро дійшов такого висновку:

в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакова кількість молекул.

Ця закономірність увійшла в історію науки як **закон Авогадро**.

Відтепер ви знаєте, що за нормальних умов 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л і кількість молекул у ньому дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$.

Звідси, якщо порції різних газів за однакових умов містять однакову кількість речовини, то вони займатимуть однакові 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 плані гази подібні до рідин, оскільки власної форми в них теж немає.

ОБЧИСЛЕННЯ ОБ'ЄМУ ПЕВНОЇ МАСИ АБО КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ВІДОМОГО ГАЗУ ЗА НОРМАЛЬНИХ УМОВ. Крім відомої вам формули для обчислення кількості речовини в її порції певної маси $n = \frac{m}{M}$,

існує формула, за якою обчислюють кількість речовини в порції газу певного об'єму (н.у.):

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

Звідси, за відомою кількістю речовини можна обчислювати об'єм порції газу (н. у.) $V = n \cdot V_m$.

Приклад 1. Обчисліть об'єм (н. у.) порції карбон(II) оксиду кількістю речовини 5 моль.

Розв'язання

Скористаємося формулою $V = n \cdot V_m$.

$$V(\text{CO}) = 5 \cdot 22,4 = 112 \text{ (л)}.$$

В і д н о в і д ь: об'єм карбон(II) оксиду CO кількістю речовини 5 моль дорівнює 112 л (н. у.).

Приклад 2. Обчисліть об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль.

Розв'язання

Скористаємося формулою $V = n \cdot V_m$.

$$V(\text{N}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 11,2 \text{ л}.$$

В і д н о в і д ь: об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль становить 11,2 л (н.у.).

Приклад 3. Обчисліть об'єм порції леткої сполуки Нітрогену з Гідрогеном (н. у.) масою 68 г.

Розв'язання

1. За положенням Нітрогену в таблиці періодичної системи встановлюємо, що молекулярна формула сполуки — NH_3 . Це амоніак.

2. Обчислюємо молярну масу сполуки. Для цього спочатку визначаємо її відносну молекулярну масу: $M_r(\text{NH}_3) = A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{H}) = 14 + 3 = 17$. Отже, молярна маса амоніаку $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$.

3. Обчислюємо кількість речовини амоніаку в порції масою 68 г: $68 \text{ г} : 17 \text{ г/моль} = 4 \text{ моль}$.

4. Обчислюємо об'єм порції амоніаку кількістю речовини 4 моль за формулою $V = n \cdot V_m$. $V = 4 \cdot 22,4 = 89,6 \text{ (л)}$.

В і д н о в і д ь: об'єм амоніаку масою 68 г за нормальних умов становить 89,6 л.

Відтепер ви знаєте, що кількість речовини ν для газу можна обчислити, якщо відома маса чи об'єм його порції. Тобто для однієї і тієї самої порції

газоподібної речовини справджуються дві формули: $n = \frac{m}{M}$ та $n = \frac{V}{V_m}$.

Прирівняємо їхні 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); $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$ (2); $M = \frac{m \cdot V_m}{V}$ (3).

Усі три формули широко використовуються в хімічній практиці для газоподібних речовин. 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.



Стисло про основне

- ✓ Нормальні умови (н.у.) — температура 0 °С і тиск 101,3 кПа.
- ✓ Порція будь-якого газу кількістю речовини 1 моль за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.
- ✓ Об'єм 1 моль будь-якого газу речовини дістав назву молярного об'єму, що позначається V_m .
- ✓ Італійський учений Амедео Авогадро відкрив закон, названий на його честь законом Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових температури й тиску міститься однакова кількість молекул.
- ✓ Для обчислення об'єму порції газу потрібно кількість речовини в цій порції помножити на молярний об'єм: $V = n \cdot V_m$.
- ✓ Масу порції речовини, її об'єм, а також молярну масу речовини можна визначити за формулами: $m = \frac{M \cdot V}{V_m}$; $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$; $M = \frac{m \cdot V_m}{V}$.

Знаємо, розуміємо

1. Що розуміють під молярним об'ємом газів? Які умови дістали назву нормальних?
2. Дослідіть за малюнком 39, скільки молекул міститься в різних газах кількістю речовини 1 моль.
3. Дослідіть за малюнком 39, який об'єм займає 1 моль будь-якої газоподібної речовини за нормальних умов.

Застосовуємо

63. Обчисліть молярний об'єм водню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює 0,089285 г/л.
64. Обчисліть кількість речовини кисню, що за нормальних умов має об'єм 56 л.
65. Обчисліть об'єм за нормальних умов порції вуглекислого газу масою 88 г.
66. Обчисліть об'єм (н.у.) порції азоту, що містить $24,08 \cdot 10^{23}$ атомів.
67. Поміркуйте, більший чи менший об'єм займе кисень кількістю речовини 1 моль за температури 40 °С, ніж за нормальних умов.

§ 24.

Відносна густина газів. Обчислення з використанням відносної густини газів

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 (вимовляється «ро»). Вона є характеристикою речовини, що кількісно визначається відношенням маси до об'єму в абсолютно густому 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 великою літерою D (вимовляється «де»)) латинського алфавіту).

Відносна густина одного газу за іншим газом (D) — це відношення густини одного газу (ρ_1) до густини іншого газу (ρ_2), вимірених 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 про те, що густини газів відносяться між собою, як їхні 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 газу, для якого визначають відносну густину; M_{r2} — відносна молекулярна маса газу, за яким визначають густину.

Внизу справа після літери D пишуть формулу газу, за яким 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 спочатку потрібно обчислювати відносні молекулярні маси обох газів.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

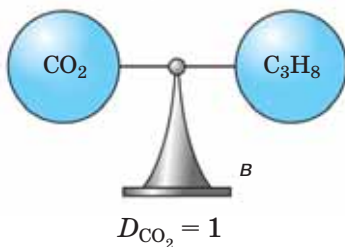
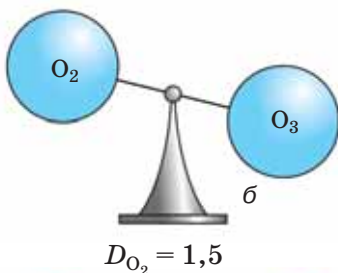
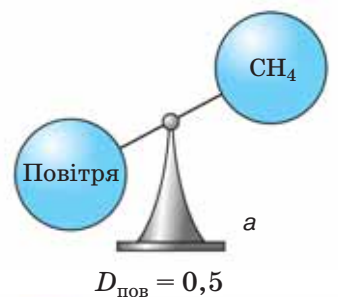
- ♦ давати визначення відносної густини газів;
- ♦ розрізняти густину речовини та відносну густину газів;
- ♦ обчислювати відносну густину газу за іншим газом.

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 густина газів можна обчислювати за будь-яким газом — воднем, киснем (мал. 40), вуглекислим газом тощо, а також за газоподібними сумішами. Якщо говорять про газоподібні 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. Найчастіше відносну густина газів обчислюють за воднем і повітрям.

Середня відносна молекулярна маса повітря за нормальних умов дорівнює 29.



Мал. 40

Відносні густини газів:

а — метану за повітрям;

б — озону за киснем;

в — пропану за карбон(IV) оксидом

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.

Обчисліть відносну густина кисню за воднем (D_{H_2}).

Розв'язання

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32;$$

$$M_r(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2.$$

Обчислення проведемо за формулою:

$$D = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)}.$$

$$D_{\text{H}_2} = \frac{32}{2} = 16.$$

Відповідь: густина кисню за воднем дорівнює 16, тобто кисень у 16 разів важчий за водень, а водень у стільки само разів легший від кисню.

Щоразу, обчислюючи відносну густина газу за воднем, у знаменнику маємо записувати число 2 (саме такою є відносна молекулярна маса цієї речовини). Тому формулу для обчислення відносної густини газів за воднем подають у такому вигляді.

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газу})}{2}$$

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 поданою формулою.

$$D_{\text{пов}} = \frac{M_r(\text{газу})}{29}$$

Звідси: $M_r = D_{\text{пов}} \cdot 29$.

Приклад 2. Обчисліть відносну густину кисню за повітрям ($D_{\text{пов}}$).

Розв'язання

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_r(\text{пов}) = 29;$$

$$D_{\text{пов}} = \frac{32}{29} = 1,1.$$

Відповідь: відносна густина кисню за повітрям $D_{\text{пов}} = 1,1$.

Як бачимо, кисень дещо важчий за повітря, тому для його збирання витісненням повітря посудину розташовують донизу дном.

Приклад 3. Обчисліть відносну густину водню за повітрям ($D_{\text{пов}}$).

Розв'язання

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2; \quad M_r(\text{пов}) = 29;$$

$$D_{\text{пов}} = \frac{2}{29} = 0,07.$$

Відповідь: відносна густина водню за повітрям $D_{\text{пов}} = 0,07$.

У розглянутих прикладах кисень важчий за водень та повітря, тоді як водень легший від повітря. Ці та інші приклади доводять: якщо відносна густина газу більша за одиницю, він важчий, ніж той, з яким його порівнюють. І навпаки, якщо одержана величина менша від одиниці, газ легший, ніж той, з яким його порівнюють.

Похідними формули відносної густини газів є такі формули:

$$M_{r2} = \frac{M_{r1}}{D}$$

$$M_{r1} = D \cdot M_{r2}$$

Приклад 4. Обчисліть відносну молекулярну масу газу, відносна густина якого за повітрям дорівнює 2.

Розв'язання

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M_r(\text{газу})}{M_r(\text{повітря})}; \quad M_r(\text{газу}) = D_{\text{пов.}} \cdot M_r(\text{повітря}) = 2 \cdot 29 = 58.$$

Відповідь: відносна молекулярна маса газу дорівнює 58.



Пригадайте! У 7 класі ви вивчали добування та збирання кисню. Поміркуйте, як треба розташовувати посудину для збирання газоподібної речовини, легшої за повітря, щоб зібрати її способом витіснення повітря.

Приклад 5.

Бінарна сполука Нітрогену з Гідрогеном має густину за воднем 8,5. Установіть хімічну формулу речовини, якщо масова частка Нітрогену в речовині дорівнює 82 %.

Д а н о:

$$D_{\text{H}_2}(\text{N}_x\text{H}_y) = 8,5$$

$$\omega(\text{N}) = 82\%, \text{ або } 0,82$$

$$x - ? \quad y - ?$$

Р о з в' я з а н н я

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r}{2}; \quad \omega(\text{E}) = \frac{x \cdot A_r(\text{E})}{M_r \text{ сполуки}};$$

$$A_r(\text{N}) = 14; \quad A_r(\text{H}) = 1.$$

$$M_r(\text{N}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot 2 = 8,5 \cdot 2 = 17;$$

$$x \cdot A_r(\text{N}) = \omega(\text{N}) \cdot M_r;$$

$$x \cdot A_r(\text{N}) = 0,82 \cdot 17 \approx 14.$$

Оскільки відносна атомна маса Нітрогену $A_r(\text{N}) = 14$, то $x = 1$:

$$x = \frac{14}{A_r(\text{N})} = \frac{14}{14} = 1.$$

Якщо масова частка Нітрогену $\omega(\text{N}) = 0,82$, то масова частка Гідрогену $\omega(\text{H}) = 1 - \omega(\text{N}) = 1 - 0,82 = 0,18$.

$$y \cdot A_r(\text{H}) = \omega(\text{H}) \cdot M_r = 0,18 \cdot 17 \approx 3.$$

Оскільки відносна атомна маса Гідрогену $A_r(\text{H}) = 1$, то $y = 3$:

$$y = \frac{3}{A_r(\text{H})} = \frac{3}{1} = 3.$$

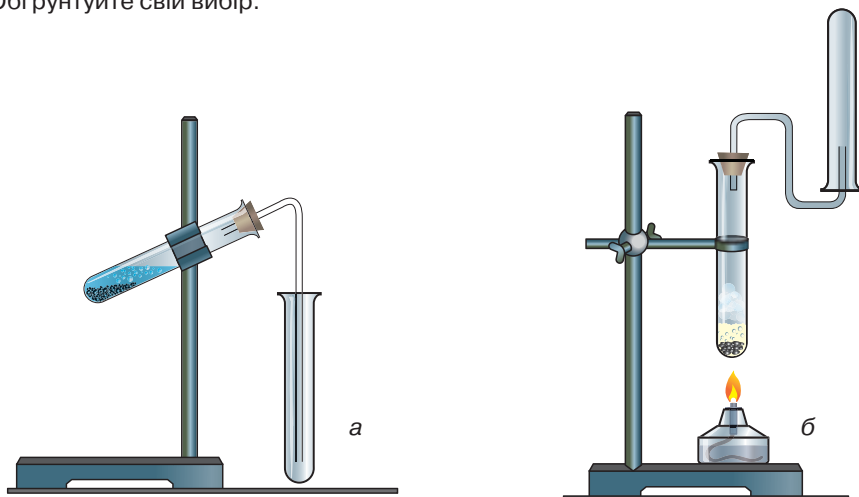
В і д п о в і д ь: формула сполуки — NH_3 .



Стисло про основне

- ✓ Густина речовини обчислюють за формулою $\rho = m/V$.
- ✓ Відносна густина газів — 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: $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}; D = \frac{M_1}{M_2}$.
- ✓ Густина за повітрям обчислюють за формулою $D_{\text{пов}} = \frac{M_r \text{ газу}}{29}$.
- ✓ 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.

1. Сформулюйте визначення фізичної величини «густина речовини».
2. Дайте визначення відносної густини газів. За якими формулами її обчислюють?
3. Обчисліть густину хлору за воднем та повітрям.
4. Учням потрібно дослідним шляхом добути та зібрати в пробірку нітроген(IV) оксид. Думки учнів щодо способу збирання цього газу розділились. Одні учні вирішили збирати нітроген(IV) оксид, тримаючи пробірку донизу дном, інші — догори дном. Поясніть, хто з них помилявся та чому.
5. Які з перелічених газів підходять для наповнення аеростатів: водень, кисень, гелій, карбон(IV) оксид? Відповідь поясніть.
6. Зазначте правильне розташування пробірки для збирання карбон(IV) оксиду. Обґрунтуйте свій вибір.



7. Що важче: 1 л кисню чи 1 л чадного газу CO (н. у.)? Відповідь обґрунтуйте.

Застосовуємо

68. Розгляньте малюнок 40 на с. 130 і поясніть, чому саме так розташовані шальки терезів за зважування однакових об'ємів зазначених на малюнках газів. Як, на вашу думку, розташуються шальки терезів, якщо на них помістити кульки однакового об'єму, наповнені:
 - а) повітрям і воднем;
 - б) карбон(II) оксидом і азотом;
 - в) карбон(IV) оксидом і хлором;
 - г) воднем і гелієм?
69. Ми звикли говорити й чути вислови *порожня чашка*, *порожня банка*. Чи правильно це? Наскільки легшою є насправді порожня посудина об'ємом 3 л, яку після викачування повітря герметично закрили, від тієї, що стоїть у кімнаті відкритою (н.у.)?
70. Обчисліть відносну густину: а) азоту за нітроген(II) оксидом; б) метану за повітрям.
71. Обчисліть молярну масу газу, густина за киснем якого дорівнює 2.

§ 25.

Взаємозв'язок між фізичними величинами

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ пригадати фізичні величини, їхні позначення та одиниці вимірювання;
- ◆ узагальнити вивчений у цій темі навчальний матеріал;
- ◆ виконувати обчислення з використанням поняття «кількість речовини».

Попрацюйте групами

Переконайтеся, що кожен із вас добре знає основні фізичні величини, за якими характеризують речовини, а також позначення й одиниці вимірювання цих величин. А для цього доповніть у зошиті подану таблицю інформацією, якої в ній не вистачає.

№	Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення величини	Одиниці вимірювання
1			$M = \frac{m}{n}$	
2	маса речовини			
3		n		
4			$V = V_m \cdot n$	
5				$\frac{\text{л}}{\text{моль}}$ $\frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$
6	густина			
7			$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$	

Знання взаємозв'язку між фізичними величинами та хімічними формулами речовин дає змогу здійснювати різноманітні обчислення.

Розглянемо це на конкретних прикладах.

Приклад

Схарактеризуйте порцію озону O_3 , у якій міститься $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул, за відомими вам фізичними величинами.

Розв'язання

1. За формулою $n = \frac{N}{N_A}$ обчислимо кількість речовини озону.

$$18,06 \cdot 10^{23} : 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \text{ моль}$$

2. За хімічною формулою O_3 обчислимо молярну масу озону. Спочатку визначимо відносну молекулярну масу озону: $M_r(O_3) = 3 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 16 = 48$, оскільки відносна молекулярна маса дорівнює молярній масі, вираженій у грамах на моль, то $M(O_3) = 48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

3. За формулою $V = V_m \cdot n$ обчислимо об'єм озону.

$$V(O_3) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$$

4. Обчислимо кількість атомів Оксигену в порції озону, що містить $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул.

$$18,06 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 54,18 \cdot 10^{23}$$

Працюйте групами

Застосуйте здобуті знання для проведення обчислень за поданими 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 суміш газів, 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 леткої сполуки Нітрогену з Гідрогеном.

Задача 5.

Проведіть обчислення і визначте, яка порція займає найбільший об'єм (н.у.): а) гідроген хлорид масою 73 г; б) озон, що містить $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул; в) амоніак кількістю речовини 1 моль.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Уявний експеримент. Дві посудини однакової маси та об'єму заповнили киснем і вуглекислим газом і кожну щільно закрили притертими пробками.

Завдання. Як, не відкриваючи посудин, можна дізнатись, у якій з них міститься кисень, а в якій — вуглекислий газ?



Сторінка ерудита

Перенасичення вуглекислим газом є небезпечним для організму людини й тварин. Установлено: якщо вміст вуглекислого газу в повітрі перевищує 10 %, у живої істоти настає втрата свідомості й навіть смерть.

В Італії існує печера, яку названо «Собача печера». До неї не рекомендують заходити із собакою. А все тому, що печера майже на половину людського зросту заповнена вуглекислим газом.

Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за повітрям, і ви зрозумієте, чому людина деякий час може безпечно перебувати в цій печері, тоді як для собаки перебування в ній від самого початку є небезпечним.



У «Собачій печері»

Знаємо, розуміємо

1. Наведіть формули для обчислення маси, об'єму, кількості речовини, відносної густини газів. Укажіть одиниці вимірювання.
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 з газів?
4. Однаковою чи різною буде кількість речовини в порціях кисню масою 32 г та об'ємом 22,4 л (н.у.)?
5. Відповідаючи на запитання про кількість атомів Оксигену в 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 такою відповіддю?
6. Є порції натрій хлориду та сульфур(IV) оксиду кількістю речовини 2 моль кожна. У якій з них міститься більше структурних частинок?

Застосовуємо

72. Обчисліть масу порції пропану C_3H_8 об'ємом 112 л (н.у.).
73. Де більше атомів: у порції гідроген сульфіді H_2S масою 17 г чи порції амоніаку NH_3 масою 8,5 г?
74. Відносна густина газу за амоніаком дорівнює 2. Обчисліть відносну густину цього газу за воднем.
75. Обчисліть відносну густину газу за карбон(IV) оксидом, якщо маса порції невідомого газу об'ємом 5,6 л (н.у.) дорівнює 11 г.
76. Маса порції газу об'ємом 0,25 л (н.у.) дорівнює 0,893 г. Обчисліть молярну масу цього газу й відносну густину за метаном.



Виконання завдань різної складності



1. Укажіть позначення кількості речовини.
А m Б V В D Г ν
2. Укажіть одиницю вимірювання кількості 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 й 448 л водню?
А одна Б дві В три Г чотири
7. Укажіть кількість 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. Розмістіть формули речовин за ЗБІЛЬШЕННЯМ їхніх молярних мас.
А H_2O_2 Б H_2 В O_2 Г H_2O
9. Укажіть кількість речовини кисню, у якій міститься стільки само атомів Оксигену, скільки їх є в ортофосфатній кислоті H_3PO_4 кількістю речовини 4 моль.
А 2 моль Б 4 моль В 6 моль Г 8 моль
10. Проаналізуйте твердження та оберіть те, що вважаєте правильним.
Твердження 1. У порціях гелію та кисню масою 40 г кожна міститься однакова кількість молекул.
Твердження 2. У порціях гелію та кисню об'ємом 44,8 л (н. у.) міститься однакова кількість молекул.
11. Укажіть кількість речовини азоту в порції, що містить $301 \cdot 10^{23}$ молекул цього газу.
А 50 моль Б 100 моль В 200 моль Г 301 моль

12. Укажіть кількість речовини водню, маса якого однакова з масою $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул азоту.

А 1 моль

Б 3 моль

В 5 моль

Г 7 моль

13. На фотографії зображено апарат Кіппа — прилад, у якому добувають водень у лабораторії.

Як правильно розташувати пробірку для наповнення її цим газом?

А донизу дном

Б догори дном

В горизонтально

Г під кутом



14. Проаналізуйте твердження та оберіть те, яке 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 у вас удома, увідповідніть масу порції речовини та кількість речовини в цій порції.

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 ₃ COOH)	В	0,1 моль
4	38,1 г йоду (I ₂)	Г	0,3 моль
		Д	0,15 моль

17. Обчисліть масу кисню (заокруглити до цілого числа) в одній кисневій подушці об'ємом 25 л за нормальних умов.

А 25 г

Б 16 г

В 32 г

Г 36 г



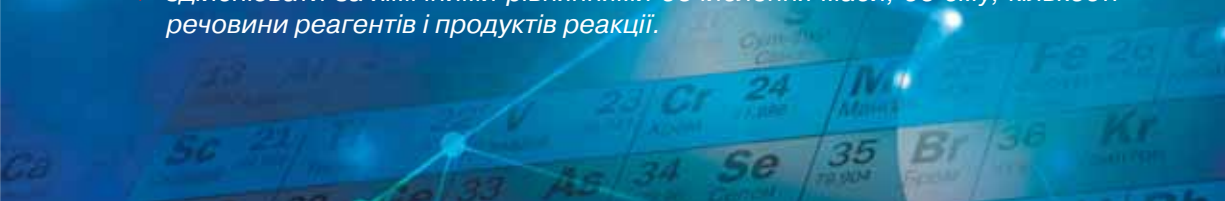
Тема 4. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

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



Матеріал теми дає вам змогу:

- ◆ закріпити знання про періодичну систему хімічних елементів, кількість речовини та 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 класі;
- ◆ поповнити знання хімічної мови сучасною науковою термінологією основних класів неорганічних сполук;
- ◆ зрозуміти властивості оксидів, основ, кислот, солей;
- ◆ обґрунтувати 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.





Поняття про оксиди. Номенклатура і фізичні властивості оксидів

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ називати оксиди за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ◆ складати за назвою оксиду його хімічну формулу;
- ◆ характеризувати фізичні властивості оксидів.

Про поділ речовин на дві великі групи — органічні та неорганічні речовини — ви знаєте ще з курсу природознавства та уроків хімії в 7 класі.

Хоча неорганічних речовин у десятки разів менше, ніж органічних, їхній якісний склад порівняно з органічними речовинами набагато різноманітніший. Майже всі металічні та неметалічні елементи трапляються у складі неорганічних речовин. Неорганічні речовини класифікують на основі їх складу, будови та властивостей.

За складом, будовою та властивостями неорганічні речовини поділяють на **класи неорганічних сполук** — оксиди, кислоти, основи, солі.

СКЛАД ОКСИДІВ. З'ясуємо склад оксидів на прикладі поданих формул:

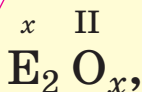


Кожна формула складається з атомів двох хімічних елементів, одним з яких є Оксиген. Вам відомо, що бінарні сполуки Оксигену з металічним або неметалічним хімічним елементом називають оксидами. Тож якісний склад формул речовин свідчить про належність їх до оксидів.

У складі розглянутих формул наявні металічні й неметалічні хімічні елементи, елементи зі сталою та змінною валентністю. Але обов'язково наявний Оксиген. На підставі цього формулюємо визначення оксидів.

Оксид — це бінарна сполука будь-якого хімічного елемента з Оксигеном (винятки: оксиген фторид (OF_2); пероксиди (H_2O_2)).

Позначимо сполучений з Оксигеном металічний чи неметалічний елемент великою літерою E й запишемо загальну формулу оксидів:



де x — валентність елемента й індекс Оксигену.

Якщо при складанні формул оксидів індекси виявляються парними числами, то їх варто скоротити на 2, наприклад:



Після скорочення на 2 одержуємо формулу оксиду:



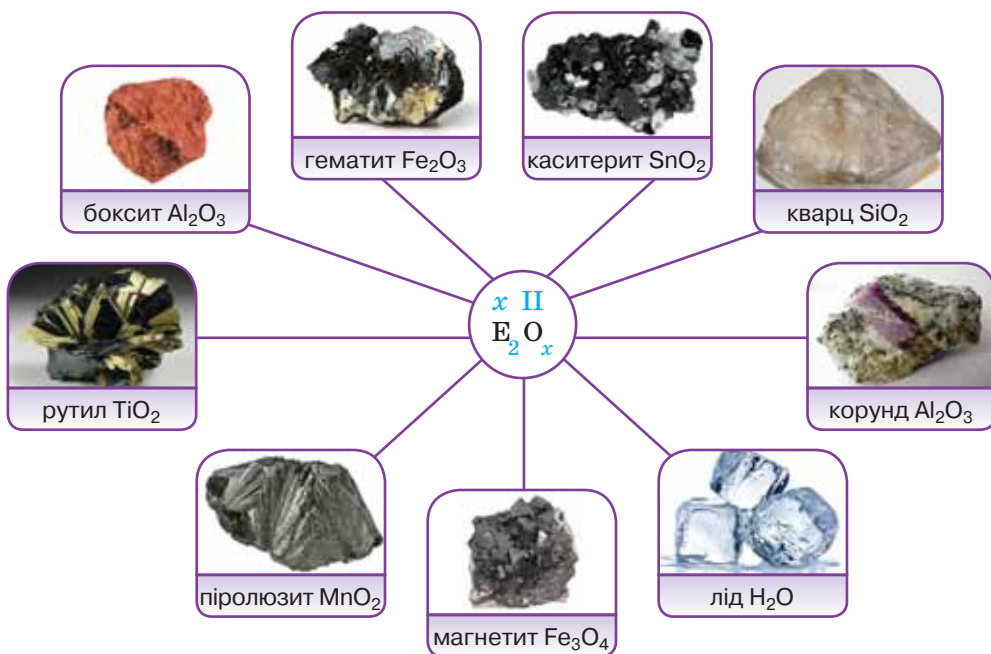
НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДІВ. До запровадження порядку складання, запису та читання назв речовин, тобто їх **номенклатури**, оксиди, як і багато інших речовин, називали довільно. Нині користуються сучасною науковою українською номенклатурою оксидів.

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 відступу не роблять.

