

О. Г. Ярошенко

Хімія

**Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів**

*Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України*



УДК 54(075.3)
ББК 24я721
Я77

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 10.05.2016 р. № 491)*

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

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

Марченко Л. Ю., учитель загальноосвітньої школи I–III ступенів № 5 Павлоградської міської ради Дніпропетровської області, учитель-методист;

Калашник О. П., методист науково-методичної лабораторії методики природничо-математичних дисциплін Миколаївського обласного інституту післядипломної педагогічної освіти;

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

РУБРИКИ Й УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ



Основні поняття, правила



Пригадайте! Зверніть увагу!



Стилю про основне

Працюйте групами



Сторінка ерудита

*Хімія — це життя:
сторінка природодослідника*

Знаємо, розуміємо

Застосовуємо



Працюємо з медійними джерелами



Завдання підвищеної складності

Ярошенко О. Г.

Я77 Хімія: підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закладів /
О. Г. Ярошенко. — К. : УОВЦ «Оріон», 2016. — 256 с. : іл.
ISBN 978-617-7355-25-9.

**УДК 54(075.3)
ББК 24я721**

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

ISBN 978-617-7355-25-9

ЮНІ ДРУЗІ!

У цьому навчальному році ви продовжите вивчення королеви природних наук — хімії. Насамперед з'ясуєте будову атома й структуру періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва. 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, якими завершується курс хімії 8 класу.

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

Тексту параграфа передуює анонс *«Вивчення параграфа допоможе вам...»*. З нього ви будете дізнаватись, який внесок у скарбничку вашої предметної компетентності з хімії робить кожен параграф за умови, що ви будете працювати систематично й наполегливо. 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, виконуючи які, ви розвиватимете дослідницькі вміння, експериментальним шляхом здобуватимете та закріплюватимете нові знання. У рубриці *«Стисло про основне»* кількома реченнями узагальнено основний зміст параграфа. *«Сторінка ерудита»* — це слушна нагода розширити 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 й обов'язково — творчого підходу. Успішному навчанню 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»* та *«Предметний покажчик»*.

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

Успішного вам навчального року і вагомих навчальних досягнень з хімії!

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

авторка

ЗМІСТ

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВИШИХ ПОНЯТЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

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

Тема 1

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА

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

Тема 2

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

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

Тема 3

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

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

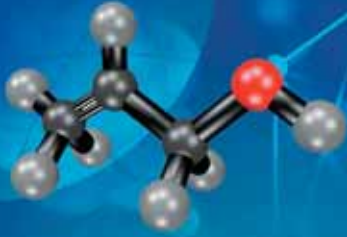
§ 27.	Відносна густина газів. Обчислення з використанням відносної густини газів	143
§ 28.	Взаємозв'язок між фізичними величинами	148
§ 29.	Виконання завдань різної складності	151

Тема 4 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

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

ДОДАТКИ

Відповіді до розрахункових задач	253
Предметний покажчик	254
Таблиця розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей	255



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. Бертіло)

- ◆ 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

ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І ВІДНОСНА АТОМНА МАСА. Відомо понад 20 млн речовин. Незважаючи на таку величезну їхню різноманітність, утворені вони порівняно невеликою кількістю видів атомів.



Вивчення параграфа допоможе вам:

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

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

Нині відкрито 117 хімічних елементів.

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

У порівнянні з нею встановлено **відносні атомні маси** 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, відносна атомна маса Гідрогену дорівнює 1, відносна атомна маса 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 хімічними елементами, — з малої (H — Гідроген, O — Оксиген, H₂ — водень, O₂ — кисень).

Працюйте групами

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

Таблиця 1

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

Символ елемента	Вимова символу	Назва хімічного елемента	Заряд ядра 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 його з поданим у підручнику.

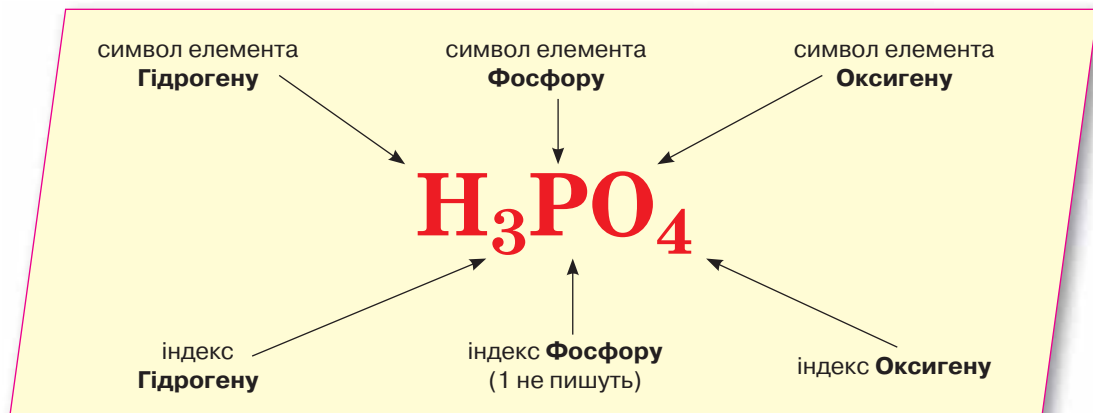


Схема 1

Хімічна формула 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 в речовині її структурних частинок (іонів Натрію й іонів 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.

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

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



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

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

Приклад 1.

Обчислення M_r вуглекислого газу CO_2 — речовини молекулярної будови.

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

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*». Інша назва відносної молекулярної маси речовин немoleкулярної будови — **відносна формульна маса речовини**. 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 атомів.

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

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

Наприклад, у формулі



сума валентностей 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 проявляють кілька значень валентності, тобто їх валентність є *змінною*. Валентність виражається цілими римськими числами. Мінімальне значення валентності **I**, максимальне — **VIII**.

Елементів із постійною валентністю не так багато. Їх приклади 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 поширюється й на хімічні елементи, з яких утворені прості речовини, що мають двохатомні молекули.

I I I II III
 H_2 Cl_2 Br_2 O_2 N_2

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

Прості речовини — це речовини, утворені атомами одного хімічного елемента (наприклад, Fe, O₂, Ca, H₂). Серед них розрізняють метали й неметали.

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

Приклади неметалів: водень 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).

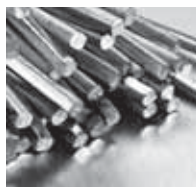
Спільними властивостями всіх металів є:

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

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

Перелічені властивості металів не 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 пластичними. Водень, кисень, азот, фтор, хлор, гелій,

Метали



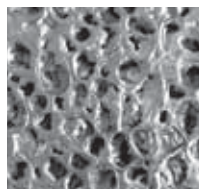
олово



барій



мідь



алюміній



золото



срібло

Неметали



сірка



фтор



графіт



червоний
фосфор

Мал. 1

Метали й неметали

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 яких вони утворилися (табл. 2).

Таблиця 2

Формули і 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 з атомів двох і більше хімічних 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 маса речовини.

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

Працюйте з групами

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

Знаємо, розуміємо

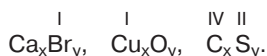
1. Сформулюйте визначення найважливіших хімічних понять, розглянутих у параграфі.
2. Поясніть значення індексів у хімічних формулах.
3. Що означає якісний та кількісний склад речовини?
4. Назвіть, що позначено кожною цифрою в записах:
а) $4\text{H}_2\text{O}$; б) 2HNO_3 ; в) 7CO_2 .

Застосовуємо

1. Напишіть формули речовин за їх вимовою:
а) натрій-два-силіцій-о-три; б) ферум-бром-три; в) ферум-хлор-два, калій-о-аш.
2. Складіть таблицю простих і складних речовин, заповніть її формулами з поданого переліку:
 KNO_3 , N_2 , Mg_3N_2 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, H_2 , S , Ca , CuO , KOH , Mg , C_5H_{12} .
3. Розташуйте формули речовин за збільшенням відносних молекулярних мас:
А HClO **Б** HClO_4 **В** HCl **Г** HClO_3
4. Установіть відповідність між формулами речовин та валентністю в них Нітрогену.

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

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



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

§ 2.

Фізичні й хімічні явища. Рівняння хімічних реакцій

Вивчення параграфу допоможе вам:

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

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

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

З такими *прикладями фізичних явищ*, як танення льоду, розчинення цукру у воді, поява на дошці запису крейдою чи олівцем на папері, ви знайомі. Є також багато інших фізичних явищ (*мал. 2*).



Мал. 2

Фізичні явища:

- а) блискавка; б) веселка; в) хвиля на воді;
г) коливання маятника; д) переливання рідкого металу;
е) рух повітряних куль

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

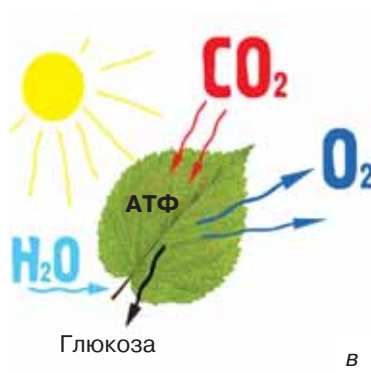
Приклади хімічних явищ: потемніння мідної пластинки при нагріванні, скисання молока, утворення осаду при пропусканні вуглекислого газу через вапняну воду (*пригадайте цей дослід з уроків природознавства у 5 класі*) та інші (мал. 3).



а



б



в

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

цинк + хлоридна кислота = цинк хлорид + водень



реагенти

продукти реакції

Схема 2 Рівняння хімічної реакції

Цифри, написані перед формулами речовин, називаються **коефіцієнтами** (схема 2).

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

Коефіцієнт 1 у рівняннях не пишеться.

Коефіцієнт належить до всіх хімічних елементів, що є у складі хімічної формули, та до їхніх індексів, наприклад, у записі $2\text{H}_2\text{O}$ коефіцієнт 2 належить і до двох атомів Гідрогену, і до одного атома Оксигену. Тож записом позначено 4 атоми Гідрогену та 2 атоми Оксигену (схема 3).

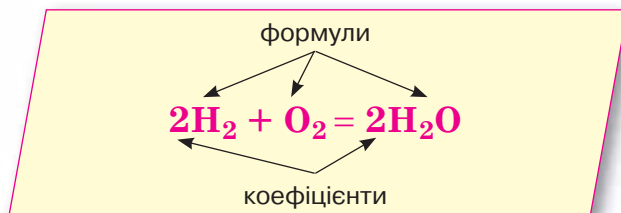


Схема 3

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 й утворюватись один чи кілька продуктів реакції.

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



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

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

Пригадайте із 7 класу, як формулюється цей закон.

Знак « \Rightarrow » у 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, із 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 є коефіцієнт, кількість атомів кожного елемента в такому записі визначається добутком коефіцієнта та індексу.

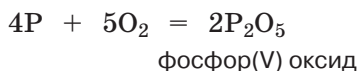
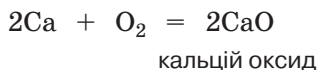
Послідовність дій із написання рівнянь хімічних реакцій є такою:

- 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 та правій частинах хімічного рівняння за допомогою відповідних коефіцієнтів — арабських цифр, що пишуться перед формулою й 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, у яких із двох чи більше речовин утворюється одна речовина, називають **реакціями сполучення**. Реакції, у яких з однієї речовини утворюється дві чи більше речовин, називають **реакціями розкладу**.

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



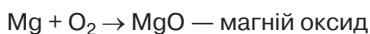
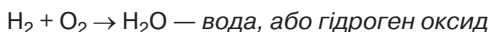
Як бачимо, формули оксидів складаються з атомів двох хімічних елементів, один із яких — Оксиген.

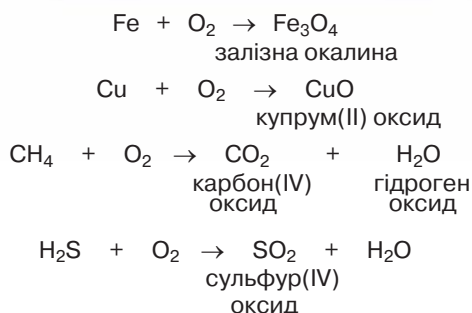
Оксиди — бінарні сполуки елемента з Оксигеном (є винятки).

Існують й інші способи одержання оксидів.

Працюйте зупини


За поданими схемами пригадайте та напишіть 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 (схема 4).



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

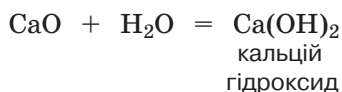
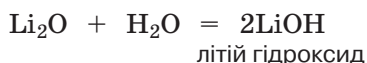
Взаємодія з металами:
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \text{MgO} + \text{H}_2\uparrow$

Взаємодія зі складними речовинами:
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$

Схема 4

Хімічні властивості води

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



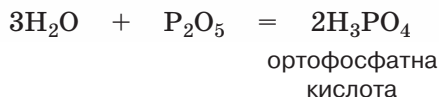
Літій гідроксид і кальцій гідроксид є складними речовинами, що мають загальну назву **основи**. Обидва продукти реакцій розчинні у воді (**розчинність першої речовини є значно більшою**). Такі основи називають **луги**. Виявити їх наявність у розчині можна за допомогою індикаторів *фенолфталеїну, лакмусу,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

Серед основ більшість нерозчинні у воді речовини. Наприклад, магній гідроксид Mg(OH)_2 , купрум(II) гідроксид Cu(OH)_2 . Оскільки вони не розчиняються у воді, то добути їх взаємодією оксиду з водою, як луги, не можна.

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 .

ВЗАЄМОДІЯ ВОДИ З ОКСИДАМИ НЕМЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

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



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

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

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

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

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

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

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

Таблиця 3

Забарвлення індикаторів у різних середовищах

ІНДИКАТОР	СЕРЕДОВИЩЕ		
	кисле	нейтральне	лужне
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
лакмус	червоний	фіолетовий	синій
метиловий оранжевий (метилоранж)	червоний	оранжевий	жовтий

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

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

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

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

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

Одержані результати спробуйте пояснити.

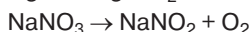
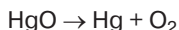
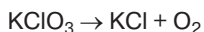
Набуті знання можуть вам знадобитися в житті, коли виникне потреба з'ясувати наявність чи відсутність кислот і лугів у деяких продуктах харчування, засобах побутової хімії тощо.

Знаємо, розуміємо

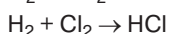
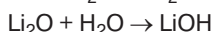
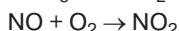
1. Що називають хімічним явищем? Яка інша назва хімічних явищ?
2. У чому полягає головна відмінність між фізичними та хімічними явищами? Наведіть приклади.
3. Чим рівняння хімічної реакції відрізняється від її схеми?
4. З дотриманням якого закону пишуть рівняння хімічних реакцій?
5. Назвіть відомі вам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

Застосовуємо

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



8. Напишіть рівняння реакцій за поданими схемами, укажіть типи.



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

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



Поняття про розчини. Масова частка розчиненої речовини в розчині

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

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

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

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

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ пригадати, які суміші називають розчинами;
- ◆ наводити приклади водних розчинів речовин;
- ◆ розрізняти розчинник і розчинену речовину;
- ◆ здійснювати обчислення масової частки розчиненої речовини в розчині;
- ◆ описувати кількісний склад розчину.

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

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

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

Розчинність речовин залежить від:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

РОЗРАХУНКИ З ВИЗНАЧЕННЯ МАСОВОЇ ЧАСТКИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1.

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

Д а н о:
 $m_{\text{р-ну}} = 250 \text{ г}$
 $m_{\text{цукру}} = 50 \text{ г}$

$\omega_{\text{р.р.}} = ?$

Р о з в ' я з а н н я

Для обчислення скористаємось формулами 1 або 2.

$$\omega_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{50}{250} = 0,2$$

$$\text{або } \omega_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100 \% = \frac{50}{250} \cdot 100 \% = 20 \%$$

В і д п о в і д ь: масова частка цукру 0,2, або 20 %.

Приклад 2.

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

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

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

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

Приклад 3.

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

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

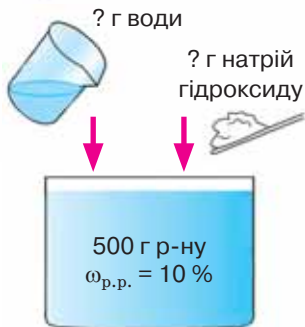
Відповідь: масова частка розчиненої речовини в новому розчині — 20 %.

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

Якщо у вас виникне необхідність у приготуванні певної порції розчину з відповідною масовою часткою розчиненої речовини (наприклад, приготування цукрового сиропу для варення чи компоту, маринаду для консервування овочів, содового розчину для полоскання горла тощо), то спершу проведіть математичні розрахунки за прикладом 4.

Приклад 4.

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



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

$\omega_{р.р.} = ?$
 $m_{води} = ?$

Розв'язання

1. Обчислимо масу натрій гідроксиду в 500 г розчину.

$$m_{р.р.} = m_{р-ну} \cdot \omega_{р.р.} = 500 \text{ г} \cdot 0,1 = 50 \text{ г}$$

2. Знаходимо масу води в цьому розчині.

$$m_{води} = m_{р-ну} - m_{р.р.} = 500 \text{ г} - 50 \text{ г} = 450 \text{ г}$$

Відповідь: 50 г натрій гідроксиду, 450 г води.



Сторінка ґрунта

Густина водних розчинів речовин відрізняється від густини розчинників. Щоб переконатися в цьому, можна приготувати розчин солі чи цукру об'ємом, наприклад, 1 л і зважити його. Маса виявиться більшою за 1000 г, тобто за масу води такого самого об'єму. Маса розчину медичного спирту об'ємом 1 л, навпаки, менша від маси води такого самого об'єму.

Якщо в розрахунках масової частки розчиненої речовини відомий об'єм розчину, а не його маса, необхідно при обчисленнях використовувати значення густини розчину (ρ). Між об'ємом, масою та густиною розчину є залежність, що виражається формулою:

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

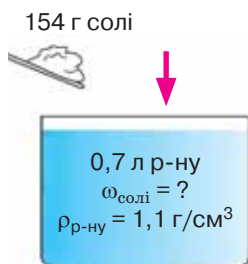
де V — об'єм розчину;
 m — маса розчину;
 ρ — густина розчину.

Звідси:

$$m_{р-ну} = V_{р-ну} \cdot \rho.$$

Приклад 5.

Розчин об'ємом 0,7 л містить розчинену речовину магній сульфат $MgSO_4$ масою 154 г. Обчисліть масову частку магній сульфату в цьому розчині, якщо відомо, що його густина дорівнює 1,1 г/см³.



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

$\omega_{солі} = ?$

Розв'язання

1. Обчислимо масу розчину за формулою:

$$m_{р-ну} = V_{р-ну} \cdot \rho.$$

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

2. Обчислимо масову частку солі.

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

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

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

1. Дайте визначення розчину, розчинника, розчиненої речовини, масової частки розчиненої речовини.
2. За якими формулами обчислюють: масову частку розчиненої речовини в розчині; масу розчину?
3. Наведіть приклади розчинників.
4. Збільшиться чи зменшиться масова частка розчиненої речовини в її водному розчині, якщо:
 - а) до розчину долити води;
 - б) розчин частково випарити;
 - в) до розчину додати певну порцію розчиненої речовини?
5. Чи є необхідність для приготування розчину:
 - а) зважувати воду;
 - б) зважувати тверду розчинену речовину;
 - в) вимірювати об'єм води мірним посудом?
6. Чому не можна виділити кухонну сіль з її водного розчину фільтруванням? Запропонуйте спосіб розділення суміші кухонної солі, води і залізних ошурків.
7. Які розчини та з якою метою ви й ваша родина використовуєте в побуті?
8. Опишіть значення розчинів у живій природі.
9. Як під впливом температури і тиску змінюється розчинність газів?
10. Закінчіть речення: *Розчинність багатьох солей у воді ...* одним із запропонованих варіантів тексту:
 - а) збільшується при нагріванні;
 - б) зменшується при нагріванні;
 - в) не залежить від температури.

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



Cr 24
Хром 51,996

29 **Cu**
63,546 Купрум

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

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

(Д. І. Менделєєв)

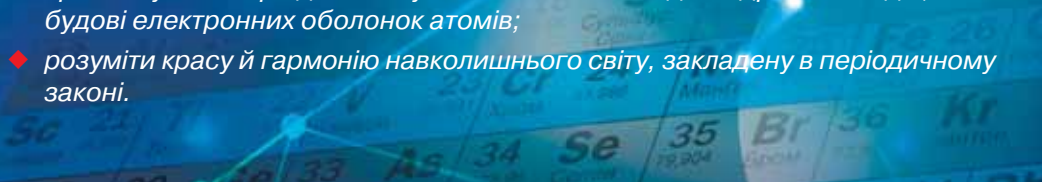


У 7 класі ви вчилися користуватись періодичною системою як довідковою.

Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся: чим зумовлене 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;
- ◆ обґрунтувати фізичний зміст періодичного закону;
- ◆ оперувати інформацією, закладеною в періодичній системі для характеристики хімічного елемента та його сполук;
- ◆ простежувати періодичність у властивостях оксидів і гідратів оксидів, будові електронних оболонок атомів;
- ◆ розуміти красу й гармонію навколишнього світу, закладену в періодичному законі.



§ 4.

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 більше 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 різних 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 вдавалися в різні часи.

ПЕРША КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Одна з перших класифікацій (1786–1787 рр.) належить французькому вченому **Антуану Лавуазьє**, який поділив відомі на той час елементи на металічні й металоїди (у сучасній хімії — неметалічні) на основі властивостей простих речовин, що утворюються з їхніх атомів. В основу цієї класифікації був покладений поділ простих речовин за зовнішніми проявами їхніх фізичних властивостей (*мал. 4*).

Цей поділ існує й дотепер. Хоча добре відомо, що він недосконалий, бо є елементи, які залежно від умов можуть проявляти і металічні, і неметалічні хімічні властивості. Наприклад, Йод належить до неметалічних елементів, хоча утворена ним проста речовина йод I_2 має металічний

Вивчення параграфу допоможе вам:

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



Антуан Лавуазьє

¹ Факти — це реальні, невигадані події чи явища.



Пригадайте загальні фізичні властивості металів і неметалів. Наведіть приклади.

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



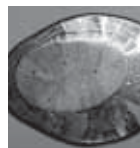
марганець



нікель



молібден



свинець

Мал. 4

Метали й неметали

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

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

Про особливості цих речовин ви дізнаєтесь більше в наступних параграфах.

Об'єднання у природні родини 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 родинами.

ТРИАДИ 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 буде дорівнювати середньому арифметичному атомної ваги першого і третього.



Йоганн Деберейнер

Розглянемо приклади тріад.

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

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

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

Проте спроба вченого згрупувати елементи у 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 об'язно 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* (схема 5).

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



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



Джон Ньюлендс

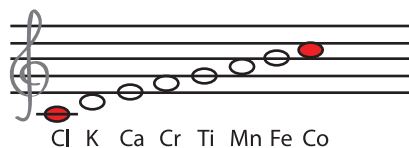
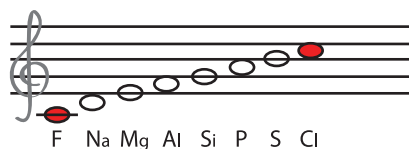
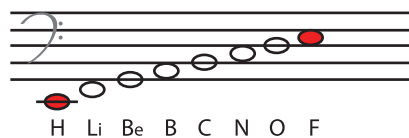


Схема 5

Октави хімічних елементів



Лотар Мейєр

ТАБЛИЦЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЛОТАРА МЕЙЄРА. Найближче до відкриття закону, що пояснював би властивості всіх хімічних елементів та класифікував їх, підійшов 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.

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

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

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



Дмитро Іванович Менделєєв

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання.

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



Стисло про основне

- ✓ Кожна наука починається з накопичення фактів, які з часом учені 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 елементів та їхніх сполук виділено природні родини лужних металів, галогенів, інертних газів.
- ✓ У XIX ст. учені Й. Деберейнер, Дж. Ньюлендс, Л. Мейєр доповнили хімію новими класифікаціями хімічних елементів, у яких, проте, не простежувався зв'язок між їх окремими групами.
- ✓ До відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону знання про хімічні елементи існували 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 тріади, октави?
4. Назвіть природні родини хімічних елементів. Що стало загальною класифікаційною ознакою для їх виділення?

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



Поняття про родину лужних хімічних елементів

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

Лужні металічні елементи у природі трапляються лише у складі сполук.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУЖНИХ МЕТАЛІВ. Прості речовини, утворені атомами лужних елементів, — це метали сріблясто-білого (цезій — золотисто-жовтого) кольору з яскраво вираженим металічним блиском. Вони настільки м'які, що легко ріжуться ножом (*мал. 5*).

Вивчення параграфу допоможе вам:

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



Мал. 5

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. 6, а; б, в). Тому лужні метали зберігають під шаром гасу (мал. 6, б), парафіну тощо із суворим дотриманням правил пожежної безпеки.



Мал. 6

Реакція натрію з киснем (а); зберігання натрію під шаром гасу (б); горіння натрію в сірці (в)

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

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

Таблиця 4

Порівняльні характеристики лужних елементів і їх простих речовин

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

Попрацюйте з групами

Використайте таблицю 4 для відповідей на запитання:

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

3. До легких чи важких металів належать лужні метали? (Зауважте, що метали з густиною до 5 г/см³ називають легкими.)

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

МІСЦЕ ЛУЖНИХ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ.

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

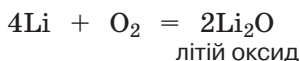
Для лужних металічних елементів у періодичній системі зазначено одну загальну формулу оксиду, в якій металічний елемент одновалентний. Зверніть увагу на те, що всі елементи записані у стовпчик один під одним.

Важливо зрозуміти, як зі збільшенням відносних атомних мас лужних хімічних елементів змінюються властивості утворених ними простих речовин. Скористайтеся ще раз таблицею порівняльних характеристик лужних металів (табл. 4) і спробуйте встановити закономірність у їх зміні зі збільшенням порядкового номера елемента.

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

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

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



Пригадайте!

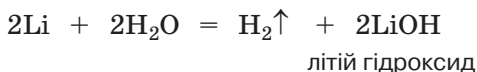
- ◆ У періодичній системі хімічні елементи розміщено в пронумерованих клітинках.
- ◆ Номер клітинки кожного хімічного елемента не випадковий — він дорівнює заряду ядра атома й має назву «порядковий номер» («протонне число»).
- ◆ Горизонтальні ряди елементів у періодичній системі називають періодами.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



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

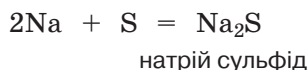
горінням, тобто виділенням світла й тепла. Активність рубідію та цезію настільки висока, що ці метали горять без попереднього нагрівання.

2. Взаємодія з водою. Усі лужні метали взаємодіють з водою й утворюють розчинні гідроксиди — луги. Реакція супроводжується виділенням водню й тепла (*мал. 7*).

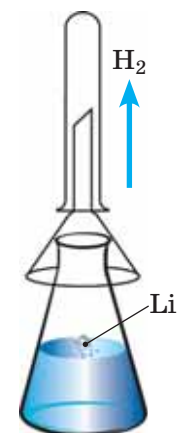


Таким чином, літій реагує з водою помірно, натрій — набагато швидше, калій — надто швидко та з виділенням такої кількості теплоти, що утворений водень одразу загоряється. Активність рубідію та цезію в реакції з водою ще вища, ніж калію.

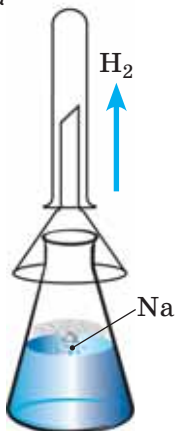
3. Взаємодія з неметалами. Окрім кисню, лужні метали взаємодіють також із багатьма іншими неметалами, зокрема з тими, що утворюють солі безоксигенових кислот (*мал. 6, в*).



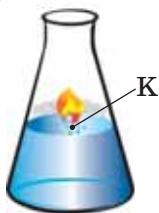
Отже, спільність фізичних та хімічних властивостей розглянутих лужних металів дала змогу віднести хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій до однієї родини — родини лужних металічних елементів.



а



б



в

Мал. 7

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



Стисло про основне

- ✓ До родини лужних металічних елементів належать Літій (Li), Натрій (Na), Калій (K), Рубідій (Rb), Цезій (Cs), Францій (Fr), оскільки вони утворюють 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 розташовано на початку періодів (крім першого).
- ✓ Хімічна активність лужних металів є високою, що підтверджується взаємодією з киснем, водою, неметалами.
- ✓ Хімічна активність речовин, утворених лужними хімічними елементами, зростає зі збільшенням протонного числа.



Якщо про залізо, золото, срібло, мідь та деякі інші метали людина знала з давніх-давен, то цього не можна сказати про лужні метали. Причина полягає в їх надзвичайно високій активності. Тривалий час спроби добути натрій чи калій традиційними методами з уже відомих солей, зокрема натрій хлориду, калій хлориду чи калій карбонату, лишалися марними. І тільки в 1808 р. англійський учений **Гемфрі 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 згоряла яскравим полум'ям, і горіння супроводжувалося вибухом, а частина залишалась і досить швидко тьмяніла. Причиною такого явища була хімічна активність лужних металів. Тож не випадково ці метали зберігають у запаяних ампулах або під шаром гасу, що унеможливує 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 родини лужних металічних елементів — 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.

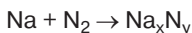
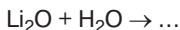
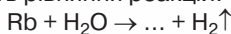
Твердження 1. Хімічна активність калію більша, ніж літію.

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? Підтвердіть прикладами.

Застосовуємо

19. За поданими схемами напишіть рівняння реакцій.



20. Установіть відповідність між символами та назвами лужних елементів.

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

21. Зазначте формулу сполуки з найбільшою масовою часткою Калію.



22. Розташуйте лужні елементи за збільшенням відносної атомної маси.



Поняття про галогени й інертні елементи

Вивчення параграфа допоможе вам:

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

ПОНЯТТЯ ПРО ПРИРОДНУ РОДИНУ ГАЛОГЕНІВ.

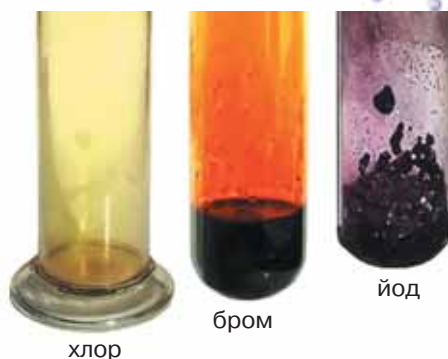
Неметалічні елементи природної родини галогенів — Флуор (F), Хлор (Cl), Бром (Br), Йод (I) — були відкриті приблизно в той самий час, що й лужні металічні елементи, тобто в першій половині XIX ст. Астат (At), якого надто мало в природі, добуто вже у XX ст. Подібно до лужних металічних елементів, галогени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

У перекладі з 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 при тривалому вдиханні спричинює задуху.

За звичайних умов фтор і хлор — гази, бром — рідина, йод — тверда речовина (мал. 8).

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



Мал. 8

Таблиця 5

Порівняльна таблиця галогенів як елементів та простих речовин

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

Попрацюйте з групами

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

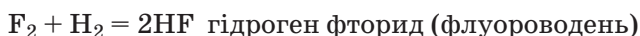
- а) відносна молекулярна маса простих речовин, утворених з атомів хімічних елементів галогенів;
- б) температура плавлення галогенів;
- в) їх температура кипіння;
- г) агрегатний стан галогенів.

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

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

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

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



Визначте валентність Флуору та Броду в утворених речовинах.



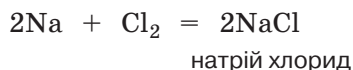
Користуючись поданою інформацією, зробіть висновок, як змінюється хімічна активність галогенів у реакції з воднем від фтору до йоду.

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 та пара йоду реагують із воднем лише під час нагрівання, причому за більшої температури, ніж це потрібно для реакції хлору з воднем.

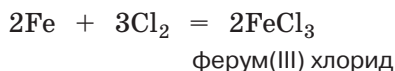
Гідроген галогеніди за кімнатної температури — гази без кольору, але з характерним запахом, що подразнює слизові оболонки носа та рота. Добре розчиняються у воді. Якщо розчин будь-якого гідроген галогеніду випробувати індикаторами, то метилоранж набуває рожевого кольору, універсальний індикаторний папірець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

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

Так, натрій без нагрівання сполучається із хлором (*мал. 9*):



Розжарене залізо згоряє у хлорі сліпучим полум'ям (*мал. 10*):



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 (*мал. 11*).



Мал. 9

Взаємодія натрію із хлором

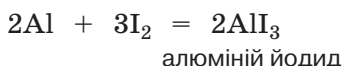


Мал. 10

Взаємодія заліза із хлором



Мал. 11 Взаємодія алюмінію з йодом



У рівнянні воду серед реагентів не зазначено. Ця реакція каталітична, і вода в ній є каталізатором.

Отже, елементи, віднесені 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 (протонного числа) хімічних елементів у періодичній системі.



Пригадайте, які речовини називають каталізаторами.

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

Попрацюйте з групами

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

Першим був відкритий Аргон. Увагу англійського фізика Джона Релея привернув той факт, що в азоту, добутого з повітря, й азоту, добутого із хімічних сполук, різна густина. За поясненням він звернувся до іншого вченого — Уільяма Рамзая. 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 серед продуктів радіоактивного розпаду радію відкрили радон.

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

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

ПРОСТІ РЕЧОВИНИ ТА СПОЛУКИ ІНЕРТНИХ ГАЗІВ. Прості речовини інертних елементів за звичайних умов — гази без кольору, смаку, запаху, мають низькі температури плавлення та кипіння. Так, температура кипіння гелію дорівнює $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$.

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

Та навіть така властивість інертних газів, як хімічна неактивність, широко застосовується (мал. 12).



Мал. 12

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

Стисло про основне



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

Сторінка ерудита



Прості речовини галогени отруйні, тож у разі потрапляння в організм із повітрям, водою чи їжею становлять небезпеку для здоров'я людини. А от негативно заряджені частинки, утворені з їхніх атомів (вони мають назву «йони Хлору»), для людини життєво необхідні. Для прикладу, йони Хлору Cl^- входять до складу кухонної солі. Нею не лише приправляють чи консервують продукти харчування,



але при певних захворюваннях людям ставлять крапельниці з розчином цієї речовини.

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

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

Застосовуємо

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

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

§ 7.

Періодичний закон Д. І. Менделєєва

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

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

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

На час відкриття періодичного закону було відомо 63 хімічні елементи. Розглянуті в § 4 спроби попередників Д. І. Менделєєва класифікувати елементи на основі подібних ознак та властивостей не мали успіху. А тим часом наука хімія продовжувала розвиватись, і відчувалась гостра 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 потрібно була така класифікація.

На той час було опубліковано понад 30 праць його попередників щодо класифікації елементів. Учений зазначав, що він їх вивчив і для себе визначився з ознакою класифікації. Ця ознака мала бути відмінною від тих, якими скористалися попередники, та стосуватися всіх без винятку елементів.

На той час таких ознак було відомо дві — *валентність* і *атомна маса* хімічних елементів (тоді вона мала назву «атомна вага»). Дмитро Іванович обрав атомну масу, керуючись тим, що вона є незмінною характеристикою атомів і залишається такою, хоч би які хімічні явища відбувалися. Валентність же буває як постійною, так і змінною, до того ж однакову валентність можуть мати атоми елементів із різко відмінними хімічними властивостями речовин. Прикладом є одновалентні лужні металічні елементи та одновалентні у сполуках з Гідрогеном і металічними

Вивчення параграфу допоможе вам:

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



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



Закон — це доведене твердження, яке описує певні досліджувані властивості закону або явища. Відкриття закону передре дослідницька робота.

елементами. Але це ніскільки не означає, що вчений відмовився від використання валентності. Навпаки, він ретельно аналізував і порівнював валентність атомів у різних сполуках, і це допомагало йому в роботі над класифікацією хімічних елементів.

ОФОРМЛЕННЯ КАРТОК З ІНФОРМАЦІЄЮ ПРО ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. Щоб з'ясувати, чи є загальна залежність властивостей хімічних елементів та їхніх сполук від атомної маси, Д. І. Менделєєв оформив 63 картки на кожний відомий елемент. Картка містила запис символу хімічного елемента, округлену атомну масу, формулу оксиду, вищу валентність за Оксигеном, формулу леткої 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 6.

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 при переході 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 і за своїми властивостями нагадує елемент із порядковим номером 2, тобто Гелій.

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	

Одинадцятим розташований Натрій — представник родини найактивніших лужних елементів. Від Натрію й до Аргону з поступовим збільшенням атомної маси спостерігається подібна до ряду Літій — Неон така зміна характеристик: металічні властивості елементів поступово послаблюються, неметалічні — зростають; валентність за Оксигеном збільшується; валентність неметалічних елементів у бінарних сполуках із 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.

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

Таблиця 6

у порядку збільшення їхньої атомної маси

Флуор	Неон	Натрій	Магній	Алюміній	Силіцій	Фосфор	Сулфур	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

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

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



Сторінка ґрудита



*Микола Ярошенко.
Портрет Д. І. Менделєєва*

Дмитро Іванович МЕНДЕЛЄЄВ (1834–1907) — всесвітньо відомий учений у галузі хімії, фізики, геології, економіки та метеорології, видатний педагог. Середню освіту здобув у Тобольській гімназії, вищу — у Петербурзькому педагогічному інституті, який закінчив із золотою медаллю. Коло наукових інтересів Д. І. Менделєєва було дуже широким: наукові праці вченого налічують 26 томів.

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

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

Науковець Боніфатій Михайлович Кедров провів детальне вивчення спадщини відкривача періодичного закону та опублікував матеріали дослідження, серед яких є така цитата Менделєєва:

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

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

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

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

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

Стисло про основне



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

Знаємо, розуміємо

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



Структура періодичної системи хімічних елементів

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ зрозуміти принцип створення та розвитку періодичної системи;
- ♦ сформулювати поняття про складові періодичної системи.

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

СТВОРЕННЯ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВИМ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Одночасно з відкриттям періодичного закону Д. І. Менделєєв працював над створенням періодичної системи хімічних елементів. Для цього суцільний ряд елементів, укладений (вибудований) за збільшенням відносної атомної маси, учений розбив на коротші ряди та розмістив їх таким чином, щоб елементи з природних родин були розташовані один під одним. При цьому виявилось, що в деяких місцях розташування елементів природних родин 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 і властивостями сполук Берилій має зайняти місце між Літієм і Бором, і висловив припущення про помилку у визначенні його відносної атомної маси. Експериментальні дослідження підтвердили правильність думки Д. І. Менделєєва.

Приклад 2.

Д. І. Менделєєв вважав, що окрім 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 періодичній системі для хімічних елементів із цими порядковими номерами

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

Періодичною системою називається впорядкована множина хімічних елементів та їх класифікація.

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

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА, ЇЇ ФОРМА ТА СТРУКТУРА. Прообразом сучасної періодичної системи була таблиця «Досвід системи елементів, що ґрунтується на їхній атомній вазі та хімічній подібності» (мал. 13), 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.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

		Tl = 50	Zr = 90	? = 180.		
		V = 51	Nb = 94	Ta = 182		
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186.		
		Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4		
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198		
		Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.		
		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. 13

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

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

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

Періодом називається горизонтальний ряд елементів, який починається лужним металічним елементом і закінчується інертним елементом (мал. 14). Виняток становлять перший період, який починається Гідрогеном і містить лише два елементи, та останній, який ще не завершений, а тому інертний елемент у ньому відсутній.

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

Періоди	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1						(H)	2 He
2	Li 3 Літій 6,941	Be 4 Берилій 9,012	B 5 Бор 10,81	C 6 Карбон 12,011	N 7 Нітроген 14,0067	O 8 Оксиген 15,999	F 9 Флуор 18,998	Ne 10 Неон 20,180
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 Сульфур 32,06	Cl 17 Хлор 35,453	Ar 18 Аргон 39,948

Мал. 14

Період у періодичній системі

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

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

Мал. 15

Група короткоперіодної системи

Група — це вертикальний стовпчик елементів, подібних за властивостями та формою їх сполук (мал. 15).

У короткоперіодній системі 8 груп. Вони пронумеровані римськими цифрами від I до VIII (мал. 15).



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

БУДОВА КОРОТКОПЕРІОДНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Зверніть увагу на те, що за номерами періодів у цій періодичній системі ідуть номери рядів, по-

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

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 певний проміжок елементів. У періодичній системі такими проміжками є періоди. Зрозуміло, у малих періодах періодична повторюваність властивостей і форм сполук настає швидше, ніж у великих періодах.

Розглянемо особливості груп короткоперіодної 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 з 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 періодичної системи**.

Головними підгрупами називають підгрупи, до яких належать елементи і малих, і великих періодів. **Побічними підгрупами** називають підгрупи, до яких належать елементи лише великих періодів.

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



За допомогою короткоперіодної системи з'ясуєте, які періоди належать до малих, а які — до великих. Зверніться до довгоперіодної системи та переконайтеся у відсутності в ній рядів.



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

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.



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.

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 в цього загального правила існують винятки, наприклад, Купрум розміщений у I групі, проте вищий оксид має формулу CuO , Флуор — у VII групі, а формула сполуки з Оксигеном — OF_2 .

Загальні формули **летких сполук з Гідрогеном** (таку назву мають газоподібні сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном) записано лише під четвертою, п'ятою, шостою та сьомою групами. 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 їх сполук із Гідрогеном: CH_4 та SiH_4 .

ЛАНТАНОЇДИ Й АКТИНОЇДИ. Знайдемо в періодичній системі 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 із 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 періодичній системі 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 окремі рядок періодичної системи. Подібним чином розмістили й елементи з порядковими номерами 90–103, названі актиноїдами (мал. 16).

7	Fr 87 Францій [223]	Ra 88 Радій [226.03]	Ac * 89 Актиній [227]	Rf 104 Резерфордій [261]	Db 105 Дубній [268]	Sg 106 Сиборгій [271]	Bh 107 Борій [270]	Hs 108 Гасій [277]	Mt 109 Майтнерій [278]	Ds 110 Дармштадтій [281]				
	111 Rg Рентгеній [280]	112 Cn Копернікій [285]	113 Uut Унунтрицій [284]	114 Fl Флеровій [289]	115 Uup Унунпентій [288]	116 Lv Ліверморій [293]	117 Uuh Унунсептій [294]	118 Uuo Унуноктій [294]						
Висні оксиди	E ₂ O	EO	E ₂ O ₃	EO ₂	E ₂ O ₅	EO ₃	E ₂ O ₇	EO ₄						
Легкі сполуки				EH	EH	EH	EH							
Лантаноїди	58 Ce Церій [140.12]	59 Pr Празеодим [140.908]	60 Nd Неодим [144.24]	61 Pm Прометій [147]	62 Sm Самарій [150.4]	63 Eu Європій [151.96]	64 Gd Гадоліній [157.25]	65 Tb Тербій [158.925]	66 Dy Диспрозій [162.50]	67 Ho Гольмій [164.93]	68 Er Ербій [167.26]	69 Tm Тулій [168.93]	70 Yb Йттербій [173.04]	71 Lu Лютецій [174.97]
** Актиноїди	90 Th Торій [232.038]	91 Pa Протактиній [231.036]	92 U Уран [238.029]	93 Np Нептуній [237]	94 Pu Плутоній [244]	95 Am Америцій [243]	96 Cm Курій [247]	97 Bk Берклій [247]	98 Cf Каліфорній [251]	99 Es Ейнштейній [252]	100 Fm Фермій [257]	101 Md Менделевій [258]	102 No Нобелій [259]	103 Lr Лоуренсій [262]

Мал. 16

Лантаноїди й актиноїди в періодичній системі

ДОВГА ФОРМА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ. У довгій формі періодичної системи також 7 періодів, але ряди відсутні. Груп не 8, а 18, які позначені літерами А та Б. У групах А розташовані ті ж самі хімічні елементи, що у головних підгрупах короткоперіодної системи, групи Б — відповідають складу побічних підгруп.

Першими розташовані групи ІА і ІІА, за ними — десять груп Б, після яких періоди продовжують і завершують групи ІІІА, ІVА, VА, VІА, VІІА, VІІІА.

Елементи групи Б відсутні в перших трьох періодах, а наявні лише в 4–7 періодах. Ознайомимося ближче з елементами груп Б на прикладі 4 періоду (порядкові номери 21–30). Їх усього 10, і вони належать до металічних елементів. Відшукаємо їх місце в короткоперіодній системі. У ній їх розташовано під цими самими порядковими номерами в побічних підгрупах І–VІІІ груп.

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

Стисло про основне

- ✓ Періодична система — сукупність хімічних елементів, розміщених за зростанням їхніх атомних мас і впорядкованих у формі таблиці, що є графічним зображенням періодичного закону.
- ✓ Короткоперіодна періодична система складається із 7 періодів і 8 груп хімічних елементів, що поділяються на головну і побічну підгрупи. У довгому варіанті періодичної системи 7 періодів і 18 груп (групи А і Б).
- ✓ У періоді зі зростанням атомної маси 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 кожному періоді наявні елементи з подібними властивостями та однаковою формою оксидів, летких сполук з Гідрогеном.



Сторінка ерудита

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

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

У таблиці 7 подано порівняння властивостей хімічного елемента з порядковим номером 32, передбачених Д. І. Менделєєвим, із властивостями відкритого К. Вінклером Германію.

Таблиця 7

Порівняння властивостей Екасиліцію й Германію

Ознаки порівняння	Екасиліцій Es, передбачений Д. І. Менделєєвим	Германій Ge, відкритий Вінклером
Властивості металів	плавкий метал, здатний при сильному нагріванні випаровуватись	сірий метал, плавиться при 936 °С, за вищих температур випаровується
Атомна маса	≈ 72	72,59
Густина	≈ 5,5 г/см ³	5,35 г/см ³ при 20 °С
Вищий оксид	EsO ₂ , повинен легко відновлюватися, густина ≈ 4,7 г/см ³ ,	GeO ₂ , легко відновлюється вугіллям чи воднем до металу, густина — 4,703 г/см ³
Бінарна сполука з Хлором	EsCl ₄ — рідина з температурою кипіння ≈ 90 °С і густиною ≈ 1,9 г/см ³	GeCl ₄ — рідина з температурою кипіння 83 °С і густиною при 18 °С 1,88 г/см ³

Знаємо, розуміємо

1. Що називають періодичною системою?
2. Поміркуйте, у чому полягають подібність і відмінність короткоперіодної та довгоперіодної систем хімічних елементів.
3. Сформулюйте визначення періоду, ряду, групи, підгрупи хімічних елементів. Наведіть приклади.

Застосовуємо

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

Номер періоду	1	2	3	4	5	6	7
Кількість елементів							

27. Поясніть, як змінюються властивості хімічних елементів зі збільшенням порядкових номерів у:
- а) періодах; б) головних підгрупах (групах А).
28. Д. І. Менделєєв визначив 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 із порядковими номерами 12 і 23 та порівняйте їх із даними таблиці.

§ 9.

Будова атома. Склад атомних ядер. Протонне й нуклонне числа

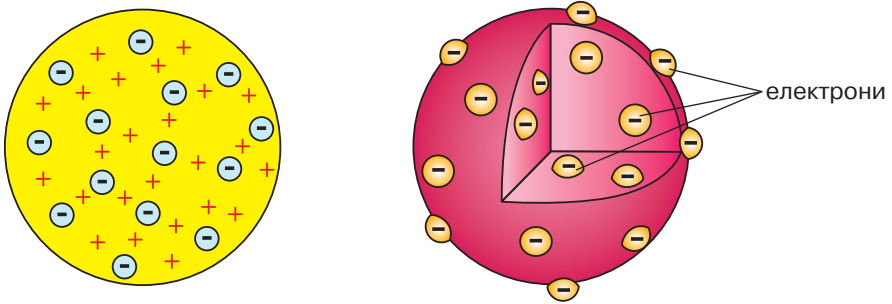
УЯВЛЕННЯ ПРО БУДОВУ АТОМА. Нагадаємо, що термін *атом* виник ще в античному світі й у перекладі з грецької означає «неподільний». Майже до кінця XIX ст. панувала думка про те, що атом не підлягає поділу на менші частинки. Однак після відкриття (1897 р.) в атомі негативно заряджених електронів та явища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

Вивчення параграфу допоможе вам:

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

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

МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА ТОМСОНА. Першу модель будови атома (мал. 17) розробив *Джозеф Джон Томсон* (1856–1940) — англійський фізик, який у 1897 р. відкрив у складі атома електрони.



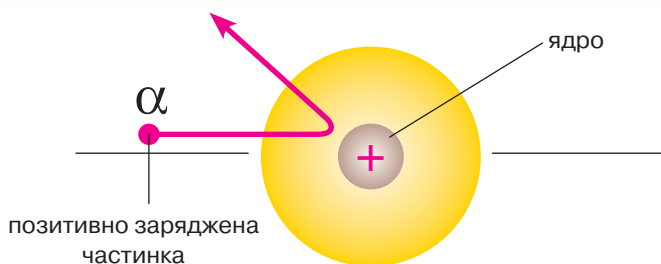
Мал. 17

Модель будови атома Томсона

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

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

крізь тоненькі металеві пластинки, він виявив, що більшість частинок проникає крізь пластинку, деяка частина відхиляється під певними кутами від заданого їм прямолінійного руху, а приблизно $1/10000$ частина відскакує назад (мал. 18).



Мал. 18

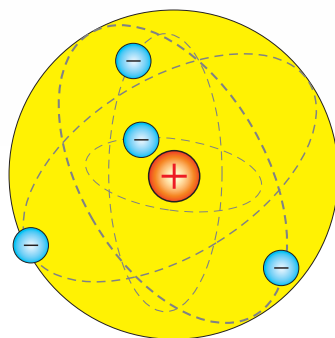
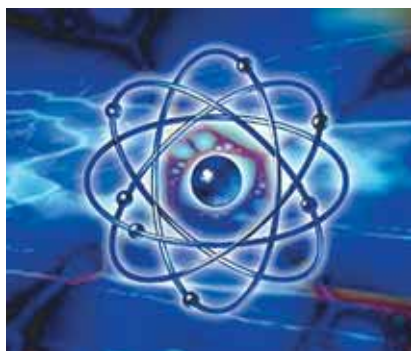
Відхилення позитивно зарядженої частинки від ядра

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. Однойменні заряди, як вам відомо, відштовхуються. Такі результати дослідів поставили під сумнів модель Томсона, бо доводили, що більшість атомного простору не несе позитивного заряду, він 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. Тому Е. Резерфорд запропонував у 1911 р. нову модель будови атома, що дістала назву *планетарної*.