За цими правилами, оксид, формула якого Fe_2O_3 , має назву «ферум(III) оксид», а оксид з формулою FeO — «ферум(II) оксид».



ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ. Оксиди за нормальних умов різні за агрегатним станом. Так, купрум(II) оксид (CuO) — тверда речовина чорного кольору, карбон(IV) оксид CO₂ — безбарвний газ, гідроген оксид H₂O — безбарвна прозора рідина. І все ж серед оксидів переважають тверді речовини (мал. 41, с. 141), які здебільшого мають білий колір (наприклад, цинк оксид, алюміній оксид, кальцій оксид). Безбарвними є газоподібні 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(I) оксид — червоно-цегляний.

Серед оксидів є шкідливі для здоров'я людини. Це карбон(II) оксид, сульфур(IV) оксид, нітроген(I) оксид, нітроген(IV) оксид та інші.

Працюйте групами

1. Визначте й запишіть у зошит валентність елементів у поданих 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.



Стисло про основне

- ✓ Оксид — це бінарна сполука будь-якого елемента з Оксигеном (є винятки).
- ✓ Загальна формула оксидів E_2O_x .
- ✓ В оксидах Оксиген виявляє сталу 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 в нього змінна) і слова «оксид».
- ✓ Фізичні властивості оксидів досить різноманітні. За звичайних умов серед них трапляються речовини трьох агрегатних станів — твердого, рідкого, газоподібного.



Працюємо з медійними 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.



Крім оксидів, є інші групи бінарних сполук елементів з Оксигеном, зокрема **перокси́ди** (префікс «пер» означає «надлишок, понад»). Тобто перокси́ди маю́ть більше атомів Оксигену, ніж їх повинно бути, з огляду на усталене правило щодо валентності елемента Оксигену в оксидах. Справді, відомий вам гідроген пероксид H_2O_2 (пере́кис водню) має на один атом Оксигену більше, ніж вода H_2O . На перший погляд здається, що Оксиген у цій сполуці одновалентний. Але насправді в оксидах і пероксидах Оксиген виявляє однакову валентність II, і це добре видно зі структурної формули гідроген пероксиду:



Порівняємо структурну формулу гідроген пероксиду зі структурною формулою води:



З'ясуємо, в 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:



тоді як у пероксидах завжди наявний оксигеновий ланцюжок:

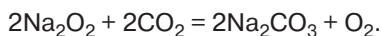


У пероксидах атоми Оксигену одним ковалентним зв'язком сполучаються між собою, а другим — з атомом іншого хімічного елемента.

Перокси́ди широко застосовуються. 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 одержання 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:



Знаємо, розуміємо

- Сформулюйте визначення оксидів, наведіть приклади.
- Назвіть правила номенклатури оксидів, наведіть приклади.
- На прикладі двох–трьох оксидів схарактеризуйте фізичні властивості оксидів.
- Знайдіть помилки, допущені в назвах деяких оксидів, і виправте їх відповідно до сучасної наукової української номенклатури:
 K_2O — калій(I) оксид; CaO — кальцій оксид; CO — карбон оксид;
 SO_3 — сульфур(VI) оксид; Na_2O — оксид натрію; Al_2O_3 — алюміній(III) оксид.
- Укажіть пари хімічних формул оксидів з однаковою валентністю елементів.

A CaO і N_2O **Б** Al_2O_3 і BaO **В** NO_2 і MnO_2 **Г** MgO і CO

6. Укажіть пару хімічних формул, що складається лише з формул оксидів.

A HBr і NO **Б** H₂O і Na₂O₂ **В** NH₃ і CaS **Г** ZnO і CuO

7. Зазначте рядок з хімічними формулами оксидів, що мають твердий агрегатний стан (н. у.).

A натрій оксид, купрум(II) оксид, карбон(II) 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

77. У запропонованому переліку зазначте формули оксидів, покласифікуйте їх на оксиди металічних й оксиди неметалічних елементів:

SiO₂, MgO, SiH₄, SO₃, NO, FeO, Cl₂O₇, N₂O₃, CaCl₂, Fe₂O₃, CO, CaO, Na₂O, KOH, HCl, K₂O₂.

78. Назвіть оксиди, формули яких зазначено в завданні 77, за сучасною науковою українською номенклатурою.

79. 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?

80. Заповніть у зошитах таблицю формулами оксидів поданих елементів. Зазначте назви цих оксидів.

Елемент	Формула оксиду	Назва оксиду
Li		
Ba		
S (VI)		
P (V)		

81. Обчисліть густину за повітрям таких оксидів:

а) нітроген(IV) оксиду; б) карбон(II) оксиду; в) сульфур(IV) оксиду.

82. Склад смарагдово-зеленого мінералу малахіту позначається хімічною формулою Cu₂CH₂O₅. Складіть рівняння реакції розкладу цієї речовини, якщо відомо, що всі продукти реакції належать до оксидів, а валентність Купруму — II.

83. Увідповідніть назви речовин і тип кристалічних ґраток.

Назва речовини		Тип кристалічних ґраток	
1	кисень	A	йонний
2	силіцій(IV) оксид	Б	молекулярний
3	алюміній оксид	В	атомний
		Г	інший

§ 28.

Поняття про кислоти

З курсу природознавства ви знаєте про етанову (оцтову) кислоту, в 7 класі згадувалися сульфатна кислота H_2SO_4 і хлоридна кислота HCl . Лимонна кислота міститься в плодах лимонів і надає їм кислого смаку.

Зверніть увагу на те, що в назвах цих речовин 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 таке кислоти?

КИСЛОТИ ТА ЇХ СКЛАД. Передусім це складні речовини молекулярної будови. Подібно до оксидів, їхні формули мають два складники:



Перший з них — атоми Гідрогену — наявний у складі всіх кислот. За цією ознакою, а також за здатністю атомів Гідрогену заміщуватись атомами металічних елементів розпізнають **кислоти**. Якісний склад цих речовин підтверджує наявність одного або кількох атомів Гідрогену в молекулі.

Другий складник, що залишився після проведеного нами поділу формул, називається **кислотним залишком**. На відміну від першого складника, у всіх кислот він різний.

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 металічних елементів, а в амоніаку — ні*.

Кислота — це неорганічна сполука, що складається з атомів Гідрогену, здатних заміщуватись атомами металічних елементів, та кислотного залишку.

НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ. Індивідуальна назва кожної кислоти складається з двох слів, ужитих у називному відмінку — назви кислотного залишку і слова «кислота».

Працюйте з групами

Ознайомтеся з таблицею 13 на с. 146. До неї занесено неорганічні кислоти, які вам будуть траплятися найчастіше. Вивчіть їхні назви, запам'ятайте формули. Без цього ви не зможете надалі успішно вивчати хімію.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ розпізнавати кислоти за їхніми молекулярними формулами;
- ♦ називати кислоти за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ♦ визначати за формулою кислоти валентність кислотного залишку;
- ♦ характеризувати фізичні властивості кислот.

Формули й назви кислот

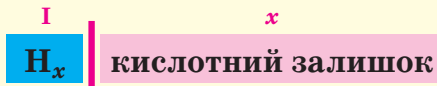
КИСЛОТА			КИСЛОТНИЙ ЗАЛИШОК		
Формула	Назва		Склад	Валентність	Назва
	сучасна українська	тривіальна (традиційна)			
HCl	хлоридна	соляна	Cl	I	хлорид
HNO ₃	нітратна	азотна	NO ₃	I	нітрат
H ₂ SO ₄	сульфатна	сірчана	SO ₄	II	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	сірчиста	SO ₃	II	сульфіт
H ₂ S	сульфідна	сірководнева	S	II	сульфід
H ₂ SiO ₃	силікатна	кремнієва	SiO ₃	II	силікат
H ₂ CO ₃	карбонатна	вугільна	CO ₃	II	карбонат
H ₃ PO 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 щойно поповнилися інформацією про *валентність кислотних залишків*. Виявляється, що кислотні залишки теж здатні заміщувати певну кількість атомів чи груп атомів.

Як зазначено в таблиці 13, 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 загальній формулі.



Валентність кислотного залишку (x) 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:

- ◆ кількістю атомів Гідрогену в молекулі;
- ◆ вмістом Оксигену у складі кислотного залишку.

Зверніться до схеми 10, з'ясуйте сутність кожної з класифікацій та доберіть приклади.

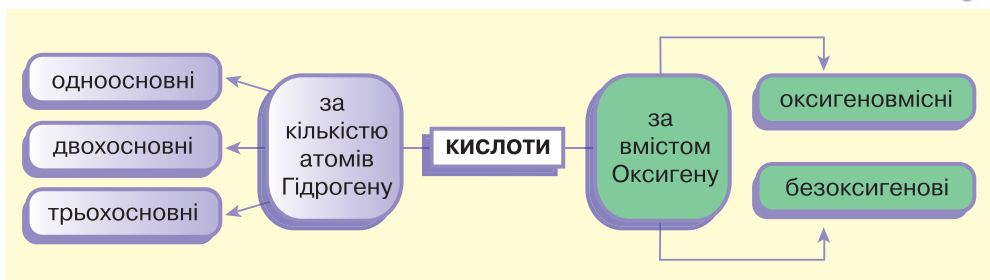


Схема 10 Класифікація кислот

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ. Серед неорганічних кислот переважають рідини, зовсім мало твердих речовин (серед поданих у таблиці лише ортофосфатна та силікатна) і немає газів. Хоча деякі кислоти одержують розчиненням газоподібної 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 та 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, за вдихання парів подразнюють слизові оболонки органів дихання. Потрапляючи на шкіру, спричиняють 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, деякі пластмаси й гуму (винятком є фторидна кислота HF). Робота із чистими кислотами чи їх концентрованими розчинами вимагає постійної уваги й акуратності. Обов'язково використовують захисний фартух з полівінілхлоридного матеріалу, гумові рукавички та окуляри.

Безпечна робота з кислотами у шкільному хімічному кабінеті досягається за рахунок того, що учні працюють з розведеними кислотами, а не чистими речовинами чи їх концентрованими розчинами. Проте в будь-якому разі не можна допускати потрапляння навіть розведених кислот на одяг чи тіло, а особливо в очі.

Якщо раптом кислота потрапить на одяг чи на відкриту ділянку шкіри, то місце потрапляння потрібно ретельно промити водою, а краще слабким розчином харчової соди.

Усі кислоти важчі за воду, через що під час виготовлення їхніх розчинів кислоту ллють у воду (у жодному разі не навпаки!) невеликими порціями, помішуючи скляною паличкою.

ПАМ'ЯТАЙТЕ!

**У хімічному кабінеті НІКОЛИ 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 металічних елементів, та кислотних залишків.
- ✓ За сучасною українською номенклатурою назва кислоти складається з назви її кислотного залишку з додаванням суфіксу «на» і слова «кислота».
- ✓ Валентність кислотного залишку визначається кількістю атомів Гідрогену, які можуть бути заміщені атомами металічного елемента.
- ✓ Користуючись кислотами, необхідно дотримуватися правил безпечної роботи з ними.
- ✓ За кількістю атомів Гідрогену кислоти бувають одноосновні та багатоосновні, а за вмістом атомів Оксигену — оксигеновмісні та безоксигенові.
- ✓ Більшість кислот добре розчинні у воді. Деякі з них, наприклад, хлоридну, сульфідну, одержують за допомогою розчинення у воді відповідної легкої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном.



Сторінка ерудита

Назви кислот (сірчана, соляна та інші) з'явилися в останньому десятилітті 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 розробила Українська національна комісія з хімічної термінології й номенклатури (1994 р.). Комісією визначено назви оксидів, кислот, основ і солей, якими ви будете користуватися, вивчаючи хімію.

Ви вже встигли відчувати 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 H₂ 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».

1. Сформулюйте визначення 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 назву оксигеновмісної кислоти з двовалентним кислотним залишком.
 - А сульфідна
 - Б ортофосфатна
 - В нітратна
 - Г сульфатна
7. Укажіть пару безоксигенових кислот.
 - А хлоридна й нітратна
 - Б сульфідна й хлоридна
 - В сульфатна й сульфідна
 - Г ортофосфатна й карбонатна
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

84. З поданого 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?
85. Визначте валентність кислотних залишків у формулах кислот:
 HNO_2 , HPO_3 , H_2SeO_4 , HMnO_4 .
86. Укажіть 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.
87. Підготуйте запитання чи завдання, яке зможете запропонувати однокласникам на уроці.
88. Дізнайтеся в дорослих та з етикеток на продуктах харчування і засобах побутової хімії про наявність у їх складі кислот. Обміняйтеся з однокласниками отриманою інформацією.
89. 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 $1,19 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

§ 29.

Склад і номенклатура основ. Фізичні властивості основ

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

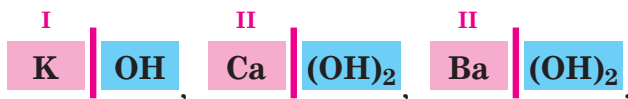
- називати основи за сучасною науковою українською номенклатурою;
- складати хімічні формули основ;
- характеризувати фізичні властивості основ;
- розповісти про запобіжні заходи під час роботи з лугами.

СКЛАД ОСНОВ. Основи, як і оксиди й кислоти, належать до складних неорганічних речовин. Малюнок 42 ознайомлює вас із представниками цього класу неорганічних сполук.

З'ясуємо, з яких частин складається формула будь-якої основи, скориставшись таким переліком формул:



Поділимо формули рискою на дві частини так, щоб до першої потрапив символ металічного елемента, а до другої — група атомів OH . Напишемо над символом металічного елемента його валентність:



У всіх 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. 42

Зразки основ: а — калій гідроксид; б — натрій гідроксид; в — хром(II) гідроксид; г — купрум(II) гідроксид; д — ферум(III) гідроксид

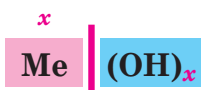
Поняття валентності застосовують не лише до одиничних атомів, а й до деяких груп атомів. Має свою валентність і гідроксильна група ОН. Вона *одновалентна*.



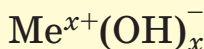
Поміркуйте й виведіть залежність між валентністю металічного елемента та індексом гідроксильної групи ОН у хімічних формулах основ.

Осно́ва — це складна речовина, формульна одиниця якої складається з металічного елемента й однієї чи кількох одновалентних гідроксильних груп ОН.

Залежність між валентністю металічного елемента та кількістю гідроксильних груп дає змогу записати формулу основ у загальному вигляді:



Варто зазначити, що основи — речовини не молекулярної, а йонної будови, тому їхні формули відображають співвідношення катіонів металічного елемента Me^{x+} 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: КОН — калій гідроксид.

Якщо металічний елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви металічного елемента без інтервалу: $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гідроксид. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

У деяких основ збереглися також історичні назви: КОН — їдке калі, NaOH — їдкий натр.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛ ОСНОВ. Розглянемо на прикладах, як скласти формулу основи та визначити валентність металічного елемента за формулою основи.

Приклад 1. Складіть формулу магній гідроксиду.

Розв'язання

Користуючись визначенням основ, записуємо першим символ металічного елемента Магнію, а після нього — гідроксильну групу ОН.



Магній має постійну валентність II. Тож і гідроксильних груп у формулі цієї основи буде дві.

Відповідь: формула магній гідроксиду — $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Приклад 2.

Визначте валентність Купруму у формулах основ CuOH і $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Розв'язання

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: $\overset{\text{I}}{\text{CuOH}}$, $\overset{\text{II}}{\text{Cu}(\text{OH})_2}$.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ТА КЛАСИФІКАЦІЯ ОСНОВ. Основи — тверді кристалічні речовини йонної будови, переважно білого кольору, хоча трапляються й інших кольорів. Зокрема, купрум(II) гідроксид — блакитний, ферум(III) гідроксид — коричневий (див. мал. 42 на с. 150).

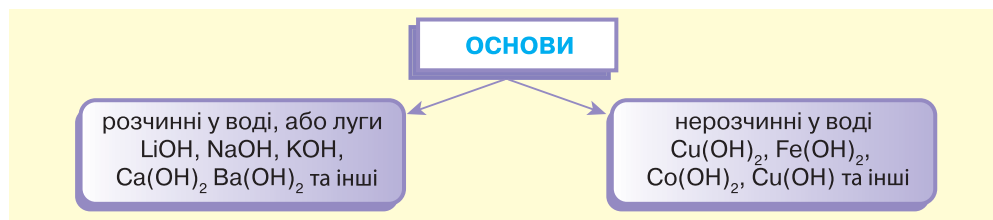
За здатністю розчинятися у воді основи бувають *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні*. Переважають нерозчинні основи, наприклад, ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$, купрум(II) гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Серед добре розчинних — натрій гідроксид NaOH , калій гідроксид KOH . Їхні 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.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ЛУГАМИ. Тверді луѓи та їхні розчини роз'їдають тканину, папір, спричиняють 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; стежити, щоб розчин не потрапив на відкриті ділянки шкіри, в очі, на одяг, парту, підлогу, книжки чи зошити. І тут у пригоді стане захисний одяг (халат, фартух) і захисні окуляри. Посуд з розчином лугу слід тримати закритим, щоб луг не реагував з вуглекислим газом, завжди наявним у повітрі.

Якщо ви випадково 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 слабким розчином борної чи лимонної кислоти.

КЛАСИФІКАЦІЇ ОСНОВ. Одна з класифікацій основ, здійснена за такою фізичною характеристикою, як здатність розчинятися у воді, — це поділ основ на розчинні, або *луѓи*, та *нерозчинні*.



З таблиці розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. Додаток 2, с. 237) завжди можна дізнатися, до якої групи за здатністю розчинятися у воді належить та чи інша основа.

Ще одна класифікація основ пов'язана з кількістю гідроксильних груп у хімічній формулі. Основи з однією гідроксильною групою в хімічній формулі дістали назву *однокислотних*, із двома й більше — *багатокислотних*.



Поміркуйте та самостійно доберіть приклади основ для цієї класифікації.

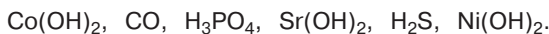
Стисло про основне



- ✓ До основ належать складні речовини немалекулярної будови, формульні одиниці яких складаються з одного атома металічного елемента й однієї або кількох гідроксильних груп OH.
- ✓ Кількість гідроксильних груп у формульній одиниці основи дорівнює валентності металічного елемента, тому в загальному вигляді основи мають формулу $\text{Me}(\text{OH})_x$.
- ✓ Сучасна назва основ складається з двох слів: назви металічного елемента і слова «гідроксид». Якщо металічний елемент виявляє змінну валентність, то після його назви в дужках без відступу зазначається валентність.
- ✓ За звичайних умов основи перебувають у твердому стані, частина з них добре розчиняється у воді.
- ✓ Луги — розчинні у воді основи.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення основ.
2. Схарактеризуйте фізичні властивості основ.
3. Яку валентність має гідроксильна група OH?
4. Яких заходів безпеки ви будете дотримуватися під час роботи з лугами?
5. Назвіть відомі вам класифікації основ, наведіть приклади речовин.
6. У поданому переліку формул зазначте формули основ:



Застосовуємо

90. Визначте валентність металічних елементів за формулами основ:
 CsOH , $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Th}(\text{OH})_3$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, CuOH .
91. Складіть формули основ за їхніми назвами: літій гідроксид, магній гідроксид, хром(II) гідроксид.
92. Виберіть зайву формулу в переліках:
а) CuO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH ; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, KOH ; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.
Аргументуйте свій вибір.

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ називати солі за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ◆ складати хімічні формули солей;
- ◆ характеризувати фізичні властивості солей.

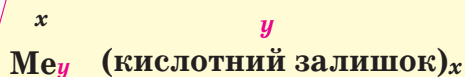
Проаналізуємо склад речовин, формули яких MgSO_4 , ZnCl_2 , Na_3PO_4 , аби з'ясувати, що в них спільного. Для цього розділимо кожен формулу ряскою на дві частини:



Легко помітити, що перша частина обох формул представлена символами металічних елементів, а друга — кислотними залишками. Крім розглянутих прикладів, є багато речовин, формульні одиниці яких складаються з атомів металічних елементів і кислотних залишків. Усі вони належать до одного класу неорганічних сполук, що дістав назву *солі*.

Солі — це продукти заміщення атомами металічних елементів атомів Гідрогену в молекулах кислот.

Формулу солей можна записати в загальному вигляді.



Поміркуйте і зробіть висновок про те, із чим у хімічній формулі солі збігається валентність металічного елемента, а з чим — валентність кислотного залишку.

Солі мають немалекулярну будову, їхніми структурними частинками є йони — катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ (іти-меться лише про *середні солі*, які

відповідають поданій загальній формулі та є продуктами повного заміщення атомів Гідрогену на атоми металічного елемента).

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 назви елемента 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*».

«Для проведення досліду скористалися калій *сульфатом*».

Окрім сучасних назв солей, що відповідають зазначеним правилам, за деякими солями збереглися історичні назви, наприклад: NaCl — кухонна сіль, NaHCO₃ — питна сода.

СКЛАДАННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Щоб визначити валентність металічного елемента за формулою солі або скласти формулу солі за валентністю металічного елемента й кислотного залишку, слід дотримуватися загального правила.

У хімічній формулі солі сума одиниць валентності атомів металічного елемента дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.

Приклад 1.

Визначте валентність Хрому в солях, що мають формули:
а) CrSO₄; б) Cr₂(SO₄)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 CrSO₄ дорівнює II.

У другій формулі кислотних залишків три. Звідси сума одиниць їх валентності становить 6 (2 · 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) Cr^{II}SO₄; б) Cr₂^{III}(SO₄)₃.

Приклад 2.

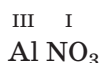
Складіть формулу алюміній нітрату.

Розв'язання

1. Записуємо символи металічного елемента й кислотного залишку:



2. Над символом металічного елемента й кислотним залишком позначаємо валентність:



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 Al);

б) $3 : 1 = 3$ (індекс NO₃).

Відповідь: Al(NO₃)₃.

Приклад 3.

Визначте валентність кислотних залишків у солях, що мають формули: а) Na₂SeO₃; б) KPO₃.

Розв'язання

Формули обох солей містять по одному кислотному залишку. Тому їх валентність визначимо за сумою валентностей металічних елементів. Натрій і Калій одновалентні. Помноживши валентність Натрію I на індекс 2, визначимо, що кислотний залишок SeO₃ у першій формулі двовалентний. Оскільки в KPO₃ один атом одновалентного елемента Калію, то й кислотний залишок PO₃ — одновалентний.

Відповідь: кислотний залишок SeO₃ — двовалентний, а кислотний залишок PO₃ — одновалентний.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ. За нормальних умов солі перебувають лише у твердому стані. Це досить тугоплавкі кристалічні речовини, а тому для їхнього плавлення потрібні високі температури. Так, температура плавлення барій сульфїду дорівнює 2200 °С. Солі — речовини без запаху.

За здатністю розчинятись у воді солі поділяють на *розчинні* (наприклад, натрій хлорид, калій нітрат), *малорозчинні* (наприклад, магній сульфїт, плюмбум(II) хлорид) і *нерозчинні* (наприклад, кальцій карбонат, барій сульфат). Інформацію про розчинність солей, а також кислот й основ можна дістати з таблиці розчинності цих сполук у воді (*див. Додаток 2, с. 237*).

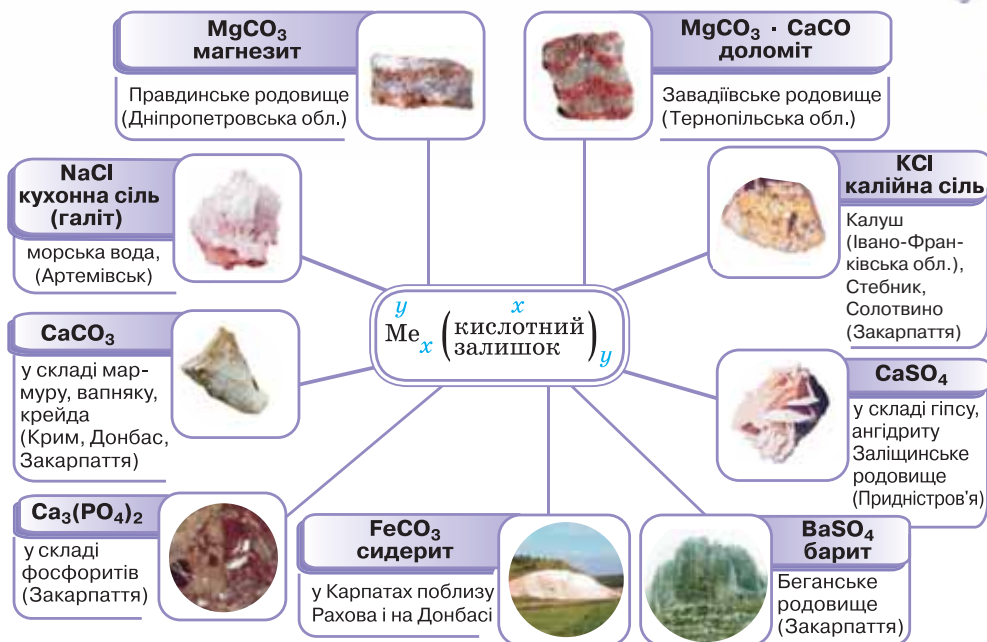
Може здатися, що клас речовин «Солі» дістав таку назву через солоний смак його сполук. Насправді є лише одна сіль з дійсно солоним смаком, і вона добре відома вам, бо це — натрій хлорид. Лікарі застерігають від надмірного вживання кухонної солі, утім, вона життєво необхідна для підтримання складу крові, а також вироблення шлункового соку. Фізіологічний розчин, крапельниці з яким використовують для лікування хворих, є розчином натрій хлориду.

Солодкі на смак солі Берилію, гіркі — Магнію, не має смаку кальцій карбонат CaCO₃ (крейда). Здебільшого солі мають змішаний смак — солодко-кислий, солоно-гіркий тощо.

Пам'ятайте! У хімічному кабінеті солі (як і будь-які інші речовини) забороняється куштувати на смак!

Солі здебільшого мають білий колір. Проте колір ферум(III) хлориду FeCl₃ — коричнево-червоний, аргентум ортофосфату Ag₃PO₄ — жовтий, кобальт(II) нітрату — смарагдово-зелений, нікель(II) нітрату — рожевий.

На підтвердження фізичних властивостей солей уважно розгляньте зразки солей, які вчитель або вчителька демонструє вам на уроці, й ті, що зображені на *малюнку 43*.



Мал. 43

Соли в природі

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Дослідіть фізичні властивості солей, що є у вас удома (це можуть бути натрій хлорид (кухонна сіль), натрій гідрогенкарбонат (питна сода), купрум(II) сульфат (входить до складу мідного купоросу), кальцій карбонат (основний складник крейди) та деякі інші), за таким планом: 1) агрегатний стан; 2) розчинність у воді; 3) колір. Одержані результати занотуйте в зошит.