ПЛАНЕТАРНА МОДЕЛЬ БУДОВИ АТОМА РЕЗЕРФОРДА. Прообразом цієї моделі стала модель Сонячної системи. За 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 у цілому (заряд дорівнює нулю) залишається електронейтральним (мал. 19).

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



Мал. 19 Модель атома Резерфорда

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. відомий фізик *Дмитро Дмитрович Іваненко*. У 1933 р. він виголосив доповідь про протонно-нейтронну структуру ядра атома, у якій спирався на те, що в ядрі є важкі частинки однакової маси — протони й нейтрони. Нейтрони, на відміну від протонів і електронів, не несуть електричних зарядів. Звідси походить їх назва — «нейтрони» (нейтральні). Геніальне передбачення Д. Д. Іваненка мало експериментальне підтвердження в дослідях англійського фізика *Джеймса Чедвіка (1891–1974)*, за що в 1935 р. він був удостоєний Нобелівської премії.

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. Близкучий викладач кількох вищих навчальних закладів СРСР, у тому числі й в Україні. Світове визнання Дмитро Дмитрович отримав у 1932 р. (у 27 років!), коли першим на основі теоретичних узагальнень запропонував протонно-нейтронну модель атомного ядра.

Народився 29 липня 1904 р. в Полтаві в сім'ї редактора та вчительки. У 1920 р. закінчив гімназію в Полтаві, де його жартома називали «професором». Першу вищу освіту здобув на фізико-математичному факультеті Полтавського педагогічного інституту, у 1923–1927 рр. навчався в Ленінграді. У 30-ті роки — науковий співробітник Фізико-математичного інституту АН СРСР, завідувач теоретичного відділу Українського фізико-технічного інституту 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 очолював кафедру



Дмитро
Дмитрович
Іваненко

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

Працюйте групами

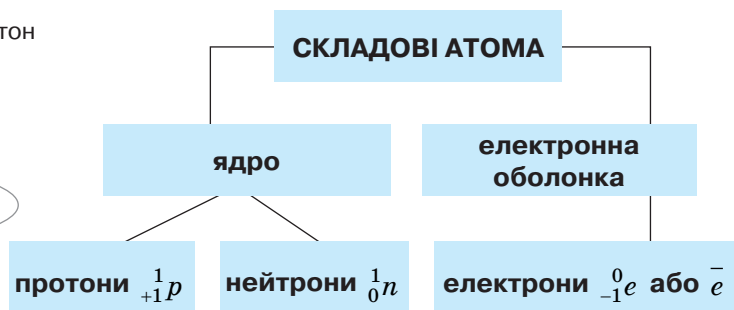
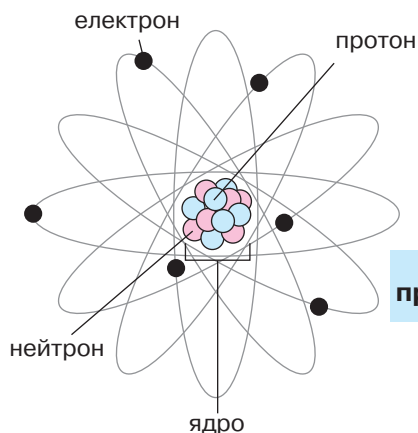
Сестра Дмитра Дмитровича Іваненка **Оксана ІВАНЕНКО (1906–1997)** — відома українська письменниця.

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.



Подальше вивчення будови атома у ХХ ст. ознаменувалось відкриттям нейтральної частинки **нейтрона** (n) у складі ядра атома. Нейтрони і 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* перебувають у безупинному русі й формують електронну оболонку атома. Протони прийнято позначати ${}^1_+p$, нейтрони — ${}_0n$, електрони — \bar{e} (мал. 20).



Мал. 20

Модель і схема будови атома

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини.

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. Тому в науці масу протона і нейтрона прийнято за 1, на підставі чого маса електрона дорівнює $1/1836$. Інформацію про будову атома та його складові вміщено в таблиці 8.

Таблиця 8

Складові 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 (1_0n), 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 ядро має розміри у десятки тисяч разів менші від розмірів електронної оболонки, основна маса атома зосереджена саме в ньому. При обчисленні відносної атомної маси елемента масою електронів нехтують.

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

Отже, завдяки описаним досягненням учених стало відомо про будову атома та його складові частинки. 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 електрона послужило підставою для створення моделі будови атома Томсона (1904 р.). Модель Томсона швидко змінила планетарна модель атома Резерфорда. Цьому сприяли експериментальні докази того, що позитивний заряд не розподілений по всьому об'єму атома, а сконцентрований в одному місці.

- ✓ Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і в цілому є електронейтральною частинкою.
- ✓ В ядрі атома є протони (1_1p) (позитивно заряджені частинки) та нейтрони (1_0n) (частинки, що не мають заряду).
- ✓ Абсолютні маси складових атома дуже малі, тому користуються їх відносними масами: у протона й нейтрона вони приблизно однакові та прийняті за 1, маса електрона у 1836 разів менша.
- ✓ Ядро порівняно з атомом має дуже малі розміри, але в ньому зосереджено основну масу атома.



Сторінка ерудита



Альфред Нобель

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.



Золота медаль Нобелівської премії

Одними з перших лауреатів Нобелівської премії були відкривач будови атома **Ернест РЕЗЕРФОРД** у 1908 р. і **Марія СКЛОДОВСЬКА-КЮРІ** у 1911 р.

Премію з хімії Марії Склодовській-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. Розкажіть, у чому полягала відмінність у моделях Томсона та Резерфорда.
3. Схарактеризуйте складові частинки атома.
4. До якої складової атома належать:
 - а) протони;
 - б) електрони;
 - в) нейтрони?
5. Який внесок у розкриття будови атома зробив наш видатний співвітчизник Д. Д. Іваненко?
6. Кому належать відкриття:
 - а) протона;
 - б) нейтрона;
 - в) електрона?
7. Чому модель Томсона проіснувала недовго?
8. Як Е. Резерфорд пояснював відхилення позитивно заряджених частинок при пропусканні їх крізь тоненькі металеві пластинки (мал. 18 на с. 56)?
9. За що присуджують Нобелівську премію? Поясніть походження її назви.
10. Назвіть відомих вам учених, удостоєних Нобелівської премії за відкриття, пов'язані з будовою атома та властивостями його структурних частинок.

Застосовуємо

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

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

Працюємо з медійними джерелами

31. Поцікайтесь:
 - 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.
32. 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.



Нуклід. Ізотопи. Сучасне формулювання періодичного закону

Вивчення параграфа допоможе вам:

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

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

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

- а) 18 і 19;
- б) 27 і 28;
- в) 52 і 53;
- г) 90 і 91.

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

Працюйте групами

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

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

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

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

ФІЗИЧНИЙ ЗМІСТ ПОРЯДКОВОГО НОМЕРА І СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Наукове пояснення перестановки елементів у періодичній системі отримали після того, як у 1913–1914 рр. англійський фізик *Генрі Моблі* (1887–1915) експериментально підтвердив періодичний закон. Завдяки його дослідженням було встановлено, що всі хімічні елементи (без винятку!) розміщено 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 загальне число електронів в атомі.

Це відкриття вчених дозволило сформулювати сучасне визначення періодичного закону.

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

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

Застосуємо набуті знання у виконанні вправ.

Вправа 1.

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

Вправа 2.

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

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

Нуклід — це сукупність атомів з певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Назвами й символами нуклідів є назви та символи відповідних хімічних елементів. Виняток становлять нукліди Гідрогену, що дістали назви Протій, Дейтерій, Тритій (мал. 21).

Позначають нукліди одного атома таким чином: зліва від символу хімічного елемента знизу пишуть порядковий номер (протонне число), а зверху — нуклонне число (схема 6).

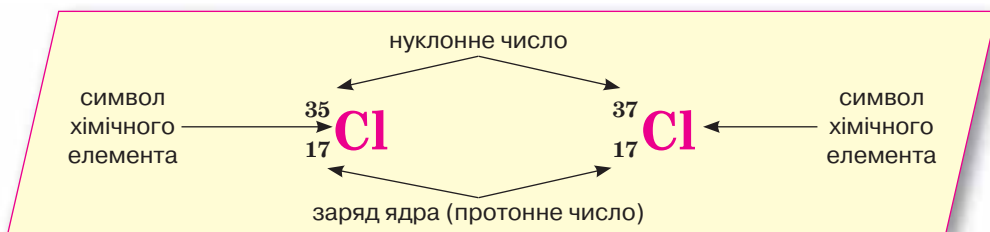
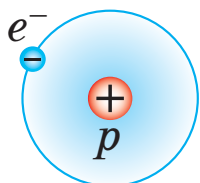


Схема 6 Позначення нуклідів хімічного елемента Хлору

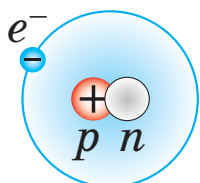
Уживають і такі записи нуклідів: Хлор-35, Хлор-37.

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

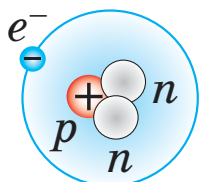
До характеристики нуклідів застосовують три числа: протонне, нейтронне і нуклонне.



Протій H (${}^1_1\text{H}$)



Дейтерій D (${}^2_1\text{H}$)



Тритій T (${}^3_1\text{H}$)

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

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

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

Ці числа пов'язані між собою такою залежністю:

$$A = Z + N.$$

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

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

Застосовуємо формулу $N = A - Z$.

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

Мал. 21

Відповідь: ядро Протію не містить нейтронів, у Дейтерію один нейтрон, у Тритію — два. Ця інформація відображена на малюнку 20.

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

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

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

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

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

Ізотопами Хлору є два нукліди — ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ і ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ (схема 7).

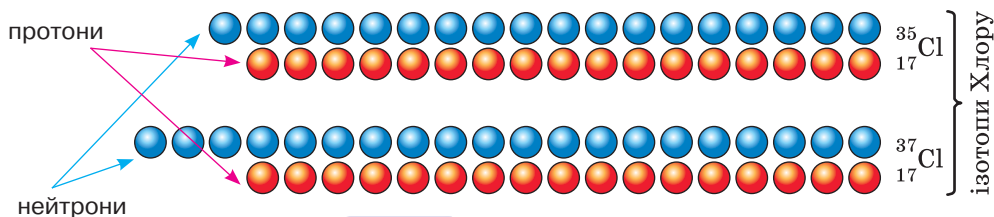


Схема 7 Ізотопи Хлору

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 ${}^{13}\text{C}$, нуклід Алюмінію ${}^{27}\text{Al}$.

Скільки б нуклідів не мав хімічний елемент у періодичній системі, їм відведена одна клітинка, адже заряд ядра атома в них однаковий. На цій підставі прийнято сучасне визначення хімічного елемента.

Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

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

Розрізняють природні та штучні ізотопи. *Природні ізотопи* — це ізотопи, наявні у природі. *Штучних* ізотопів у природі немає, вони утворюються під час **ядерних реакцій**.

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

ІЗОТОПИ І ВІДНОСНА АТОМНА МАСА ЕЛЕМЕНТІВ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ. Отже, для ізотопів одного хімічного елемента в періодичній системі відведено одну клітинку. Тоді яку відносну атомну масу вказують у періодичній системі — 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 та 37. За поширенням у природі на перший припадає 75,4 % усіх атомів Хлору, на другий — 24,6 %. Проведемо обчислення і дізнаємося про середнє значення відносної атомної маси Хлору $A_{\text{р.р.}}(\text{Cl})$. Для цього частку атомів кожного нукліду помножимо на його нуклонне число та знайдемо суму двох добутків:

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

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

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

Відтепер ви розумієте, що перестановки елементів у деяких місцях періодичної системи зумовлені тим, що серед поширених у природі їхніх ізотопів переважають нукліди з більшою атомною масою, хоча заряд ядра в них менший, ніж в елемента, з яким його поміняли місцями. Наприклад, Аргон має менший заряд ядра атома, ніж Калій. За цією ознакою його розміщено перед Калієм. Водночас 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 періодичній системі зазначається не відносна атомна маса кожного з нуклідів, а їх середнє значення. Воно найбільш наближене до нуклонного числа найпоширенішого нукліда.

Стисло про основне

- ✓ У природі існує періодична залежність властивостей елементів та їхніх сполук від величини заряду ядра атома. У цьому полягає фізична суть періодичного закону.
- ✓ Нукліди одного хімічного елемента мають загальну назву — ізотопи.
- ✓ Одному нукліду відповідає один різновид атомів і ядер. Нукліди одного хімічного елемента (ізотопи) мають однакову кількість протонів, але відрізняються за кількістю нейтронів.

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

Сторінка ґрудита



Складні ядерні реакції, що відбуваються в надрах Сонця, забезпечують нашу планету світлом і теплом. На ядерному паливі працюють атомні електростанції, які нині задовольняють близько 10 % потреб людства в електроенергії. Вони працюють на урані або плутонії. Це високоефективне паливо. Так, 1 кг урану під час ядерної реакції виділяє стільки само тепла, як під час спалювання 2000 т вугілля.

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

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

Знаємо, розуміємо

1. За рахунок чого ізотопи одного хімічного елемента мають різні нуклонні числа?
2. Зазначте, скільки протонів, нейтронів та електронів мають нукліди Калію: ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K .
3. Поясніть, чому в окремих клітинках періодичної системи хімічні елементи розташовано не за зростанням відносної атомної маси.
4. У «Хімічній енциклопедії» подано такі відомості про Магній: «складається з трьох стабільних ізотопів: ^{24}Mg (78,6 %), ^{25}Mg (10,11 %), ^{26}Mg (11, 29 %)». Обчисліть за цими даними середню відносну атомну масу Магнію та порівняйте її із зазначеною в періодичній системі хімічних елементів.
5. Проаналізуйте твердження та оберіть правильний варіант відповіді.

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

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

Застосовуємо

33. Обчисліть, скільки нейтронів має кожний з нуклідів Оксигену: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$.
34. Прокоментуйте запис якомога більшою кількістю наукової інформації:
 ^{130}Ba , ^{132}Ba , ^{134}Ba , ^{138}Ba .

Працюємо з медійними джерелами



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

§ 11.

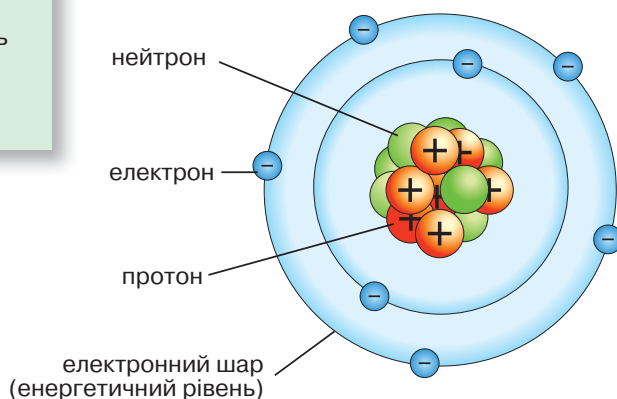
Стан електронів в атомі. Електронні орбіталі. Енергетичні рівні

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ з'ясувати, у чому полягала недосконалість моделі атома Резерфорда;
- ◆ зрозуміти, як сучасна теорія будови атома пояснює стан електрона в атомі;
- ◆ сформулювати уявлення про атомну орбіталь й електронну хмару;
- ◆ установлювати 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 Е. Резерфорд запропонував *планетарну модель* атома (мал. 22).



Мал. 22

Планетарна модель атома Нітрогену

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

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

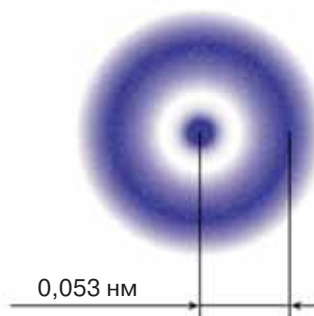
Модель ґрунтується на тому, що з урахуванням двоїстої природи електрона (як мікрочастинки і як хвилі) неможливо одночасно й абсолютно точно вказати місце його перебування в електронній оболонці. Іншими словами, рух електрона в атомі не можна описати певною траєкторією, а лише розглядати деякий об'єм 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 знаходження 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 орбіталями розпочнемо з атома Гідрогену, що має найпростішу будову. Порядковий номер елемента вказує на те, що в електронній оболонці атома міститься лише один електрон. Атомна орбіталь єдиного його електрона має форму сфери з радіусом 0,14 нм. Більш наочне уявлення про цю орбіталь можна 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, отримуємо нові зображення (крапки) в різних частинах атомного простору. Після перенесення всіх одержаних зображень на одну фотографію складається картина, що нагадує кулю (*мал. 23*).

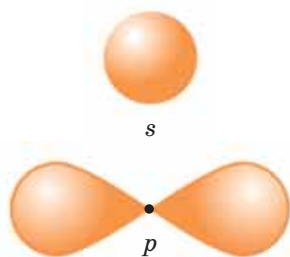
Як зображено на малюнку, в одних місцях крапки розміщені густіше, що свідчить про більшу ймовірність перебування там електрона. В інших місцях крапок менше, отже, і ймовірність перебування електрона там менша. Одержане наочне зображення ймовірності перебування електрона в атомному просторі назвали *електронною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



Мал. 23

Модель атома
Гідрогену

Електронна хмара — це наочне зображення атомної орбіталі.



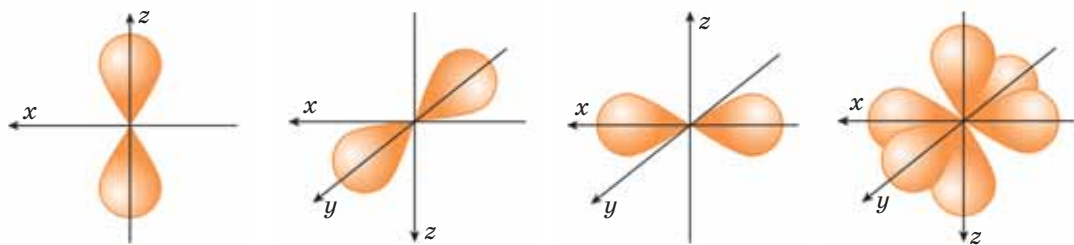
Мал. 24

Схематичне зображення s - і p -електронних хмар

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

Результати експериментальних досліджень та математичних обчислень доводять, що на s -орбіталі може перебувати щонайбільше два електрони.

Є атомні орбіталі з іншими формами електронних хмар, зокрема, подібні до гантелі чи об'ємної вісімки (мал. 24). 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 25.



Мал. 25

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».) На одній p -орбіталі може бути не більше двох електронів.

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

Енергетичні рівні. Електрони, будучи зарядженими частинками, наділені певним запасом енергії. Описуючи будову електронної оболонки атома, електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії об'єднують в один **енергетичний рівень**, або **електронний шар**. Виділяють 7 енергетичних рівнів. Їх позначають арабськими цифрами від 1 до 7 або великими літерами латинського алфавіту K, L, M, N, O, P, Q . Зверніть увагу на те, що 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 одержані 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. 26) та з'ясуйте:

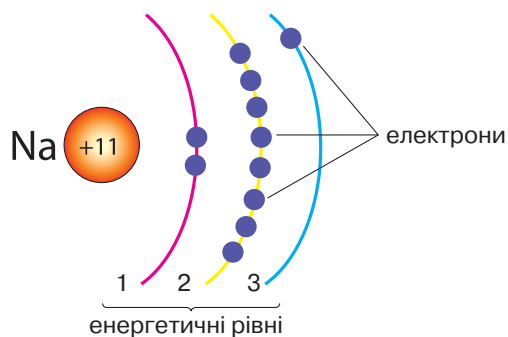
- а) який енергетичний рівень містить найбільше електронів;
- б) скільки електронів міститься на внутрішньому, а скільки — на зовнішньому енергетичному рівнях електронної оболонки його атома.

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

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

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

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



Мал. 26

Схематична модель атома Натрію



Стисло про основне

- ✓ Електрон має двоїсту природу — мікрочастинки і 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*. Їх 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 називається **зовнішнім**, його електрони наділені найбільшим запасом енергії.

Знаємо, розуміємо

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

Застосовуємо

36. Розташуйте елементи за збільшенням кількості енергетичних рівнів в електронній оболонці атома.
- А Літій Б Калій В Гелій Г Магній
37. Установіть відповідність між хімічними елементами та кількістю енергетичних рівнів в електронних оболонках їх атомів.

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

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

§ 12.

Поняття про енергетичні підрівні. Радіус атома

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, введено поділ енергетичних рівнів на підрівні.

Вивчення параграфу допоможе вам:

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

За формою атомних орбіталей електрони одного рівня поділяються на підрівні.

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

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

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

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

Працюйте з 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 9.

Таблиця 9

Розподіл електронів на перших чотирьох енергетичних рівнях

Умовні позначення енергетичних рівнів	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 ($2s$)	8 ($2s + 6p$)	18 ($2s + 6p + 10d$)	32 ($2s + 6p + 10d + 14f$)

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

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

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

Що більша кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці, то більший радіус атома (схема 8).

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

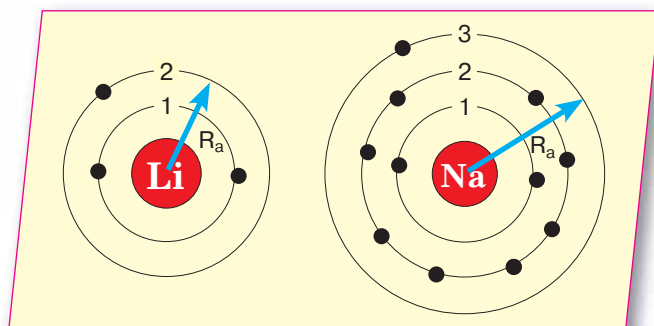


Схема 8

Радіуси атомів Літію та Натрію

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

У межах одного періоду кількість енергетичних рівнів в електронних оболонках атомів однакова, проте радіуси — різні. Обчислення показали, що зі збільшенням заряду ядра, незважаючи на збільшення кількості електронів, радіуси атомів загалом зменшуються. Для порівняння: $R_a(\text{Li}) = 0,159 \text{ нм}$, $R_a(\text{F}) = 0,040 \text{ нм}$. Найбільше зменшення відбувається в малих періодах (схема 9).

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

Схема 9 Зміна радіусів атомів

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

Стисло про основне

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

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



Сторінка ґрудита

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

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

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

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

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

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



Знаємо, розуміємо

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

§ 13.

Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів.

Електронні формули атомів

Д. І. Менделєєв установив періодичну залежність властивостей елементів і їхніх сполук від величини атомної маси. Фізики підтвердили наявність цієї залежності й пов'язали її із зарядом ядер атомів. Після цього їм залишалося встановити, чому за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються. Тобто необхідно було встановити причину періодичності.

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, розподіл електронів електронних оболонок перших 20 хімічних елементів періодичної системи підлягає таким **правилам**.

Вивчення параграфа допоможе вам:

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

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

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

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

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

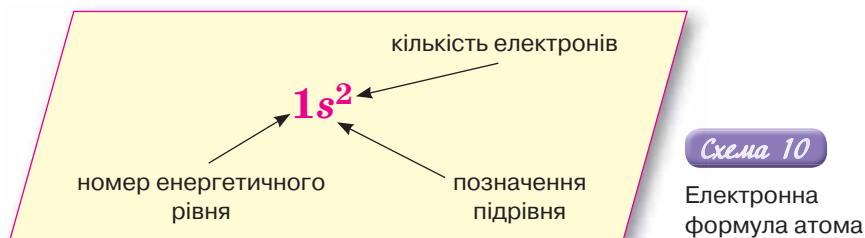
5. Максимальна кількість електронів на підрівні *s* — 2, підрівні *p* — 6, підрівні *d* — 10.

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

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

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

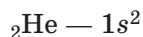
Наприклад, записом $1s^2$ (читається *один-ес-два*) позначено перший енергетичний рівень із наявним одним підрівнем *s*, заповненим двома електронами (*схема 10*).



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

ПОСЛІДОВНІСТЬ ЗАПОВНЕННЯ ЕЛЕКТРОНАМИ РІВНІВ, ПІДРІВНІВ В АТОМАХ ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРШИХ ТРЬОХ ПЕРІОДІВ.

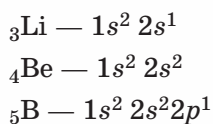
Перший період складається лише з двох елементів — Гідрогену та Гелію. У Гідрогену заповнення першого енергетичного рівня розпочинається, а в Гелію — завершується. Зазначимо електронні формули цих атомів.



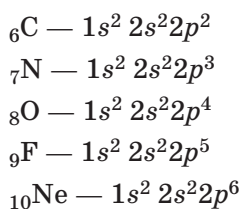
Зверніть увагу на те, як одним записом зазначають і хімічний елемент, і електронну формулу його атома.

Третім у періодичній системі розміщено хімічний елемент Літій. Номер періоду вказує на наявність двох енергетичних рівнів як у Літію, так і в решті елементів цього періоду

(до Неону включно). Згідно з поданими правилами та розглянутими прикладами, напишемо електронні формули атомів хімічних елементів другого періоду.



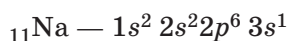
Як бачимо, у Борю з'явився перший *p*-електрон і розпочалося заповнення *p*-підрівня. У кожного з наступних п'яти елементів — Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору та Неону — електронна оболонка збагачується на 1 електрон, і всі вони заповнюватимуть *p*-підрівень другого енергетичного рівня.



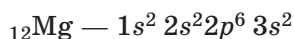
Неоном закінчується другий період, і на ньому завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня. Для одинадцятого електрона наступного елемента Натрію, яким починається третій період, вільних орбіталей на другому енергетичному рівні не залишилося.

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

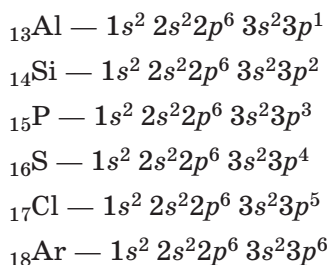
Згідно з правилами одинадцятій електрон атома Натрію розпочинає заповнення третього енергетичного рівня з підрівня *s*.



У атома Магнію завершується заповнення *3s-підрівня* третього енергетичного рівня.

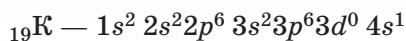


Після того як *s*-підрівень третього енергетичного рівня заповнився, в атома Алюмінію розпочинається заповнення *p*-підрівня. Завершується воно в атома Аргону.

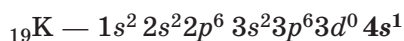
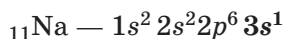
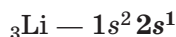


Як бачимо, атоми жодного хімічного елемента третього періоду не містять електронів на підрівні *d*.

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



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



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

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

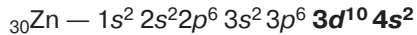
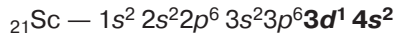
Як вам відомо, великі періоди складаються з двох рядів і містять більше елементів — з'являються елементи побічних підгруп, лантаноїди та актиноїди. Як відбувається заповнення електронних оболонок їхніх атомів, ви вивчатимете у старшій школі.

Стисло про основне

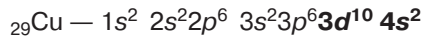
- ✓ Електронна формула атома — це позначення розміщення електронів в електронній оболонці атома за допомогою цифр (від 1 до 7) та літер англійського алфавіту *s*, *p*, *d*, *f*.
- ✓ Для того щоб безпомилково написати електронну формулу атома, необхідно: а) дізнатися, скільки всього електронів має атом; б) з'ясувати, в якому періоді періодичної системи розміщено елемент; в) у записі дотримуватися послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів.
- ✓ Періодична повторюваність властивостей елементів є наслідком періодичної повторюваності будови їхніх електронних оболонок.



Попрацюйте з періодичною системою та пересвідчіться, що в четвертому періоді після Калію і Кальцію — елементів головних підгруп — розміщено 10 елементів побічних підгруп із порядковими номерами 21–30. Особливість заповнення електронами електронних оболонок цих атомів полягає в тому, що зовнішній (четвертий) енергетичний рівень має заповнений лише s -підрівень ($4s^2$), а кожний з 10 електронів, що послідовно з'являються в елементів побічних підгруп, заповнює підрівень d передостаннього (третього) енергетичного рівня.



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



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

Знаємо, розуміємо

1. Який порядок заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів?
2. Що є спільного в будові електронних оболонок атомів:
 - а) Берилію й Магнію;
 - б) Алюмінію й Сульфуру;
 - в) Неону й Аргону?

Підтвердіть відповідь записами електронних формул атомів.

3. Чому за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються?
4. Назвіть хімічні елементи, атомам яких належать такі електронні формули:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Застосовуємо

39. Знайдіть 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) $1s^2 2s^2 2p^7$.
40. Зазначте, атомам якого хімічного елемента належить запис зовнішнього енергетичного рівня $3s^1$.
 - А Гідрогену
 - Б Літію
 - В Магнію
 - Г Натрію
41. Уявіть, що з електронної оболонки атома Кальцію якимось чином видалили всі електрони. І перед вами постало завдання повернути їх на свої місця. Які рівні та підрівні займуть перший, шостий, шістнадцятий електрони?

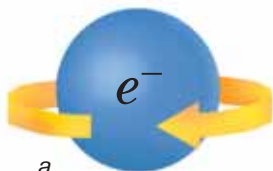
§ 14.

Графічні електронні формули атомів хімічних елементів

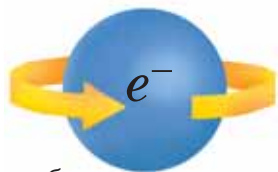
Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ навчитися записувати графічні електронні формули атомів.

Пригадайте з природознавства, що Земля, обертаючись навколо своєї осі, зумовлює зміну дня і ночі.



а



б

Мал. 27

Модель обертання електрона навколо власної осі: а) за годинниковою стрілкою; б) проти годинникової стрілки

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

Обертання електрона можна уявити, скориставшись дитячою іграшкою дзигою. Проте, якщо дзига завжди обертається в одному напрямі, то частині електронів електронної оболонки атома «приписують» обертання за годинниковою стрілкою, а частині — проти (мал. 27).

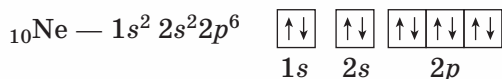
СПАРЕНІ ЕЛЕКТРОНИ Й ЕНЕРГЕТИЧНІ КОМІРКИ.

Через різний напрям обертання двох абсолютно однакових електронів в атомі не існує. Електрони можуть мати однакові всі характеристики, окрім однієї — напрямку обертання навколо власної осі. Один із них обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, інший — проти. Два такі електрони перебувають на одній орбіталі й дістали назву **спарених електронів**. Описуючи будову атома, спарені електрони однієї орбіталі прийнято записувати у квадратику, який має назву **енергетичної комірки**, у вигляді протилежно спрямованих стрілок $\uparrow\downarrow$. 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.

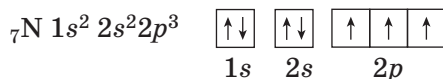
Відображення розподілу електронів за енергетичними комірками називається **графічною електронною формулою**.

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 вміщує 2 електрони (одну пару). Отже, в атомах Неону всі електрони **спарені**.



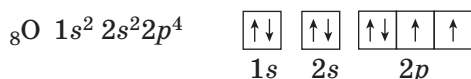
Поміркуйте, скільки енергетичних комірок мають підрівні *d* і *f*.

Приклад 2.

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

Приклад 3.

В атома Оксигену така сама кількість енергетичних комірок, що й в атома Нітрогену, але електронів на 1 більше. Тобто, як і в Нітрогену, неспарені електрони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні й на *p*-підрівні. Кількісно їх на один менше.



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 сполучення одних атомів з іншими при утворенні речовин.

Попрацюйте з групами

Напишіть графічні електронні формули атомів елементів третього періоду.

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

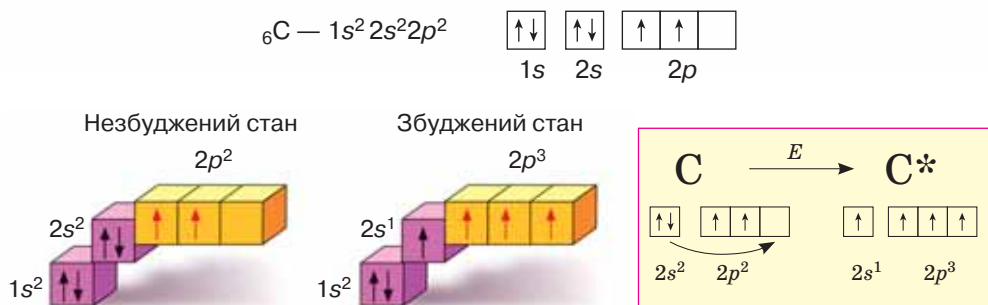
Чи хоч один елемент третього періоду містить електрон на підрівні *d*?

Сторінка ерудита



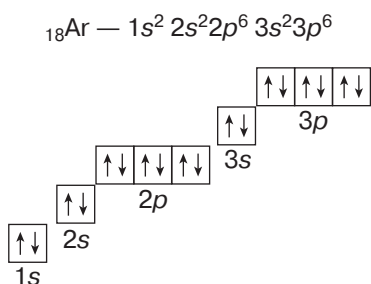
За наявності в електронній оболонці атома вільних енергетичних комірок електрони можуть із нижчих енергетичних рівнів чи підрівнів переміститися на вищі. Тобто з *незбудженого* стану атом переходить у *збуджений*. При цьому енергія завжди поглинається. Так *спарені* електрони стають *неспареними*.

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

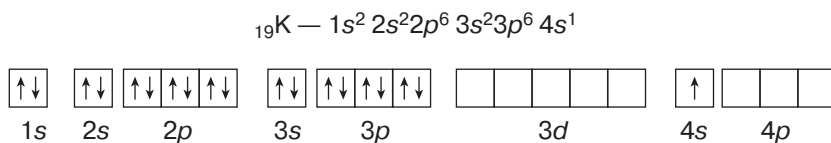


Подана графічна електронна формула свідчить про те, що атом Карбону в стаціонарному (незбудженому) стані на другому енергетичному рівні має 2 спарені *s*-електрони та 2 неспарені *p*-електрони, а також одну вільну (порожню) енергетичну комірку на *p*-підрівні. Отримавши додатковий запас енергії, *s*-електрон другого енергетичного рівня переходить на *p*-підрівень цього самого рівня й неспарених електронів стає 4.

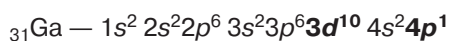
Чим далі від ядра розміщений енергетичний рівень, тим його електрони наділені більшим запасом енергії. Щоб підкреслити це, комірки розташовують не лінійно, а на зразок сходинок. Покажемо це на прикладі Аргону.



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



Двадцятий електрон атома Кальцію завершить заповнення 4*s*-підрівня. Десять наступних хімічних елементів (${}_{21}\text{Sc}$ – ${}_{30}\text{Zn}$) зберігатимуть електронну конфігурацію його зовнішнього енергетичного рівня — ... 4*s*², заповнюючи електронами 3*d*-підрівень. І тільки хімічний елемент Галій ${}_{31}\text{Ga}$ продовжить заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня — підрівня *p*.



Стисло про основне

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

Знаємо, розуміємо

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

Застосовуємо

42. Напишіть графічну електронну формулу атома Хлору. Скільки в ній: а) спарених електронів; б) неспарених електронів; в) *s*-електронів; г) *p*-електронів?
43. Установіть відповідність між хімічними елементами та розміщенням електронів зовнішнього енергетичного рівня за енергетичними комірками.

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



§ 15.


Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома

Вивчення параграфа допоможе вам:

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

Вивчаючи будову атома, вам неодноразово доводилося звертатись за тією чи іншою інформацією до періодичної системи хімічних елементів. Адже ви знаєте, що кожний елемент у періодичній системі займає постійне, чітко визначене місце. 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 й електронів в атомі дорівнює нулю. Саме тому атом — електронейтральна частинка.

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



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

Це означає, що в усіх елементів одного періоду кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атомів однакова. Переконаємося в цьому на прикладі будови електронних оболонок атомів Літію, Карбону, Неону (схема 11).

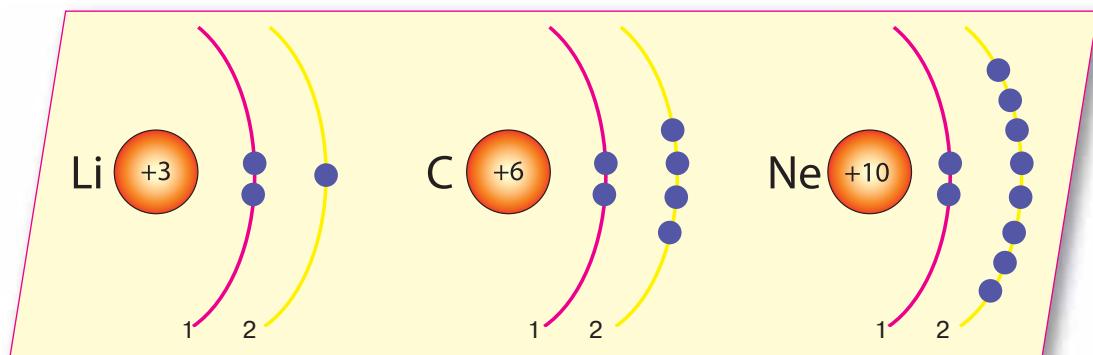


Схема 11

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. Встановимо розташування зазначених хімічних елементів у періодах періодичної системи:

Аргентум під порядковим номером 47 розташований у 5 періоді. Стронцій (порядковий номер 38) теж елемент 5 періоду. Кальцій 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 у групі періодичної системи тісно пов'язане з будовою електронних оболонок атомів. Так, в елементів *головних підгруп* короткоперіодної системи та *груп А* довгоперіодної системи номер групи збігається з кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома. Тобто валентні електрони в атомах елементів цих підгруп розташовані на зовнішньому енергетичному рівні.

В елементів *побічних підгруп* короткоперіодної системи та *груп В* довгоперіодної 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 групі періодичної системи.

Приклад 2.

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

Розв'язання

1. З'ясуємо, про яку групу йдеться в умові 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 переважної більшості металічних елементів побічних підгруп) розміщені на останньому (зовнішньому) енергетичному рівні. Ще п'ять він використовує з тих, що перебувають на передостанньому рівні на підрівні d .

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



НОМЕР ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ТА ЛЕТКІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТА З ГІДРОГЕНОМ. Номер групи дозволяє 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 і 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 й 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 відображає будову атомів хімічних елементів.

РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ЛАНТАНОЇДІВ ТА АКТИНОЇДІВ ІЗ ПОЗИЦІЇ ТЕОРІЇ БУДОВИ АТОМА. У параграфі 8 ішлося про те, що властивості сполук металічних елементів лантаноїдів багато в чому подібні. Те саме можна сказати і про сполуки актиноїдів. Виявляється, що це зумовлюється однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атомів і заповнення 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 (виняток становить перший період) металічним елементом. Закінчуються періоди інертними елементами (окрім сьомого), яким передують представники родини неметалічних елементів галогенів. Подана в таблиці 10 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 10 ви бачите, що Натрій, Магній, Алюміній — металічні елементи, а Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон — неметалічні.

Порівняння елементів третього періоду та їх деяких сполук

Ознаки порівняння	Елементи третього періоду							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Порядковий номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
Група простих речовин	метали			неметали				
Формула вищого оксиду	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Формула гідрату вищого оксиду	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

Розташування кожного хімічного елемента в періодичній системі знаходить пояснення з позиції теорії будови атома.

Зверніть увагу на те, що:

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

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

Стисло про основне

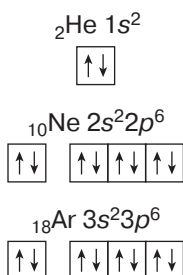


- ✓ Номер періоду, в якому розташований хімічний елемент, і кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці його атома збігаються.
- ✓ Номер групи, в якій розташований хімічний елемент, і його вища валентність здебільшого збігаються.
- ✓ З позиції теорії будови атома всі елементи однієї головної підгрупи мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома, вона дорівнює номеру групи.
- ✓ Наявність невеликої кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів металічних елементів (1, 2, рідше 3) зумовлює їхнє розташування на початку періодів, тоді як 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 ерудита



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. Відтепер вона пояснюється тим, що всі енергетичні комірочки зовнішнього енергетичного рівня повністю заповнені спареними електронами. Такий рівень називається завершеним і вважається стійким.



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 восьмої групи. Відтепер знайшла підтвердження ще одна залежність — атоми елементів головних підгруп на зовнішньому енергетичному рівні мають стільки електронів, який номер групи (виняток становить Гелій).

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення групи, підгрупи, періоду.
2. Використавши знання про будову електронних оболонок атомів, поясніть розташування Натрію на початку 3 періоду, а Аргону — у кінці.
3. Виходячи з 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) число 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

44. Зазначте рядок, у якому подано назви лише металічних елементів.
 - А Оксиген, Гідроген, Магній
 - Б Хлор, Неон, Алюміній
 - В Натрій, Кальцій, Магній
 - Г Натрій, Магній, Сульфур
45. Розташуйте за збільшенням числа протонів у ядрі хімічні елементи.
 - А Нітроген
 - Б Гідроген
 - В Кальцій
 - Г Магній
46. 1. Розташуйте за зменшенням числа енергетичних рівнів в електронній оболонці атома таких елементів.

А Калій	В Гелій
Б Оксиген	Г Сульфур

2. Проаналізуйте твердження й оберіть відповідь, яку ви вважаєте правильною.
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 твердження 1
 - Б Правильне лише твердження 2
 - В Правильні обидва твердження
 - Г Неправильні обидва твердження

§ 16.

Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у періодичній системі 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 обґрунтоване подібністю будови електронної оболонки атома Гідрогену з атомами елементів цих груп головних підгруп*).

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

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

ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ХІМІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА ЗА МІСЦЕМ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВОЮ АТОМА. Щоб якомога повніше охопити інформацію про хімічний елемент, дотримуються плану характеристики, відображеного в таблиці 11.

Таблиця 11

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; в) кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома; г) електронна, графічна електронна формули атома; д) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні, у тому числі неспарених; е) завершений чи незавершений зовнішній енергетичний рівень електронної оболонки атома, скільки електронів не вистачає до завершення

Вивчення параграфу допоможе вам:

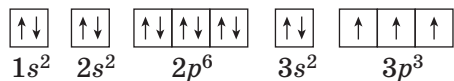
- ♦ використовувати інформацію, закладену в періодичній системі, для класифікації, а також характеристики елементів, будови атомів;
- ♦ набувати вміння встановлювати формули сполук, користуючись інформацією з періодичної системи.

№	Основні характеристики	Підпункти характеристики
3	Хімічний характер елемента та утворених ним речовин	а) до металічних чи неметалічних елементів належить елемент; б) формула вищого оксиду й відповідного йому гідрату оксиду; в) хімічний характер зазначених оксиду та гідрату оксиду, приклади рівнянь реакцій; г) формула легкої сполуки елемента з Гідрогеном, валентність елемента в ній
4	Порівняння хімічного характеру 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.

2. *Будова атома.* Ядро атома містить 15 протонів і має заряд +15. Нуклід $^{31}_{15}\text{P}$ містить 16 нейтронів ($31 - 15 = 16$). У складі електронної оболонки 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, що становить менше половини електронів завершеного зовнішнього енергетичного рівня.

3. *Хімічний характер елемента та утворених ним речовин.* Маючи на зовнішньому енергетичному рівні 5 електронів, Фосфор належить до *неметалічних* елементів. У вільному стані існує у вигляді простої речовини неметалу фосфору. Формула вищого оксиду — P_2O_5 . Як було зазначено в параграфі 2, він взаємодіє з водою й утворює кислоту 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 по періоду у Фосфору 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 періодичній системі дає змогу вичерпно характеризувати будову його атома, формули та властивості сполук.



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

Приклад 1.

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

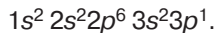
Розв'язання

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

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

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

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

Застосовуємо

47. Відносна молекулярна маса вищого оксиду елемента V групи дорівнює 230. Установіть, який це елемент, порівняйте його хімічну активність із сусідніми по підгрупі елементами.
48. Телур ${}_{52}\text{Te}$ утворює з Гідрогеном летку сполуку, формула якої H_2Te . Яка формула його вищого оксиду?
49. Вищий оксид хімічного елемента 3 періоду має загальну формулу RO_2 . Установіть елемент, обчисліть його масову частку в цьому оксиді.
50. 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

Вивчення параграфа допоможе вам:

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

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

ПРОГНОСТИЧНА РОЛЬ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ. Дмитро Іванович сам передбачив існування 11 елементів і на основі взаємозв'язку між розміщенням елементів у періодичній системі та їхніми властивостями орієнтовно встановив їх атомну масу, спрогнозував основні

властивості. Частина 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 й підтвердили істинність припущення вченого.

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

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

Періодичний закон сприяє розвитку методів пізнання природи. Загальні закони розвитку природи знаходять підтвердження завдяки періодичному закону. Наприклад, один із законів природи — закон єдності і боротьби протилежностей, згідно з яким кожний об'єкт має протилежні сторони. У фізиці прикладом дії цього закону є рух і спокій, притягування й відштовхування, у математиці — плюс і мінус. У хімії цей закон підтверджується 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. Але це єдиний закон, що має графічне відображення у вигляді періодичної системи хімічних елементів. Періодична система хімічних елементів допомагає планувати науково-природничі дослідження і здійснювати їх, є незамінним наочним посібником для всіх, хто вивчає хімію.

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

ВІДКРИТТЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ — НАУКОВИЙ РЕЗУЛЬТАТ ДІЯЛЬНОСТІ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА. Своє найбільше відкриття — періодичний закон — Дмитро Іванович Менделєєв зробив у 35 років. Періодична система швидко стала необхідним інструментом хімічних

досліджень, вона незмінно займає почесне місце на стіні кожної хімічної лабораторії, на робочому місці всіх, причетних до вивчення хімії.

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

Учений досліджував розчини й розробив теорію розчинів, винайшов один із видів бездимного пороху, удосконалив способи використання добрив у сільському господарстві та зрошування посушливих земель. Ретельно вивчивши склад нафти, 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 сонячної корони під час сонячного затемнення. Він власноруч підняв кулю в повітря, подолав шлях близько 100 км на максимальній висоті польоту приблизно 4 км й успішно приземлився.

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

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



Мал. 28

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

Стисло про основне

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

Сторінка ерудита

Життя та наукова діяльність Д. І. Менделєєва були пов'язані з розвитком науки, освіти й економіки України. Свою педагогічну діяльність 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 й транспортування кам'яного вугілля й висунув нову на той час ідею підземної газифікації вугілля. Прошло не одне десятиліття, перш ніж у 1937 р. в місті Горлівці Донецької області цю ідею було втілено в життя.

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

Працюємо з медійними джерелами

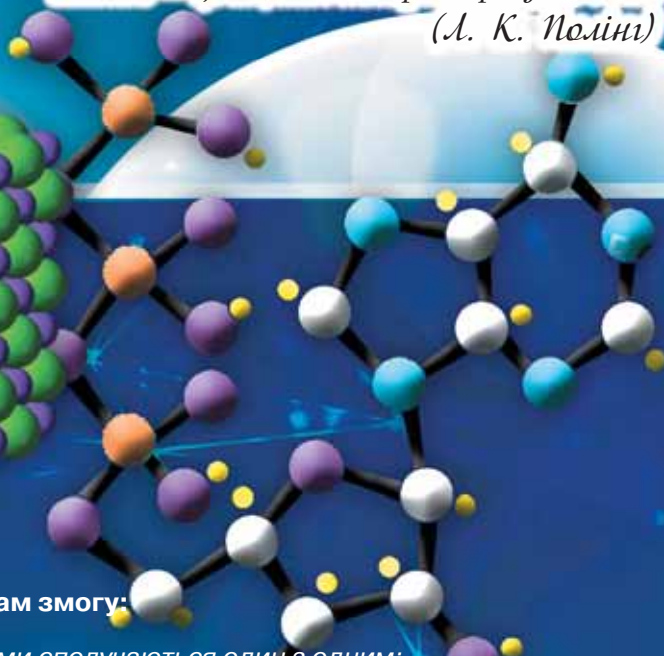
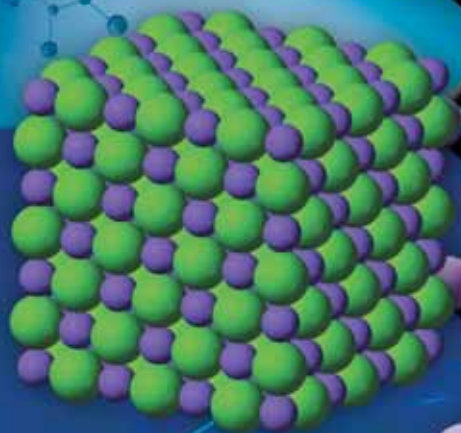
51. Підготуйте повідомлення про одну із граней життя та діяльності Дмитра Івановича Менделєєва.

Тема 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

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

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

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, іонів;
- ◆ розширити хімічні знання новими поняттями: електронегативність, ковалентний зв'язок, іонний зв'язок, кристалічні ґратки, ступінь окиснення;
- ◆ зрозуміти, що властивості речовин залежать не лише від складу, а й від 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 із ковалентним та йонним хімічними зв'язками, пояснювати утворення цих видів зв'язку;
- ◆ обґрунтовувати електронну природу ковалентного неполярного, ковалентного полярного та йонного зв'язків;
- ◆ визначати ступені окиснення атомів елементів у сполуках за їх формулами;
- ◆ пояснювати та прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку й типів кристалічних ґраток.

§ 18.

Природа хімічного зв'язку й електронегативність елементів

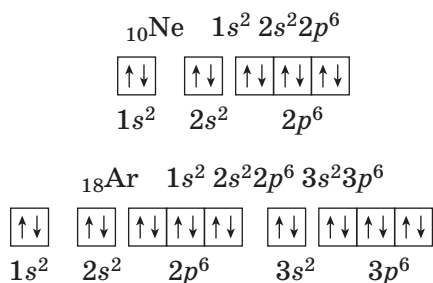
ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Яким чином відбувається сполучення атомів різних хімічних елементів з утворенням нових речовин? Чому і як утворюються зв'язки між атомами? Ці питання були предметом роздумів багатьох поколінь учених. І тільки на основі знань про будову атома у ХХ ст. з'явилася теорія **хімічного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

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

Вивчення параграфу допоможе вам:

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

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. Коли атом якого-небудь хімічного елемента утворює хімічний зв'язок з іншим атомом, його зовнішній енергетичний рівень стає завершеним. Як ви вже знаєте, завершеним зовнішнім енергетичним рівнем називається енергетичний рівень з 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — із двох). Виходячи з цього, 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 (є окремі винятки).