Стисло про основне

- ✓ До класу солей належать 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 враховувати валентність металічного елемента й кислотного залишку.
- ✓ За сучасною номенклатурою назви солей утворюють з 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

КЛАСИФІКАЦІЯ СОЛЕЙ. Ознайомтеся з поданими 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 металічного елемента в кислоті. Згідно з правилами номенклатури, її назва — *калій сульфат*. Вона є представником **середніх солей**.

У другій формулі Гідроген заміщений атомом металічного елемента частково. Тобто один із двох атомів Гідрогену лишився у складі формульної одиниці речовини. Солі з неповним заміщенням атомів Гідрогену називають **кислими**. Складаючи назву кислій солі, обов'язково зазначають наявність Гідрогену. Тому назва солі під номером 2 — *калій гідрогенсульфат*.

Формулі під номером 3, на відміну від середньої солі $MgCl_2$, не вистачає одного кислотного залишку, а замість нього наявна гідроксильна група. Тому сіль $Mg(OH)Cl$ відносять до **основних солей**. У четвертій формулі заміщення Гідрогену відбулося атомами двох різних металів. Такі солі дістали назву **подвійних солей**.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення солей та опишіть їхні фізичні властивості.
2. Поясніть правила номенклатури солей. Чому в назві солі «купрум(II) сульфат» валентність металічного елемента зазначено, а в назві «магній сульфат» — ні?

Застосовуємо

93. З поданих 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 .
94. Складіть формули солей: манган(II) нітрату, кальцій карбонату, натрій сульфату, ферум(III) сульфату, барій ортофосфату, калій силікату.
95. Укажіть зайве в кожному переліку формул: а) H_2CO_3 , $MgCO_3$, $CaCO_3$; б) KOH , K_2SO_4 , K_3PO_4 . Аргументуйте свій вибір.
96. Увідповідніть формули солей і їхні назви.

Формула солі		Назва солі	
1	$FeCO_3$	А	кальцій хлорид
2	KCl	Б	аргентум(I) нітрат
3	$Fe_2(SO_4)_3$	В	калій хлорид
4	$AgNO_3$	Г	ферум(II) карбонат
		Д	ферум(III) сульфат

97. Розташуйте формули солей за зростанням суми індексів у формулі.
А K_2MnO_4 Б $NaCl$ В $MgCO_3$ Г $AlNO_3$
98. Проаналізуйте твердження 1 і 2 й 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 1 В правильні обидва твердження
Б правильне лише 2 Г немає правильних
99. На основі інформації параграфа запропонуйте спосіб розпізнавання в посудинах без етикеток трьох солей: натрій хлориду, купрум(II) сульфату, кальцій карбонату.

§ 31.

Взаємодія оксидів з водою, дія на індикатори утворених продуктів реакції

На початку навчального року ви пригадали таку властивість води, як взаємодія з оксидами. Оскільки вона стосується оксидів, то, вивчаючи цю тему, є сенс повернутися до неї ще раз.

ВЗАЄМОДІЯ ФОСФОР(V) ОКСИДУ З ВОДОЮ.

Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 1.

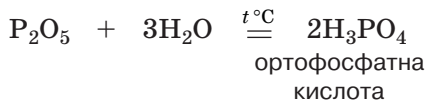
Розчинимо в гарячій воді фосфор(V) оксид P_2O_5 (тверда речовина білого кольору). Розчин, що утворився, помістимо у дві пробірки. До першої пробірки додамо кілька крапель індикатора *лакмусу*; до другої — індикатора *метилового оранжевого* (мал. 44).



Пригадайте назви індикаторів та зміну кольору індикаторів у розчинах кислот і лугів.

Спостерігатимемо, як в обох пробірках розчини набули рожевого кольору. Результати спостереження свідчать про наявність у 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 справді так. Частина допитої води вступила у взаємодію з фосфор(V) оксидом, й утворилась ортофосфатна кислота.

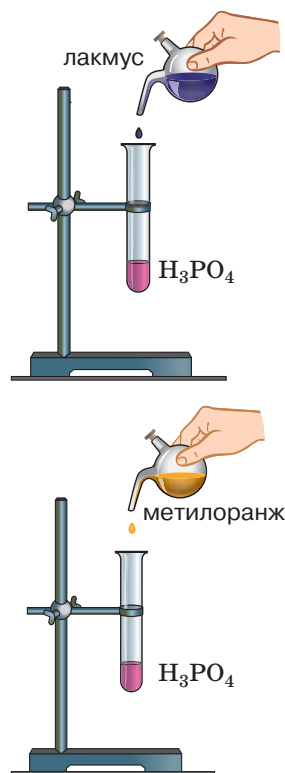


Води було додано з надлишком, тож інша її частина розчинила в собі утворену кислоту, розчин якої ми й випробували індикатором.

Чимало оксидів неметалічних елементів, а також оксиди деяких металічних елементів з високим значенням валентності (V, VI, VII), подібно до фосфор(V) оксиду, сполучаються з водою та утворюють кислоти.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ пояснити, які речовини утворюються внаслідок взаємодії оксидів з водою;
- ◆ скласти формули оксидів відповідних кислот та основ;
- ◆ розпізнавати луги й кислоти в розчині за допомогою індикаторів;
- ◆ безпечно працювати з речовинами й лабораторним посудом;
- ◆ узагальнювати результати хімічного експерименту.



Мал. 44

Ілюстрація досліду 1

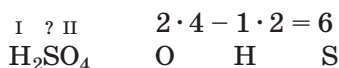
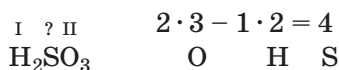
З відомих вам оксидів неметалічних елементів не реагує з водою силіцій(IV) оксид SiO_2 — основна складова частина річкового піску.

Ви вже знаєте, що Сульфур входить до складу двох оксигеновмісних кислот — сульфїтної H_2SO_3 і сульфатної H_2SO_4 . Які оксиди взаємодіють з водою та утворюють ці кислоти? Відповідь допоможуть знайти два правила:

1. Валентність кислототвірного елемента в кислоті й у відповідному їй оксиді однакова.

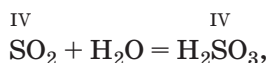
2. Щоб визначити валентність кислототвірного елемента за формулою оксигеновмісної кислоти, необхідно від суми одиниць валентності Оксигену відняти суму одиниць валентності Гідрогену.

Скористаємося цими правилами й визначимо валентність Сульфуру в сульфїтній і сульфатній кислотах.

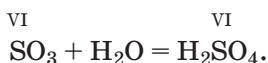


Обчислення показали, що Сульфур у сульфїтній кислоті чотиривалентний, а в сульфатній — шестивалентний.

Отже, сульфїтна кислота утворюється із сульфур(IV) оксиду за рівнянням:



а сульфатна — із сульфур(VI) оксиду за рівнянням:



Працюйте групами

1. Скориставшись поданими правилами, визначте валентність Мангану в перманганатній кислоті HMnO_4 , Карбону — у карбонатній. За встановленою валентністю запишіть формули оксидів, що відповідають цим кислотам.

2. Складіть рівняння реакцій добування перманганатної та карбонатної кислот взаємодією встановлених вами оксидів з водою.

ПРОДУКТИ ВЗАЄМОДІЇ ОКСИДІВ З ВОДОЮ. У п'яти розглянутих у цьому параграфі прикладах (враховуючи вашу роботу у групах) продуктами реакцій є кислоти.

Зверніть увагу! Вони утворились із оксидів неметалічних елементів Фосфору, Сульфуру, Карбону та металічного елемента Мангану з високою валентністю.

Чимало металічних елементів виявляють невисоку валентність — I, II. Які речовини будуть продуктами взаємодії їхніх оксидів з водою. З'ясуємо це, провівши демонстраційний дослід з кальцій оксидом CaO.

ВЗАЄМОДІЯ КАЛЬЦІЙ ОКСИДУ З ВОДОЮ.

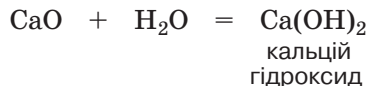
Дослід 2.

У порцелянову чашку помістимо невелику кількість кальцій оксиду (негашеного вапна) та обережно доллемо води (мал. 45).

Спостерігається «закипання» утвореної суміші. Воно спричинене тим, що негашене вапно активно реагує з водою і реакція супроводжується сильним розігріванням. Після закінчення цієї реакції вміст порцелянаної 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 хімічної реакції між кальцій оксидом та водою і з'ясуємо формулу лугу.



Проведений дослід свідчить про те, що одні оксиди реагують з водою з утворенням кислоти, інші — з утворенням основи.

ДІЯ ІНДИКАТОРІВ НА РОЗЧИНІ ОСНОВ (ЛУГІ).

Формулюємо гіпотезу (передбачення), що лакмус можна використовувати як індикатор для виявлення не лише кальцій гідроксиду, а й інших лугів. З метою перевірки гіпотези проведемо дослід.

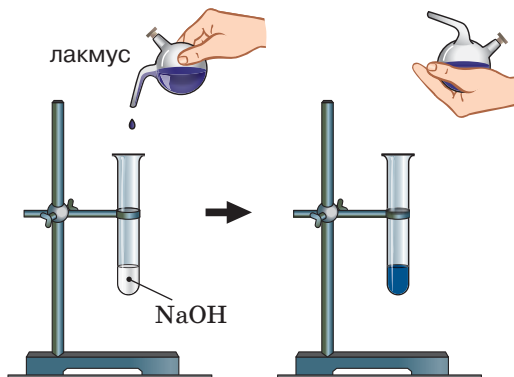
Дослід 3.

Наллємо в пробірку 1–2 мл розчину натрій гідроксиду NaOH та додамо до нього кілька крапель розчину лакмусу (мал. 46). Результат підтверджує наше передбачення: розчин набув однакового з розчином кальцій гідроксиду синього забарвлення.



Мал. 45

Взаємодія кальцій оксиду з водою



Мал. 46

Ілюстрація досліду 3

Дослід 4.

До другої пробірки з розчином кальцій гідроксиду додамо кілька крапель розчину метилового оранжевого (метилоранжу). Спостерігаємо, як розчин стає жовтим (мал. 47).

Дослід 5.

Додамо кілька крапель розчину метилового оранжевого до розчину натрій гідроксиду чи розчину якоїсь іншої розчинної у воді основи. Отримаємо результат, однаковий з дослідом 4.

Є ще одна речовина, дуже чутлива до наявності в розчині основ, — це фенолфталеїн. Пригадайте, розчин цієї речовини у воді безбарвний. Проведемо дослід.

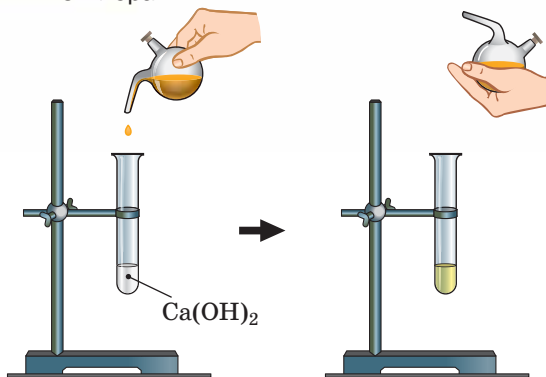
Дослід 6.

У третю пробірку з розчином кальцій гідроксиду додамо кілька крапель розчину фенолфталеїну — розчин відразу набуває яскраво-малинового кольору (мал. 48).

Дослід 7.

Додамо кілька крапель фенолфталеїну до розчину натрій гідроксиду чи якоїсь іншої розчинної у воді основи. Спостерігаємо однаковий результат з дослідом 6.

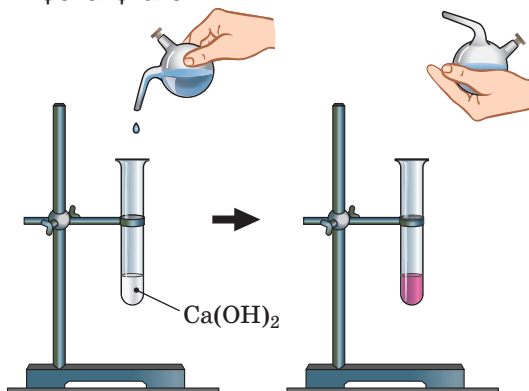
метилоранж



Мал. 47

Ілюстрація досліду 4

фенолфталеїн



Мал. 48

Ілюстрація досліду 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 гідроксиди металічних елементів, розташованих у періодичній системі в першій групі головній підгрупі (групі А) та другій групі головній підгрупі (групі А), окрім Берилію Be і Магнію Mg.

Працюйте групами

1. Запишіть формули та назви не менше п'яти лугів.
2. Як водні розчини цих речовин будуть діяти на індикатори?
3. Запишіть приклади формул оксидів і кислот, що їм відповідають.

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 розчину фенолфталеїну. Появи малинового забарвлення не сталося.

Аналогічний результат матимемо й у випадку з ферум(III) оксидом. Це доводить, що не всі основи можна одержати взаємодією відповідного оксиду з водою. Їх одержують іншим способом.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Домашній експеримент

Завдання 1.

Перевірте дію лимонного соку, оцту, розчину харчової соди, мильного розчину на сік буряка або червоноголової капусти. Результати занотуйте й обговоріть з однокласниками й однокласницями причини спостережуваних змін у забарвленні соку.

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 з невисокою валентністю (I і II) з водою не взаємодіють, проте відповідні їм нерозчинні у воді основи існують, наприклад, CuO і $\text{Cu}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 і $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
- ✓ Більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють з водою, утворюючи кислоти.
- ✓ Валентність кислототвірного елемента в кислоті та відповідному оксиді — однакова.
- ✓ Кислоти та луги в розчині можна виявити за допомогою індикаторів. Лакмус і метиловий оранжевий є індикаторами кислот; фенолфталеїн, лакмус і метиловий оранжевий — лугів.

Сторінка ґрудита

Перший індикатор виготовили з природної сировини. Сталося це так. Якось англійському вченому **Роберту Бойлю (1627–1691)** знадобилася посудина, в якій він тримав водну настоянку лакмусового лишайника. Він звільнив посудину від настоянки, налив у неї хлоридної кислоти й помітив, що безбарвний до цього розчин став червоним. Потім він додав кілька крапель настоянки до розчину натрій гідроксиду. Цього разу розчин став синім. Так було відкрито й уперше використано індикатор, який назвали лакмусом. Згодом настоянкою почали просочувати папірці, а потім їх висушували та використовували в хімічних лабораторіях.

Знаємо, розуміємо

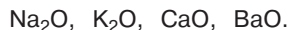
1. Назвіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють з водою з утворенням основ. Наведіть приклади.
2. Які основи дістали назву лугів?
3. Назвіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють з водою з утворенням кислот. Наведіть приклади.
4. Укажіть речовини, які можна виявити в розчині за допомогою фенолфталеїну.
А хлоридна кислота **Б** натрій хлорид **В** натрій гідроксид

Застосовуємо

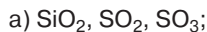
100. Увідповідніть формули оксидів і формули гідроксидів.

Формули оксидів		Формули гідроксидів	
1	CuO	А	CuOH
2	Cu ₂ O	Б	Cu(OH) ₂
3	CrO	В	H ₂ CrO ₄
4	CrO ₃	Г	Cr(OH) ₂
		Д	Cr(OH) ₃

101. Зазначте якомога більше характеристик для переліку формул:



102. Укажіть зайву формулу в кожному переліку:



Аргументуйте свій вибір.

103. Складіть рівняння можливих хімічних реакцій за напівсхемами.



104. 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 за допомогою дослідів розпізнати ці речовини?

105. Учні дискутували з приводу продуктів реакції натрій оксиду з водою і карбон(IV) оксиду з водою. Думки розділились. Одна група відстоювала думку, що продукти обох реакцій належать до одного класу неорганічних сполук, а тому їхні розчини діятимуть однаково на лакмус і метиловий оранжевий. Друга група не погоджувалась. Що ви скажете з цього приводу? Свою відповідь аргументуйте та підтвердьте записом рівнянь хімічних реакцій.

106. Обчисліть масу кальцій гідроксиду кількістю речовини 2 моль.

107. Обчисліть кількість речовини та кількість молекул у порції сульфатної кислоти масою 4,9 г.

108. У якій речовині — сульфатній кислоті чи кальцій гідроксиді — масова частка Оксигену більша?

§ 32.

Загальні хімічні властивості ОКСИДІВ

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ розповісти про реакції обміну;
- ◆ складати рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості оксидів;
- ◆ установлювати назви оксидів за сучасною українською номенклатурою;
- ◆ розрізняти несолетворні й солетворні оксиди;
- ◆ класифікувати оксиди;
- ◆ порівнювати за хімічними властивостями основні, кислотні та амфотерні оксиди.

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.

ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ВОДОЮ. Цю властивість оксидів детально розглянуто в попередньому параграфі. Наголосимо лише на тому, що:

- з водою взаємодіють оксиди металічних елементів, що розташовані у головних підгрупах (групах А) I і II груп (виняток Берилій, Магній). Продуктами взаємодії є луги — розчинні основи;
- більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють з водою з утворенням кислот.

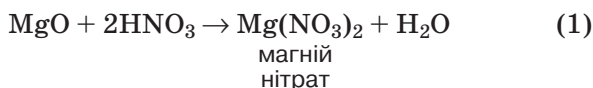
З'ясувати інші хімічні властивості оксидів допоможуть демонстраційні досліди.

ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З КИСЛОТАМИ. ОСНОВНІ ОКСИДИ. Оксидам металічних елементів властива взаємодія з кислотами. Підтвердимо це дослідами.

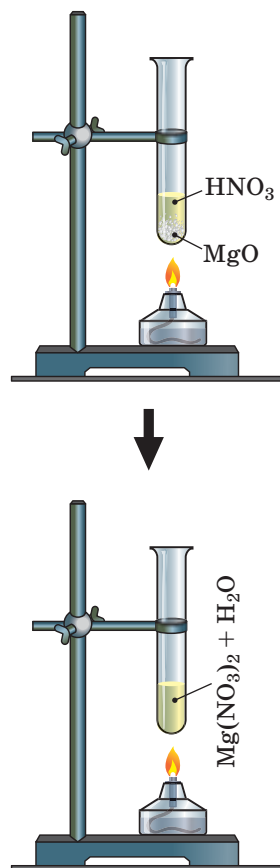
Дослід 1.

Помістимо у пробірку кілька грамів магній оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини білого кольору — і долємо до нього 2–3 мл розчину нітратної кислоти. Для прискорення перебігу реакції вміст пробірки підігріємо. Через невеликий проміжок часу осад зникає (*мал. 49*).

Це явище описують таким рівнянням хімічної реакції.



Як бачимо, продуктом реакції є сіль і вода.



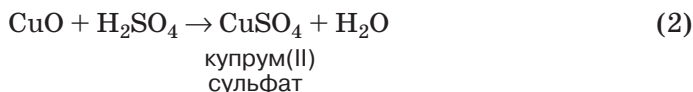
Мал. 49

Ілюстрація досліду 1

Дослід 2.

Помістимо у пробірку кілька грамів купрум(II) оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини чорного кольору — і долемо до нього 2–3 мл розчину сульфатної кислоти. Для прискорення перебігу реакції вміст пробірки підігріємо. Досить швидко помітимо, що рідина у пробірці набуває блакитного кольору, а вміст у ній купрум(II) оксиду зменшується (*мал. 50*).

Зміна кольору свідчить про перебіг хімічного явища.

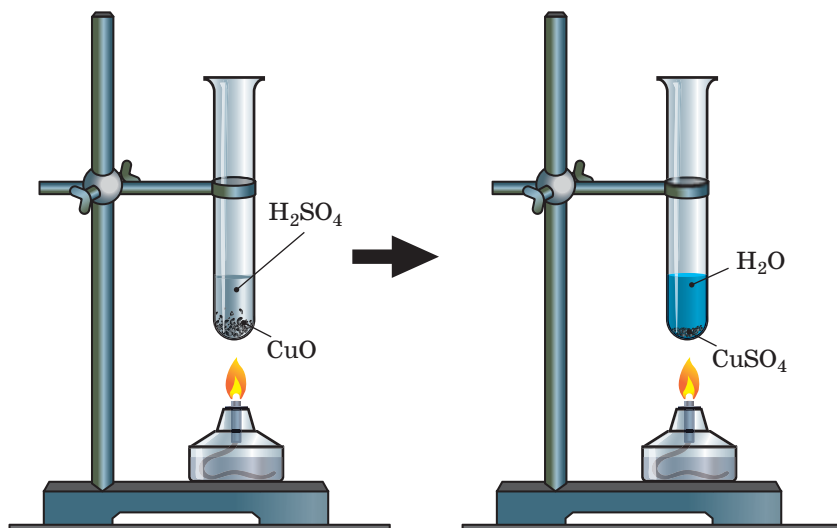


Як і в попередньому досліді, продуктами реакції є сіль і вода.

Оксиди, що взаємодіють з кислотами з утворенням солей, називають **основними оксидами**. До них належать виключно оксиди металічних елементів, з невеликим значенням валентності — I, II. Основні оксиди взаємодіють з водою з утворенням основ.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ. Пригадайте визначення реакцій приєднання, розкладу, заміщення і спробуйте визначити тип розглянутих хімічних реакцій 1 і 2. Аналіз складу речовин до та після реакції свідчить про те, що ці рівняння не належать до жодного з раніше вивчених вами типів. Вочевидь, це новий тип хімічних реакцій.

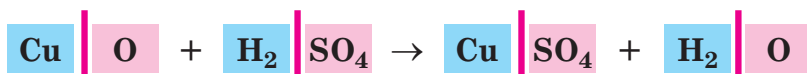
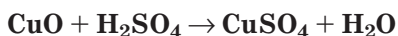
Що в ньому особливого? Він характеризується відсутністю простих речовин, а по-друге, реагентами та продуктами реакції є дві складні речовини.

*Мал. 50*

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 і сульфатною кислотою, проілюструємо схематично це визначення.

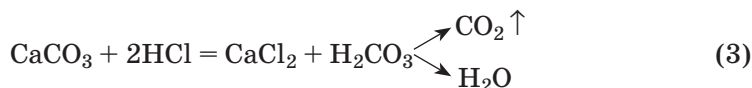


Як бачимо, першим складником оксиду є металічний елемент, другим — Оксиген. Перший складник сульфатної кислоти — Гідроген, другий — кислотний залишок. У поданому рівнянні перші частини складних речовин зафарбовані в синій колір, другі — у червоний. Це дає змогу легко помітити, що оксид обміняв свою другу складову — Оксиген — на другу складову частину кислоти — кислотний залишок, й утворилася сіль. Якщо ж розглядати кислоту, то можемо сказати, що її перший складник — атом Гідрогену — помінявся місцями з атомом металічного елемента, сполучився з Оксигеном, й утворилася вода.

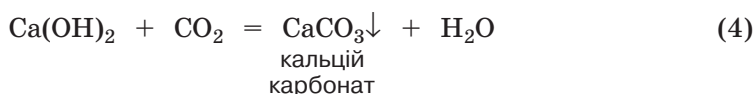
ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ЛУГАМИ. КИСЛОТНІ ОКСИДИ. Проведемо дослід, відомий вам ще з курсу природознавства. Це взаємодія вуглекислого газу з вапняною водою, тобто розчином кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$, що належить до лугів.

Дослід 3.

Наллємо у пробірку 2–3 мл прозорого розчину кальцій гідроксиду (вапняної води). У прилад для добування газів помістимо шматочки мармуру, основний складник якого — кальцій карбонат, і додамо хлоридної кислоти. Відкриємо затискач на газовідвідній трубці. Кислота почне взаємодіяти з кальцій карбонатом, спостерігатиметься активне виділення вуглекислого газу.



Вуглекислий газ, що почне виділятися, спрямуємо в посудину з вапняною водою, і прозорий розчин досить швидко помутніє. Складемо 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).



Як і в попередніх дослідах з оксидами металічних елементів, продуктами цієї реакції є дві складні речовини — сіль і вода. Але цього разу в утворенні солі взяв участь оксид 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 з високою валентністю.

ВЗАЄМОДІЯ ОСНОВНИХ І КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ МІЖ СОБОЮ.

Оснóвні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами.



Ця взаємодія характерна для оксидів, що утворюють з водою 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 оснóвних оксидів з кислотними.

ПОНЯТТЯ ПРО СОЛЕТВОРНІ Й НЕСОЛЕТВОРНІ ОКСИДИ. Розглянуті в цьому параграфі приклади хімічних явищ свідчать про те, що з оксиду можна добути сіль, подіявши на нього кислотою чи лугом. Проте деякі оксиди цієї властивості не виявляють. Це стосується карбон(II) оксиду CO, нітроген(I) оксиду N₂O, нітроген(II) оксиду NO, гідроген оксиду H₂O. 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 11, серед солетворних оксидів виділяють оснóвні, кислотні та амфотерні оксиди. З представниками оснóвних і кислотних оксидів, а також їх визначеннями ви щойно ознайомилися. Амфотерні оксиди, амфотерні гідроксиди та їх властивості описані у параграфі 37.



Наведіть приклади солетворних оксидів.



Схема 11

Класифікація оксидів

Працюйте з групами

Розгляньте схему 11 і дізнайтеся, які гідроксиди або кислоти відповідають кожній групі. Складіть їхні формули для поданих у схемі формул оксидів.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

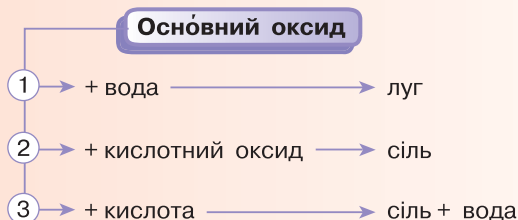
Завдання. Здійсніть уявний експеримент із розпізнавання таких речовин: кальцій оксид, фосфор(V) оксид.

1. Складіть план розпізнавання.
2. Запишіть рівняння реакцій та зазначте явища, на яких ґрунтувалося розпізнавання цих речовин.

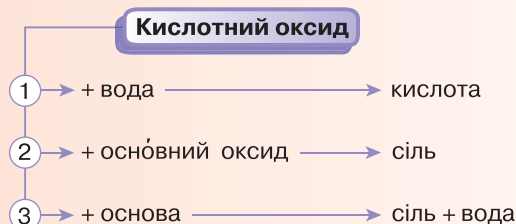
Стисло про основне

- ✓ За здатністю взаємодіяти з іншими речовинами та утворювати солі оксиди поділяють на солетворні й несолетворні.
- ✓ Солетворні оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні.
- ✓ Основним оксидам відповідають основи, кислотним — кислоти, амфотерним оксидам — амфотерні гідроксиди.

✓ Оснóвні оксиди взаємодіють з водою, кислотами, кислотними оксидами.

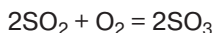
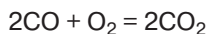


✓ Кислотні оксиди взаємодіють з водою, основами (лугами), оснóвними оксидами.



Сторінка ґрудита

У параграфі розглянуто загальні хімічні властивості оксидів. Сполукам цього класу властива й інша взаємодія, зокрема доокиснення. З назви легко здогадатися, що ця реакція пов'язана з киснем. Справді, якщо елемент в оксиді виявляє нижчу валентність, ніж максимальна, то за певних умов відбувається доокиснення.



Визначте валентність Карбону та Сульфуру до та після реакції.

Доокиснення оксидів пов'язане з такими екологічно небезпечним явищем, як кислотні дощі (про них ітиметься пізніше).

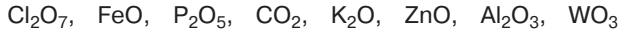
Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відомі вам класифікації оксидів.
2. Дайте визначення оснóвних оксидів, наведіть приклади.
3. У чому виявляється специфіка кислотних оксидів? Наведіть приклади.
4. Наведіть приклади несолетворних оксидів.
5. Які властивості оснóвних оксидів вам відомі?
6. Назвіть властивості кислотних оксидів.
7. Основа чи кислота відповідає сульфур(VI) оксиду? Складіть формулу сполуки.
8. Основа чи кислота відповідає ферум(II) оксиду? Складіть формулу сполуки.

109. З поданого переліку формул оксидів випишіть окремо:

- а) формули основних оксидів;
- б) формули кислотних оксидів;
- в) формули амфотерних оксидів —

і зазначте їхні назви за сучасною українською номенклатурою.



110. З якими з перелічених речовин (кисень, хлоридна кислота, барій оксид, калій гідроксид, натрій хлорид, карбон(IV) оксид) взаємодіє магній оксид? Складіть рівняння хімічних реакцій, що відбуваються.

111. Увідповідніть назви оксидів і груп, до яких вони належать.

	Назва оксиду	Група оксидів
1	сульфур(IV) оксид	A несолетворний
2	нітроген(I) оксид	Б основний
3	калій оксид	В амфотерний
		Г кислотний

112. Проаналізуйте твердження 1 і 2 й оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Натрій оксид взаємодіє з водою.

Твердження 2. Купрум(II) оксид не взаємодіє з водою.

- A** правильне лише 1
- Б** правильне лише 2
- В** правильні обидва
- Г** немає правильних

113. Укажіть 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.

114. Складіть рівняння можливих реакцій за поданими схемами.

- а) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- б) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- г) $\text{SrO} + \text{SO}_2 \rightarrow$
- д) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- е) $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- є) $\text{BaO} + \text{SO}_3 \rightarrow$
- ж) $\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- з) $\text{MgO} + \text{O}_2 \rightarrow$
- і) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow$
- к) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow$
- л) $\text{SO}_3 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- м) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO} \rightarrow$



Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

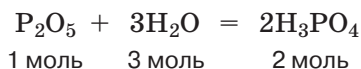
- ♦ здійснювати розрахунки маси реагентів за відомою масою продуктів реакції та навпаки;
- ♦ за рівняннями хімічних реакцій обчислювати об'єм газоподібного (н.у.) реагенту чи продукту реакції;
- ♦ за хімічним рівнянням установлювати кількість речовини реагенту чи продукту реакції.

КІЛЬКІСНІ ВІДНОШЕННЯ РЕЧОВИН У ХІМІЧНІЙ РЕАКЦІЇ. Щоразу, записуючи рівняння тієї чи іншої хімічної 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 це на прикладі реакції фосфор(V) оксиду з гарячою водою.



За рівнянням цієї реакції 1 моль фосфор(V) оксиду взаємодіє з 3 моль води, унаслідок чого утворюється 2 моль ортофосфатної кислоти.



Тобто відношення молів реагентів і продукту реакції буде таким:



Тому якщо для реакції буде взято не 1, а 2 моль фосфор(V) оксиду, то, щоб це відношення не порушилося, води знадобиться 6 моль, а кислоти утвориться не 2, а 4 моль. Та 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 МАСИ РЕЧОВИНИ ЗА ХІМІЧНИМ РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ.

Приклад 1.

Обчисліть масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок взаємодії натрій оксиду кількістю речовини 2 моль з достатньою кількістю води.

Дано:
 $n(\text{Na}_2\text{O}) = 2$ моль

$m_{\text{гідроксиду}} = ?$

Розв'язання

$$m = n \cdot M$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Складемо рівняння реакції.



2. Обчислимо кількість речовини натрій гідроксиду NaOH, що утворився в результаті реакції.

Згідно з рівнянням хімічної реакції співвідношення молів реагенту Na_2O і продукту реакції NaOH становить 1:2. Тобто кількість речовини натрій гідроксиду, що утворився, вдвічі більша, ніж кількість речовини оксиду. Отже,

$$n(\text{NaOH}) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ (моль)}.$$

3. Обчислимо масу натрій гідроксиду, що утворився:

$$m(\text{NaOH}) = 4 \text{ моль} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 160 \text{ г}.$$

Задачу можна розв'язати, склавши пропорцію. Однак, зважаючи на те, що кількість речовини n — це важлива фізико-хімічна характеристика речовин, є сенс здійснювати всі розрахунки за рівнянням хімічної 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 частиною задачі є математичні обчислення.

Під час розрахунків за рівняннями хімічних реакцій важливо не припускати помилок у використанні фізичних величин. Варто пам'ятати, що:

з кількістю речовини **1 моль** розмірні: маса — у **грамах (г)**; молярна маса — у $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$; об'єм — у **літрах (л)**. Відповідно до цього одиницею молярного об'єму є $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$.

Ці одиниці вимірювання ви використовуватиме найчастіше. Хоча кількість речовини можна вимірювати у **кмоль** (кіломолях). Тоді маса буде вимірюватися в кілограмах, молярна маса — у $\frac{\text{кг}}{\text{кмоль}}$ (кілограм на

кіломоль), об'єм — у $\frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$ (кубічний метр на кіломоль), а молярний об'єм становитиме **22,4** $\frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$.

ОБЧИСЛЕННЯ ОБ'ЄМУ РЕЧОВИНИ ЗА ХІМІЧНИМ РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ.

Приклад 2.

Який об'єм кисню (н.у.) витратиться на спалювання метану масою 48 кг та який об'єм вуглекислого газу виділиться внаслідок цієї реакції?

Д а н о:

$$m(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг}$$

$$V(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

$$V(\text{CO}_2) \text{ — ?}$$

Р о з в ' я з а н н я

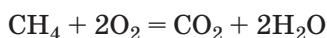
$$n = \frac{m}{M}$$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$$

$$M_r(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \frac{\text{кг}}{\text{кмоль}}$$

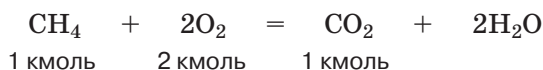
1. Складемо рівняння реакції.



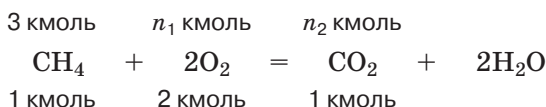
2. Обчислимо кількість речовини метану масою 48 кг.

$$n(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг} : 16 \frac{\text{кг}}{\text{кмоль}} = 3 \text{ кмоль}$$

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.



4. Над формулами речовин зробимо записи за умовою задачі.



5. Обчислимо кількість речовини та об'єм кисню.

За хімічним рівнянням кількість речовини кисню у 2 рази більша, ніж кількість речовини метану. Отже,

$$n_1(\text{O}_2) = 2 \cdot n(\text{CH}_4) = 2 \cdot 3 = 6 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{O}_2) = n_1 \cdot V_m = 6 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 134,4 \text{ м}^3.$$

6. Обчислимо кількість речовини та об'єм вуглекислого газу.

З рівняння хімічної реакції видно, що кількість речовини вуглекислого газу дорівнює кількості речовини метану. Тому,

$$n_2(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 3 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{CO}_2) = 3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 67,2 \text{ м}^3.$$

В і д п о в і д ь: витратиться $134,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$, виділиться $67,2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНИМ РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ КІЛЬКІСТЮ ІНШОЇ РЕЧОВИНИ.

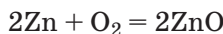
Приклад 3. Яка кількість речовини кисню потрібна для окиснення цинку кількістю речовини 4 моль?

Дано:
 $n(\text{Zn}) = 4$ моль

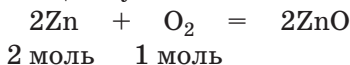
$n(\text{O}_2) = ?$

Розв'язання

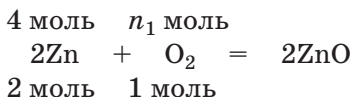
1. Складемо рівняння хімічної реакції.



2. Розглянемо в рівнянні реакції кількісні відношення цинку і кисню.



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 — n_1 моль.



4. Складемо пропорцію.

$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{n_1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

Звідси: $n(\text{O}_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ 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 $n_1(\text{O}_2) = n(\text{Zn}) : 2 = 2$ моль. Тобто 4 моль цинку прореагують із 2 моль кисню (4 : 2).

Скористайтеся розглянутим поясненням та обчисліть усно, яка кількість речовини цинк оксиду утворилася, якщо на його утворення витратили 3 моль кисню.

Використовуючи кількісні відношення речовин у реакції, обчислюють масу, об'єм та кількість речовини будь-якого реагенту чи продукту реакції за відомою кількістю речовини, масою чи об'ємом однієї з речовин.

Такі розрахунки мають неабияке практичне значення. На хімічних заводах, перш ніж розпочати 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 реагенту 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 здійснюються 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 із нею одиниць вимірювання фізичних величин належать грам (г), літр (л), літр на моль $\left(\frac{\text{л}}{\text{моль}}\right)$.
- ✓ 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 хімічної реакції та 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, зважаючи на умову задачі;
 - 5) обчислюють кількість речовини, а за потреби — її масу чи об'єм, скориставшись записами, зробленими над формулами в рівнянні реакції та 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

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 в суміші.

Дано:
 $m(\text{Zn}, \text{ZnO}) = 20 \text{ г}$
 $V_{\text{газу}} = 4,48 \text{ л (н.у.)}$

$m(\text{Zn})$ —?
 $m(\text{ZnO})$ —?

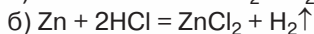
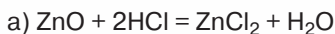
Розв'язання

$$m = n \cdot M$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Розглянемо хімічні явища, що відбуваються між хлоридною кислотою і сумішшю цинку й цинк оксиду, і складемо рівняння можливих хімічних реакцій.

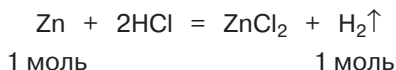


Як бачимо, обидва компоненти суміші взаємодіють із хлоридною кислотою, проте газ виділяється лише під час взаємодії цинку та кислоти. Тому для виконання подальших розрахунків обираємо рівняння б.

2. Обчислимо кількість речовини водню.

$$n(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

3. За відомою кількістю речовини водню знайдемо кількість речовини цинку.



За рівнянням реакції кількість речовини цинку й водню — однакові. Тому:

$$n(\text{Zn}) = n(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

4. За формулою $m = n \cdot M$ обчислимо масу цинку.

$$m(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 13 \text{ г}$$

5. Обчислимо масу цинк оксиду в складі суміші. (Коли ми знаємо масу цинку, а маса суміші відома з умови задачі, це зробити легко.)

$$m(\text{ZnO}) = 20 \text{ г} - 13 \text{ г} = 7 \text{ г}$$

В і д п о в і д ь: суміш складалася з 13 г цинку й 7 г цинк оксиду.

Знаємо, розуміємо

1. На підставі чого роблять висновок про кількісні відношення речовин у рівнянні хімічної реакції?
2. З дотриманням якого закону складають рівняння хімічних реакцій?
3. Які одиниці вимірювання маси та об'єму розмірні з кількістю речовини 1 моль?
4. Які формули використовують для обчислення маси, об'єму, кількості речовини?

Застосовуємо

115. Обчисліть масу всіх речовин у реакції окиснення магнію (н.у.), якщо:
 - а) прореагувало 11,2 л кисню;
 - б) маса утвореного магній оксиду дорівнює 8 г;
 - в) на проведення реакції витрачено 2 моль магнію.
116. Обчисліть об'єм (н.у.) і кількість молекул водню, який прореагував з киснем масою 3,2 г.
117. Обчисліть кількість речовини сульфур(VI) оксиду та масу води, необхідних для добування сульфатної кислоти масою 78,4 г.
118. Суміш силіцій(IV) оксиду й фосфор(V) оксиду масою 40 г обробили надлишком гарячої води. Маса одержаного продукту реакції дорівнювала 39,2 г. Визначте масу кожного оксиду в початковій суміші.

§ 34.

Здатність металів витискувати водень з кислот. Ряд активності металів

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ трактувати взаємодію кислот з металами як хімічне явище;
- ♦ пояснити, за якою ознакою укладено витискувальний ряд металів;
- ♦ пояснити особливості реакцій заміщення.

Повернемося до визначення кислот як складних речовин, у молекулах яких атоми Гідрогену здатні заміщуватися на атоми металічних елементів, і підтвердимо це дослідами.

Дослід 1.

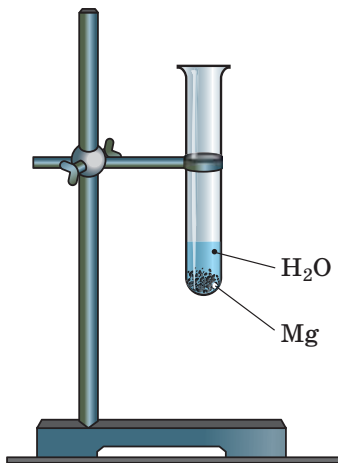
Помістимо у пробірку трохи магнієвих ошурків, доллемо до них води й будемо спостерігати за змінами у пробірці. За кімнатної температури жодних змін не відбувається (мал. 51).

Дослід 2.

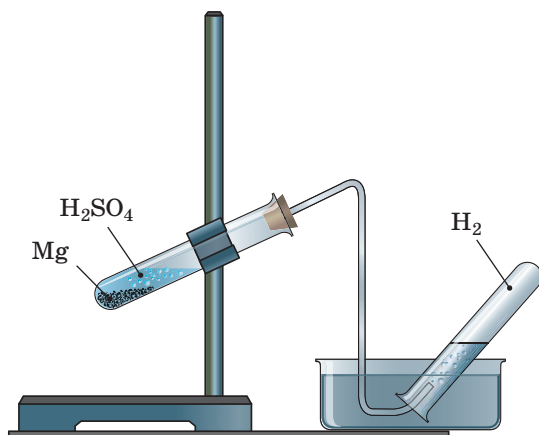
Помістимо у пробірку приблизно стільки ж магнієвих ошурків, що й у досліді 1, доллемо до них розбавленого розчину сульфатної кислоти (1 частину кислоти змішано з приблизно 5 частинами води) й відразу закриємо пробірку пробкою з газовідвідною трубкою (мал. 52). Будемо спостерігати, як магній активно взаємодіє з кислотою, про що свідчить поява бульбашок газоподібної речовини.

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 класі, що кисень підтримує горіння, тому запалений сірник чи тліюча скіпка в ньому яскраво спалахують.



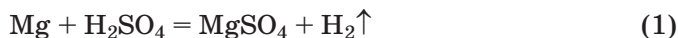
Мал. 51 Ілюстрація досліді 1



Мал. 52 Ілюстрація досліді 2

За допомогою запаленого сірника можна встановити й наявність водню. Полум'я сірника цілком достатньо, щоб підпалити водень у пробірці. Зважаючи на те, що у складі молекули сульфатної кислоти є як атоми Гідрогену, так і атоми Оксигену, перевіримо, який газ — водень чи кисень — ми зібрали. Піднесемо запалений сірник до отвору пробірки — і відразу почуємо приглушене хлопання (вибух). Це відбулося миттєве окиснення водню, що й спричинило невеликий вибух. Яскравого спалахування сірника, як у досліді з киснем, не сталося.

Робимо висновок, що магній витіснив з кислоти атоми Гідрогену, про що свідчить утворений продукт реакції — водень.



Отже, у проведеній реакції одним із продуктів є проста газоподібна речовина водень. Він не має кольору й запаху, погано розчинний у воді. Його ми виявили за такою ознакою, як миттєве згорання в кисні, що супроводжується вибухом.



Проаналізуйте склад іншого продукту реакції і зробіть висновок, до простих чи складних речовин він належить.

Другий продукт реакції належить до іншого класу неорганічних сполук — **солей**. З представником цього класу сполук — кухонною сіллю NaCl — ви вже стикалися, коли розділяли суміші солі й води випаровуванням. Скористаємося цим способом і перевіримо дослідним шляхом наявність утвореної солі в розчині, що залишилась у пробірці після проведення дослідів 2. Для цього декілька крапель утвореного після реакції розчину випаримо на скляній пластинці. Після випаровування води на пластинці залишається невелика кількість солі білого кольору.

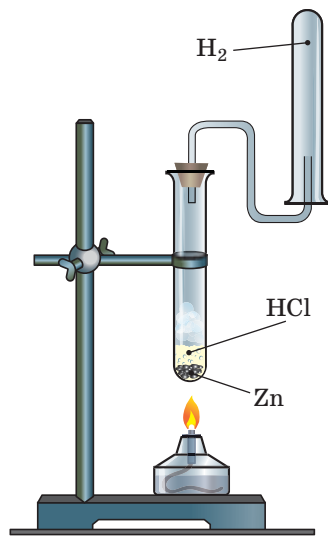
Продовжимо досліджувати здатність атомів металічних елементів заміщувати атоми Гідрогену в молекулах кислот, але вже на прикладі інших металів. Для цього виконаємо дослід із хлоридною кислотою і цинком.

Дослід 3.

Обережно помістимо в пробірку кілька гранул металу цинку та долемо до них розбавленої хлоридної кислоти. Почнемо спостерігати за тим, що відбувається у пробірці. Досить швидко поверхня гранул вкривається пухирцями газоподібної речовини. Підігріємо вміст пробірки, і газ почне виділятися активніше (мал. 53).

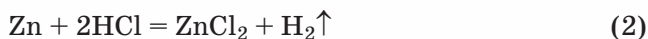
Водень у 14,5 раза легший від повітря. Отже, щоб наповнити пробірку воднем способом витіснення повітря, її треба тримати догори дном. Зберемо газоподібний продукт реакції в суху пробірку й випробуємо його.

Як і в попередньому досліді, лунає приглушене хлопання. Отже, цинк витіснив атоми



Мал. 53 Ілюстрація дослідів 3

Гідрогену з молекул гідроген хлориду. Утворилися молекули водню. Це підтвердилося згоранням водню, що супроводжувалось вибухом.

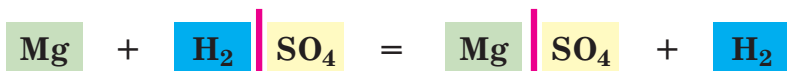


Якщо збирати водень у суху пробірку витісненням повітря, то після спалювання на її стінках з'являються маленькі крапельки води — продукту горіння водню.



Пам'ятайте! Реакція горіння водню супроводжується вибухом. Тому для безпеки її проведення слід брати водню не більше, ніж об'єм пробірки (близько 20 мл).

РЕАКЦІЇ ЗАМІЩЕННЯ. Спробуйте визначити, чи можна взаємодію металів з кислотами віднести до вже відомих вам реакцій сполучення, розкладу чи обміну. Здійснимо аналіз хімічного рівняння:



Як бачимо, на відміну від реакцій сполучення чи розкладу, це інший тип хімічної реакції. Для нього характерна наявність серед реагентів простої та складної речовин. Серед продуктів реакції наявні також дві речовини, одна з яких проста, а інша — складна. Такі реакції називають реакціями **заміщення**.

Реакція заміщення — це реакція між простою і складною речовинами, внаслідок якої утворюються нова складна й нова проста речовини.

Дослід 4.

До мідних ошурків додамо розбавленої хлоридної кислоти. Спостереження свідчить про те, що реакція не відбувається. Підігріємо вміст пробірки й переконаємося у відсутності будь-яких змін, тобто мідь не витіснить атоми Гідрогену із хлоридної кислоти.



РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ. Ви ознайомилися з дослідами та з'ясували, що одні метали витіснюють Гідроген з кислот, інші — ні. Цю властивість металів дослідив учений *Микола Миколайович Бекетов* і за здатністю металів витіснити Гідроген із кислот побудував *ряд активності металів*.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Усі метали, розташовані в **ряді активності металів** (його ще називають **витискувальним рядом**) ліворуч від водню, витискують Гідроген з кислот. Ця здатність металів послаблюється від літію до свинцю. Метали, розташовані у витискувальному ряді після водню, не витискують Гідроген з кислот, тобто не взаємодіють з ними. Користуючись рядом активності металів, легко визначити, взаємодітиме метал з кислотою чи ні.

Ця закономірність не поширюється на нітратну та концентровану сульфатну кислоти. Вони взаємодіють з металами, розташованими в ряді активності до водню та після нього. Як саме — дізнаєтесь у старших класах.

Варто також знати й пам'ятати про те, 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 повністю відповідає дійсності.

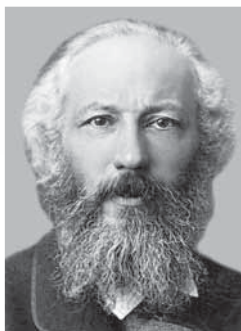
Працюйте групами

1. У проведених дослідах активність магнію була найвищою, цинку — дещо меншою, а мідь узагалі не реагувала з кислотою. Користуючись рядом активності металів, з'ясуйте, як це узгоджується з місцем магнію, цинку та міді в ньому.
2. Керуючись рядом активності металів, спрогнозуйте можливість взаємодії металу з кислотою за наведеними напівсхемами:
 - а) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

Напівсхеми можливих хімічних реакцій перетворіть на рівняння.

Стисло про основне

- ✓ Ряд активності металів — це ряд, у якому метали розташовано за їхньою здатністю витіснити Гідроген з кислот.
- ✓ Метали, розташовані в ряді активності до водню, витискують Гідроген з кислот у вигляді простої речовини водню (H_2), метали, розташовані в ряді активності після водню, — ні.
- ✓ Якісною реакцією на водень є його взаємодія з киснем, під час якої відбувається приглушене хлопання — маленький вибух. Для цієї реакції 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.



Микола
Миколайович
Бекетов

Сторінка ерудита

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 з руд-оксидів — алюмотермії. Назва свідчить про те, що використовується алюміній, 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 уклав ряд активності металів.

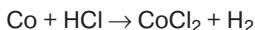
Знаємо, розуміємо

1. Поясніть, на підставі чого М. М. Бекетов уклав ряд активності металів.
2. Чим пояснити, що в ряді активності металів наявна проста газоподібна речовина водень?
3. Дайте визначення реакції заміщення. Наведіть приклади.
4. У чому виявляється прогностична функція ряду активності металів?
5. Дізнайтеся, як діяльність М. М. Бекетова пов'язана з Україною, та ознайомте із цією інформацією однокласників й однокласниць.

Застосовуємо

119. Укажіть формули тих речовин, які витісняють водень з кислот: Hg, Cl₂, Mn, Pb, Hg, C, Fe, Pt. Складіть відповідні рівняння хімічних реакцій, якщо в утворених складних речовинах атоми, що заміщують Гідроген у кислотах, двовалентні.

120. Укажіть тип хімічної реакції, що відбувається за поданою схемою.



А сполучення **Б** обміну **В** заміщення **Г** розкладу

121. Укажіть зайве в кожному з переліків:

а) Mg, Cu, Fe; б) Zn, Cu, Hg.

Обґрунтуйте свій вибір.

122. Увідповідніть схеми й типи рівнянь хімічних реакцій.

	Схема реакції	Тип реакції
1	$\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	А заміщення
2	$\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$	Б сполучення
3	$\text{Cd} + \text{HCl} \rightarrow \text{CdCl}_2 + \text{H}_2$	В розкладу
		Г обміну

123. Спрогнозуйте, який з металів — цинк чи олово — за один і той самий час витіснить більший об'єм водню із хлоридної кислоти за умови, що кількість речовини та подрібненість обох металів однакові, а для проведення реакції кислоту взято з однаковим вмістом гідроген хлориду.

§ 35.

Хімічні властивості КИСЛОТ



Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ характеризувати хімічні властивості кислот;
- ♦ пояснити роль експерименту у вивченні хімічних властивостей кислот;
- ♦ складати рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості кислот.

Кислоти виявляють доволі високу хімічну активність у реакціях з: 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.

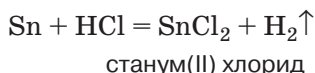
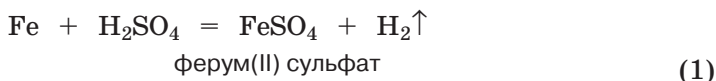
Узагальнимо вже відомі вам властивості кислот і доповнимо їх новими.

ДІЯ КИСЛОТ НА ІНДИКАТОРИ. Як індикатори кислового 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 кислового та лужного середовищ речовинами. Тож ними можна відразу виявляти обидва середовища, що зручно під час проведення дослідів.

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 розчин концентрований, то колір темно-червоний або близький до нього).

Зауважимо, що на колір розчинів індикаторів впливають лише кислоти, що перебувають у розчиненому стані.

ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З МЕТАЛАМИ. Вам уже відомі досліди, які підтверджують, що метали, розташовані в ряді активності до водню, заміщують Гідроген у молекулах кислот, унаслідок чого утворюється *сіль* і виділяється газоподібна речовина *водень* (див. § 34):



Тоді як метали, розташовані у витискувальному ряді після водню, не заміщують Гідроген у молекулах кислот:





Пригадайте! Концентровані нітратна й сульфатна кислоти становлять виняток.

Взаємодія металів з кислотами належить до реакцій заміщення, адже атоми металу, тобто простої речовини, заміщують атоми Гідрогену в молекулі кислоти, що належить до складних речовин.



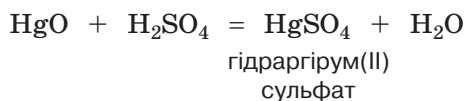
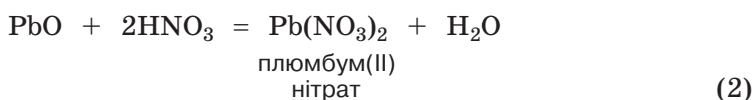
Взаємодія кислот з металами належить до **реакцій заміщення** — реакцій, під час яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з хімічних елементів складної речовини.

Виконайте лабораторний дослід 3 «Взаємодія хлоридної кислоти з металами». Він описаний у рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника». Його виконання дасть вам змогу застосувати практично набуті знання про ряд активності металів, взаємодію кислот з металами, реакції заміщення.

ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Кислоти взаємодіють з оксидами металічних елементів (як з оснóвними, так і з амфотерними), незалежно від місця розташування металу в ряді активності.

Унаслідок взаємодії утворюються *сіль і вода*.



Поміркуйте, до якого типу реакцій належать реакції обміну.