Завершеність зовнішнього енергетичного рівня досягається кількома способами.

ПЕРШИЙ СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ. Він полягає в тому, що атоми *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 12.

Таблиця 12

Будова електронних оболонок атомів металічних елементів

Хімічний елемент	Електронна формула	Графічна електронна формула	Зовнішній енергетичний рівень	
			всього \bar{e}	не вистачає \bar{e} до завершення
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\begin{array}{ccccc} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} & \boxed{\uparrow} & \boxed{} \boxed{} \boxed{} \\ 1s & 2s & 2p & 3s & 3p \end{array}$	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 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. Тож атоми металічних елементів Натрію, Магнію, Алюмінію, сполучаючись із атомами інших елементів, віддають електрони третього енергетичного рівня. Електронна оболонка утвореної частинки залишається з двома енергетичними рівнями, причому зовнішній енергетичний рівень — завершений.

ДРУГИЙ СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ. Атоми можуть *приєднувати* електрони в кількості, необхідній для того, щоб мати завершений зовнішній енергетичний рівень.

Проведемо аналіз електронної будови атомів неметалічних елементів Гідрогену, Сульфуру, Хлору, Аргону (табл. 13).

Таблиця 13

Будова електронних оболонок атомів неметалічних елементів

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

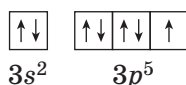
В атомах поданих у таблиці неметалічних елементів останній енергетичний рівень містить половину (у Гідрогену) та більше половини (у решти елементів) електронів, порівняно із завершеним для них зовнішнім енергетичним рівнем. Щоб досягти завершеності, їм енергетично вигідніше приєднувати, а не віддавати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

ТРЕТІЙ СПОСІБ УТВОРЕННЯ ЗАВЕРШЕНОГО ЗОВНІШНЬОГО ЕНЕРГЕТИЧНОГО РІВНЯ. Атоми не віддають і не приєднують електрони, а утворюють **спільні електронні пари**.

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

Звернемося до таблиці 13. 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 кількість спільних електронних пар, до утворення яких здатний атом Хлору, теж одна. За рахунок наявних неспарених електронів у молекулі гідроген хлориду HCl між атомами Гідрогену і Хлору утворюється

спільна для обох атомів електронна пара. За рахунок цього зовнішні енергетичні рівні обох атомів стають завершеними (схема 12).

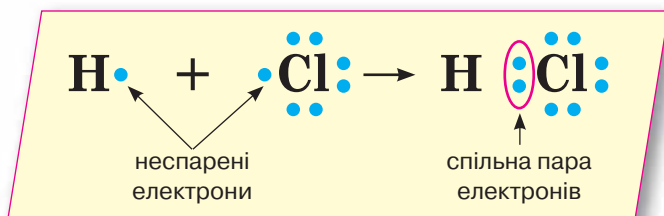


Схема 12

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.

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

ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ З ПОЗИЦІЇ ПРИРОДИ ХІМІЧНИХ ЗВ'ЯЗКІВ.

Вам відомо, що наслідком хімічних реакцій є утворення нових речовин. У процесі хімічної взаємодії структурні частинки утворених речовин досягають завершеності зовнішніх енергетичних рівнів одним із розглянутих вище способів.

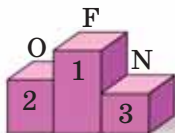
В елементів перших трьох періодів в утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони зовнішнього енергетичного рівня. Їх називають *валентними електронами*.

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

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

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

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



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

F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si, H, Al, Mg, Ca, Na, K, Cs
електронегативність елементів 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 12*).

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

Працюйте групами

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

1. Яким чином досягають 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?

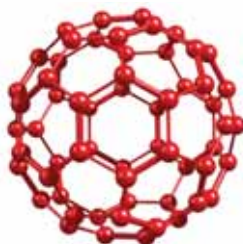
Стисло про основне

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



Сторінка ґрудита

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



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

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

Синтез речовин, подібних до фулерену, є свідченням досягнень сучасного природознавства.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення:
 - а) хімічного зв'язку;
 - б) електронегативності;
 - в) завершеного енергетичного рівня.
2. Розкажіть, у який спосіб структурні частинки речовини можуть набувати завершеності зовнішнього енергетичного рівня. Від чого це залежить?
3. Зазначте, який із двох елементів більш електронегативний:
 - а) Нітроген й Оксиген;
 - б) Нітроген і Гідроген;
 - в) Нітроген і Літій.

Застосовуємо

52. У якій з молекул: а) кисню; б) води; в) водню; г) гідроген броміду — спільні електрони будуть зміщені до одного з атомів і чому?
53. Зазначте пару елементів, що мають однакову кількість неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні: а) Li і S; б) Mg і F; в) Li і F. Поясніть свій вибір, скориставшись графічними електронними формулами.
54. Запишіть символи наведених хімічних елементів за зростанням їх електронегативності:

Алюміній, Сульфур, Карбон, Гідроген.
55. Підготуйте запитання чи завдання з теми цього параграфу для того, щоб запропонувати його однокласникам на уроці.
56. Поясніть, чому електронегативність атомів інертних елементів дорівнює нулю.

§ 19.

Ковалентний зв'язок, його утворення й види

ПРИРОДА КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ. Як зазначалось у попередньому параграфі, одним із способів досягнення завершеності зовнішнього енергетичного рівня й виникнення між атомами хімічного зв'язку є утворення спільних електронних пар. Такий спосіб притаманний атомам неметалічних елементів.

Вивчення параграфу допоможе вам:

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

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

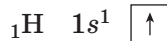
Його утворення може відбуватись як з атомів одного елемента, так і з атомів різних хімічних елементів.

Утворення ковалентного неполярного зв'язку. Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між однаковими атомами.

Приклад 1.

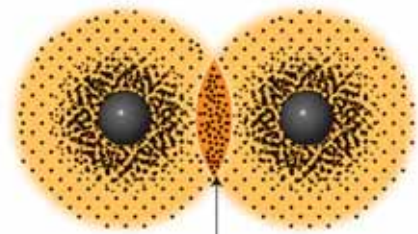
Утворення молекули водню.

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



Щоб зовнішня і єдина s -орбіталь атома Гідрогену стала завершеною, потрібен 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 обом атомам. Місце перекривання електронних орбіталей має підвищену електронну густину, тому до неї притягуються позитивно заряджені ядра обох атомів (мал. 29).

З наближенням ядер починають діяти сили відштовхування (однойменно заряджені частинки відштовхуються, різнойменно заряджені — притягуються).



Місце підвищеної електронної густини

Мал. 29

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 позначені крапками електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Утворення молекули водню змодельовано на схемі 13.

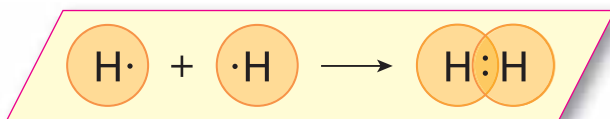


Схема 13 Модель утворення молекули водню

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

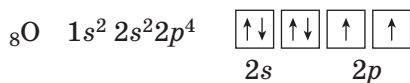
На електронних формулах чітко видно, скільки спільних електронних пар має молекула.

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

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. Хімічний елемент Оксиген має таку будову електронної оболонки атома:



Це можна передати електронною формулою молекули.



Як бачимо, на зовнішньому енергетичному рівні кожного атома міститься 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 із 8 електронів. Рівно стільки ж електронів є на зовнішньому енергетичному рівні в атома інертного хімічного елемента Неону, яким завершується другий період.

Зв'язок атомів Оксигену в молекулі кисню теж *ковалентний неполярний*.

Замінивши кожен спільну пару електронів в електронних формулах молекул водню та кисню на риси, одержимо **структурні формули**.



Одна риска позначає одну одиницю валентності.

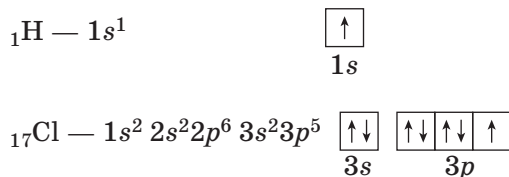
Із структурних формул стає зрозуміло, що валентність дорівнює числу спільних електронних пар.

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

Приклад 3. Утворення молекули гідроген хлориду (хлороводню) 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. 105), і ви побачите, що Хлор розміщено на початку ряду, тоді як Гідроген — майже посередині.

Виходячи з електронної будови атомів Гідрогену та Хлору, розглянемо, як між ними утворюється хімічний зв'язок.

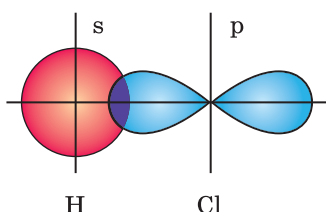


Незважаючи на те, що в атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні 7 електронів, він може утворити з іншими атомами лише одну спільну електронну пару (за кількістю неспарених електронів). За рахунок спільної електронної пари атом Гідрогену досягне утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня атома інертного хімічного елемента Гелію, а атом Хлору — Аргону.

Чим далі один від одного розташовані хімічні елементи в ряді електронегативності, тим більшим буде зміщення спільних електронних пар до більш електронегативного атома. Користуючись цим правилом, робимо висновок про те, що електрони спільної електронної пари Гідрогену й Хлору будуть зміщені в бік атома Хлору. Схематично її утворення й електронну формулу молекули можна передати так:



На схемі відображено зміщення спільної електронної пари в бік більш електронегативного Хлору. Утворилася молекула, в якій атоми зв'язані силою притягування позитивно заряджених ядер атомів до негативно зарядженого місця перекривання *s*-орбіталі атома Гідрогену та *p*-орбіталі атома Хлору (мал. 30).



Мал. 30

Утворення молекули HCl

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 їх молекул входять атоми неметалічних елементів — Карбону, Гідрогену, Оксигену, Нітрогену та деяких інших. Хімічний зв'язок між атомами цих речовин — *ковалентний* (є винятки). Тож сполук із ковалентним хімічним зв'язком найбільше.

Стисло про основне

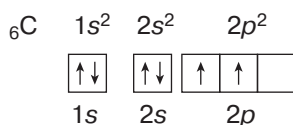
- ✓ Зв'язок між атомами за допомогою спільних електронних пар називається ковалентним зв'язком.
- ✓ Ковалентний зв'язок у неорганічних й органічних речовинах виникає в результаті утворення спільних електронних пар із неспарених електронів двох атомів.
- ✓ Електронна пара при утворенні ковалентного хімічного зв'язку належить одночасно обом атомам.

- ✓ Розрізняють неполярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари рівновіддалені від ядер обох атомів) і полярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного атома).

Сторінка ерудита



Метан — летка 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 графічної електронної формули.



Скористайтесь інформацією про збуджений стан атома Карбону, що міститься на с. 83–84, і вам стане зрозуміло, звідки з'явилися 4 неспарені електрони.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення ковалентного зв'язку, наведіть приклади сполук із 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.
5. Поміркуйте, чи здатні атоми Неону до утворення ковалентних зв'язків.

Застосовуємо

57. Складіть схеми утворення молекули азоту, леткої сполуки Нітрогену з Гідрогеном. Зазначте вид ковалентного зв'язку, кількість спільних електронних пар у кожній з них, напишіть електронні формули молекул цих речовин.
58. Розташуйте формули летких сполук елементів із Гідрогеном за збільшенням кількості спільних електронних пар у молекулі.
А H_2O
Б CH_4
В HF
Г NH_3
59. Користуючись рядом електронегативності, напишіть формулу бінарної сполуки Карбону(IV) із Сульфуром. Поясніть, як утворився хімічний зв'язок у цій сполуці, зазначте його вид.
60. Висловіть судження, чому атоми металічних елементів, на відміну від неметалічних, не утворюють спільних електронних пар.

§ 20.

Йони. Йонний зв'язок, його утворення

Вивчення параграфу допоможе вам:

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



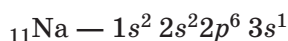
Пригадайте й наведіть приклади відповідних сполук та їхні формули.

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

Хімічний зв'язок у цих сполуках відрізняється від ковалентного.

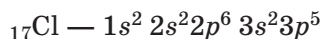
ПОНЯТТЯ ПРО ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК. Утворення хімічного зв'язку між атомами металічного і неметалічного елементів теж підпорядковане правилу октету. Однак завершення зовнішніх енергетичних рівнів досягається не за рахунок утворення спільних електронних пар, а шляхом *віддачі електронів* атомами металічних елементів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

Розглянемо це на прикладі натрій хлориду NaCl (мал. 31). 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 завершеної 8-електронної конфігурації — не вистачає 7 електронів.



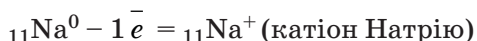
Тому для атома Натрію енергетично вигідніше віддати один електрон, ніж приєднати сім. Як ви вже знаєте, металічний елемент Натрій досягає завершення зовнішнього енергетичного рівня, віддаючи єдиний електрон третього енергетичного рівня.

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



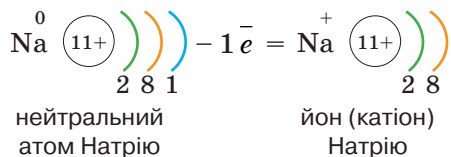
Маючи 7 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, він приєднує електрон, відданий атомом Натрію. У такий спосіб його зовнішній енергетичний рівень стає завершеним.

Віддаючи один електрон, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджену частинку — **йон**, що має назву **катіон**.



Мал. 31

Кристали
кухонної солі



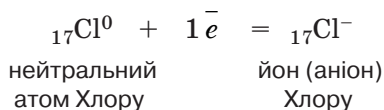
Йони (іони) — це заряджені частинки, на які перетворюються нейтральні атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.

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

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

Порівняння будови нейтрального атома Натрію й позитивно зарядженого йона (катіона) цього елемента вказує на спільну будову ядра, але різну будову електронної оболонки. Так, атом Натрію має три енергетичні рівні, у катіона їх два.

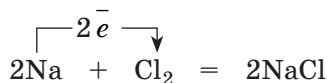
За рахунок приєднання одного електрона нейтральний атом Хлору перетворюється на негативно заряджений іон — *аніон*.



Протилежно заряджені йони Натрію та Хлору притягуються один до одного, й утворюється натрій хлорид.

Йонний (іонний) 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 зовнішнього енергетичного рівня за допомогою крапок, зобразимо перехід електронів під час утворення йонного хімічного зв'язку між Натрієм та Хлором (*схема 14*).

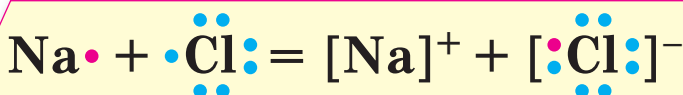


Схема 14

Утворення йонного хімічного зв'язку

Між позитивно зарядженим катіоном Натрію та негативно зарядженим аніоном Хлору утворюється міцний іонний зв'язок. Речовина натрій хлорид за звичайних умов перебуває у твердому агрегатному стані.

За визначенням іонного зв'язку передбачається повний перехід електронів від менш електронегативного атома до атома з більшою електронегативністю. Проте абсолютно чистого йонного зв'язку не існує, тому що окремі атоми, з яких утворюється сполука, мають хоч і незначну, але не нульову електронегативність. Із цієї причини при домінуванні йонного зв'язку має місце невеликий відсоток утворення спільних електронних пар.

Як зазначалося на початку параграфа, йонний зв'язок властивий солям, оксидам металічних елементів, основам. Це речовини немолекулярної будови.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Щоб зрозуміти, наскільки різними за властивостями є атоми й утворені з них іони, скористайтесь текстом попередніх параграфів і повторіть властивості простих речовин натрію і хлору. Ці дві прості речовини взаємодіють між собою, утворюючи складну речовину натрій хлорид (кухонну сіль).

Додаючи кухонну сіль до супу чи борщу, ви не спостерігаєте бурхливого виділення водню, як у реакції натрію з водою. І не відчуваєте задушливого запаху отруйного хлору. Отже, лише один приєднаний чи відданий електрон забезпечує утворення не тільки хімічного зв'язку, а й нових структурних частинок речовин із притаманними лише їм властивостями.



Стисло про основне

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

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення понять: катіон, аніон, іонний хімічний зв'язок.
2. Порівняйте та розкажіть, що спільного й чим відрізняються:
 - а) атом і катіон одного хімічного елемента;
 - б) атом і аніон одного хімічного елемента?Наведіть приклади.
3. У чому полягає відмінність між ковалентним і йонним хімічними зв'язками?

61. Класифікуйте формули речовин за видом хімічних зв'язків на групи з ковалентним неполярним, ковалентним полярним, іонним зв'язками:
 PF_3 , CuO , OF_2 , Br_2 , MgS , HF , NH_3 .
62. Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку між атомами, що мають таку будову зовнішніх енергетичних рівнів: $\dots 3s^2$ і $\dots 2s^2 2p^5$. Напишіть формулу утвореної речовини.
63. Атом хімічного елемента має на 2 електрони більше, ніж катіон Натрію. Назвіть елемент.
64. Атом хімічного елемента має на 3 електрони менше, ніж аніон Хлору. Назвіть елемент.



Ступінь окиснення та його визначення за хімічною формулою

Наука не стоїть на місці, а весь час розвивається. Учені відкривають нові закони, обґрунтовують теорії, формулюють нові поняття. Через сторіччя після введення англійським хіміком Е. Франклендом поняття валентності Дж. Кемпбел увів поняття *ступеня окиснення*. Нині воно є уживанішим, ніж валентність, бо, на відміну від неї, вказує також *полярність хімічних зв'язків у речовині*.

ПОНЯТТЯ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ. Вам відомо, що полярні ковалентні та йонні зв'язки наявні між атомами з різною електронегативністю.

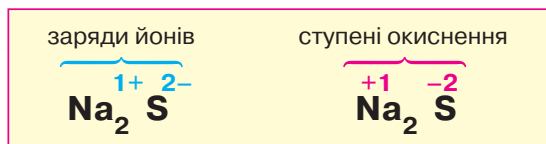
Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ розрізняти валентність і ступінь окиснення;
- ◆ визначати ступені окиснення елементів у сполуках за їх формулою;
- ◆ складати формули бінарних сполук за відомими ступенями окиснення.

Ступінь окиснення — умовний заряд атома, обчислений на основі припущення, що всі хімічні зв'язки в речовині — йонні.

Як бачимо з визначення, для бінарних сполук з іонним зв'язком заряд іона та ступінь окиснення за величиною і зарядом збігаються. Щоб не плутати їх, заряди йонів позначають після символу хімічного елемента вгорі справа й першим записують арабською цифрою числове значення заряду йона, а другим — знак заряду. Ступінь окиснення позначають над символом хімічного елемента посередині й першим записують знак

заряду, а другим — його числове значення. Наприклад, у записі $\text{Na}_2^{1+}\text{S}^{2-}$ позначено заряди йонів, а в записі $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{S}}$ — ступені окиснення.



Зверніть увагу на те, що у формулах хімічні символи елементів із позитивними зарядами йонів і позитивними ступенями окиснення записують першими (трапляються винятки).

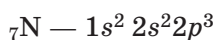
Щодо бінарних сполук неметалічних елементів, у молекулах яких зв'язок полярний ковалентний і йони відсутні, припускаються умовності, узяті за основу визначення ступеня окиснення. Уявляють, що спільні електронні пари переходять повністю до більш електронегативного атома, і такому атому присвоюють негативний ступінь окиснення, числове значення якого дорівнює сумі зміщених електронних пар. Атомам іншого елемента, навпаки, присвоюють позитивне числове значення ступеня окиснення.



Зауважимо, що ступінь окиснення розраховують на один атом.

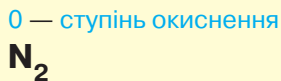
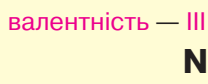
Хоча ступінь окиснення — величина умовна, вона виявилася зручною при поясненні перебігу хімічних реакцій, знаходженні коефіцієнтів, тобто написанні рівнянь реакцій.

А як бути з атомами елементів, що утворюють двоатомні молекули простих речовин, адже кожний атом має одну й ту саму електронегативність? Застосовуючи до таких молекул поняття ступеня окиснення, спільну електронну пару ділять порівну між обома атомами. І тоді кожний атом здобуває стільки електронів, скільки він мав до утворення зв'язку. Розглянемо це на прикладі азоту, молекулярна формула якого — N_2 . Але спочатку напишемо електронну формулу атома Нітрогену.



Як бачимо, атом Нітрогену має на зовнішньому енергетичному рівні п'ять електронів, серед яких три неспарені. Тож у молекулі азоту Нітроген утворює три ковалентні зв'язки, і його валентність у цій сполуці дорівнює трьом: $\text{N} \equiv \text{N}$.

Зміщення спільних електронних пар не відбувається, вони рівновіддалені від ядер обох атомів: $\text{N} \times \times \text{N}$. Тому ступінь окиснення Нітрогену в молекулі азоту N_2 нульовий, тоді як обидва атоми — тривалентні.



У простих речовин із двохатомними молекулами валентність і ступінь окиснення не збігаються.

Що ж до складних речовин, то в більшості випадків валентність і ступінь окиснення мають однакові числові значення.

ВИЗНАЧЕННЯ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ АТОМІВ. Визначати ступені окиснення, складати формули речовин за відомими ступенями окиснення вам допоможуть подані **правила**.

1. Ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю.
2. Металічні елементи у сполуках із неметалічними завжди мають **позитивний** ступінь окиснення. (Це тому, що їх електронегативність мала й електрони зміщуються до атомів неметалічних елементів.)
3. Неметалічні елементи у сполуках із металічними мають завжди **негативний** ступінь окиснення. (Причину пояснено у правилі 2.)
4. Гідроген у сполуках має ступінь окиснення **+1** (за винятком бінарних сполук із металічними елементами).
5. Оксиген у сполуках має ступінь окиснення **-2** (за винятком сполуки з Флуором OF_2 , гідроген пероксиду H_2O_2 та деяких інших сполук).
6. Величина ступеня окиснення атома у складній речовині здебільшого дорівнює кількості валентних електронів, що взяли участь в утворенні хімічного зв'язку.
7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює **нулю**.
8. У бінарній сполуці позитивний ступінь окиснення має елемент із меншою електронегативністю.
9. Атоми багатьох хімічних елементів виявляють змінні ступені окиснення.
10. Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента здебільшого дорівнює номеру групи в періодичній системі, у якій розташований елемент.

Наприклад, щоб визначити ступінь окиснення Мангану за формулою Mn_2O_7 , скористаємося правилами 2, 5 та 7. **Відповідь:** +7.

Для визначення ступенів окиснення елементів за формулою CCl_4 послідовно використаємо правила 8, 6, 7. **Відповідь:** $C^{+4}Cl_4^{-1}$.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛИ РЕЧОВИН ЗА ВІДОМИМИ СТУПЕНЯМИ ОКИСНЕННЯ.

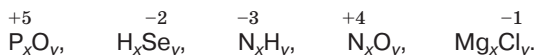
З'ясуємо, як скласти формулу сполуки за відомими ступенями окиснення елементів на прикладі ферум(III) оксиду. Запишемо символи обох елементів і над ними позначимо ступені окиснення. Міркуємо так. Ступінь окиснення Феруму, як у всіх металічних елементів, позитивний і дорівнює валентності III, отже, +3. Ступінь окиснення Оксигену згідно з розглянутими правилами дорівнює -2. Робимо запис: $\overset{+3}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$. Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 3 та 2, це 6. Розділимо число 6 на 3, одержимо число 2 — індекс Феруму. Розділимо число 6 на 2, одержимо число 3 — індекс Оксигену. Установлені індекси запишемо у формулу: $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$.

Працюйте групами

Визначте ступені окиснення елементів у бінарних сполуках:



Складіть формули бінарних сполук за відомими ступенями окиснення елементів:



Стишло про основне

- ✓ Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення про те, що сполука складається тільки з іонів.
- ✓ Ступінь окиснення може набувати позитивного, негативного та нульового значень.
- ✓ При визначенні ступенів окиснення послуговуються рядом електро-негативності. Елементи з більшим значенням електронегативності у сполуках мають від'ємні значення ступенів окиснення.
- ✓ За відомими ступенями окиснення можна складати формули речовин, а за формулами речовин — визначати ступені окиснення елементів.



Сторінка ґрудита

Визначення ступеня окиснення у сполуках трьох і більше елементів також здійснюють із дотриманням розглянутих правил.

Приклад 1.

Визначити ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті H_2SO_4 .

Розв'язання

Записуємо ступені окиснення над кожним символом формули $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{S}}\text{O}_4$. Складаємо алгебраїчне рівняння суми ступенів окиснення елементів у сполуці. Розв'яжемо його.

$$\begin{aligned}2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) &= 0 \\2 + x - 8 &= 0 \\x &= 6\end{aligned}$$

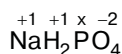
Відповідь: $\overset{+6}{\text{H}}_2\text{SO}_4$.

Приклад 2.

Визначити ступінь окиснення Фосфору в натрій дигідрогенортофосфаті NaH_2PO_4 .

Розв'язання

1. Записуємо у формулі NaH_2PO_4 над символами хімічних елементів відомі ступені окиснення, а невідомий позначаємо x .