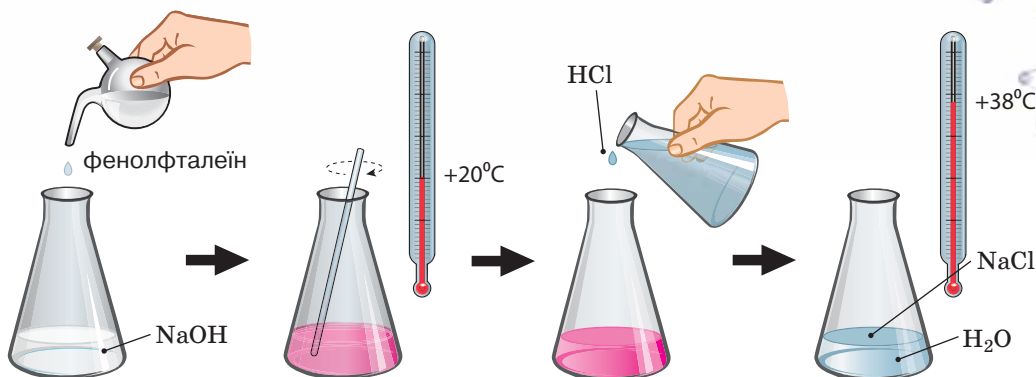
З рівнянь реакцій бачимо, що простих речовин немає, є лише складні, які під час реакції обмінялися своїми складниками. Отже, взаємодія кислот з оксидами металічних елементів належить до реакцій обміну.

Взаємодія кислот з оксидами металічних елементів належить до реакцій обміну.

ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОСНОВАМИ. Дослідимо цю взаємодію, виконавши дослід 1 та дослід 2.

Дослід 1.

Для демонстрації цієї властивості кислот наливаємо в колбу місткістю 200 мл розчин натрій гідроксиду (близько 30 мл) і додаємо до нього кілька крапель розчину фенолфталеїну та розмішуємо його скляною паличкою. Розчин набуває малинового кольору. Вимірюємо та фіксуємо температуру розчину (*мал. 54*). Невеликими порціями доливаємо в колбу з лугом і фенолфталеїном хлоридну кислоту. Досить швидко малинове забарвлення зникає. Це є свідченням того, що в розчині лугу не залишилося. Куди він подівся?



Мал. 54 Ілюстрація досліду 1

З лугом (натрій гідроксидом) прореагувала хлоридна кислота й утворились сіль (натрій хлорид) і вода. Отже, відбулася *реакція обміну*.

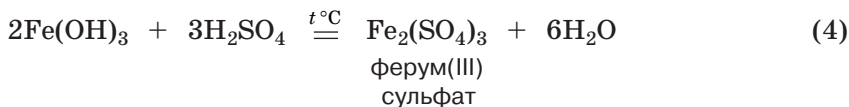


Виміряємо температуру вмісту колби, де відбувалась реакція. Вона вища за температуру попереднього заміру внаслідок того, що реакція супроводжувалась виділенням теплоти — одна з ознак хімічних реакцій. Взаємодія кислот з лугами належить до екзотермічних реакцій (реакцій, що супроводжуються виділенням теплоти в навколишнє середовище).

Реакцію обміну між кислотою та основою називають ще **реакцією нейтралізації**. Виділення теплоти — ознака реакції нейтралізації.

Дослід 2.

У дві пробірки помістимо небагато ферум(III) гідроксиду — твердої речовини темно-коричневого кольору. В одну пробірку наливаємо 2–3 мл води, а в другу — стільки само сульфатної кислоти. Вміст обох пробірок трохи підігріємо. У пробірці з водою зміни не відбуваються, а в пробірці з кислотою розчин набуває коричневого кольору, осад зникає. Це свідчить про перебіг хімічної реакції.



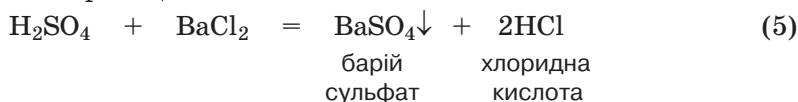
Дослідним шляхом ми встановили, що кислоти вступають у реакцію обміну як із розчинними основами (лугами), так і з нерозчинними.

ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З АМФОТЕРНИМИ ГІДРОКСИДАМИ. Ця взаємодія нічим не відрізняється від взаємодії кислот з основами. Її приклад і дослід буде розглянуто в параграфі 37.

ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ СОЛЯМИ. Кислоти взаємодіють із солями за умови, що серед продуктів реакції є *осад* або *газ*.

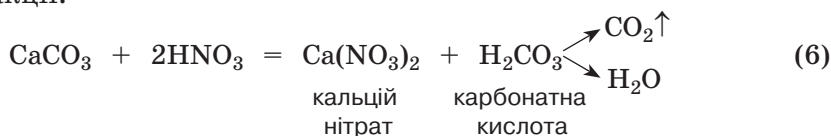
Дослід 3.

У хімічний стакан наллємо сульфатної кислоти й додамо розчин барій нітрату. Відразу ж утворюється білий осад. Поміркуємо, який із продуктів реакції утворив осад. Хлоридна кислота не може бути осадом, а отже, в осаді перебуває барій сульфат. Перевіримо наше передбачення за таблицею розчинності солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді — барій сульфат дійсно є нерозчинною сіллю. Запишемо рівняння реакції.



Дослід 4.

У хімічний стакан покладемо шматочок крейди та доллємо нітратної кислоти. Відразу ж починається реакція, яка супроводжується виділенням газу. 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 хімічної реакції.



Поміркуйте і зробіть висновок, до якого типу реакцій належать реакції, що відбувалися в дослідах 3 та 4.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 3.

Взаємодія хлоридної кислоти з металами

Вам знадобляться: хлоридна кислота, індикатор кислого 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 й дотримуйтесь їх.

Завдання. Дослідіть, як хлоридна кислота взаємодіє з різними металами.

Для цього невеликі порції кожного металу покладіть на дно окремих пробірок. У кожную пробірку по черзі налейте по 2 мл хлоридної кислоти. Кожного разу спостерігайте за тим, що відбувається у пробірці.

Якщо спостерігатимете виділення газу, зберіть його в суху пробірку способом витіснення повітря та перевірте вміст пробірки на наявність водню.

Опишіть результати спостережень у робочому зошиті, запишіть рівняння проведених реакцій.

Зробіть **висновок** про значення ряду активності металів для прогнозування їх взаємодії з кислотами.

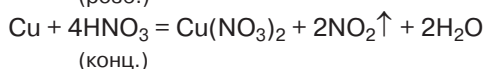
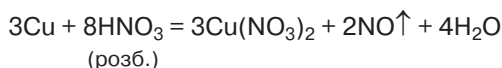
Стисло про основне

- ✓ Кислоти — активні речовини, яким властива взаємодія з металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, дія на індикатори лакмус і метиловий оранжевий.
- ✓ Прогнозуючи взаємодію металу з кислотою, слід користуватися рядом активності металів — тільки метали, що розташовані в ньому до водню, реагують з кислотами (виняток — HNO_3 і концентрована H_2SO_4).
- ✓ Реакція між кислотою та сіллю відбувається в разі утворення нерозчинної у воді речовини чи газу.
- ✓ 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**.

Сторінка ґрудита



На відміну від розчинів багатьох 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), азот N_2 чи амоніак NH_3 .



Розчини нітратної кислоти високої концентрації (понад 60 %) не взаємодіють із залізом. Тому їх транспортують у сталевих цистернах.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення кислот, назвіть хімічні властивості кислот.
2. Яку реакцію називають реакцією нейтралізації? Наведіть приклад.
3. Чим реакція обміну відрізняється від реакції заміщення?

Застосовуємо

124. Увідповідніть середовище та колір індикатора в ньому.

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

- 125.** Проаналізуйте твердження 1 і 2 й оберіть правильний варіант відповіді.
Твердження 1. Взаємодія кислот з металами належить до реакцій заміщення.
Твердження 2. Взаємодія кислот з основами належить до реакцій обміну.

А правильне лише 1 **В** правильні обидва

Б правильне лише 2 **Г** немає правильних

- 126.** Укажіть у кожному переліку формулу, що є зайвою стосовно можливих реакцій з кислотами:

а) Mn, Fe, Cu; б) BaO, MnO, SO₃.

Аргументуйте свій вибір.

- 127.** Перетворіть напівсхеми можливих хімічних реакцій на рівняння.

а) SnO + H₂SO₄ → г) Fe(OH)₃ + H₂SO₄ →

б) SiO₂ + HCl → д) Na₂CO₃ + H₃PO₄ →

в) Ca(OH)₂ + HNO₃ →

- 128.** Зазначте назви солей, що є продуктами реакцій у попередньому завданні.

- 129.** У якому випадку виділиться більший об'єм газу (н.у.) — внаслідок взаємодії достатньої кількості сульфатної кислоти з магнієм масою 12 г чи внаслідок взаємодії достатньої кількості хлоридної кислоти із цинком кількістю речовини 0,25 моль?

- 130.** Наведіть приклади трьох різних рівнянь хімічних реакцій, унаслідок яких утворюється купрум(II) ортофосфат.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ характеризувати хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ;
- ♦ називати представників різних класів неорганічних сполук;
- ♦ розрізняти типи хімічних реакцій;
- ♦ наводити приклади розчинних і нерозчинних основ;
- ♦ розрізняти розчинні й нерозчинні основи.



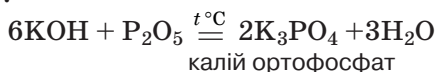
Хімічні властивості основ

Про дію розчинів основ (лугів) 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) та нерозчинні основи.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУГІВ.

1. Дія лугів на індикатори. У розчині лугів лакмус набуває синього кольору, метиловий оранжевий — жовтого, а фенолфталеїн — малинового. Універсальний індикатор у розведеному розчині лугу набуває зеленого забарвлення, у концентрованому — синього та синьо-фіолетового.

2. Взаємодія лугів з кислотними оксидами. Луги взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль кислоти, якій відповідає взятий для реакції оксид, і воду.



3. Взаємодія лугів з розчинами кислот. Реакція нейтралізації. Розглянуто в попередньому параграфі (с. 184–185).

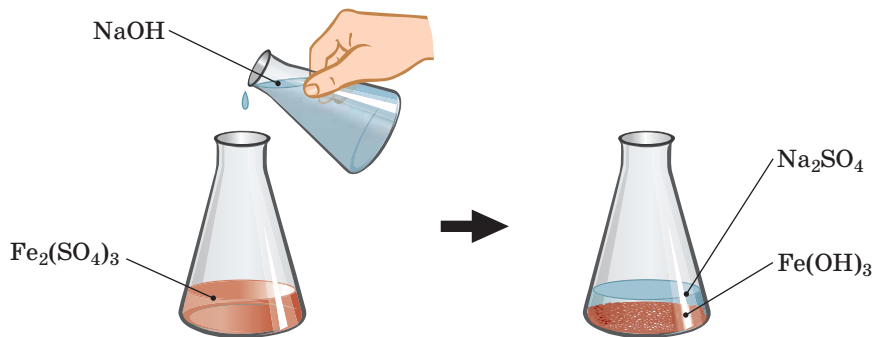
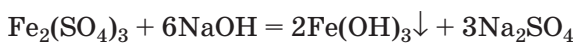
4. Взаємодія лугів з розчинами солей. Ця властивість лугів вам ще не відома, тому для її вивчення проведемо хімічний експеримент.

Дослід 1.

Наллємо в колбу 10–15 мл розчину ферум(III) сульфату $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ та доливаємо до нього розчин натрій гідроксиду NaOH до утворення коричнево-червоного осаду. За кімнатної температури ця реакція відбувається дуже швидко (миттєво) (мал. 55).



Пригадайте, що в хімії будь-яке помутніння внаслідок проведеної хімічної реакції теж має назву осад.



Мал. 55

Ілюстрація досліду 1

Ознакою взаємодії лугів з розчинами солей є утворення осаду (один із продуктів реакції має бути нерозчинною речовиною). Луги не взаємодіють з нерозчинними у воді солями. Луги стійкі до нагрівання.

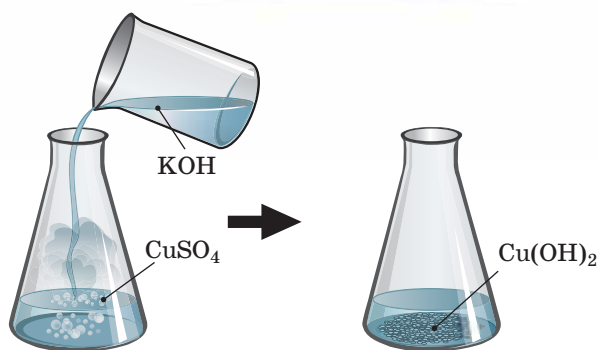
ДОБУВАННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ.

Є один спосіб добування нерозчинних основ — взаємодія розчинної солі відповідного металічного елемента з лугом (реакція відбувається в розчині). Наприклад, потрібно добути нерозчинну основу купрум(II) гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Визначимося з реагентами. Для цього за таблицею розчинності солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді (див. Додаток 2, с. 237) дізнаємося, які солі Купруму(II) є розчинними у воді, тобто підходять для проведення досліду. Їх кілька, це, зокрема, хлорид, нітрат і сульфат Купруму(II).

Щодо лугу, то у шкільному хімічному кабінеті найуживанішими є натрій гідроксид, калій гідроксид, кальцій гідроксид і барій гідроксид.

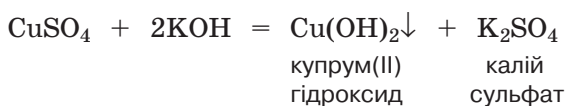
Дослід 2.

Для виконання демонстраційного досліду з одержання та вивчення хімічних властивостей нерозчинних основ проведемо хімічну реакцію між розчинами купрум(II) сульфату та калій гідроксиду, який будемо доливати в колбу з розчином солі невеликими порціями. Після того як з'явиться блакитний осад, припинимо доливання лугу (мал. 56, с. 190).



Мал. 56 Ілюстрація досліду 2

Напишемо рівняння проведеної хімічної реакції.

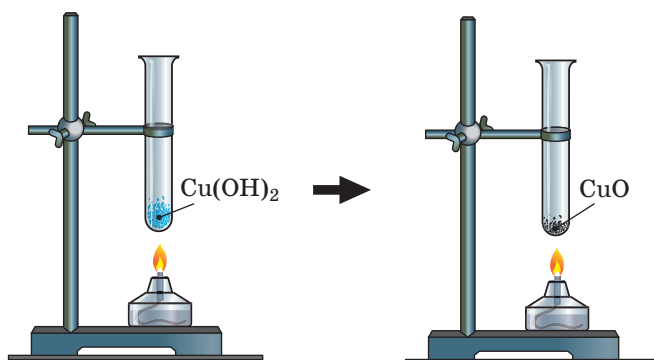
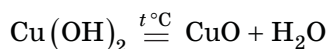


Добутий осад нерозчинної основи використаємо для проведення двох наступних дослідів.

5. Розкладання нерозчинних основ внаслідок нагрівання.

Дослід 3.

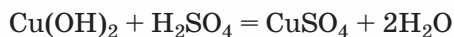
Проведемо нагрівання добутого купрум(II) гідроксиду, попередньо відфільтрувавши й осушивши продукти досліду 2. Спостереігаючи за нагріванням, будемо бачити, як блакитне забарвлення (колір купрум(II) гідроксиду) змінюється на чорне (колір купрум(II) оксиду) (*мал. 57*).



Мал. 57 Ілюстрація досліду 3

У тому, що одним із продуктів реакції є вода, можна впевнитись, притримавши холодний предмет (наприклад, скляну пластинку) біля отвору пробірки.

ВЗАЄМОДІЯ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ З КИСЛОТАМИ. Нерозчинні основи також взаємодіють з кислотами й утворюють сіль і воду.



Для кращого опанування знань про хімічні властивості основ виконайте лабораторний дослід, інструкції до якого подано в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника». Перш ніж розпочати дослід, повторіть правила безпечної роботи з лугами (с. 152) і кислотами (с. 147–148) та неухильно дотримуйтеся їх під час проведення хімічного експерименту.



Установіть, до якого типу реакцій належить взаємодія нерозчинних основ з кислотами.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 2.

Взаємодія лугів з 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.

Завдання 1. Проведіть взаємодію лугів з кислотами, попередньо додавши до розчину лугу розчин одного з індикаторів. Розчин кислоти доливайте невеликими порціями. Стежте за зміною кольору індикатору.

Завдання 2. Поясніть результати спостережень. Складіть рівняння проведених хімічних реакцій, зазначте назви продуктів реакцій і тип реакцій.

Завдання 3. Зробіть **висновок** про можливість взаємодії між лугами й кислотами та належність продуктів реакції до основних класів неорганічних сполук.

Стисло про основне

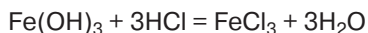


- ✓ Луги в хімічному плані активніші за нерозчинні основи. Вони діють на індикатори, реагують з кислотами та солями в розчинах. У розчині лугу лакмус та універсальний лакмусовий папірець змінюють забарвлення на синє, фенолфталеїн стає малиновим, метиловий оранжевий — жовтим.
- ✓ Типовими хімічними властивостями нерозчинних основ є взаємодія з кислотами та розкладання внаслідок нагрівання на оксид і воду.
- ✓ Реакція нейтралізації — це реакція обміну, що відбувається між основою та кислотою з утворенням солі й води.
- ✓ Луги взаємодіють із солями (реакцію проводять у розчині). Ознакою цієї реакції є випадання в осад одного з продуктів.



Сторінка ерудита

Для того щоб спаяти дві частини залізного виробу, необхідно поверхню металу ретельно очистити від іржі, до складу якої входить ферум(III) гідроксид. Цей процес ще називають «травленням» і проводять хлоридною кислотою.



Щоб під час травлення з кислотою взаємодіяла тільки іржа, а не залізо, з якого виготовлено виріб, у травильний розчин додають *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 загоряється, легко гаситься і майже не залишає попелу.

Знаємо, розуміємо

1. Як водні розчини лугів діють на індикатори?
2. Перелічить основні хімічні властивості лугів.
3. Назвіть основні хімічні властивості нерозчинних основ.
4. Назвіть спільну хімічну властивість розчинних і нерозчинних основ.
5. Що спільного й відмінного між реакціями обміну та реакціями заміщення?

Застосовуємо

- 131.** За формулами основ установіть їхні назви за сучасною науковою українською номенклатурою.

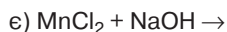
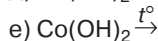
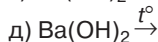
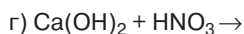
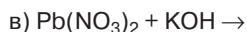
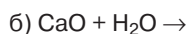
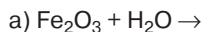


- 132.** Складіть формули й зазначте назви оксидів, що відповідають таким основам:



- 133.** Які з поданих речовин взаємодіють з лугами, а які — з кислотами: магній гідроксид, кальцій оксид, сульфур(VI) оксид, силікатна кислота? Складіть рівняння хімічних реакцій.

- 134.** Перетворіть схеми можливих хімічних реакцій на рівняння.



- 135.** Який об'єм вуглекислого газу (н. у.) знадобиться для добування середньої солі, якщо другим реагентом є розчин масою 20 г з масовою часткою 10 % натрій гідроксиду?

§ 37.

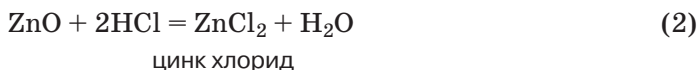
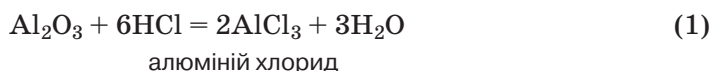
Амфотерні оксиди й гідроксиди та їхні хімічні властивості

ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ОКСИДИ. Ви вже знаєте, що основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами чи кислотами та не взаємодіють з лугами. Кислотні оксиди, навпаки, реагують з основними оксидами чи лугами та не вступають у взаємодію з кислотами. Але серед оксидів трапляються і такі, які за їхніми властивостями не належать 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.

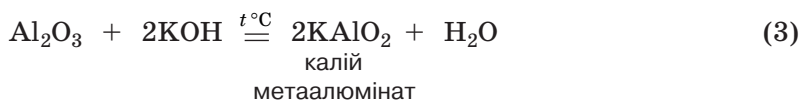
Оксиди, наділені такими властивостями, дістали назву *амфотерних оксидів*. Амфотерний у перекладі з грецької означає «і той, і інший»; «обидва». До них належать: берилій оксид BeO , цинк оксид ZnO , алюміній оксид Al_2O_3 , плюмбум(II) оксид PbO , хром(III) оксид Cr_2O_3 та деякі інші. Це тверді й нерозчинні у воді речовини, що мають кристалічну будову. Їм відповідають амфотерні гідроксиди.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ОКСИДІВ.

1. З кислотами в розчині утворюють сіль і воду.

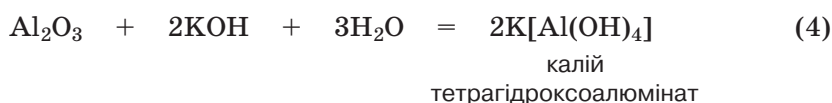


2. Із твердими лугами за сплавлення утворюють солі.



Зверніть увагу! На відміну від першої взаємодії (1), у випадку сплавлення з твердим лугом Алюміній входить до складу кислотного залишку утвореної солі.

3. З розчинами лугів утворюють комплексні сполуки, що розчиняються у воді.



Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ◆ 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.

У складі солі калій тетрагідроксоалюмінату замість звичного кислотного залишку є залишок, що містить один атом Алюмінію та чотири (*тетра*) гідроксильні групи. Залишок такого виду записують у квадратних дужках.

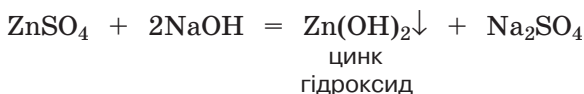
ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ. Вивчаючи основи, ви дізналися, що луги й більшість нерозчинних основ взаємодіють з кислотами, але не взаємодіють із представниками свого класу. Кислоти взаємодіють з основами й не взаємодіють з іншими кислотами. Це загальне правило. Проте воно має виняток, зрозуміти який нам допоможуть досліди із цинк гідроксидом.

ДОБУВАННЯ ЦИНК ГІДРОКСИДУ ТА ДОВЕДЕННЯ ЙОГО АМФОТЕРНОСТІ. За здатністю розчинятися у воді цинк гідроксид належить до нерозчинних речовин. Пригадайте, що єдиним способом добування нерозчинних основ є взаємодія солі відповідного металічного елемента з лугом у розчині. Спробуємо в такий спосіб добути цинк гідроксид.

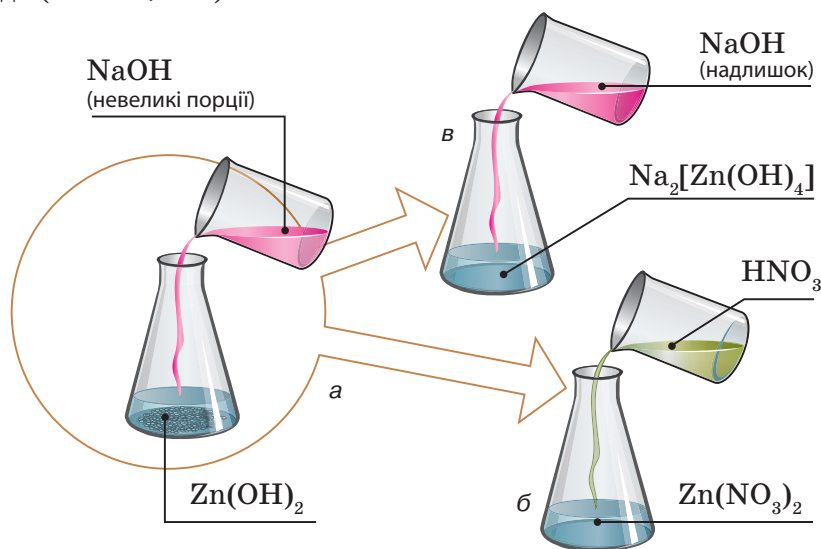
Дослід 1.

У колбу з розчином цинк сульфату доливаємо невеликими порціями розчин натрій гідроксиду, доки в пробірці не утвориться білий осад (*мал. 58, а*). Щойно осад з'явився, припинимо доливання лугу.

Складемо рівняння проведеної хімічної реакції.



Утворений осад розділимо на дві колби та проведемо наступні два досліди (*мал. 58, б і в*).

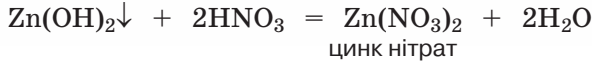


Мал. 58

Послідовність проведення дослідів з виявлення амфотерності цинк гідроксиду: а — добування цинк гідроксиду; б, в — розчинення осаду Zn(OH)₂

Дослід 2.

У першу колбу із цинк гідроксидом (мал 58, б) доливаємо розчин нітратної кислоти. Осад відразу зникає, що є ознакою хімічного явища.



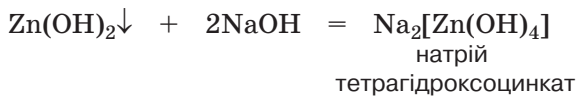
Звернемося до таблиці розчинності (див. Додаток 2, с. 237) й побачимо, що утворена сіль цинк нітрат — розчинна у воді сполука. І це підтверджує дослід.

Відбулася реакція нейтралізації, в якій цинк гідроксид виявляє властивості основи.

Дослід 3.

У другу колбу із цинк гідроксидом (мал. 58, в) доливаємо розчин натрій гідроксиду. Спостереження показує, що, як і в досліді з нітратною кислотою, осад зник. Отже, цинк гідроксид прореагував з надлишком лугу. Ви тепер розумієте, чому в досліді 1 ми припинили доливати розчин лугу, тільки-но з'явився осад цинк гідроксиду. Якби ми цього не зробили, то за надлишкового додавання лугу встигли б лише візуально зафіксувати появу та зникнення осаду.

Запишемо рівняння проведеної реакції.



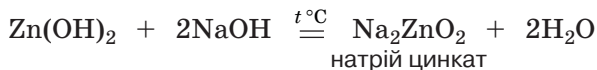
У цій реакції цинк гідроксид відіграв роль кислоти, бо металічний елемент Цинк після реакції увійшов до складу кислотного залишку солі, а не зайняв місце металічного елемента.

Гідроксиди, які утворюють сіль під час взаємодії як із кислотою, так і з лугом, називають **амфотерними гідроксидами**.

Працюйте зупини

Складіть формули інших амфотерних гідроксидів, що відповідають поданим у параграфі амфотерним оксидам. Для плюмбум(II) оксиду та плюмбум(II) гідроксиду складіть рівняння реакцій, що характеризують їхні хімічні властивості.

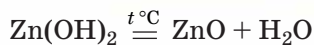
Амфотерні гідроксиди, як і амфотерні оксиди, реагують з лугами не лише в розчині, а й у розплаві.



В утвореній солі Цинк увійшов до складу двовалентного кислотного залишку ZnO_2 . Тобто за сплавляння з лугом цинк гідроксид виявив властивості кислоти.

Дослід 4.

Помістимо в суху пробірку цинк гідроксид. Проведемо нагрівання пробірки із цинк гідроксидом до появи крапель води на стінках пробірки.



Отже, амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються під час нагрівання на амфотерний оксид і воду.

Проведені досліди свідчать про те, 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, й групу гідроксидів — амфотерні гідроксиди.
- ✓ Представниками неорганічних амфотерних сполук є оксиди й гідроксиди Цинку, Берилію, Алюмінію, Плюмбуму(II), Стануму(II), Хрому(III) та деякі інші.
- ✓ Амфотерні сполуки, залежно від умов, взаємодіють як із кислотами, так і з лугами, утворюючи солі. Тобто вони виявляють й основні, й кислотні властивості.
- ✓ Усі амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді.
- ✓ У хімічній реакції амфотерної сполуки з кислотою, металічний елемент амфотерного оксиду чи гідроксиду входить до складу першої частини солі (ZnSO_4 , ZnCl_2 тощо).
- ✓ У хімічних реакціях амфотерної сполуки з лугом, металічний елемент амфотерного оксиду чи гідроксиду входить до другої частини солі — кислотного залишку ($\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$, $\text{K}[\text{Al(OH)}_4]$, NaAlO_2 , KZnO_2).



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.



§ 38.

Хімічні властивості середніх солей

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ застосувати знання про склад і номенклатуру солей;
- ♦ використовувати ряд активності металів для прогнозування хімічних реакцій;
- ♦ складати рівняння можливих хімічних реакцій солей з іншими речовинами.

Солям, як і іншим класам неорганічних сполук, властиві різні хімічні явища, або хімічні реакції. Розглянемо, як солі взаємодіють з металами, лугами, солями, кислотами.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З МЕТАЛАМИ. Солі (у розчині) взаємодіють з металами, розташованими в ряді активності до того металу, з атомів якого вони утворилися. Продуктами реакції є *нова сіль* і *метал*. Відтворимо цю взаємодію за допомогою демонстраційного досліду 1.

Дослід 1.

Чотири хімічні стакани наповнимо розчинами солей: два

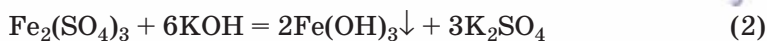
купрум(II) сульфату і ще два — ферум(III) сульфату. В один стакан з купрум(II) сульфатом зануримо залізну пластинку, другий залишимо для порівняння. Ті самі дії проробимо зі стаканами з розчином ферум(III) сульфату, але в один зі стаканів зануримо мідну пластинку. Невдовзі в стакані із залізною пластинкою 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 і буде однаковим в обох пробірках. Через 5–10 хв дістанемо залізну пластинку й побачимо, що та її частина, що була занурена в розчин 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.



У реакції, що відбулася, атоми простої речовини більш активного металічного елемента Феруму заміщують атоми менш активного металічного елемента Купруму у складній речовині. Тож відбулася хімічна реакція *заміщення*.

Результати експерименту узгоджуються з місцем металів, узятих для проведення досліду, у ряді активності.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З ОСНОВАМИ (ЛУГАМИ). 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.



ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З КИСЛОТАМИ.

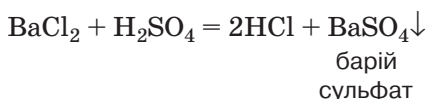
Солі вступають у **реакцію обміну** з кислотами за умови, що серед продуктів реакції є осад або газ.

На підтвердження наведеного правила 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.



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 класу взаємодія крейди (кальцій карбонату CaCO_3) з кислотами. Варто долити до крейди розчин будь-якої кислоти, як відразу розпочинається виділення вуглекислого газу.



Це свідчить про перебіг хімічного явища. Воно розглядалось у попередньому параграфі, тому повторіть дослід 4.

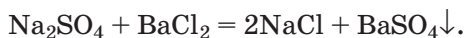


Установіть назви продуктів реакції.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ СОЛЯМИ. Повторимо дослід 2, замінивши сульфатну кислоту на одну з її розчинних солей.

Дослід 4.

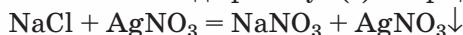
До розчину натрій сульфату Na_2SO_4 додамо розчин барій хлориду BaCl_2 . Взаємодія відбувається так само швидко, і так само утворюється білий осад:



За допомогою розчину барій хлориду чи іншої розчинної у воді сполуки Барію відрізняють сульфатну кислоту та її солі від інших сполук. Унаслідок реакції утворюється осад барій сульфату, що має білий колір. Цю реакцію називають **якісною реакцією** на сульфатну кислоту та сульфати.

Дослід 5.

До розчину натрій хлориду NaCl додаємо розчин аргентум(I) нітрату AgNO₃. Взаємодія відбувається миттєво й утворюється сирнисто-білий осад аргентум(I) хлориду:



За допомогою розчину аргентум(I) нітрату відрізняють хлоридну кислоту та її солі від інших сполук. Унаслідок реакції утворюється сирнисто-білий осад AgNO₃. Цю реакцію називають **якісною реакцією** на хлоридну кислоту та її солі.

Для підтвердження загальних хімічних властивостей солей і формулювання обґрунтованого висновку про їх активність проведіть хімічний експеримент, передбачений лабораторними дослідками 4, 5, 6, інструкції до яких містить рубрика «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 4.

Взаємодія металів із солями у водному розчині

Для проведення досліді вам знадобляться: гранули цинку, мідний дріт, подрібнений на шматочки, розчинна сіль Купруму(II), пробірки, штатив для пробірок.

Інструкція з виконання досліді. 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 хімічне явище відбулося, запишіть рівняння хімічної реакції.

Лабораторний дослід 5.

Взаємодія солей з лугами у водному розчині

Для проведення досліді вам знадобляться: розчин солі, металічний елемент якої утворює нерозчинну основу, розчин лугу, пробірка, штатив для пробірок.

Виконуючи дослід, дотримуйтеся запобіжних заходів під час роботи з лугами!

Інструкція з виконання досліді. У пробірку налейте 1 мл розчину солі й долийте до нього стільки ж лугу. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. Про яке явище — фізичне чи хімічне — вони свідчать?

Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи для цього хімічні формули речовин і рівняння хімічної реакції.

Лабораторний дослід 6.

Реакція обміну між солями в розчині

Для проведення досліді вам знадобляться: розчин солі хлоридної кислоти, наприклад, натрій хлорид, розчин аргентум(I) нітрату, пробірка, штатив для пробірок.

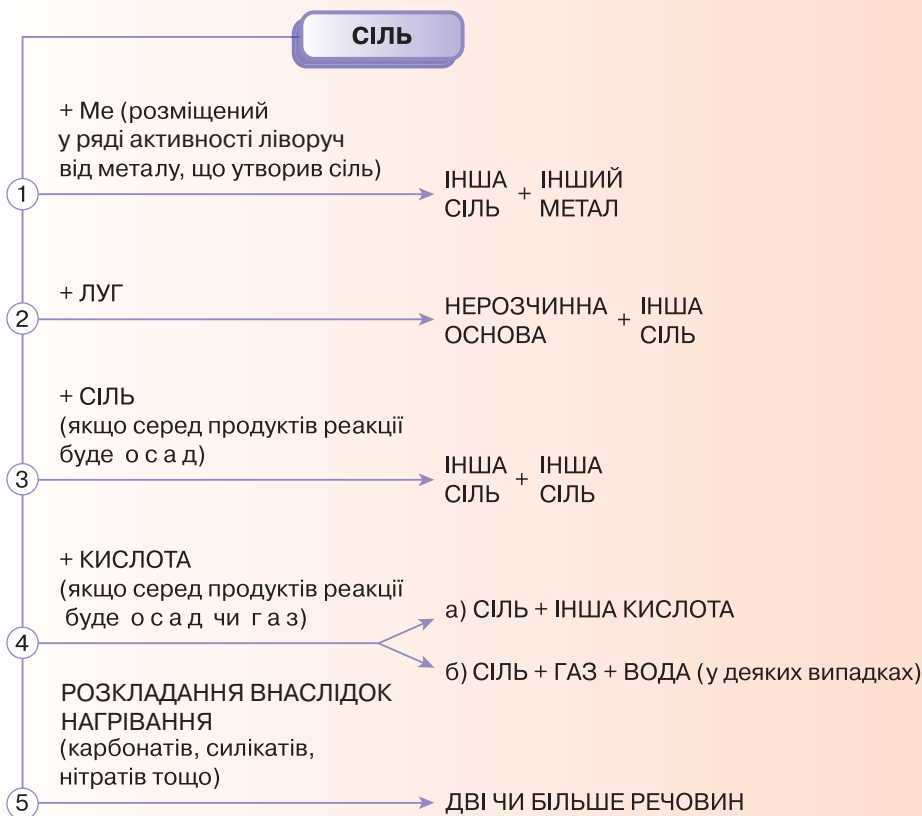
Інструкція з виконання досліді. У пробірку налейте 1 мл розчину солі хлоридної кислоти, наприклад, натрій хлориду, і додайте до нього кілька крапель розчину аргентум(I) нітрату. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. Про яке явище (фізичне чи хімічне) вони свідчать?

Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи для цього хімічні формули речовин та рівняння хімічної реакції.

На підставі виконаних дослідів сформулюйте загальний **ВИСНОВОК** про типові хімічні властивості солей.

Стисло про основне

✓ Солі виявляють такі типові хімічні властивості.



✓ 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 аргентум(I) нітрату.

Сторінка ґрудита



Ви дізналися, що середні солі утворюються в результаті заміщення всіх атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми металічного елемента. Середні солі

не містять ні атомів Гідрогену, ні гідроксильних груп. Їхні кристали складаються з катіонів якогось металічного елемента й аніонів кислотних залишків, наприклад, K_2SO_4 , K_3PO_4 .

Крім середніх, є ще й інші солі, зокрема кислі, оснóвні, подвійні.

Кислі солі — це продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти атомами металічних елементів. Тому кислотні залишки таких солей містять атоми Гідрогену, наприклад, $KHSO_4$, KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Перші дві формули свідчать, що в молекулах сульфатної та ортофосфатної кислот 1 атом Гідрогену заміщений на атом Калію, тому кислотні залишки HSO_4 і H_2PO_4 — одновалентні. У третій формулі K_2HPO_4 заміщено 2 атоми Гідрогену, отже, валентність кислотного залишку HPO_4 дорівнює II. Як бачимо, кислі солі утворюються кислотами, що містять 2 та більше атомів Гідрогену в молекулі. 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.

Оснóвними називають солі, добуті частковою нейтралізацією основи кислотою (наприклад, $Mg(OH)Cl$ — магній гідроксохлорид), подвійними — солі, добуті заміщенням атомів Гідрогену атомами двох металічних елементів (наприклад, $KAl(SO_4)_2$ — калій алюміній сульфат).

Яка сіль (середня, кисла чи оснóвна) утвориться, залежить від кількісних відношень реагентів.

Знаємо, розуміємо

1. За яких умов відбувається взаємодія солей з кислотами?
2. За яких умов відбувається взаємодія двох солей?
3. Як, користуючись рядом активності металів, спрогнозувати взаємодію солі й металу в розчині?
4. Схарактеризуйте хімічні властивості солей.
5. Як виявити в розчині магній сульфат? Складіть рівняння хімічної реакції.
6. Як виявити в розчині алюміній хлорид? Складіть рівняння хімічної реакції.

Застосовуємо

143. Увідповідніть формули та назви солей.

Формула солі		Назва	
1	$CaSO_3$	А	кальцій ортофосфат
2	$Ca_3(PO_4)_2$	Б	аргентум хлорид
3	$AlCl_3$	В	кальцій сульфід
4	CaS	Г	алюміній хлорид
		Д	кальцій сульфід

144. Проаналізуйте твердження 1 і 2 й оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Взаємодія солей з металами належить до реакцій обміну.

Твердження 2. Натрій сульфат і купрум(II) гідроксид взаємодіють між собою.

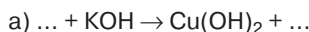
A правильне лише 1

B правильні обидва

B правильне лише 2

Г немає правильних

145. Доповніть схеми хімічних реакцій можливими формулами солей і перетворіть їх на рівняння.



146. Складіть рівняння реакцій обміну між такими солями в розчинах:

а) купрум(II) хлорид і натрій сульфід;

б) алюміній сульфат і барій нітрат.

147. За рівнянням реакції б) із попереднього завдання обчисліть кількість речовини алюміній сульфату та барій нітрату, унаслідок взаємодії яких утворився осад масою 13,908 г.

148. Запропонуйте три різні способи одержання магній хлориду. Складіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

149. Питна сода є кислую сіллю металічного елемента Натрію та карбонатної кислоти. Складіть формулу цієї солі й рівняння реакції її одержання з натрій гідроксиду й кислотного оксиду, що відповідає карбонатній кислоті.

150. За матеріалами параграфа складіть умову завдання і запропонуйте його однокласникам й однокласницям.

151. Складіть план розпізнавання води, натрій сульфату та натрій хлориду, запропонованих у пробірках без етикеток.

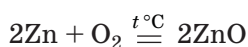
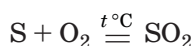


Добування неорганічних речовин різних класів

Завершується вивчення теми «Основні класи неорганічних сполук». Ви вже ознайомилися з представниками кожного класу та хімічними рівняннями їхньої взаємодії. Настав час узагальнити ці знання, поглянувши на них з точки зору добування речовин.

ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ. Оксиди добувають із простих і складних речовин реакціями їх окиснення чи розкладання внаслідок нагрівання.

1. Окиснення простих речовин.



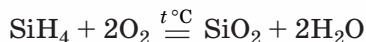
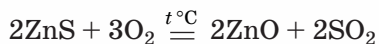
Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ узагальнити знання хімічних властивостей основних класів неорганічних сполук;
- ♦ характеризувати способи добування оксидів, основ, кислот, середніх солей.

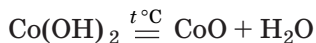


Назвіть продукти й тип хімічних реакцій.

2. Окиснення складних речовин.



3. Розкладання нерозчинних основ чи амфотерних гідроксидів під час нагрівання.

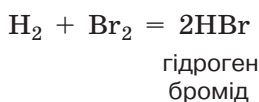


Працюйте групами

Добування скількох та яких саме оксидів (пригадайте їх класифікацію) відображають подані вище рівняння хімічних реакцій?

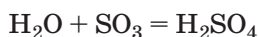
ДОБУВАННЯ КИСЛОТ. Безокисногені та окисногенні кислоти добувають реакцією сполучення.

1. Безокисногенні кислоти добувають реакцією сполучення водню з неметалами.



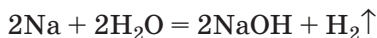
Добуту газоподібну речовину розчиняють у воді. Водний розчин гідроген броміду має назву «бромідна кислота».

2. Окисногенні кислоти добувають реакцією сполучення складних речовин — води та кислотного оксиду.



ДОБУВАННЯ ОСНОВ. Розчинні основи (луги) добувають взаємодією відповідного металу чи його оксиду з водою.

1. Унаслідок взаємодії лужних металів, кальцію і барію з водою утворюються луг і водень.



Який це тип реакції?

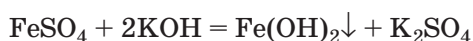
2. Унаслідок взаємодії оксидів лужних хімічних елементів, Кальцію і Барію з водою утворюються луг і вода.



Який це тип реакції?

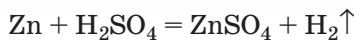
3. У промисловості луги добувають електролізом водних розчинів солей безокисногенних кислот. Більше про цей спосіб ви зможете дізнатись у рубриці «Сторінка ерудита».

4. **Нерозчинні основи** добувають взаємодією розчину солі відповідного металічного елемента з розчином лугу.

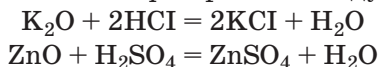


ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ. Солі є продуктами різноманітних хімічних реакцій. Деякі з них вам уже відомі.

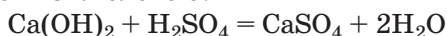
1. Взаємодія металу з кислотою.



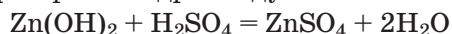
2. Взаємодія оснóвного або амфотерного оксиду з кислотою.



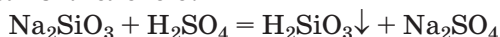
3. Взаємодія основи з кислотою.



4. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою.



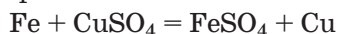
5. Взаємодія солі з кислотою.



6. Взаємодія оснóвного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом.



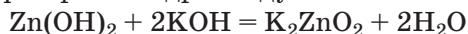
7. Взаємодія металу з розчином солі іншого металічного елемента.



8. Взаємодія металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот).



9. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою.



Пригадайте особливості взаємодії кислот з металами й скажіть, для добування яких солей можна застосувати цей спосіб.

Працюйте зупини

1. Назвіть солі, що є продуктами цих реакцій, за сучасною науковою українською номенклатурою.

2. Обговоріть умови перебігу кожної реакції. Назвіть типи розглянутих вище хімічних реакцій, що стосуються добування солей.

3. Зверніть увагу на те, яку валентність Ферум проявляє в реакціях заміщення, а яку — у реакціях сполучення.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Навчальний проєкт «Вирощування кристалів солей»

Кристали утворюються внаслідок кристалізації речовин з розчинів чи розплавів. У цьому ви можете перекоонатися самостійно.

Завдання

На заняттях гуртка виконайте цікавий дослід, що дістав назву *водорості морського дна*. Для проведення цього досліду вам знадобляться солі: кобальт(II) хлорид CoCl_2 , купрум(II) сульфат CuSO_4 , хром(III) хлорид CrCl_3 , ферум(II) сульфат FeSO_4 , манган(II) хлорид MnCl_2 , ферум(III) хлорид FeCl_3 , алюміній сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, магній хлорид MgCl_2 . Для виконання досліду знайдіть необхідну інформацію в інтернеті.



Стисло про основне

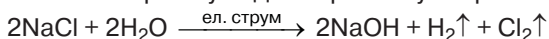
- ✓ Хімічні реакції супроводжуються утворенням різних речовин, завдяки чому з відповідних реагентів добувають потрібні продукти реакції.
- ✓ Оксиди утворюються в результаті окиснення простих і складних речовин, розкладання нерозчинних гідроксидів під час нагрівання та деяких інших хімічних реакцій.
- ✓ Луги є продуктами взаємодії відповідних металів та їхніх оксидів з водою.
- ✓ Нерозчинні основи добувають взаємодією лугу із сіллю металічного елемента в розчині.
- ✓ Кислоти утворюються в реакціях сполучення водню з неметалом (без-окисенові кислоти), води й кислотного оксиду (окисеновмісні кислоти).
- ✓ Солі можна добути з речовин, що містять металічний елемент (метал, оксид металічного елемента, основа, амфотерний гідроксид, сіль), піддаючи їх взаємодії з речовинами, до складу яких входить кислотний залишок (кислота, сіль). Солі також утворюються внаслідок взаємодії оксидів металічних елементів, лугів, амфотерних оксидів і гідроксидів з кислотними оксидами.



Сторінка ґрудита

У лабораторії луг можна добути як з відповідного металу, так і з його оксиду. Але ж ні металів натрію, калію, кальцію, барію, ні їхніх оксидів у природі не існує. Тож ці способи добування лугів можна застосовувати лише як лабораторні. Щоб забезпечити лугами різні виробництва, потрібні інші способи добування цих речовин із природної сировини. Уперше добули луг, піддавши розчин солі натрій хлориду електролізу — розкладу постійним струмом. Це відкриття стало основою промислових способів добування лугів.

Як відбувається електроліз, ви вивчатимете на уроках фізики. А поки що запишемо сумарне рівняння електролізу водного розчину натрій хлориду.



Як бачимо із запису, доступні й наявні в природі кухонна сіль і вода є сировиною для добування трьох речовин, яких у природі не існує, але кожна з них широко використовується у промисловості.

Знаємо, розуміємо

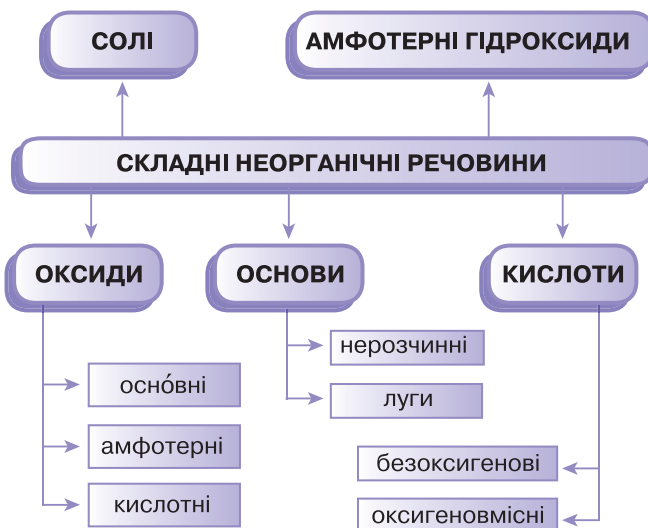
1. Назвіть метали, які не витісняють водень з кислот.
2. Перелічіть основні способи добування:
а) оксидів; в) кислот;
б) основ; г) солей.
3. Які оксиди можна добути, окиснивши цинк сульфід?
4. Яку з кислот — силікатну, сульфатну чи сульфідну — не можна добути взаємодією оксиду з водою?

- 151.** Існує два оксиди Карбону. В одному він двовалентний, в іншому — чотирьохвалентний. Складіть рівняння хімічних реакцій добування цих оксидів з простих речовин.
- 152.** Складіть рівняння хімічних реакцій добування однієї солі якомога більшою кількістю способів.
- 153.** Під час добування яких речовин у реакцію вступає вода: хлоридна кислота, натрій хлорид, сульфідна кислота, ферум(III) гідроксид, барій гідроксид? Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій.
- 154.** Алюміній оксид, добутий розкладанням алюміній гідроксиду кількістю речовини 2 моль, використали для взаємодії з хлоридною кислотою. Обчисліть масу утвореної солі.
- 155.** Якої помилки припустився учень, коли вирішив добути купрум(II) гідроксид з купрум(II) оксиду та води? Які реакції ви запропонували б йому провести, щоб добути цю речовину?



Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

ГЕНЕТИЧНІ РЯДИ. Різноманітність вивчених вами неорганічних сполук представлена схемою 12.



Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ оперувати поняттям «генетичний ряд»;
- ◆ установлювати генетичні зв'язки між простими та складними речовинами, основними класами неорганічних сполук;
- ◆ працювати з інформацією, поданою у вигляді схем.

Схема 12

Класи неорганічних сполук

Під час вивчення властивостей речовин ви з'ясували, що за допомогою відповідних хімічних реакцій з речовин одного класу можна добувати речовини інших класів. Такі взаємоперетворення дістали назву **генетичних рядів**.

У перекладі з грецької *генетичний* означає — такий, що стосується походження, розвитку чого-небудь.

Вивчаючи хімічні властивості сполук різних класів, ви мали змогу простежити, як вони пов'язані між собою походженням. Це допоможе вам складати генетичні ряди, що відображають спорідненість речовин різних класів неорганічних сполук.

Генетичний зв'язок — це зв'язок між речовинами різних класів, що ґрунтується на взаємоперетворенні речовин і показує походження одних речовин від інших.

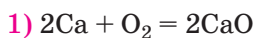
Знання генетичних зв'язків пояснює різноманітність класів неорганічних сполук і речовин у природі, відкриває перед ученими перспективи створення нових речовин.

Було давно помічено, що речовини, які беруть свій початок від простих речовин — металів, суттєво відрізняються за властивостями від речовин, що беруть початок від неметалів. Тому розрізняють два генетичні ряди: *генетичний ряд металів* та *генетичний ряд неметалів*.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД МЕТАЛІВ. Генетичний ряд металу та його сполук можна представити так:

МЕТАЛ → оснóвний оксид → основа (луг) → сіль.

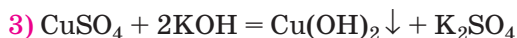
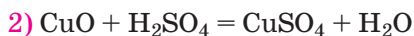
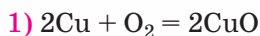
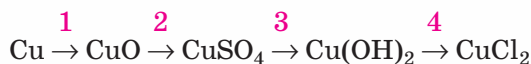
Йони металічного елемента, що започатковує генетичний ряд, наявні в усіх його складних речовинах.



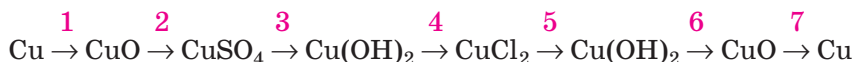
Як вам відомо, нерозчинну основу не можна добути з оксиду, піддавши його взаємодії з водою. У такому разі генетичний ряд металу доповнюється ще однією ланкою:

МЕТАЛ → оснóвний оксид → сіль → основа → інша сіль.

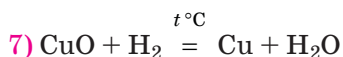
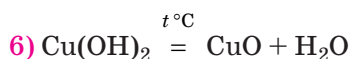
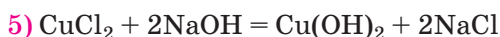
Наведемо приклад такого генетичного ряду для міді та сполук Купруму.



Проте необов'язково, щоб з утворенням солі генетичний ряд завершувався. Його можна продовжити і, зокрема, у зворотному порядку.



У цьому прикладі перші чотири дії аналогічні розглянутим вище, а решта є новими.

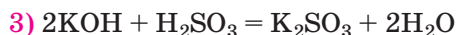
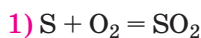


Остання дія вказує на те, що існують реакції, за допомогою яких можна вилучити метал з його оксиду й у такий спосіб добути просту речовину, що започаткувала генетичний ряд.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД НЕМЕТАЛІВ. Генетичний ряд неметалів вибудовується за тим самим принципом, що й у металів, лише замість основи в ньому вказується кислота.

НЕМЕТАЛ → кислотний оксид → кислота → сіль

Розглянемо генетичний ряд неметалів на прикладі сірки.



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 (схема 13, с. 226).