2. Записуємо алгебраїчне рівняння суми ступенів окиснення елементів у формулі $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{P}}\text{O}_4$ і розв'яжемо його.

$$\begin{aligned}1 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) &= 0 \\1 + 2 + x - 8 &= 0 \\x &= 5\end{aligned}$$

Відповідь: $\overset{+5}{\text{Na}}\text{H}_2\text{PO}_4$.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте означення ступеня окиснення.
2. Який ступінь окиснення мають атоми в двохатомних молекулах простих речовин? Поясніть чому.
3. Наведіть приклади атомів із позитивним, негативним та нульовим значеннями ступеня окиснення.
4. Як визначити ступінь окиснення хімічного елемента за формулою бінарної сполуки?

Застосовуємо

65. Визначте ступені окиснення елементів у за сполуках формулами:
 CO , CO_2 , BaH_2 , CrO_3 , CrO , Cr_2O_3 .
66. Випишіть елементи, що в поданих прикладах мають однакові ступені окиснення:
 H_2O , BaO , HBr , Na_2O , Al_2S_3 .
67. Користуючись рядом електронегативності та знаннями про будову електронної оболонки атомів і хімічний зв'язок, складіть формули бінарних сполук:
а) Алюмінію з Бромом; б) Гідрогену з Йодом.
68. За формулами сполук визначте, у якій із них Нітроген має найнижчий, а у якій — найвищий ступінь окиснення:
 NO , N_2O , NO_2 , N_2 , N_2O_5 , N_2O .

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ 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. Яка відмінність у розміщенні структурних частинок речовини в 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 речовини**.

Точки, у яких розміщуються структурні частинки речовини у кристалі, дістали назву *вузли ґратки*.

Аморфний — той, що не має кристалічної будови. Аморфною є речовина без тривимірного розміщення структурних частинок.

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 перевести у твердий стан будь-яку рідку чи газоподібну речовину. Наприклад, за температури $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ рідка вода перетворюється на твердий лід. За температури $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ газоподібний безбарвний кисень перетворюється на рідку. За ще нижчої температури ($-223\text{ }^{\circ}\text{C}$) 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**.

Крім кристалів є аморфні тіла. Це смола, скло, каніфоль, цукровий льодяник тощо. Структурні частинки в них не утворюють кристалічних ґраток, бо розташовані хаотично. Деякі речовини можуть перебувати і в аморфному, і в кристалічному стані, наприклад сірка.

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

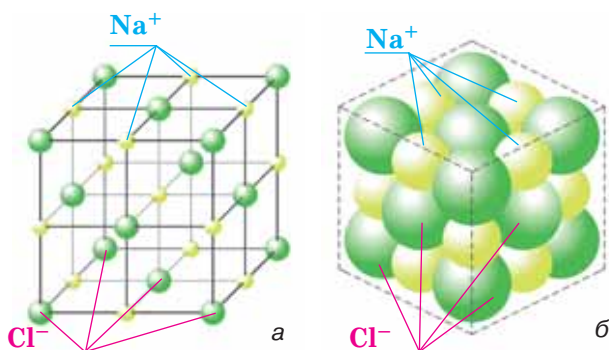
ЙОННІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. Їх мають речовини, які утворені йонним хімічним зв'язком (мал. 33).

Розміщення йонів у них не хаотичне, а певним чином упорядковане. У вузлах іонних кристалічних ґраток перебувають катіони й аніони, розміщені почергово. Так, у кристалі натрій хлориду кожний катіон Натрію оточують шість аніонів Хлору, і навпаки.

Як бачимо з малюнка 32, йони Натрію і Хлору в кристалі кухонної солі розміщені в шаховому порядку: навколо кожного йона Na^+ групуються йони Cl^- , навколо кожного йона Cl^- — йони Na^+ . Взаємне притягання йонів Na^+ і Cl^- зумовлює міцність кристала.

ВЛАСТИВОСТІ 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 іонів дуже незначний. Проте нагрівання речовин до температури, вищої від їх температури плавлення, збільшує тепловий рух іонів, сила притягання між ними слабшає і врешті зв'язки між іонами 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 іонними кристалічними ґратками. Так, температура плавлення натрій хлориду — 801°C . Йонні кристалічні ґратки перевищують за міцністю молекулярні, але поступаються атомним; багато речовин з іонним типом кристалічних ґраток добре розчиняються у воді.



Мал. 32

Моделі кристалів натрій хлориду:
а — кристалічні ґратки;
б — упаковка йонів у кристалі



галіт (кам'яна сіль)
 NaCl



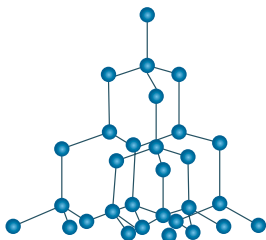
натрій гідроксид
 NaOH



пірит
 FeS_2

Мал. 33

Речовини
з іонним типом
кристалічних ґраток



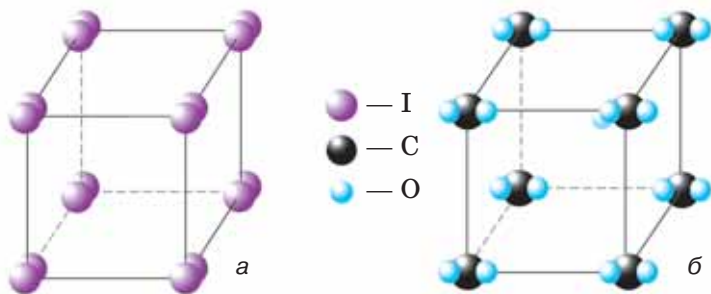
Мал. 34

Алмаз і його кристалічні ґратки

АТОМНІ КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ. У вузлах атомних кристалічних ґраток перебувають атоми. Алмаз (від араб. *almas* — «нездоланний») — найтвердіша з відомих природних речовин. Висока твердість алмаза зумовлена особливістю його атомних кристалічних ґраток, де кожен атом Карбону оточений такими самими атомами, розміщеними на вершинах правильного тетраедра (мал. 34). Такі кристалічні ґратки властиві небагатьом речовинам із ковалентним зв'язком, 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 із неполярним чи полярним ковалентним зв'язками. Серед речовин із молекулярними кристалічними ґратками є тверді за звичайних умов речовини, наприклад йод (мал. 35, а), багато органічних речовин, наприклад, цукор, глюкоза, спирт. Молекулярні кристалічні ґратки у твердому агрегатному стані мають деякі рідини (вода) та гази (хлор, вуглекислий газ (мал. 35, 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 упаковки.



Мал. 35

Моделі 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 схарактеризувати 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), а також вода, спиртівка, скляний посуд, пробіркотримач.

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

Домашній експеримент

Завдання. Виросити кристали речовини йонної будови.

Для проведення досліду вам знадобляться: тверді речовини (сода, кухонна сіль, мідний купорос), чиста скляна банка, нитка, олівець або схожа на нього паличка, скріпка для паперів, миска, гаряча вода, металева ложка.

1. Наповніть банку гарячою водою (щоб банка не тріснула, поставте в неї металеву ложку) й відразу ж помістіть банку в миску з гарячою водою. Це довше збереже воду в банці гарячою.

2. Додавайте невеликими порціями одну з твердих речовин у банку 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.



Стисло про основне



- ✓ Властивості речовин залежать від виду хімічного зв'язку та розміщення структурних частинок речовини у кристалі.
- ✓ Кристалічні ґратки — це тривимірне розміщення структурних частинок речовини в кристалі.
- ✓ За розташуванням структурних частинок у кристалі розрізняють іонні, атомні, молекулярні та деякі інші кристалічні ґратки.
- ✓ Речовини з іонною та атомною кристалічними ґратками за звичайних умов тверді.
- ✓ Серед речовин із 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 ґрудита

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 іонних — іони, 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 неміцно зв'язані із ядром свого атома і в хімічних реакціях атом їх легко віддає. Електрони, що втратили зв'язок з ядрами своїх атомів, стають спільними.

Відтак кристалічні ґратки металу можна уявити як такі, що складаються з атомів, іонів (катіонів) і вільних електронів, які перебувають у хаотичному русі між структурними частинками ґраток.

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.

Застосовуємо

69. Зазначте тип кристалічних ґраток твердої речовини, що добре розчинна у воді й має високу температуру плавлення.
- А йонна
 - Б атомна
 - В молекулярна
70. Зазначте тип кристалічних ґраток речовини, якщо вона легкоплавка, має характерний запах, погано розчиняється у воді.
- А металічні
 - Б атомні
 - В молекулярні
 - Г йонні
71. Яку з речовин слід сильніше нагріти, щоб перевести з твердого стану в рідкий:
- а) лід;
 - б) кухонну сіль;
 - в) йод?
- Поясніть чому.
72. На підставі знань про хімічний зв'язок спрогнозуйте фізичні властивості речовин:
- а) калій йодиду KI;
 - б) силіцію Si;
 - в) амоніаку NH₃.



Виконання завдань різної складності

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

Скористайтесь такою можливістю.

Завдання 1.

Зазначте, 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. Які ступені окиснення атомів у молекулі? Зробіть відповідні записи.
2. Скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Силіцію?
3. Який вид хімічного зв'язку в молекулі?
4. Яке число спільних електронних пар утворює атом Силіцію з атомами Гідрогену в молекулі силану SiH_4 ?
5. За рахунок чого в атома Силіцію змінилась кількість неспарених електронів?

Завдання 4.

Закінчіть схеми перетворень нейтральних атомів на йони.

- а) $Cu^0 - 1e \rightarrow$
- б) $Cu^0 - 2e \rightarrow$
- в) $F^0 + 1e \rightarrow$
- г) $S^0 + 2e \rightarrow$

Завдання 5.

Які частинки перебувають у вузлах кристалічних ґраток:

- а) води;
- б) графіту;
- в) калій оксиду;
- г) йоду?

Завдання 6.

В електронній оболонці атома хімічного елемента 6 *s*-електронів і 9 *p*-електронів. Який вид хімічного зв'язку в атомів цього елемента у сполуці з Гідрогеном?

Завдання 7.

Спрогнозуйте вид хімічного зв'язку між атомами з такими електронними формулами зовнішнього енергетичного рівня: $\dots 3s^1$ і $\dots 3s^2 3p^4$. Напишіть 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.

Розташуйте формули оксидів за збільшенням ступеня окиснення елементів.

- А V_2O_3
- Б N_2O_5
- В Cs_2O
- Г MnO_2

Завдання 10.

Зазначте пари структурних частинок речовини, з якими йон Магнію має однакою 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 свою компетентність у знаннях і розумінні поняття хімічного зв'язку й будови речовини. Поміркуйте, де в повсякденному житті ви зможете використати отримані знання.



Тема 3. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

*Хімічні формули говорять 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, число 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:
 - числа частинок (атомів, молекул, іонів) 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 і здатність до самостійної дослідницької діяльності.

§ 24.

Кількість речовини. Одиниця кількості речовини. Число Авогадро

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ♦ розуміти зміст понять: кількість речовини, моль, число Авогадро;
- ♦ називати одиницю вимірювання кількості речовини та характеризувати її;
- ♦ здійснювати розрахунки з використанням зазначених понять.

Через те, що структурні частинки речовин (атоми, молекули, йони) мають вражаюче малі розміри, для проведення хімічної реакції їх ніколи не лічать, а оперують масою чи об'ємом реагентів і продуктів реакції. Як не помилитися і взяти такі порції речовин, щоб структурних частинок вистачило для отримання продукту реакції необхідної маси чи об'єму? Виявляється, що для цього необхідно:

- ♦ розуміти зміст фізичної величини *кількість речовини*, обчислювати її;
- ♦ знати про зв'язок між числом структурних

частинок речовини, позначених хімічними формулами, і коефіцієнтами в рівнянні хімічної реакції.

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. Вам відомі такі *фізичні величини*, як час, маса, довжина, об'єм, густина, температура та інші. З ними в повсякденному житті доводиться стикатися досить часто. Проте це не весь перелік величин, за допомогою яких можна *порівнювати* та *відрізняти* речовини. Є ще одна фізична величина — *кількість речовини*. Разом із масою та об'ємом вона є основною величиною в хімії.

Кількість речовини, що позначається грецькою літерою ν («ню»), — це фізична величина, котра визначається числом структурних частинок (атомів, молекул, іонів) речовини, які містяться в певній її порції.

Розглянемо приклад.

Порція води об'ємом 18 мл (приблизно одна столова ложка) за кімнатної температури має масу 18 г, оскільки густина води становить 1 г/мл. Це для вас звичні числа. А чи доводилося вам хоч раз мати справу з таким числом, як 602 000 000 000 000 000 000 000? Якраз стільки молекул міститься в порції води об'ємом 18 мл! Погодьтеся, рахувати таку кількість молекул води (або число структурних частинок будь-якої іншої речовини) у певній її порції незручно. До того ж лічильників атомів чи молекул не сконструйовано. Далі ви переконаєтеся, що уникнути цих незручностей дозволяє використання фізичної величини *кількість речовини*.

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

З уведенням тієї чи 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*.



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

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».

Моль — це кількість речовини, що містить стільки структурних частинок (атомів, молекул тощо) конкретної речовини, скільки атомів міститься у 12 г нукліду Карбону ^{12}C .

То скільки ж атомів Карбону в цій порції?

Число Авогадро. Порція легшої різновидності атомів Карбону масою 0,012 кг, або 12 г, містить 602 000 000 000 000 000 000 000 її структурних частинок, тобто атомів. Це число визначили експериментально й на честь італійського вченого Амедео Авогадро назвали *числом Авогадро* (позначається N_A). Щоб уявити, наскільки воно величезне, розглянемо порівняння. Якщо всю воду гідросфери нашої планети виміряти склянками місткістю 200 мл, то дістанемо число, яке буде лише мільярдною частиною числа Авогадро!



Пригадайте: вивчаючи в 7 класі атомну одиницю маси, ви дізналися, що у природі переважає легший нуклід Карбону, що містить 6 протонів та 6 нейтронів. Тоді як важчий нуклід Карбону представлений атомами, ядра яких складаються із 6 протонів, але 7 нейтронів, й у природі його невеликий відсоток.

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

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

Число 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.

$$N_A = \frac{602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}{1 \text{ моль}} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ моль}^{-1}$$



Сторінка ґрудита

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 і тиску) міститься однакова кількість молекул*. Закон названо на честь його першовідкривача.

Учений також передбачив, що молекули водню, кисню, азоту двохатомні. На його честь число формульних одиниць, що міститься в 1 моль будь-якої речовини, назвали *числом Авогадро*.

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



Амедео Авогадро

ОДИНИЦЯ ВИМІРЮВАННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Одиницю вимірювання кількості речовини також назвали **моль**.

Записи з використанням цієї одиниці здійснюють так: вода кількістю речовини **1 моль**, цукор кількістю речовини **2 моль**, вуглекислий газ кількістю речовини **5 моль** тощо.

Зверніть увагу! Закінчення у слові «моль» не змінюється, якщо воно записане після цифри.

Якщо ж запис зроблено без цифри, то закінчення змінюється згідно з відмінком. Наприклад: «Скільки **молів** кисню виділиться, якщо розкласти калій перманганат кількістю речовини **4 моль?**»; «В одному **молі** води міститься число Авогадро молекул».

Відтепер ви знаєте, що якою б не була речовина за складом (проста, складна) чи будовою (атомної, молекулярної, йонної будови), її порція кількістю речовини **1 моль** містить число Авогадро структурних частинок (атомів, молекул, іонів).

Приклад 1.

Графіт (C) — речовина **атомної** будови. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ *атомів* Карбону.

Приклад 2.

Вода (H_2O) — речовина **молекулярної** будови. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ *молекул* H_2O .

Приклад 3.

Натрій хлорид (NaCl) — речовина **йонної** будови. Тоді що є її структурними частинками? Відповідь однозначна — йони: катіони Na^+ та аніони Cl^- . Скільки і яких структурних частинок в 1 моль цієї речовини? Формулою NaCl передано позначення одного йона Натрію та одного йона Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ *іонів* Натрію та $6,02 \cdot 10^{23}$ *іонів* Хлору.

Приклад 4. Формулою CaCl_2 передано позначення одного йона Кальцію та двох іонів Хлору. Отже, 1 моль цієї речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ іонів Кальцію та $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 12,04 \cdot 10^{23}$ аніонів Хлору.

До структурних частинок речовин різного складу застосовують загальну назву — **формульні одиниці речовини**.

Формульна одиниця речовини — це сукупність її частинок, що передається хімічною формулою.

Так, формульна одиниця речовин, структурними частинками яких є атоми, — атом. Для речовин, що складаються з молекул, формульна одиниця — молекула. А для речовин, структурними частинками яких є йони, формульна одиниця — сукупність іонів, 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. 36*), 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. 36 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 речовини. Однією з них є кількість речовини (ν).
- ✓ Фізичну величину кількість речовини введено для позначення числа структурних частинок речовини в певній її порції.
- ✓ Кількість речовини вимірюється в молях. Моль — це кількість речовини, що містить число Авогадро структурних частинок (атомів, молекул чи інших формульних одиниць) конкретної речовини.
- ✓ Число Авогадро позначається N_A і дорівнює $602\,000\,000\,000\,000\,000\,000$, або $6,02 \cdot 10^{23}$, структурних частинок.



Сторінка ерудита

Mole day — День моля (крота, родимки) — святкується щорічно 23.10 з 6.02 ранку до 6.02 вечора. Він знаменує число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$), яке є основною одиницею вимірювання в хімії. У такий оригінальний спосіб вирішено стимулювати інтерес учнів до хімії. Школи на всій території США і багатьох країн світу святкують Mole day, проводячи різні заходи, пов'язані з хімією.

Цю незвичайну ідею запропонував Маурі Ойлер, шкільний учитель хімії в Сполучених Штатах Америки. У 1991 р. він вийшов на заслужений відпочинок і став «батьком» національного фонду Дня моля.

На гроші, зібрані завдяки зусиллям представників цього фонду, 23 жовтня в школах і ВНЗ США проводяться олімпіади, творчі конкурси, виставки наукових робіт 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 число Авогадро. Що ним позначають?
4. Поясніть, у чому полягає особливість фізичної величини *кількість речовини* порівняно з іншими фізичними величинами, що використовуються для характеристики речовин.

Застосовуємо

73. Обчисліть, скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься в порції води кількістю речовини 5 моль.
74. Складіть формулу бінарної сполуки Гідрогену і Сульфуру, в якій валентність Сульфуру дорівнює II. Скільки молекул налічується в її порції кількістю речовини 4 моль?



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

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ засвоїти поняття «молярна маса»;
- ◆ з'ясувати, у яких одиницях вимірюється молярна маса;
- ◆ здійснювати обчислення молярної маси за хімічною формулою речовини;
- ◆ обчислювати за хімічною формулою масу даної кількості речовини;
- ◆ обчислювати кількість речовини за відомою масою порції речовини.

МОЛЯРНА МАСА. Поняття *молярної маси* введено для визначення співвідношення *кількості речовини* (ν) і *маси* (m), що характеризують порцію речовини.

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 $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Молярну масу обчислюють за формулою: $M = \frac{m}{\nu}$.

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

ЯК ОБЧИСЛЮЮТЬ МОЛЯРНУ МАСУ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1.

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

Дано:
 $m_{\text{р-ни}} = 40 \text{ г}$
 $\nu = 0,5 \text{ моль}$

$M_{\text{р-ни}} = ?$

Розв'язання

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

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

Відповідь: молярна маса речовини дорівнює $80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Приклад 2.

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 структурної частинки речовини, то в усіх випадках частка від ділення становитиме $6,02 \cdot 10^{23}$, тобто дорівнюватиме числу Авогадро.

Незважаючи на різну відносну молекулярну масу речовин M_r , у їх порціях масою, що дорівнює відносній молекулярній масі речовин, міститься число Авогадро структурних частинок. Це має важливе значення для проведення обчислень молярної маси речовини за її хімічною формулою.



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

Щоб обчислити молярну масу речовини, спершу необхідно обчислити відносну молекулярну масу речовини за хімічною формулою. Після цього знайдене число слід перевести в одиниці молярної маси, тобто в $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Попрацюйте з групами

Розгляньте приклади обчислення молярної маси речовин.

Приклад 3.

Обчислення молярної маси вуглекислого газу CO₂.

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

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

Отже, один моль вуглекислого газу CO₂ — речовини *молекулярної будови* — має масу 44 г і містить число Авогадро молекул.

Приклад 4.

Обчислення молярної маси купрум(II) оксиду CuO.

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

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

Отже, один моль купрум(II) оксиду CuO — речовини *немолекулярної будови* — має масу 80 г і також містить число Авогадро формульних одиниць речовини CuO.

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

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ МАСИ ДАНОЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. Ці обчислення здійснюють, виходячи з формули

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Маса порції речовини дорівнює добутку молярної маси речовини на кількість речовини: $m = M \cdot \nu$.

Приклад 5. Обчислити масу порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль.

Дано:
 $\nu(\text{SO}_3) = 4$ моль

$m(\text{SO}_3) - ?$

Розв'язання

$$m = M \cdot \nu$$

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

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

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

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

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

Відповідь: маса порції сульфур(VI) оксиду кількістю речовини 4 моль дорівнює 320 г.

ОБЧИСЛЕННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ МАСОЮ ПОРЦІЇ РЕЧОВИНИ. Якщо відомі маса порції речовини та молярна маса речовини, кількість речовини обчислюють за формулою: $\nu = \frac{m}{M}$.

Приклад 6. Обчислити кількість речовини в порції алюміній оксиду Al_2O_3 масою 20,4 г.

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

$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$

Розв'язання

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

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

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

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

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

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

Відповідь: кількість речовини в порції алюміній оксиду (Al_2O_3) становить 0,2 моль.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Напевно, у кожного з вас удома є мірний посуд для сипких чи рідких речовин, а також прилади для зважування.

Завдання 1. Скориставшись мірним посудом та приладом для зважування, відміряйте порції кількох речовин, формули яких вам відомі (наприклад, кухонна сіль, питна сода, цукор, вода тощо), кількістю речовини 1 моль.

Завдання 2. Порівняйте маси порцій і з'ясуйте, 1 моль якої з речовин найлегший, а якої — найважчий; якої речовини візуально найбільше.

У висновку поясніть, чому, маючи однакове число формульних одиниць, відміряні вами порції речовин різняться за масою.



Сторінка ґрудита

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

Приклад 7. У порції бінарної речовини масою 5,82 г вміст Цинку становить 3,9 г, а Сульфуру — 1,92 г. Встановіть формулу речовини, якщо різниця між молярною масою кальцій карбонату CaCO_3 і молярною масою шуканої речовини дорівнює $3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

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

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

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

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

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

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. Встановимо 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

умові задачі. Отже, найпростіша формула є остаточною.

Відповідь: формула речовини — ZnS .

Стисло про основне

- ✓ Молярна маса M — це маса одного моля речовини. Чисельно вона дорівнює її відносній молекулярній масі.
- ✓ Молярну масу речовини обчислюють за формулою $M = \frac{m}{\nu}$.
- ✓ Похідні формули $\nu = \frac{m}{M}$ та $m = M \cdot \nu$ дають змогу обчислювати молярну масу речовини та масу порції речовини за відомою кількістю речовини.
- ✓ Один моль речовини будь-якої будови містить число Авогадро її формульних одиниць.

Знаємо, розуміємо

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

Застосовуємо

75. Обчисліть молярну масу речовин за такими даними:
- а) порція речовини має масу 22,4 г, що відповідає кількості речовини 0,4 моль;
 - б) порція речовини має масу 120 г, що відповідає кількості речовини 3 моль.
76. Обчисліть кількість речовини в порції леткої сполуки Карбону з Гідрогеном масою 8 г.
77. Установіть відповідність між формулами речовин і їх молярними масами.
- | | |
|------------------|------|
| 1 PH_3 | А 20 |
| 2 SiH_4 | Б 32 |
| 3 O_3 | В 34 |
| 4 HF | Г 48 |
| | Д 81 |
78. Розташуйте за збільшенням кількості речовини зазначені порції речовин.
- А вода масою 54 г
 - Б кисень масою 48 г
 - В азот масою 56 г
 - Г натрій масою 23 г
79. Якою має бути маса порції води, щоб у ній містилося стільки само молекул, скільки їх є в 1 грудці рафінованого цукру масою 5 г? (Молекула цукру складається з 12 атомів Карбону, 22 атомів Гідрогену й 11 атомів Оксигену.)
80. Середня добова потреба дорослої людини в кухонній солі становить близько 5 г, у цукрі — близько 50 г. Обчисліть, якій кількості речовини відповідає середня добова потреба людини в кожній із цих життєво необхідних для неї речовин.

§ 26.

Молярний об'єм газів. Закон Авогадро. Обчислення з його використанням

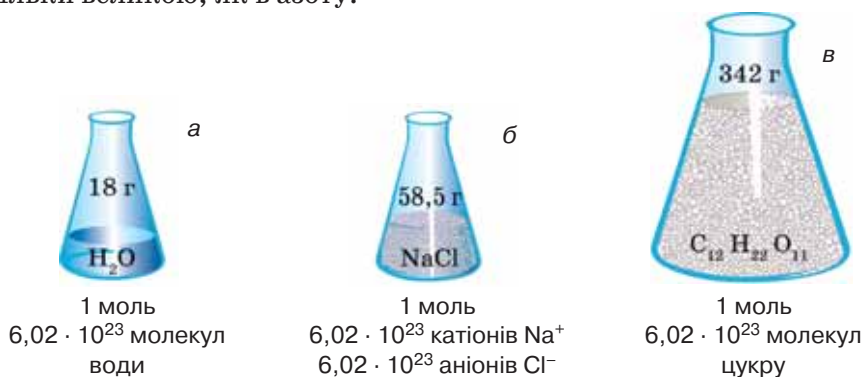
Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ дізнатися про молярний об'єм газів за нормальних умов;
- ◆ установлювати взаємозв'язок між фізичними величинами (масою, молярною масою, молярним об'ємом, кількістю речовини);
- ◆ обчислювати об'єм певної маси або кількості речовини газу за нормальних умов.