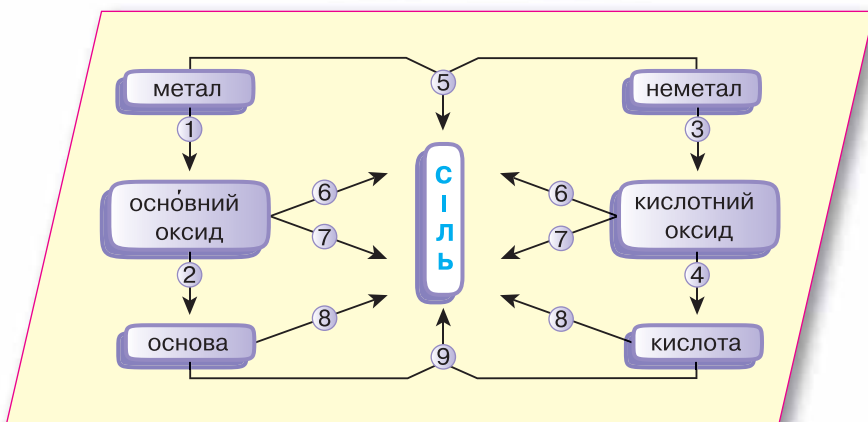


Схема 13

Схема генетичних зв'язків металів і неметалів та сполук металічних і неметалічних елементів

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання.

Розробіть план виконання дослідів на підтвердження генетичного ряду фосфору.

Дія 1. Складіть схему, що відображає генетичний ряд фосфору, використовуючи формули та назви речовин.

Дія 2. Доберіть речовини, необхідні для здійснення перетворень за складеною вами схемою.

Дія 3. Складіть рівняння реакцій відповідно до 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 металічного елемента в зазначеній послідовності:

МЕТАЛ → основний оксид → основа → сіль.

- ✓ Генетичний ряд неметалів вибудовується на основі одного й того самого неметалічного елемента в зазначеній послідовності:

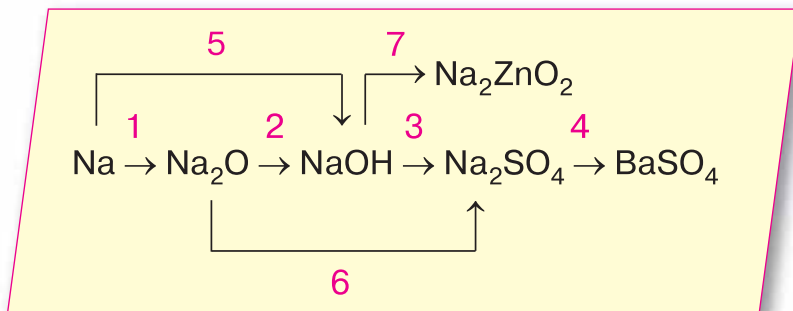
НЕМЕТАЛ → кислотний оксид → кислота → сіль.

- ✓ Між класами неорганічних сполук існує взаємозв'язок: з речовин одного класу можна добути речовини інших класів.

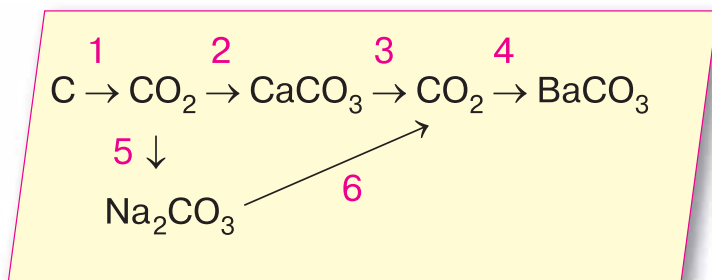


У параграфі подано генетичні ряди лінійної будови. Проте різноманітність речовин та їхніх властивостей дає змогу будувати розгалужені генетичні ряди. Такі ряди розкривають генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук. Розглянемо це на конкретних прикладах.

Приклад 1. Генетичні зв'язки металу та сполук металічного елемента.



Приклад 2. Генетичні зв'язки неметалу та сполук неметалічного елемента.



Застосовуємо

156. Знайдіть і виправте помилку у схемі генетичного ряду неметалу.

НЕМЕТАЛ \rightarrow оксид неметалічного елемента \rightarrow основа \rightarrow сіль

157. Доповніть генетичний ряд силіцію назвою невідомої сполуки:

силіцій \rightarrow силіцій(IV) оксид \rightarrow ? \rightarrow силікатна кислота.

Складіть рівняння відповідних реакцій.

158. З наведених формул речовин побудуйте генетичні ряди:

- Li_2O , Li, LiOH, Li_3PO_4 ;
- $MgSO_4$, Mg, $Mg(OH)_2$, MgO.

Складіть рівняння хімічних реакцій за побудованими генетичними рядами. Зазначте типи хімічних реакцій та назви продуктів реакції.

159. Складіть рівняння реакцій до прикладів 1 і 2 з рубрики «Сторінка ерудита».

160. Побудуйте самостійно генетичний ряд для конкретного металу чи неметалу.



Значення хімічного експерименту як джерела знань. Практична робота 2

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ розповісти про те, як у хімії завдяки експериментальному методу здобувають нові знання про речовини та явища і знаходять підтвердження наукових припущень.

Вам відомі різні методи дослідження речовин та явищ, зокрема й експеримент.

Експериментом називають вивчення властивостей тіл, речовин, 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, зокрема й ті, потребу в яких організм людини відчуває постійно, наприклад, вітаміни. Завдяки експериментальному методу стрімко розвивається фармацевтична промисловість (синтез лікарських речовин), виробництво пральних порошоків, шампунів, засобів 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 «Хімія — це життя: сторінка природодослідника». Цей досвід дав вам змогу пересвідчитись у вірогідності наявної в підручнику 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 2*. Власноруч проведені дослідження властивостей окремих представників основних класів неорганічних сполук конкретизують ваші знання про них, сприятимуть формуванню вміння планувати експеримент, проводити його, описувати результати експерименту, висловлювати судження про значення хімічного експерименту як джерела знань.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 2.

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 й натрій хлориду до взаємодії з аргентум(I) нітратом. Зробіть висновок про те, як можна виявити хлоридну кислоту та хлориди в розчині.

Завдання 3. Від тривалого кип'ятіння води на стінках чайника з'являється накип — відкладання твердих кальцій та магній карбонатів. Дослідним шляхом (для проведення експерименту скористайтесь крейдою) з'ясуйте, речовинами якого класу неорганічних сполук можна усунути накип.

Завдання 4. Добудьте карбон(IV) оксид і дослідіть хімічні властивості цієї речовини.

Завдання 5. Дослідіть, чи здатне залізо витіснити метали цинк і мідь з розчинів їхніх солей.

Завдання 6. Дослідним шляхом доведіть, що сульфатна кислота містить атоми Гідрогену.

За кожним із завдань опишіть спостереження, дайте їм пояснення. Складіть рівняння та зазначте типи всіх проведених вами хімічних реакцій. Зробіть загальний висновок, які знання та вміння знадобилися вам, щоб виконати завдання практичної роботи, яка роль експерименту у вивченні властивостей речовин.

Сторінка ґрудита

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 тварин, 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 цукру і крохмалю (важливі джерела глюкози). Якщо ж інсуліну в організмі людини виробляється недостатньо, це спричинює серйозне порушення обміну речовин, що дістало назву *цукрового діабету*. Хворі на цукровий діабет потребують щоденних ін'єкцій інсуліну. Спершу його одержували виключно з підшлункових залоз тварин у спеціальних лабораторіях, облаштованих на м'ясокомбінатах.

Учені тривалий час досліджували будову молекули 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

Домашній експеримент.

Завдання

Скориставшись одержаними в завданні 4 (практична робота 2) результатами, усуньте накип на стінках чайника, яким користуєтеся вдома.



Працюємо з медійними джерелами

Користуючись різними джерелами інформації, виконайте **навчальний проєкт** «Сучасні експериментальні дослідження в хімії».

Знаємо, розуміємо

1. Запропонуйте фізичний та хімічний способи очищення цвяхів від іржі.
2. На підставі результатів, здобутих у завданні 6 (практична робота 2), зробіть висновки про те, який з хімічних елементів — Цинк чи Купрум — імовірніше може трапитися в природі у вигляді простої речовини, а який — у вигляді сполук.
3. Яке значення в хімії має експериментальний метод дослідження?

Застосовуємо

161. Укажіть речовину, яку можна добути взаємодією оксиду з водою.
А хлоридна кислота
Б сульфатна кислота
В силікатна кислота
Г цинк гідроксид
162. Укажіть речовину, дією якої на натрій карбонат можна добути нерозчинну сіль.
А вода
Б нітратна кислота
В купрум(II) гідроксид
Г кальцій нітрат
163. Укажіть пару речовин, серед продуктів взаємодії яких є газ.
А залізо і хлор
Б ферум(II) гідроксид і хлоридна кислота
В ферум(II) хлорид й аргентум(I) нітрат
Г залізо і хлоридна кислота

§ 42.

Експериментальні задачі. Практична робота 3

Хімічні задачі поділяють на дві великі групи — розрахункові та експериментальні. Для розв'язування розрахункових задач потрібно виконати математичні обчислення, наприклад, розрахунки за хімічними рівняннями маси чи об'єму речовини. Експериментальні задачі розв'язують дослідним шляхом.

Експериментальними називають хімічні задачі, розв'язування яких потребує виконання хімічного експерименту.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ♦ розрізнити розрахункові та експериментальні хімічні задачі;
- ♦ прогнозувати перебіг хімічних реакцій;
- ♦ планувати хімічний експеримент;
- ♦ виконати практичну роботу з розв'язування експериментальних задач.

Це можуть бути задачі, за умовою яких необхідно:

- розпізнати речовини;
- установити якісний склад речовин;
- добути речовину різними способами чи здійснити перетворення, дотримуючись заданої схеми.

Для успішного розв'язування експериментальних задач потрібно знати фізичні та хімічні властивості речовин, способи їх добування.

Перш ніж розпочати 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 дослідження речовин та встановлюють послідовність виконання дослідів.

Приклад 1.

Розпізнайте, 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 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 14.

Послідовність дій з розпізнавання речовин

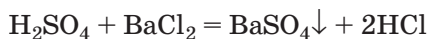
Формули речовин за умовою задачі	Речовини, за допомогою яких здійснюють розпізнавання				
	BaCl ₂	цинк	фенолфталеїн	AgNO ₃	відповідь (№ пробірки)
HCl	без змін	H ₂ ↑			
H ₂ SO ₄	BaSO ₄ ↓				
NaCl	без змін	без змін	без змін	AgCl↓	
NaOH	без змін	без змін	малиновий		
№ досліду	1	2	3	4	

З таблиці 14 бачимо, що для розпізнавання речовин з умови задачі реагенти потрібно використовувати в такій послідовності: барій хлорид, цинк, фенолфталеїн, аргентум(I) нітрат.



Пам'ятайте! З виданих пробірок варто відливати (відбирати) для розпізнавання невеликі порції речовин або їх розчинів. Це правило потрібно обов'язково виконувати, оскільки невідомо, з якої спроби вдасться розпізнати речовину.

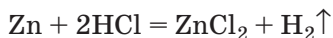
Отже, спочатку віділлємо в чисті пробірки небагато (близько 1 мл) розчину кожної речовини й по черзі додамо до них розчин барій хлориду. Тільки в одній із пробірок з'явиться білий осад — у тій, що містить розчин сульфатної кислоти.



Номер цієї пробірки записуємо у відповіді.

Зверніть увагу на те, що взаємодію із цинком визначено як другий дослід. Якби його проводили першим, то відразу у двох пробірках (із хлоридною та сульфатною кислотами) спостерігали б виділення водню, і розпізнати кислоти не вдалося б.

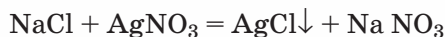
Подальше дослідження проводимо, вилучивши з дослідів пробірку з розчином сульфатної кислоти. Із трьох пробірок, що містять ще не розпізнані речовини, відливаємо в чисті пробірки по 1 мл розчинів та обережно кладемо в кожну по гранулі цинку. Лише в одній пробірці спостерігається виділення водню. Із трьох ще не розпізнаних речовин це властиво лише хлоридній кислоті.



Записуємо у відповіді номер цієї пробірки навпроти комірки з формулою HCl і далі з цією речовиною не працюємо.

Залишилося розпізнати натрій хлорид і натрій гідроксид. Насамперед скористаємося фенолфталеїном, бо з аргентум(I) нітратом обидві речовини утворюють однаковий осад. У пробірці з натрій гідроксидом розчин індикатора набуде малинового забарвлення.

Залишається впевнитися в тому, що в останній пробірці міститься натрій хлорид, додавши до неї аргентум(I) нітрат.



Дістали сирнисто-білий осад аргентум(I) хлориду.

А чи може бути інша послідовність? Так. Наприклад, можна починати розпізнавання 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 металічного елемента Магнію. Тож можна використати всі вивчені способи добування солей:

- 1) магній + хлор \rightarrow магній хлорид;
 - 2) магній + хлоридна кислота \rightarrow магній хлорид + водень;
 - 3) магній оксид + хлоридна кислота \rightarrow магній хлорид + вода;
 - 4) магній гідроксид + хлоридна кислота \rightarrow магній хлорид + вода;
 - 5) магній сульфат + барій хлорид \rightarrow магній хлорид + барій сульфат \downarrow .
- До поданих схем самостійно складіть рівняння реакцій.

Приклад 3. Сплануйте проведення експерименту за поданою схемою перетворень і запишіть рівняння хімічних реакцій.



Розв'язання

1. Добуваємо сульфур(IV) оксид спалюванням сірки.
2. Розчиняємо добутий кислотний оксид у воді й одержуємо розчин кислоти. Виявляємо його індикатором.
3. Нейтралізуємо кислоту 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 7.

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 хлоридну кислоту й розчин натрій хлориду.

Задача 3. Розпізнайте розчини магній хлориду й магній сульфату.

Задача 4. Розпізнайте розчини нітратної кислоти й натрій гідроксиду.

Перш ніж розпочати 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 3. Для того щоб добре підготуватися до її виконання, проведіть уявний хімічний експеримент із розв'язування зазначених нижче експериментальних задач.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 3.

Розв'язування експериментальних задач

Експериментальна задача 1. Визначте, у якій із пробірок містяться : а) розчин кислоти; б) розчин лугу; в) вода.

Експериментальна задача 2. Визначте, у якій пробірці міститься сульфатна кислота, а в якій її сіль — натрій сульфат.

Експериментальна задача 3*. Визначте, у якій пробірці міститься натрій карбонат, а в якій — натрій хлорид.

Експериментальна задача 4. З'ясуйте наявність у пробірках хлоридної кислоти, калій хлориду, барій хлориду.

Експериментальна задача 5*. Визначте, у якій пробірці 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 порошок графіту.

Експериментальна задача 9. Здійсніть хімічні перетворення за такими схемами: а) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

Експериментальна задача 10. Добудьте:

- а) купрум(II) сульфат з купрум(II) оксиду;
- б) ферум(III) гідроксид з ферум(III) сульфату;
- в) купрум(II) оксид з купрум(II) гідроксиду.

Експериментальна задача 11*. Добудьте різними способами:

- а) цинк сульфат;
- б) карбон(IV) оксид;
- в) купрум(II) хлорид.

Оформіть письмовий звіт про виконану роботу.

§ 43.

Залежність властивостей елементів і 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) кількість електронів; в) кількість енергетичних рівнів. А яка залежність існує між електронною будовою атомів і хімічними властивостями елементів та їхніх сполук?

Для отримання відповіді спершу розглянемо досліди з виявлення властивостей гідроксидів та кислот хімічних елементів одного періоду.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ГІДРОКСИДІВ І КИСЛОТ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ОДНОГО ПЕРІОДУ. Для проведення дослідів оберемо сполуки Натрію, Алюмінію та Сульфору — елементів 3 періоду.

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- ◆ пригадати особливості електронної будови атомів хімічних елементів;
- ◆ визначати хімічні властивості оксидів, гідратів оксидів конкретного елемента;
- ◆ пояснювати зв'язок між електронною будовою атомів і хімічними властивостями елементів та утворених ними сполук;
- ◆ пояснити зміну властивостей елементів та їхніх сполук у межах головних підгруп (груп А) і періодів періодичної системи.

Працюйте групами

1. Спостерігайте за дослідом 1–3, що їх демонструє вчитель або вчителька.
2. Поясніть спостережувані зміни.
3. Складіть рівняння хімічних реакцій, що відбулися у проведених дослідях.

Дослід 1.

У дві пробірки наллємо розчин натрій гідроксиду та додамо по кілька крапель розчину індикатора лужного середовища (наприклад, фенолфталеїну). В одну пробірку доллємо хлоридної кислоти, у другу помістимо небагато порошку магній гідроксиду. Завдяки спостереженню 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 з розчину його солі алюміній хлориду, подіавши на неї невеликою кількістю розчину натрій гідроксиду. Добутий осад розділимо на дві пробірки. У 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.

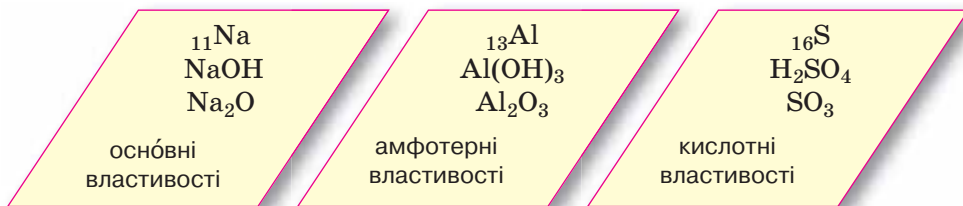
Дослід 3.

Наллємо у дві пробірки розчину сульфатної кислоти та додамо в кожену по кілька крапель розчину індикатора кислого середовища, наприклад, метилового оранжевого.

В одну пробірку до сульфатної кислоти доллємо розчин лугу, у другу — розчин іншої кислоти й 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. У другій пробірці видимих змін немає. Поясніть результати спостереження.

Експериментальним шляхом ми отримали підтвердження, що властивості досліджуваних речовин різні. Натрій гідроксид — типова основа з вираженими лужними властивостями, алюміній гідроксид — амфотерний гідроксид, а сульфатна кислота має всі властивості кислот.

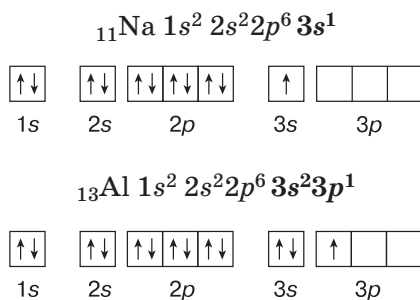
Ви знаєте, що натрій гідроксиду відповідає основний оксид — натрій оксид, алюміній гідроксиду — амфотерний оксид алюміній оксид, а сульфатній кислоті — кислотний оксид сульфур(VI) оксид.

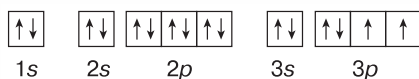
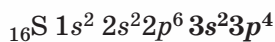


Як бачимо, у межах 3 періоду зі збільшенням протонного числа властивості сполук хімічних елементів змінилися від типових основних — через амфотерні — до кислотних.

ЗВ'ЯЗОК МІЖ ХІМІЧНИМИ ВЛАСТИВОСТЯМИ ЕЛЕМЕНТІВ (ЇХНІХ СПОЛУК) І ЕЛЕКТРОННОЮ БУДОВОЮ АТОМА. На основі сучасної теорії будови атома вчені пояснюють, що хімічні властивості елементів та їх зміна в періодах залежать від будови електронних оболонок атомів. Пригадаємо, як змінюється будова електронних оболонок атомів хімічних елементів одного періоду.

Проаналізуємо електронні формули атомів хімічних елементів, зі сполуками яких виконували дослід.





За кількістю енергетичних рівнів атоми Натрію, Алюмінію та Сульфуру відмінностей не мають. Однак у кожного з них різна кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, яка зі збільшенням протонного числа елемента зростає. В атома Натрію один електрон, в Алюмінію — три, у Сульфуру — шість.


Атоми металічних елементів містять менше половини від максимальної кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Атоми неметалічних елементів, навпаки, мають зовнішні енергетичні рівні наполовину й більше заповнені електронами (порівняно з 8-електронним енергетичним рівнем). З позицій теорії будови атома саме в цьому варто шукати пояснення властивостей хімічних елементів та їхніх сполук.

Те, як будова електронних оболонок атомів і місце елемента в періодичній системі позначаються на властивостях хімічних елементів та їхніх сполук, ілюструє таблиця 15.

Таблиця 15

Елементи третього періоду та деякі їхні характеристики


ОЗНАКИ ПОРІВНЯННЯ	ЕЛЕМЕНТИ ТРЕТЬОГО ПЕРІОДУ							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
протонне число	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 ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
формула гідроксиду чи кислоти	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
валентність елемента в обох сполуках	1	2	3	4	5	6	7	—
хімічні властивості сполук елемента	основні		амфотерні	кислотні				
спільне в будові атома	Електронна оболонка має три енергетичні рівні							
кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні	1	2	3	4	5	6	7	8



У періодах зі збільшенням протонного числа (порядкового номера) послаблюються металічні й посилюються неметалічні властивості елементів та їхніх сполук. Причиною цього є збільшення кількості 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 в короткій формі періодичної системи хімічних елементів провести уявну лінію через елементи Берилій, Алюміній, Германій, Станум, Стийбій, 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 розміщено елемент, його сполуки виявляють або основні, або кислотні, або амфотерні хімічні властивості.

Відновіть у пам'яті розглянуті раніше властивості груп лужних елементів (*див. § 4*), галогенів та інертних елементів (*див. § 5*). Пригадайте, як активно реагують з водою літій, натрій, калій, а галогени з металами. Ви переконались у тому, що металічні властивості лужних елементів зі збільшенням протонного числа посилюються, неметалічні властивості галогенів — послаблюються.

Найактивніші лужні металічні елементи розміщено в групі під номером I (IA), тобто на початку періодів, а найактивніші неметалічні елементи галогени — у групі під номером VII (VIIA), тобто — в кінці періодів. Інертним елементом VIII (VIII A) 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. Завдяки закону стали зрозумілими причини та наслідки взаємодії різних речовин.

Стисло про основне

- ✓ Зміна властивостей хімічних елементів у періодах є наслідком зміни кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома.
- ✓ У періодах зі збільшенням протонного числа металічні властивості елементів та їхніх сполук послаблюються, а неметалічні — посилюються. Що ближче до початку періоду розміщений хімічний елемент, то сильніше в нього виражені металічні властивості.
- ✓ Подібність хімічних властивостей елементів однієї підгрупи (групи А) — 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 (групи А).
- ✓ Періодична повторюваність властивостей елементів у періодах є наслідком періодичного повторення будови електронних оболонок атомів.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення періоду періодичної системи, наведіть приклади.
2. Які енергетичні підрівні наявні в межах 2 та 3 енергетичних рівнів?
3. За місцем у періодичній системі хімічних елементів, протонні числа яких 52 і 56, спрогнозуйте хімічні властивості їхніх оксидів.
4. Натрій чи Магній має сильніше виражені металічні властивості?
5. Яка кислота — карбонатна чи нітратна — має сильніше виражені кислотні властивості? Відповідь обґрунтуйте.
6. Поясніть, як змінюються металічні властивості хімічних елементів одного періоду зі збільшенням протонного числа.
7. Як змінюються неметалічні властивості елементів однієї підгрупи (групи А) зі збільшенням протонного числа?

Застосовуємо

- 164.** Для елементів другого періоду розгляньте, порівняйте та запишіть:
- а) формули оксидів, гідроксидів чи кислот, що їм відповідають, валентності елементів у них;
 - б) металічні та неметалічні властивості простих, кислотні й основні властивості складних речовин.
- 165.** Чи відповідають результати вашого порівняння (завдання 164) висновку про те, що в межах одного періоду відбувається поступовий перехід від металічних властивостей хімічних елементів та їхніх простих речовин до неметалічних?
- 166.** Спрогнозуйте хімічні властивості оксидів елементів другого періоду з протонними числами 3 і 6. На підтвердження вашого передбачення напишіть рівняння хімічних реакцій.
- 167.** Розмістіть хімічні елементи за ПОСИЛЕННЯМ неметалічних властивостей.
- А** Оксиген **Б** Карбон **В** Флуор **Г** Нітроген
- 168*.** Чи може оксид хімічного елемента, електронна формула якого має закінчення $\dots 3s^2 3p^5$, виявляти основні властивості? Відповідь обґрунтуйте.



Поширеність у природі й використання оксидів, кислот, основ

Опрацювавши матеріал параграфу, ви зможете:

- ♦ описувати поширеність оксидів, кислот, основ у природі;
- ♦ розповісти про застосування оксидів кислот, основ;
- ♦ обґрунтувати залежність між складом і властивостями та застосуванням неорганічних сполук.

ПОШИРЕНІСТЬ ОКСИДІВ У ПРИРОДІ.

Чемпіонами за поширенням у природі є Оксиген, Силіцій, Алюміній, Ферум. Варто лише наголосити на тому, що першість свою вони здобули завдяки оксидам. Тож оксиди належать до найпоширеніших складних речовин на нашій планеті. За ними утримується першість у всіх оболонках Землі: атмосфері (карбон(IV) оксид, водень оксид, або вода), літосфері (силіцій(IV) оксид, або кремнезем, алюміній оксид, ферум(II) та ферум(III) оксиди) і, звичайно ж, у гідросфері (вода).

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 газоподібний оксид.

На інший оксид неметалічного елемента — водень оксид — воду, якою вкрито 3/4 суходолу, припадає близько 80 % маси клітин живих організмів!

З перелічених оксидів тільки карбон(IV) оксид за природних умов має рівномірне поширення на нашій планеті. Нині внаслідок господарської діяльності людини його стає значно більше в атмосфері. Решта оксидів на певних територіях утворюють поклади, тоді як на інших територіях Землі їх мало або й зовсім немає.



Працюємо з медійними джерелами

Про поширення води ви знаєте чи не найбільше. Тож узагальніть свої знання про воду, доповніть їх новою інформацією. Складіть схему «Водень 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. Це ще й піщані кар'єри та пустелі, пісок на берегах річок і морів.

В Україні великі 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, виготовлення 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 мінеральних добрив тощо. Вода також є цінною сировиною, з якої виготовляють кислоти, спирти, водень, кисень, луки та багато інших речовин. А ще вона надихає поетів і художників на створення шедеврів мистецтва.

Працюйте з групами

Підготуйте проєкт «Образ води у світовому мистецтві». Для цього пригадайте і проаналізуйте твори образотворчого, музичного мистецтва й 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 SiO_2 — це й незамінний будівельний матеріал у складі піску та граніту, і важлива сировина для виробництва скла, цементу, порцеляни, кераміки. Чистий силіцій(IV) оксид (кварц) використовують для виготовлення деталей кварцових годинників, спеціального посуду, що витримує різкі перепади температур.

З алюміній оксиду Al_2O_3 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 споруди, 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 $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), виготовляють магніти.

Абразиви — дуже тверді матеріали, що застосовуються для шліфування, точіння та полірування.

Розглянуті оксиди поширені в природі й використовуються людиною у великих кількостях. Проте багато інших оксидів, хоча й поступаються своїм поширенням чи масштабами використання, але є не менш важливими.