Як вам відомо, речовини можуть перебувати у твердому, рідкому й газоподібному агрегатних станах. Особливості газоподібного стану полягають у тому, що між молекулами, які є структурними частинками газів, відстані в тисячі разів більші, ніж відстані між структурними частинками рідкої, а тим більше — твердої речовини.

ПОРІВНЯННЯ ОБ'ЄМІВ РЕЧОВИН РІЗНИХ АГРЕГАТНИХ СТАНІВ КІЛЬКІСТЮ РЕЧОВИНИ 1 МОЛЬ. Один моль води за кімнатної температури й нормального атмосферного тиску займає об'єм 18 мл (приблизно 1 столова ложка). Порівняно з цим об'ємом, об'єм 1 моль дрібнокристалічного натрій хлориду втричі більший, а об'єм 1 моль цукру — 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 рідини води та твердої речовини натрій хлориду або цукру є помітною, проте не настільки великою, як в азоту.



Мал. 37

Порівняння об'ємів води (а), натрій хлориду (б), цукру (в) кількістю речовини 1 моль

МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ. Обчислимо, чому дорівнює об'єм азоту (у літрах) кількістю речовини 1 моль та деяких інших газів. Для цього

скористаємося такою відомою вам фізичною характеристикою речовини, як *густина* (ρ), та формулою для її визначення:

$$\rho = \frac{m}{V}. \text{ Звідси: } V = \frac{m}{\rho}.$$

Оскільки тиск і температура суттєво впливають на об'єм газів, для проведення обчислень оберемо однакові температуру (0°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 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 групами

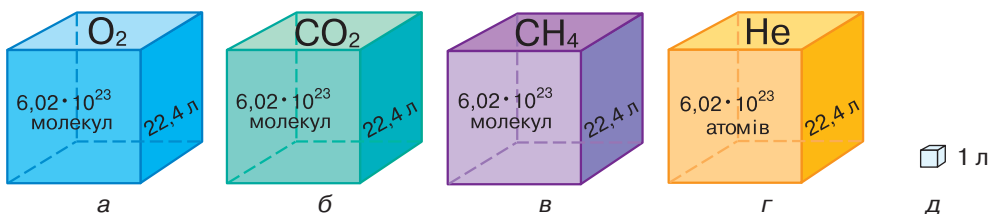
Обчисліть молярний об'єм кисню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює $1,429 \frac{\text{г}}{\text{л}}$.

Правильно виконані вами всі записи і 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. 38).

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. 38

Об'єм 1 моль газоподібних речовин

Виходячи з того, що молярні об'єми різних газів за однакових умов однакові, обчисліть усно об'єм 2 моль кожного із зазначених на малюнку 40 газів і здобудьте ще одне підтвердження зробленого висновку.

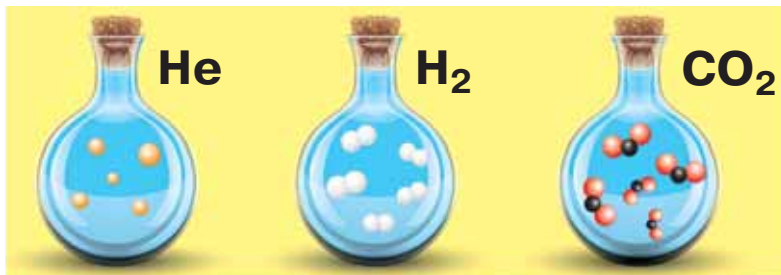
ЗАКОН АВОГАДРО. На початку XIX ст. Амедео Авогадро дійшов висновку, що в рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул.

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

Закон Авогадро формулюється так: у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакове число молекул.

Ви вже знаєте, що за нормальних умов 1 моль 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 рівні об'єми.



$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
4 г

$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
2 г

$6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
1 моль
22,4 л
44 г

Ви, очевидно, звертали увагу на те, що найуживанішою фізичною величиною для рідин є об'єм, тоді як для твердих речовин — маса. Це тому, що тверді речовини зберігають свою форму, а рідини — ні (вони набувають форми посудини, у якій містяться). У цьому відношенні гази подібні до рідин, оскільки власної форми в них теж немає.

ОБЧИСЛЕННЯ З ВИКОРИСТАННЯМ МОЛЯРНОГО ОБ'ЄМУ ГАЗІВ.

Якщо відома кількість речовини в порції газу, то завдяки молярному об'єму легко обчислити її об'єм і навпаки.

Приклад 1. Обчислити об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль.

Розв'язання

Скористаємося формулою $V = \nu \cdot V_m$.

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

Відповідь: об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль становить 11,2 л (н.у.).

Працюйте з групами

Ознайомтеся з умовою та розв'язанням прикладу 2.

Приклад 2. Чому дорівнює кількість речовини карбон(II) оксиду в порції об'ємом 112 л (н.у.)?

Розв'язання

Скористаємося формулою $\nu = \frac{V}{V_m}$.

$$\nu(\text{CO}) = 112 \text{ л} : 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 5 \text{ моль.}$$

Відповідь: кількість речовини карбон(II) оксиду CO становить 5 моль.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Уявний експеримент. Дві посудини однакової маси та об'єму заповнили киснем і вуглекислим газом і кожную щільно закрили притертими пробками.

Завдання. Як, не відкриваючи посудин, можна довести, у якій із них міститься кисень, а в якій — вуглекислий газ?

Стисло про основне

- ✓ Нормальні умови (н.у.) — температура 0 °C 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: у рівних об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакове число молекул.
- ✓ Для обчислення об'єму порції газу потрібно кількість речовини в цій порції помножити на молярний об'єм: $V = \nu \cdot V_m$.
- ✓ Густина газів обчислюють за формулою $\rho = \frac{m}{V}$.



Сторінка ерудита

Відтепер ви знаєте, що кількість речовини ν для газу можна обчислити, якщо відома маса чи об'єм його порції. Тобто для однієї й тієї самої порції газоподібної речовини справджуються дві формули: $\nu = \frac{m}{M}$ та $\nu = \frac{V}{V_m}$.

Прирівняємо їх праві частини: $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$.

Звідси можна визначити масу порції речовини та її об'єм, а також молярну масу речовини: $m = \frac{M \cdot V}{V_m}$ (1); $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$ (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.

Знаємо, розуміємо

1. Що розуміють під молярним об'ємом газів? Які умови дістали назву нормальних?
2. Дослідіть за малюнком 38, який об'єм займають різні гази (н.у.) кількістю речовини 1 моль.
3. Дослідіть за малюнком 38, який об'єм займає 1 моль будь-якої газоподібної речовини за нормальних умов.

Застосовуємо

81. Обчисліть молярний об'єм водню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює 0,089285 г/л.
82. Яка кількість речовини кисню, виміряного за нормальних умов, міститься в посудині об'ємом 56 л?
83. Який об'єм за нормальних умов займає порція вуглекислого газу масою 88 г?
84. Який об'єм (н.у.) займає порція азоту, що містить $24,08 \cdot 10^{23}$ атомів?
85. Поміркуйте, більший чи менший об'єм займе кисень кількістю речовини 1 моль за температури 40 °С, ніж за нормальних умов.



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 . Вона є характеристикою речовини, що кількісно визначається відношенням маси до об'єму в абсолютно щільному стані (без урахування пор, тріщин).

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

ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ. Для газів досить уживаною ознакою порівняння є не дійсна, а **відносна густина газів** (позначається літерою латинського алфавіту D , вимовляється «де»).

Відносна густина одного газу за іншим газом (D) — це відношення густини одного газу (ρ_1) до густини іншого газу (ρ_2), виміряних за однакових умов:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}.$$

Оскільки густина — це маса одного об'єму речовини, а молярний об'єм усіх газів за нормальних умов однаковий — 22,4 л, робимо висновок про те, що густини газів відносяться між собою, як їх молярні маси. Вам відомо, що молярні маси чисельно дорівнюють відносним молекулярним масам речовин. Звідси відносна густина газів може бути обчислена за формулою:

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

де M_{r1} — відносна молекулярна маса одного газу; M_{r2} — відносна молекулярна маса іншого газу, за яким визначають густина.

Внизу справа після літери D пишуть формулу газу, відносно якого обчислюють густина іншого газу. Наприклад, густина за воднем позначається $D(\text{H}_2)$, густина за киснем — $D(\text{O}_2)$.

Формула для обчислення відносної густини одного газу за іншим

$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$ вказує на те, що потрібно обчислювати відносні молекулярні маси обох газів.

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ давати визначення відносної густини газів;
- ♦ розрізняти густина речовини та відносну густина газів;
- ♦ обчислювати відносну густина 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. 39), вуглекислим газом тощо, а також за газоподібними сумішами. Найчастіше її обчислюють за воднем і повітрям. 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.

Середня відносна молекулярна маса повітря за нормальних умов дорівнює 29.

Це означає, що порція повітря об'ємом 22,4 л за нормальних умов має масу 29 г.

ОБЧИСЛЕННЯ З ВИКОРИСТАННЯМ ВІДНОСНОЇ ГУСТИНИ ГАЗІВ.

Приклад 1.

Обчислити відносну 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:

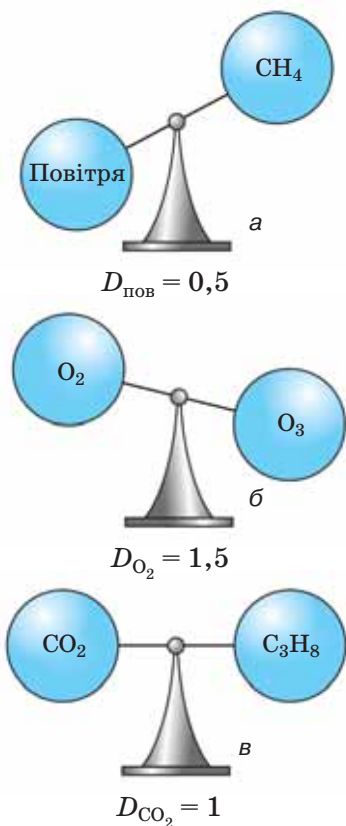
$$D = \frac{M_{r(\text{кисню})}}{M_{r(\text{водню})}}.$$

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

В і д п о в і д ь: густина кисню за воднем дорівнює 16, тобто кисень у 16 разів важчий за водень.

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

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



Мал. 39

Відносні густини газів:

а — метану за повітрям;

б — озону за киснем;

в — пропану за вуглекислим газом

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.

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

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



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

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

Розв'язання

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

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

Відповідь: відносна густина кисню за повітрям дорівнює 1,1.

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

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

Розв'язання

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

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

Відповідь: відносна густина водню за повітрям дорівнює 0,07.

У розглянутих прикладах кисень важчий за водень та повітря, тоді як водень легший за повітря. Ці та інші приклади доводять: 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:

$$M_{\text{r2}} = \frac{M_{\text{r1}}}{D} \quad \text{та} \quad M_{\text{r1}} = D \cdot M_{\text{r2}}.$$

Приклад 4. Бінарна сполука Нітрогену з Гідрогеном має густину за воднем 8,5. Установити хімічну формулу речовини, якщо масова частка Нітрогену в речовині дорівнює 82 %.

Дано:

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

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

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

Розв'язання

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

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

$$M_r(N_xH_y) = D_{H_2} \cdot 2 = 8,5 \cdot 2 = 17;$$

$$\omega \cdot A_r(N) = \omega(E) \cdot M_r;$$

$$x \cdot A_r(N) = 0,82 \cdot 17 = 14.$$

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

Оскільки відносна атомна маса Нітрогену 14, то $x = 1$:

$$y \cdot A_r(H) = 17 - 14 = 3.$$

$$y = 3 : 1 = 3$$

Відповідь: формула сполуки NH_3 .



Стисло про основне

- ✓ Відносна густина газів — це безрозмірна величина, що показує, у скільки разів один газ важчий або легший за інший.
- ✓ Для обчислення відносної густини газу відносну молекулярну чи молярну масу одного газу ділять на відносну молекулярну чи молярну масу іншого газу: $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$.
- ✓ Густина за повітрям обчислюють за формулою $D_{\text{пов}} = \frac{M_r \text{ газу}}{29}$.
- ✓ За відомою відсноною густиною газу можна обчислювати його молярну масу.
- ✓ Вибір способу збирання газів витісненням повітря здійснюють на основі результатів обчислення відносної густини газів за повітрям: якщо вона більша за одиницю, то посудину для наповнення газом тримають донизу дном, а якщо менша — догори дном.



Сторінка ґрудита

Перенасичення вуглекислим газом є небезпечним для організму людини і тварин. Встановлено: якщо вміст вуглекислого газу в повітрі перевищує 10 %, у живої істоти настає втрата свідомості й навіть смерть.

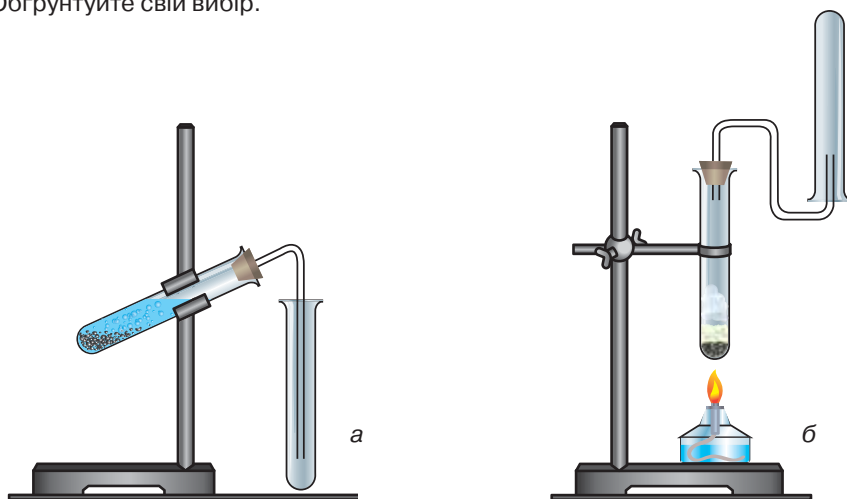
В Італії існує печера, яку названо «Собачою». До неї не рекомендують заходити із собакою. А все тому, що печера майже наполовину людського зросту заповнена вуглекислим газом.

Обчисліть відносну густина вуглекислого газу за повітрям, і ви зрозумієте, чому людина певний час може безпечно перебувати в цій печері, тоді як для собаки перебування в ній із самого початку є небезпечним.



У «Собачій» печері

1. Що характеризує фізична величина *густина*?
2. Дайте визначення відносної густини газів. За якою формулою її обчислюють?
3. Що необхідно знати для обчислення відносної густини одного газу за іншим?
4. Обчисліть густину хлору за воднем та повітрям.
5. Учням необхідно було дослідним шляхом добути та зібрати у пробірку нітроген(IV) оксид. Думки учнів щодо способу збирання цього газу розділились. Одні учні вирішили збирати нітроген(IV) оксид, тримаючи пробірку донизу дном, інші — догори дном. Поясніть, хто з них помилявся та чому.
6. Які з перелічених газів підходять для наповнення аеростатів: водень, кисень, гелій, вуглекислий газ? Відповідь поясніть.
7. Зазначте правильне розташування пробірки при збиранні вуглекислого газу. Обґрунтуйте свій вибір.



8. Розгляньте малюнок 39 на с. 144 і поясніть, чому саме так розташовані шальки терезів при зважуванні 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) вуглекислим газом і хлором;
 - г) воднем і гелієм?

86. Що важче: 1 л кисню чи 1 л чадного газу CO (н.у.)? Відповідь обґрунтуйте.
87. Ми звикли говорити й чути вислови *порожня чашка*, *порожня банка*. Чи правильно це? Наскільки важчою є насправді порожня посудина об'ємом 3 л, яку після викачування повітря герметично закрили, від тієї, що стоїть у кімнаті відкритою (н.у.)?



Взаємозв'язок між фізичними величинами

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ повторити фізичні величини, їх позначення та одиниці вимірювання;
- ◆ узагальнити вивчений у цій темі навчальний матеріал;
- ◆ пересвідчитися, наскільки різноманітними можуть бути обчислення з використанням поняття «кількість речовини».

Працюйте 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 таблицю інформацією, якої не вистачає.

№	Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення величини	Одиниці вимірювання
1			$M = \frac{m}{v}$	
2	маса речовини			
3		v		
4			$V = V_m \cdot v$	
5				$\frac{\text{л}}{\text{моль}}$ $\frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$
6	густина			
7			$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$	

Досить часто в розрахунках доводиться мати справу з кількістю речовини, вимірюною не в молях, а в кратних до нього одиницях. Допоможе вам розібратись у цьому інформація, подана в таблиці 14, складеній для речовини кисню O_2 .

**Кількість, молярна маса, об'єм і число молекул у порції,
кратній 1 моль речовини (на прикладі кисню)**

Кількість речовини, ν	Молярна маса, $M(\text{O}_2)$	Молярний об'єм $V(\text{O}_2)$	Число молекул, N_A
1 моль	$32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
1 ммоль (мілімоль)	$32 \frac{\text{мг}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{мл}}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{20}$
1 кмоль (кіломоль)	$32 \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$	$22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$	$6,02 \cdot 10^{26}$
1 Ммоль (мегамоль)	$32 \frac{\text{т}}{\text{Ммоль}}$	$22\,400 \frac{\text{м}^3}{\text{Ммоль}}$	$6,02 \cdot 10^{29}$

Потрацюйте групи

Потренуйтеся у застосуванні кратних одиниць вимірювання кількості речовини, молярної маси, молярного об'єму та числа молекул на прикладі води. Для цього складіть і заповніть таблицю на зразок розглянутої.

Знання взаємозв'язку між фізичними величинами та хімічними формулами речовин дозволяє здійснювати різноманітні обчислення.

Розглянемо це на конкретних прикладах.

Приклад 1. Схарактеризуйте порцію озону O_3 , у якій міститься $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул, за відомими вам фізичними величинами.

Розв'язання

1. За формулою $\nu = \frac{N}{N_A}$ обчислимо кількість речовини озону.

$$18,06 \cdot 10^{23} : 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \text{ моль}$$

2. За хімічною формулою O_3 обчислимо молярну масу озону.

$$M_r(\text{O}_3) = 3 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 16 = 48$$

$$M(\text{O}_3) = 48 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

3. За формулою $V = V_m \cdot \nu$ обчислимо об'єм озону.

$$V(\text{O}_3) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$$

4. Обчислимо число атомів Оксигену в порції озону, що містить $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул.

$$18,06 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 54,18 \cdot 10^{23}$$

Працюйте групами

Застосуйте одержані 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 газувата суміш, яку виготовили з 10 л водню та 10 л сульфур(IV) оксиду (н.у.)?

Задача 4.

Обчисліть молярну масу речовини, відносна густина за воднем якої вдвічі більша за відносну густину легкої сполуки Нітрогену з Гідрогеном.

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 із 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 нею?

Застосовуємо

88. Розташуйте за збільшенням числа молекул такі кількості речовини:
А 10 ммоль
Б 5 моль
В 2 Ммоль
Г 4 кмоль
89. Обчисліть масу порції пропану C_3H_8 , що за нормальних умов займає об'єм 112 л.
90. Де більше атомів: у порції гідроген сульфіді H_2S масою 17 г чи порції амоніаку NH_3 масою 8,5 г?



Виконання завдань різної складності

1. Як позначають кількість речовини?
А m Б V В D Г v
2. У яких одиницях вимірюють кількість речовини?
А л Б г В см^3 Г моль
3. Зазначте відносну молекулярну масу повітря (н.у.).
А 18 Б 28 В 29 Г 32
4. Зазначте 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. Зазначте об'єм порції гідроген флуориду кількістю речовини 5 моль (н.у.).
А 1 л Б 22,4 л В 112 л Г 224 л
6. Скільки молекул водню припадає на 1 молекулу азоту в суміші, виготовленій за нормальних умов із 224 л азоту і 448 л водню?
А одна Б дві В три Г чотири
7. Зазначте число атомів Карбону в порції алмазу масою 1,2 г.
А $3,01 \cdot 10^{22}$ Б $6,02 \cdot 10^{22}$ В $3,01 \cdot 10^{23}$ Г $6,02 \cdot 10^{23}$
8. Розташуйте формули речовин за збільшенням їхніх молярних мас.
А H_2O_2 Б H_2 В O_2 Г H_2O
9. У якій кількості речовини кисню міститься стільки 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. Молярний об'єм газів за нормальних умов дорівнює 24,2 л.
11. Зазначте кількість речовини азоту у порції, про яку відомо, що вона містить $301 \cdot 10^{23}$ молекул цього газу.
А 50 моль Б 100 моль В 200 моль Г 301 моль

12. У якій кількості речовини водню маса 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, установіть відповідність між масою й кількістю речовини в ній.

Порція речовини		Кількість речовини	
1	5,85 г кухонної солі (NaCl)	А	0,04 моль
2	4,2 г харчової соди (NaHCO ₃)	Б	0,05 моль
3	2,4 г етанової кислоти (CH 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 в одній кисневій подушці об'ємом 25 л (заокруглити до цілого числа) за нормальних умов.

А 25 г

Б 16 г

В 32 г

Г 36 г



Тема 4. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

5
1081
В
Бор



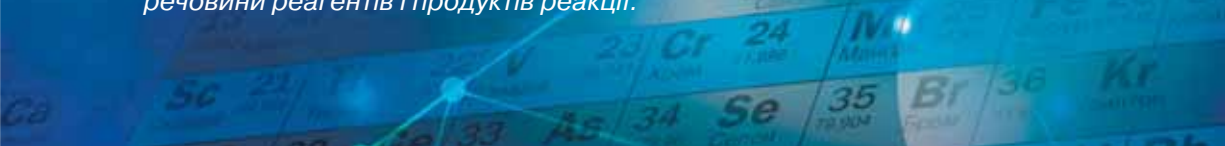
Хімія – це дивовижний край, де приховане людське щастя. І найвищі завоювання розуму будуть зроблені в цій галузі.

(Д. І. Менделєєв)



Матеріал теми дає вам змогу:

- ◆ закріпити знання про періодичну систему хімічних елементів Д. І. Менделєєва, кількість речовини і хімічний зв'язок;
- ◆ удосконалити вміння проводити розрахунки за хімічними формулами, навчитися здійснювати розрахунки за хімічними рівняннями реакцій;
- ◆ розширити відомості про неорганічні речовини, з якими ознайомились у 7 класі;
- ◆ поповнити знання хімічної мови сучасною науковою термінологією основних класів неорганічних сполук;
- ◆ зрозуміти властивості, а також процеси добування й застосування оксидів, основ, кислот, солей;
- ◆ обґрунтовувати залежність застосування речовин від їхніх властивостей;
- ◆ прогнозувати властивості складних неорганічних речовин і встановлювати між ними генетичний зв'язок;
- ◆ здійснювати за хімічними рівняннями обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції.





Поняття про оксиди. Номенклатура і фізичні властивості оксидів



Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ називати оксиди за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ◆ складати за назвою оксиду його хімічну формулу;
- ◆ характеризувати фізичні властивості оксидів.

З поділом речовин на 2 великі групи — органічні та неорганічні речовини — ви знайомі ще з природознавства та уроків хімії в 7 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 і властивостей.



За складом, будовою та властивостями неорганічні речовини поділяють на **класи неорганічних сполук** — оксиди, основи, кислоти, солі.

СКЛАД ОКСИДІВ. З'ясуємо склад оксидів на прикладі поданих формул:



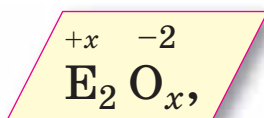
Кожна формула складається з атомів двох хімічних елементів, одним з яких є Оксиген. Вам відомо, що бінарні сполуки Оксигену з металічним або неметалічним хімічним елементом називають оксидами. Тож якісний склад формул речовин свідчить про їх належність до оксидів.

У складі розглянутих формул відзначаємо наявність металічних і неметалічних хімічних елементів, елементів зі сталою та змінною валентністю. На підставі цього формулюємо визначення оксидів.



Оксид — це бінарна сполука будь-якого хімічного елемента з Оксигеном, ступінь окиснення якого — 2.

Позначимо сполучений з Оксигеном металічний чи неметалічний елемент великою літерою E і запишемо загальну формулу оксидів:



де $+x$ — ступінь окиснення елемента.