ЗАСТОСУВАННЯ ІНШИХ ОКСИДІВ. Чимало хімічних виробництв припинили б свою роботу без наявності каталізаторів, зокрема й *ванадій(V) оксиду, манган(IV) оксиду* та інших.

Біла, зелена, коричнева та деякі інші фарби своїм кольором завдячують оксидам металічних елементів — Цинку, Хрому, Залізу, Кобальту.

Сульфур(IV) оксид добувають з руд-сульфідів, щоб далі доокиснювати та виробляти сульфатну кислоту. Він також застосовується як вибілювач паперу, у текстильній промисловості — для вибілювання вовни, шовку, у харчовій промисловості — для консервування плодів, із санітарно-гігієнічною метою — для знезараження приміщень тощо.

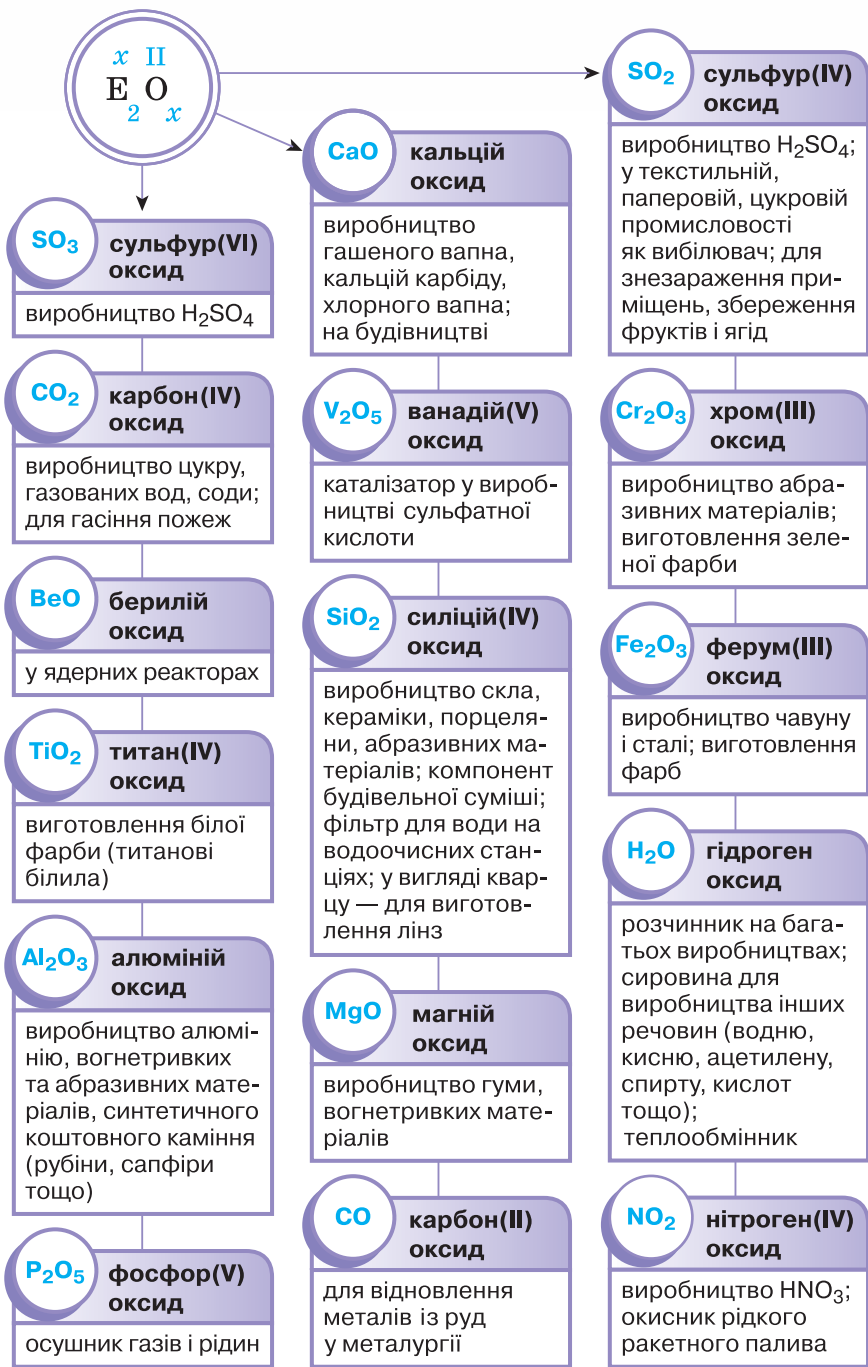


Схема 14 Використання оксидів

Магній оксид застосовують у виготовленні 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 $800\text{ }^\circ\text{C}$.

У медицині використовують цинк оксид, магній оксид, алюміній оксид та інші оксиди.

Будівництво було б неможливим без силіцій(IV) оксиду, води та негашеного вапна.

За схемою 14 ви маєте змогу ще раз переконатись у різнобічному використанні оксидів.

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 схемою 15.

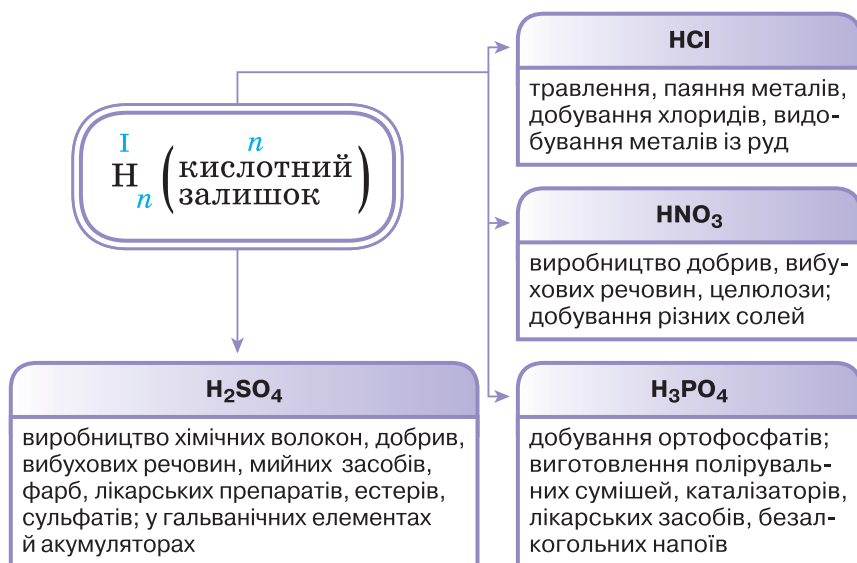


Схема 15 Використання неорганічних кислот

ПОШИРЕНІСТЬ І ВИКОРИСТАННЯ ОСНОВ. Представники цього класу неорганічних речовин у природі відсутні. Але потреба в них є, тому здійснюють їх промислове добування. Найбільше практичне значення мають натрій гідроксид та калій гідроксид. Використання цих і деяких інших основ відображено на схемі 16 (див. с. 228).

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. Із представників основних класів неорганічних сполук найбільше шкодять (пригадайте кислотні дощі) газоподібні оксиди Карбону, Сульфуру, Нітрогену, що потрапляють у повітря з продуктами горіння нафти, газу, вугілля, бензину, дров, містяться у викидах нафтопереробних, металургійних, хімічних заводів, транспорту тощо.

Гранично допустима концентрація — це показник безпечного рівня вмісту шкідливих речовин у навколишньому середовищі.

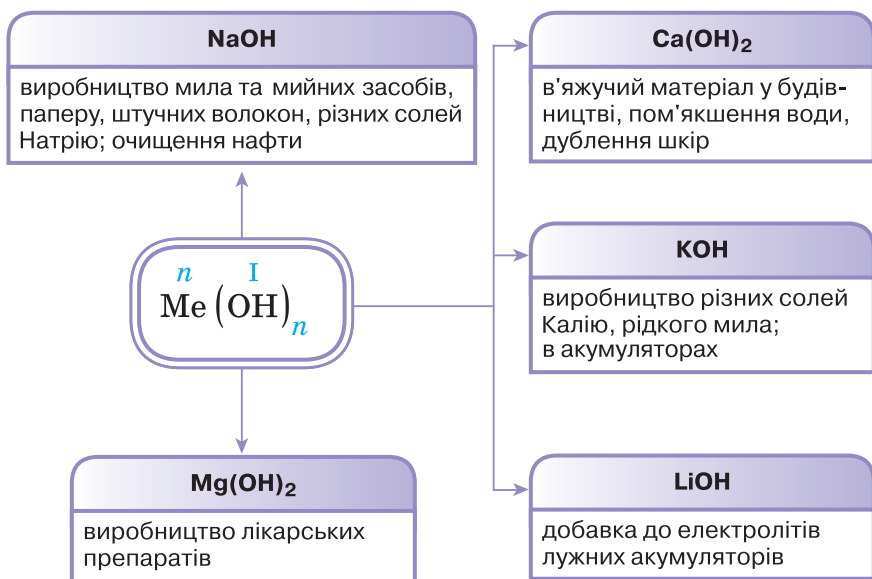


Схема 16 Використання основ

Стисло про основне

- ✓ За поширенням у природі оксиди посідають перше місце серед складних неорганічних речовин.
- ✓ Оксиди, кислоти, основи застосовуються в різних галузях народного господарства та побуті.
- ✓ Широке використання оксидів, кислот, основ зумовлено різноманітністю їхніх фізичних та хімічних властивостей.
- ✓ Перевищення гранично допустимого вмісту речовин у довкіллі створює загрозу здоров'ю людей.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. З'ясуйте, які оксиди та з якою метою використовують члени вашої родини та ви самі. На яких властивостях цих речовин ґрунтується їх використання?



У цьому параграфі було розкрито застосування кожного з оксидів окремо. Проте є виробництва, де задіяно відразу кілька оксидів, наприклад, виробництво чавуну в спеціально збудованих печах, що називаються *доменними*, або *домнами*. Залізо добувають з оксидів Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , що входять до складу залізної руди. Джерелом тепла тут є 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 вапняк, який розкладається на кальцій оксид CaO та вуглекислий газ. Кальцій оксид CaO сполучається із 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 пов'язано з виробництвом сталі.

Працюємо з медійними джерелами



Скористайтесь різними джерелами інформації, розробіть і презентуйте **навчальний проєкт** «Вплив хімічних сполук на довкілля та здоров'я людини».

Знаємо, розуміємо

1. Розкажіть про використання оксидів, скориставшись поданою в параграфі схемою 14.
2. Наведіть приклади найпоширеніших у природі оксидів.
3. Використовуючи текст параграфа та додаткові інформаційні джерела, підготуйте повідомлення про застосування оксидів, кислот, основ, зазначаючи, на яких конкретних властивостях цих речовин воно ґрунтується.

Застосовуємо

169. Складіть формули всіх оксидів, що згадуються в параграфі та рубриці «Сторінка ерудита». Покласифікуйте їх у відомі вам способи.
170. Приблизний склад звичайного віконного скла відображають записом $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Поміркуйте, з яких солей утворено скло, та запишіть їхні формули. Який оксид перебуває в надлишку?
171. Ванадій(V) оксид і манган(IV) оксид використовують як каталізатори. У якого із цих оксидів більша масова частка Оксигену?
172. Поміркуйте, на якій хімічній властивості фосфор(V) оксиду базується його використання як осушувача.
173. Обчисліть масу нітратної кислоти та калій карбонату, з яких добули цінне добриво — калійну селітру KNO_3 масою 10,1 т.
174. Підготуйте запитання чи завдання, що стосується поширення та використання оксидів, кислот, основ, щоб запропонувати його учням свого класу на уроці.



Поширеність у природі й використання середніх солей

Опрацювавши матеріал параграфа, ви зможете:

- описувати поширеність солей у природі;
- розповісти про використання середніх солей;
- схарактеризувати значення солей для людини.

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 — $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, глини — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

СОЛІ НАТРІЮ. 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 консервувальний 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 гідроген карбонат* $NaHCO_3$.

Натрій карбонат Na_2CO_3 застосовують для виготовлення скла, паперу, тканин, мийних засобів, у миловарінні.

СОЛІ КАЛЬЦІЮ. Сіль *кальцій карбонат* $CaCO_3$ є основою 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 медійними джерелами

Скористайтесь інформацією з різних джерел для виконання **навчального проекту** «Використання основних класів сполук у будівництві й побуті» та презентуйте його на уроці.

Кістки хребетних тварин і людини містять *кальцій ортофосфат* $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, а зуби — ще й *кальцій фторид* CaF_2 . Тож коли на зубній пасті зазначено «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, солі входять до складу соку, що міститься у вакуолях рослинних клітин, нервової та м'язової тканин людини й тварин.

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* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Порошок природного мінералу гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нагрівають до температури $150\text{--}170\text{ }^\circ\text{C}$ і перетворюють на *алебастр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Як видно з 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.

Працюємо з медійними джерелами

З мінералами (природними хімічними сполуками земної кори, однорідними за своєю фізичною будовою та хімічним складом) ви ознайомились на уроках географії під час вивчення гірських порід у 6 класі й під час вивчення мінерально-сировинних ресурсів у 8 класі. Використайте міжпредметні зв'язки географії та хімії, доповніть і розширте знання з географії хімічним складом мінералів та їхніми покладами в Україні.

Твердість, блиск і колір є основними фізичними властивостями, за якими визначають мінерали. Хімічний склад установлюють експериментальним шляхом, піддаючи мінерал взаємодії з різними речовинами.

Попрацюйте з групами

Виконайте **навчальний проект** «Хімічний склад і використання мінералів». 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 найбільшу колекцію мінералів зібрано в Національному науково-природничому музеї Національної академії наук України (м. Київ). Цей музей — один з найбільших науково-природничих музеїв світу й найбільший природничий музей України. Його відвідування запам'ятовується на все життя.

Блакитний 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 в природі у вигляді мінералу сильвіну $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$. 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 Й ОКЕАНІВ. Світовий океан містить чи не найбільшу кількість солей на нашій планеті. Вода морів й океанів через вміст у ній різних солей на смак солоно-гірка. У 100 г морської води в середньому 3,5 г солей, серед яких на *натрій хлорид* припадає майже 78 %. 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 про те, що Світовий океан у давні часи був єдиним.

Морські рослини та тварини пристосувалися до життя в солоній воді. Крім 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.

На схемі 17 подано окремі приклади застосування солей. Це лише невелика частина того, що стосується їх використання.

Поміркуйте й назвіть солі, якими ви користуєтесь у повсякденному житті.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. *Перевірте своє смакове відчуття солоності морської води.*

Смакові відчуття в кожній людині 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 в 4 рази меншу солоність, ніж вихідний.

Продовжуйте діяти аналогічно доти, доки солоність води перестанете відчувати. У скільки разів ви розбавили початковий розчин, щоб відчуття солоності зникло?

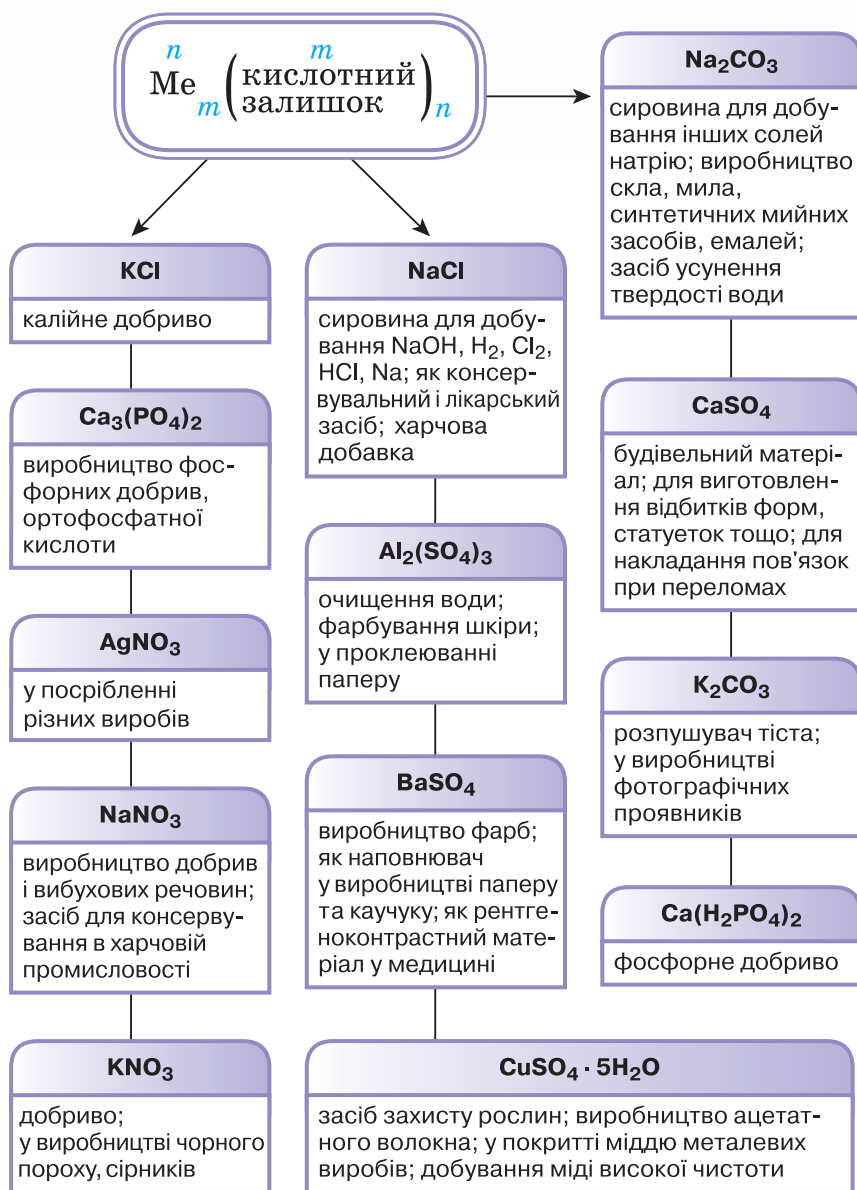


Схема 17

Використання солей

Сторінка ґрудита

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 облаштовують приміщення з поверхнею з кам'яної кухонної солі, природних соляних кристалів, соляної цегли рудного походження.

Перебування в соляній кімнаті сприяє насиченню клітин організму людини корисними йонами, завдяки чому відновлюється функція легенів, а мікрофлора дихальних шляхів очищується від пилу та шкідливих бактерій. Протягом сеансу галотерапії збільшується насиченість крові киснем, посилюються захисні функції організму для боротьби з інфекціями та вірусами. Інтер'єр соляної кімнати зображено на малюнку 59.



Мал. 59

Соляна кімната в Солотвино (Закарпаття)



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 застосовують у 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 солей та оцініть значення найважливіших представників цього класу неорганічних сполук.
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 в групі.
6. Попрацюйте з таблицею «Розчинність солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді» (див. додаток 2, с. 253) і з'ясуйте:
 - а) в якій кислоті всі солі розчинні у воді;
 - б) в яких металічних елементів всі солі розчинні у воді;
 - в) які солі сульфатної кислоти нерозчинні у воді.

Складіть і запишіть у зошит їхні формули.

175. Середня солоність води в Азовському морі дорівнює 14 %. Знайдіть інформацію про те, скільки води приблизно міститься в Азовському морі, та обчисліть масу солей Азовського моря $\left(\text{густину прийняти за } 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} \right)$.

176. 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 шлунка чи тонкого кишечника. Відомо, що для дорослих перед дослідженням готують 300 г суміші з барій сульфату та дистильованої води у відношенні 2:1.

177. Для консервування огірків використовують оцет — розчин, у якому вміст етанової кислоти дорівнює 9 %. Обчисліть масову частку цієї речовини в маринаді об'ємом 1 л $\left(\text{густину вважати } 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} \right)$, якщо для його виготовлення беруть 30 мл оцту.



§ 46. Виконання комбінованих завдань

Якщо вам під силу самостійне виконання запропонованих у цьому параграфі завдань і вправ, то вас можна привітати з високим рівнем навчальних досягнень, зі сформованістю предметної компетентності з хімії, що стосується:

- ◆ періодичного закону та будови атома;
- ◆ хімічного зв'язку та будови речовин;
- ◆ 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.

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 інших складних речовин;
 - б) спрогнозуйте хімічні властивості речовин, формули яких ви склали;
 - в) складіть рівняння реакцій, що підтверджують хімічні властивості сполук цього елемента.
2. Складіть і порівняйте електронні формули атомів Нітрогену та Фосфору. Поясніть, що в них спільного та відмінного.
3. Яка частинка — атом Магнію, катіон Магнію чи аніон Хлору — має більше протонів, ніж електронів?
4. Зазначте вид хімічного зв'язку в таких речовинах: калій хлорид, кисень, вода. Поясніть його утворення.

5. Нітроген(IV) оксид є оксидом двох кислот.



За поданою схемою реакції складіть хімічне рівняння. У якій з кислот масова частка Оксигену більша?

6. Як можна з ферум(III) гідроксиду, хлоридної кислоти, магнію та гідроген пероксиду добути 4 складні й 2 прості речовини?

Складіть рівняння реакцій, зазначте їхні типи та назви продуктів реакцій.

7. Складіть план проведення експерименту з розпізнавання зовні однакових розчинів натрій хлориду, натрій карбонату, натрій сульфату, що містяться в колбах без етикеток.

8. Складіть рівняння реакцій добування магній сульфату з:

а) металу;

б) оксиду неметалічного елемента;

в) кислоти;

г) солі.

Яка зі складених вами реакцій є реакцією нейтралізації?

9. Як розпізнати алюміній хлорид, барій хлорид, хлоридну кислоту?

10. За нормальних умов суміш азоту та вуглекислого газу об'ємом 8,96 л має масу 16 г. Визначте масові частки компонентів у суміші.

11. Який об'єм карбон(IV) оксиду пропустили через надлишок розчину натрій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою 10 % розчиненої речовини та добули середню сіль?

Додаток 1

ВІДПОВІДІ ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

36. 46,7 %. 37. Телур. 55. $90,3 \cdot 10^{23}$ атомів. 56. $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул.

57. а) $56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; б) $40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. 58. 0,5 моль. 61. Приблизно 0,3 г.

62. 0,085 моль натрій хлориду і 0,15 моль цукру. 63. 22,4 л. 64. 2,5 моль.

65. 44,8 л. 66. 44,8 л. 68. На 0,18 г важчий від 1 л кисню. 69. На 3,9 г.

70. а) 0,93; б) 0,5. 71. 64. 72. 220 г. 73. На $3,01 \cdot 10^{23}$ атомів більше в порції амоніаку. 74. 17. 75. 1. 76. 80 г/моль, 5. 81. а) 1,59; б) 1,52; в) 2,2.

89. 61,6 %. 106. 148 г. 107. 0,05 моль; $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул. 108. У сульфатній кислоті. 115. 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. 116. 9,6 л і $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул водню. 117. 0,8 моль SO_3 , 14,4 г H_2O . 118. 28,4 г P_2O_5 у 11,6 г SiO_2 .

129. Більше за взаємодії з магнієм. 135. 0,56 л. 142. 19,8 г цинк гідроксиду, 50 г розчину. 147. 0,06 моль барій нітрату й 0,02 моль алюміній сульфату. 154. 267 г. 171. Більша у ванадій(V) оксиду. 173. 6,3 т. 176. Приблизно 147 г. 177. Приблизно 0,27 %.

ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ КИСЛОТ, ОСНОВ, АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ І СОЛЕЙ

	КАТІОНИ																						
	сильних гідроксидів							слабких гідроксидів															
	H^+	Li^+	Na^+	K^+	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	
OH^-	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Х	Н	Р	Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
F^-	Р	М	М	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Р	М	М	М	М	Р	Р	Р	Р	—	М	М	М
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	—	—	—
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х
CO_3^{2-}	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н	Х	Х	Х	Х
PO_4^{3-}	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н

Умовні позначення:

- Р — речовина розчинна (> 1 г на 100 г води);
- М — речовина малорозчинна (від 0,1 до 1 г на 100 г води);
- Н — речовина нерозчинна (<0,1 г на 100 г води);
- Х — речовина невідома;
- — речовина розкладається водою

Додаток 2

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Актиноїди 73
Амфотерний гідроксид 195
Амфотерний оксид 193
Аніон 103
Атом 38

В

Валентність 10
Відносна атомна маса 7, 67
Відносна густина газів 129
Відносна молекулярна маса 9

Г

Галогени 30
Генетичний зв'язок 208
Графічні електронні формули 58
Група 71, 77

Е

Експеримент 212
Електрон 37
Електронегативність 94
Електронна орбіталь 46
Електронна пара 93
Електронна формула атома 54
Електронна формула молекули 98
Електронна хмара 46
Елемент хімічний 7
Енергетична комірка 58
Енергетичний підрівень 49
Енергетичний рівень 46
— зовнішній 47
— завершений 91

З

Закон Авогадро 126

І

Ізотопи 67
Інертні гази 34
Інертні елементи 33

Й

Йон (іон) 103

К

Катіон 103
Кислота 145
Кислотні оксиди 168
Кислотний залишок 145
Кількість речовини 114
Класи неорганічних сполук 140
Класифікація
— оксидів 169
— кислот 146
— основ 152
Кристалічні ґратки 105
— атомна 107
— молекулярна 107
— йонна 106

Л

Лантаноїди 73
Луг 25
Лужні елементи 25

М

Масова частка елемента в речовині 12
Моделі атома
— Томпсона 37
— Резерфорда 38
Моль 115
Молярна маса 119
Молярний об'єм 126

Н

Нейтрон 40
Нейтронне число 41
Нормальні умови 125
Нуклід 41, 66
Нуклонне число 41

О

Оксид *17, 140*
Орбіталь атомна *45*
Основа *151*
Основні оксиди *166*

П

Період *71, 76*
Періодична система *70*
— коротка форма *71*
— довга форма *71, 74*
Періодичний закон *66*
Підгрупа
— головна *72*
— побічна *72*
Поширеність у природі та використання
— оксидів *224*
— кислот *227*
— основ *228*
— середніх солей *230*

Продукти реакції *16*
Протон *38*
Проста речовина *11*
Протонне число *41*

Р

Радіус атома *50*
Реагенти *16*
Реакція
— заміщення *180*
— нейтралізації *185*
— обміну *167*
— сполучення *17*
— розкладу *17*
Ряд активності металів *180*
Ряд електронегативності елементів *95*

С

Сіль середня *154*
Складна речовина *12*
Стала Авогадро *116*
Сучасна українська номенклатура
— оксидів *141*
— кислот *145*
— основ *152*
— солей *154*

Ф

Фізичні явища *14*
Формульна одиниця речовини *117*

Х

Хімічна формула *8*
Хімічне рівняння *15*
Хімічний зв'язок *91*
— йонний *103*
— ковалентний неполярний *98*
— ковалентний полярний *100*
Хімічні властивості
— оксидів *165*
— основ *188*
— кислот *183*
— амфотерних оксидів і гідроксидів *193*
— солей *198*
Хімічні явища *15*