Якщо при складанні формул оксидів індекси виявляться парними числами, то їх слід скоротити на 2, наприклад:



Після скорочення на 2 одержуємо формулу оксиду:



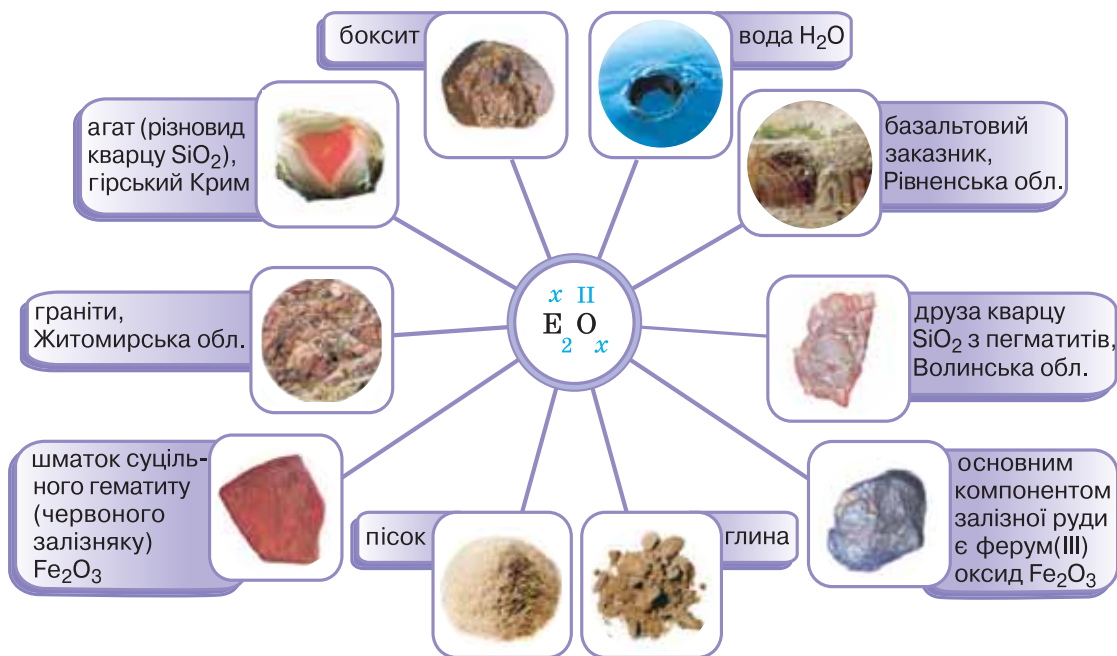
НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДІВ. До запровадження порядку складання, написання та читання назв речовин, тобто їх **номенклатури**, оксиди, як і багато інших речовин, називали довільно. Нині користуються сучасною науковою українською номенклатурою оксидів.

Назва кожного оксиду складається з двох слів, ужитих у називному відмінку. Перше слово — це назва хімічного елемента, друге — «оксид».

Якщо елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви елемента. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

Між назвою елемента та записом числа валентності проміжку немає.

Відповідно до сучасної номенклатури оксидів, оксид, формула якого Fe_2O_3 , має назву «ферум(III) оксид», а оксид з формулою FeO — «ферум(II) оксид».



ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ. Оксиди за нормальних умов різні за агрегатним станом (мал. 40). Так, купрум(II) оксид — тверда речовина чорного кольору, CO_2 — безбарвний газ, H_2O — безбарвна прозора рідина. І все ж серед оксидів переважають тверді речовини, які здебільшого мають білий колір (наприклад, цинк оксид, алюміній оксид, кальцій оксид). Безбарвними є 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.

Попрацюйте з 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 скористайтеся навчальним матеріалом підручника та додатковою інформацією.



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.



Стисло про основне

- ✓ Оксид — це бінарна сполука будь-якого елемента з Оксигеном.
- ✓ Загальна формула оксидів $\text{E}_2^x \text{O}_x$, або $\text{E}_2^{+x} \text{O}_x^{-2}$.
- ✓ В оксидах Оксиген проявляє валентність II.
- ✓ Більшість хімічних елементів періодичної системи здатні сполучатися з Оксигеном з утворенням оксидів.
- ✓ Номенклатура оксидів — перелік правил, яких дотримуються, коли потрібно назвати ці сполуки. Назва оксиду складається з двох слів, записаних у називному відмінку з малої літери: назви хімічного елемента (із зазначенням валентності, якщо вона в нього змінна) і слова «оксид».
- ✓ Фізичні властивості оксидів досить різноманітні. Серед них трапляються речовини трьох агрегатних станів за звичайних умов — твердого, рідкого, газоподібного.



Крім оксидів, є інші групи бінарних сполук елементів з Оксигеном, зокрема **перокси́ди** (префікс «пер» означає «надлишок, понад»). Тобто перокси́ди мають більше атомів Оксигену, ніж їх повинно бути, виходячи з усталених правил визначення валентності елементів у бінарних сполуках. Справді, відомий вам гідроген пероксид H_2O_2 (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 проявляє однакову валентність II, і це добре видно зі структурної формули гідроген пероксиду:



Порівняємо структурну формулу гідроген пероксиду зі структурною формулою води:



З'ясуємо, у чому полягає відмінність між пероксидами та оксидами. Відмінність полягає в тому, що у воді (гідроген оксиді), як і в інших оксидах, наприклад карбон(IV) оксиді, атоми Оксигену між собою не сполучені:



тоді як у пероксидах завжди наявний оксигеновий ланцюжок:

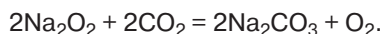


За рахунок однієї валентності атоми Оксигену сполучаються між собою, а друга валентність використовується для сполучення з атомом іншого хімічного елемента.

Перокси́ди знаходять різноманітне застосування. Так, гідроген пероксид незамінний у виробництві вибілювачів паперу, текстильних матеріалів, синтетичних мийних засобів, як антисептичний засіб, для реставрації живопису на основі свинцевих фарб, як окисник ракетного палива та джерело кисню.

Пригадайте добування кисню з гідроген пероксиду, запишіть рівняння цієї реакції.

Натрій пероксид застосовують на підводних човнах для очищення повітря від надлишку вуглекислого газу та збагачення його киснем:



Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення оксидів, наведіть приклади.
2. Назвіть правила номенклатури оксидів, наведіть приклади.
3. На прикладі двох-трьох оксидів схарактеризуйте фізичні властивості оксидів.
- 4*. Як за складом молекули оксиди відрізняються від пероксидів? Наведіть приклади.
5. Знайдіть помилки, допущені 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.

6. Зазначте пари хімічних формул оксидів з однаковою валентністю елементів.
A CaO і N₂O **Б** Al₂O₃ і BaO **В** NO₂ і MnO₂ **Г** MgO і CO
7. У якому рядку записано лише хімічні формули оксидів?
A HBr і NO **Б** H₂O і Na₂O₂ **В** NH₃ і CaS **Г** ZnO і CuO
8. Зазначте рядок 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

91. У запропонованому переліку зазначте формули оксидів, класифікуйте їх на оксиди металічних й оксиди неметалічних елементів:
 SiO₂, MgO, SiH₄, SO₃, NO, FeO, Cl₂O₇, N₂O₃, CaCl₂, Fe₂O₃, CO, CaO, Na₂O, KOH, HCl, K₂O₂.
92. Назвіть оксиди, формули яких зазначено у завданні 91, за сучасною науковою українською номенклатурою.
93. Складіть формули: калій оксиду, сульфур(VI) оксиду, фосфор(III) оксиду, хлор(II) оксиду, плюмбум(IV) оксиду. Чому в одних назвах оксидів зазначено валентність, а в інших — ні?
94. Заповніть у зошитах таблицю формулами оксидів поданих елементів. Назвіть ці оксиди.

Елемент	Формула оксиду	Назва оксиду
Li		
Ba		
S (VI)		
P (V)		

95. Обчисліть густину за повітрям таких оксидів:
 а) нітроген(IV) оксиду; б) карбон(II) оксиду; в) сульфур(IV) оксиду.
96. Склад смарагдово-зеленого мінералу малахіту позначається хімічною формулою Cu₂CH₂O₅. Напишіть рівняння реакції розкладу цієї речовини, якщо відомо, що всі продукти реакції належать до оксидів, а валентність Купруму — II.
97. Установіть відповідність між речовиною й типом кристалічних ґраток.

Речовина		Типи кристалічних ґраток	
1	кисень	A	йонний
2	силіцій(IV) оксид	Б	молекулярний
3	алюміній оксид	В	атомний
		Г	інший

§ 31.

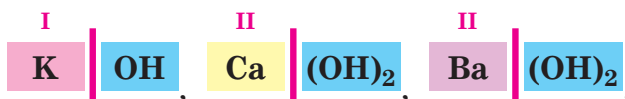
Склад і номенклатура основ. Фізичні властивості основ

СКЛАД ОСНОВ. Основи, як і оксиди, належать до складних неорганічних речовин. Малюнок 41 знайомить вас із представниками цього класу неорганічних сполук.

З'ясуємо, з яких частин складається формула будь-якої основи, скориставшись таким переліком формул:



Поділимо подані формули рисою на дві частини так, щоб до першої потрапив символ металічного елемента, а до другої — гідроксильна група 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.

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ називати основи за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ◆ складати хімічні формули основ;
- ◆ характеризувати фізичні властивості основ;
- ◆ дізнатися про запобіжні заходи під час роботи з лугами.



Мал. 41

Зразки основ: а — калій гідроксид; б — натрій гідроксид; в — хром(II) гідроксид; г — купрум(II) гідроксид; д — ферум(III) гідроксид



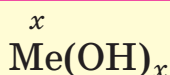
Поміркуйте й виведіть залежність між валентністю металічного елемента та індексом гідроксильної групи OH у хімічних формулах основ.

Поняття валентності застосовують не лише до одиничних атомів, а й до деяких груп атомів. Має свою валентність і гідроксильна група OH. Вона *одновалентна*.

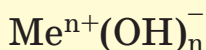


Осно́ва — це складна речовина, формульна одиниця якої складається з металічного елемента й однієї чи кількох гідроксильних груп OH.

Залежність між валентністю металічного елемента та кількістю гідроксильних груп дозволяє записати формулу основ у загальному вигляді:



Слід зазначити, що основи — речовини не молекулярної, а йонної будови, тому їхні формули відображають співвідношення катіонів металічного елемента Me^{n+} та аніонів гідроксильної групи OH^- у речовині:



НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВ. За сучасною номенклатурою, назва основ складається з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид», ужитих у називному відмінку, наприклад: KOH — калій гідроксид.

Якщо металічний елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви металічного елемента без інтервалу: Cr(OH)₂ — хром(II) гідроксид. Обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

У деяких основ збереглися також історичні назви: KOH — їдке калі, NaOH — їдкий натр.

СКЛАДАННЯ ФОРМУЛ ОСНОВ. Розглянемо на прикладах, як скласти формулу основи та визначити валентність металічного елемента за формулою основи.

Приклад 1. Скласти формулу магній гідроксиду.

Розв'язання

Користуючись визначенням основ, записуємо першим символ металічного елемента Магнію, а після нього — гідроксильну групу OH.



Магній має постійну валентність II. Тож і гідроксильних груп у формулі цієї основи буде дві.

Відповідь: формула магній гідроксиду — Mg(OH)₂.

Приклад 2.

Визначити валентність Купруму у формулах основ CuOH і $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

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, переважно білого кольору, хоча трапляються й інших кольорів. Зокрема, купрум(II) гідроксид — блакитний, ферум(III) гідроксид — коричневий (див. мал. 41 на с. 159).

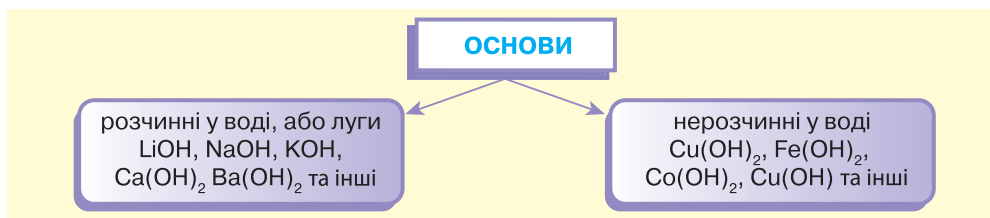
За здатністю розчинятися у воді основи, як і солі, бувають *розчинні*, *малорозчинні* та *нерозчинні*. Переважають нерозчинні основи, наприклад, ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$, купрум(II) гідроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Серед добре розчинних — натрій гідроксид NaOH , калій гідроксид KOH . Їх розчини милкі на дотик. Розчинні у воді основи дістали назву **лугів**.

Основи, що добре розчиняються у воді, — тугоплавкі речовини. Основи, які у воді не розчиняються, під час нагрівання не плавляться, а розкладаються з утворенням основного оксиду і води.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З ЛУГАМИ. Тверді луги та їх розчини роз'їдають тканину, папір, спричинюють опіки шкіри, очей, що дуже небезпечно. Тому поводитися з ними треба обережно: гранули лугу (*пригадайте, що це тверді речовини*) в жодному разі не брати руками; не розливати розчини; стежити, щоб розчин не потрапив на відкриті ділянки шкіри, в очі, на одяг, парту, книжки чи зошити. І тут у пригоді стане захисний одяг (халат, фартух) і захисні окуляри. Посуд із 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 розчином борної чи лимонної кислоти.

КЛАСИФІКАЦІЯ ОСНОВ. Одна з класифікацій основ, здійснена за такою фізичною характеристикою, як здатність розчинятися у воді, — це поділ основ на розчинні, або луги, та нерозчинні.



З таблиці розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (див. додаток 3, с. 255) завжди можна дізнатися, до якої групи за здатністю розчинятися у воді належить та чи інша основа.

Ще одна класифікація основ пов'язана із числом гідроксильних груп у хімічній формулі. Основи з однією гідроксильною групою в хімічній формулі дістали назву *однокислотних*, 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.
- ✓ Число 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 проявляє змінну валентність, то після його назви в дужках без відступу зазначається його валентність.
- ✓ За звичайних умов основи перебувають у твердому стані, частина з них добре розчиняється у воді.
- ✓ Луги — розчинні у воді основи.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення основ.
2. Схарактеризуйте фізичні властивості основ.
3. Яку валентність має гідроксильна група OH?
4. Які заходи безпеки під час роботи з лугами вам відомі?
5. Назвіть відомі вам класифікації основ, наведіть приклади.
6. У поданому переліку формул зазначте формули основ:



Застосовуємо

98. Визначте валентність металічних елементів за формулами основ:
 $\text{CsOH}, \text{La}(\text{OH})_3, \text{Th}(\text{OH})_3, \text{Cd}(\text{OH})_2, \text{CuOH}.$
99. Запишіть формули основ за їх назвами: літій гідроксид, магній гідроксид, хром(II) гідроксид.
100. Виберіть зайву формулу в переліках:
а) $\text{CuO}, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{KOH}$; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{KOH}$; в) $\text{Fe}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2.$
Аргументуйте свій вибір.

§ 32.

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 усіх словосполученнях наявне слово «кислота». Це тому, що ці речовини належать до однієї групи складних речовин — кислот. Щоправда, сульфатна і хлоридна кислоти — неорганічні речовини, а оцтова й лимонна — органічні.

Що ж таке кислоти?

КИСЛОТИ ТА ЇХ СКЛАД. Передусім це складні речовини молекулярної будови. Подібно до оксидів й основ, їхні формули мають дві складові:



Перша з них — атоми Гідрогену — наявна у складі всіх кислот. За цією ознакою, а також за здатністю атомів Гідрогену заміщуватись атомами металічних елементів їх віднесено до класу **кислот**. Якісний склад цих речовин підтверджує наявність одного або декількох атомів Гідрогену в молекулі.

Друга частина, що залишилася після проведеного нами поділу, називається **кислотним залишком**. На відміну від першої частини, у всіх кислот вона різниться за складом.

Атоми Гідрогену є і в складі амоніаку NH_3 , але він не належить до кислот. Це тому, що атоми Гідрогену в кислотах *здатні заміщуватися на атоми 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 15 на с. 164. До неї занесено неорганічні кислоти, з якими ви будете стикатися найчастіше. Вивчіть їх назви, запам'ятайте формули. Без цього ви не зможете надалі успішно вивчати хімію.

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ дізнатись, які речовини належать до кислот;
- ♦ називати кислоти за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ♦ визначати за формулою кислоти валентність кислотного залишку;
- ♦ характеризувати фізичні властивості кислот.

Формули і назви кислот

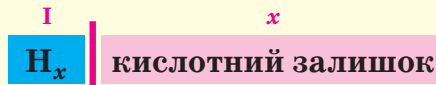
КИСЛОТА			КИСЛОТНИЙ ЗАЛИШОК		
Формула	Назва		Склад	Валентність	Назва
	сучасна українська	тривіальна (традиційна)			
HCl	хлоридна	соляна	Cl	I	хлорид
HNO ₃	нітратна	азотна	NO ₃	I	нітрат
H ₂ SO ₄	сульфатна	сірчана	SO ₄	II	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	сірчиста	SO ₃	II	сульфіт
H ₂ S	сульфідна	сірководнева	S	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 вже поповнились інформацією про *валентність кислотних залишків*. Виявляється, що кислотні залишки теж здатні заміщувати певну кількість атомів чи груп атомів.

Як зазначено в таблиці 15, одновалентними є кислотні залишки хлоридної та нітратної кислот, двовалентними — сульфатної, сульфїтної, сульфїдної, силікатної та карбонатної кислот. У кислотного залишку ортофосфатної кислоти валентність III.

Склад кислот відповідає загальній формулі.



Валентність кислотного залишку збігається з кількістю атомів Гідрогену.

Після того як ви з'ясували склад кислот, легко зрозуміти їх класифікацію.

КЛАСИФІКАЦІЯ КИСЛОТ.

Кислоти поділяють на групи за двома ознаками:



Зверніться до схеми 15, з'ясуйте сутність кожної з класифікацій та доберіть приклади.

- ◆ числом атомів Гідрогену в молекулі;
- ◆ вмістом Оксигену у складі кислотного залишку.

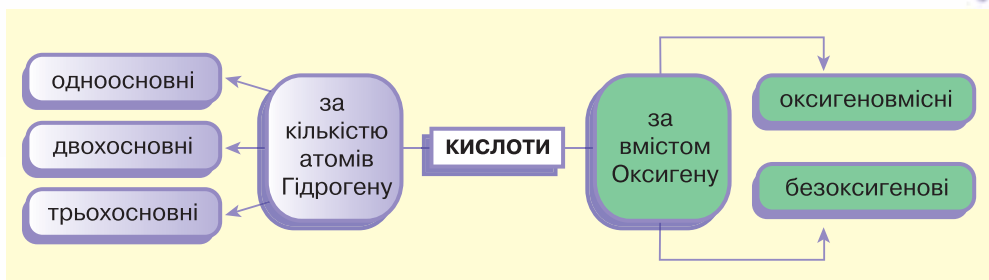


Схема 15 Класифікація кислот

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 готують 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 і фрукти (щавель, яблука, лимони тощо), до складу яких входять органічні кислоти.

ЗАХОДИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ З КИСЛОТАМИ. Чисті неорганічні кислоти та їх концентровані розчини дуже небезпечні, бо ушкоджують слизові оболонки органів травлення, при вдиханні парів подразнюють слизові оболонки органів дихання. Потрапляючи на шкіру, спричинюють почервоніння, больові відчуття, а за великої концентрації — тяжкі опіки. Неорганічні кислоти псують одяг — на місці їх потрапляння відразу чи з часом з'являється дірка. Деякі кислоти мають різкий неприємний запах, наприклад хлоридна, сульфідна.

Кислоти зовсім не руйнують скло (винятком є плавикова, або фторидна, кислота HF), деякі пластмаси та гуму. Робота з чистими кислотами чи їх концентрованими розчинами вимагає великої уваги й акуратності. Обов'язково використовують захисний фартух із полівінілхлоридного матеріалу, гумові рукавички та окуляри.

Безпечна робота з кислотами у шкільному хімічному кабінеті досягається за рахунок того, що учні працюють з розбавленими водою кислотами, а не чистими речовинами чи їх концентрованими розчинами. Проте в будь-якому разі не можна допускати потрапляння навіть розбавлених кислот на одяг чи тіло, а особливо в очі.

Якщо раптом кислота потрапить на одяг чи на відкриту ділянку шкіри, то місце потрапляння слід ретельно промити водою, слабким розчином харчової соди.

Усі кислоти важчі за воду, через що при виготовленні їхніх розчинів кислоту ллють у воду (у жодному разі не навпаки!) невеликими порціями, помішуючи скляною паличкою.

ПАМ'ЯТАЙТЕ!

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 кислоти називають за назвою їхніх кислотних залишків.
- ✓ Валентність кислотного залишку визначається кількістю атомів Гідрогену, які можуть бути заміщені атомами металічного елемента.
- ✓ Користуючись кислотами, необхідно суворо дотримуватися правил безпечної роботи з ними.
- ✓ За числом 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, готують за допомогою розчинення у воді відповідної леткої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном.



Сторінка ґрудита

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 відчутти 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. Дайте 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. Зазначте кислоту, наявну лише у водних розбавлених розчинах.
 - А карбонатна
 - Б ортофосфатна
 - В нітратна
 - Г сульфатна
7. Зазначте пару безоксигенових кислот.
 - А хлоридна і нітратна
 - Б сульфідна і хлоридна
 - В сульфатна і сульфідна
 - Г ортофосфатна і карбонатна
8. Зазначте 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

101. 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?
102. Визначте валентність кислотних залишків у формулах кислот:
 HNO_2 , HPO_3 , H_2SeO_4 , HMnO_4 .
103. Виберіть зайве в кожному переліку:
 - а) H_2SO_4 , H_2CO_3 , HNO_3 ;
 - б) H_2SiO_3 , H_2SO_3 , H_2CO_3 ;
 - в) HCl , H_3PO_4 , H_2S .
 Аргументуйте свій вибір.
104. Підготуйте запитання чи завдання, яке зможете запропонувати однокласникам на уроці.
105. Дізнайтеся в дорослих та з етикеток на продуктах харчування і засобах побутової хімії про наявність у їх складі кислот. Обміняйтеся з однокласниками отриманою інформацією.
106. Для виготовлення хлоридної кислоти у воді об'ємом 1 л розчинили 448 л гідроген хлориду (н.у.). Обчисліть масову частку гідроген хлориду у виготовленій кислоті, якщо густина кислоти дорівнює $1,19 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

§ 33.

Здатність металів витискувати водень із кислот. Витискувальний ряд металів

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ трактувати взаємодію кислот з металами як хімічне явище;
- ♦ дізнатись, за якою ознакою укладено витискувальний ряд металів;
- ♦ ознайомитися з новим типом хімічних реакцій — реакціями заміщення.

Повернемося до поданого в попередньому параграфі визначення кислот як складних речовин, у молекулах яких атоми Гідрогену здатні заміщуватися на атоми металічних елементів, і підтвердимо це дослідним шляхом.

Дослід 1.

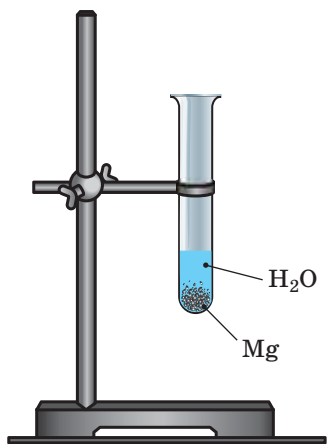
Помістимо у пробірку трохи магнієвих ошурків, доллемо до них води й будемо спостерігати за змінами у пробірці. За кімнатної температури жодних змін не відбувається (мал. 42).

Дослід 2.

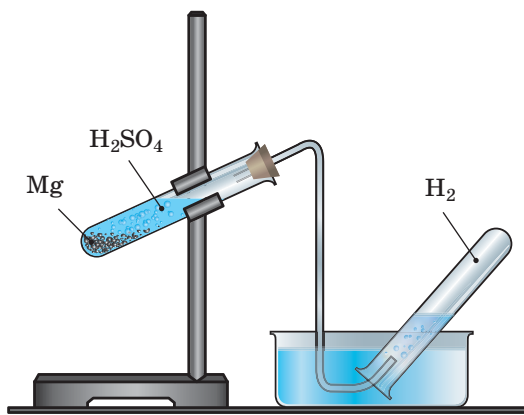
Помістимо у пробірку приблизно стільки ж магнієвих ошурків, доллемо до них розбавленого розчину сульфатної кислоти (1 частину кислоти змішано з приблизно 5 частинами води) й відразу закриємо пробірку пробкою з газовідвідною трубкою (мал. 43). Будемо спостерігати, як магній активно взаємодіє з кислотою, 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 й 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.



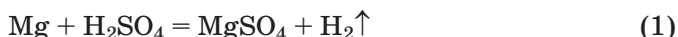
Мал. 42 Ілюстрація досліду 1



Мал. 43 Ілюстрація досліду 2

За допомогою запаленого сірника можна встановити й наявність водню. Полум'я сірника цілком достатньо, щоб підпалити водень у пробірці. Виходячи з того, що у складі молекули сульфатної кислоти є й атоми Гідрогену, 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 із 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 з іншою ознакою — миттєвим згорянням у 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 випарюванням. Скористаємося цим способом і перевіримо дослідним шляхом наявність утвореної солі в розчині, що залишився у пробірці після проведення досліді. Для цього декілька крапель утвореного після реакції розчину випаримо на скляній пластинці. Після випаровування води на пластинці залишається невелика кількість солі білого кольору.

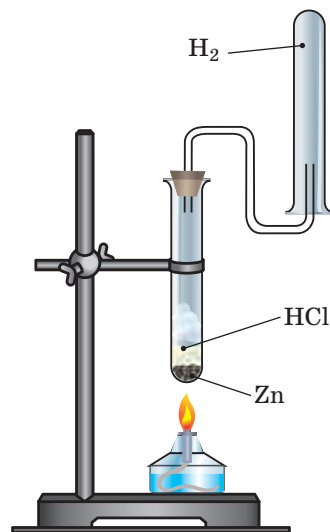
Продовжимо досліджувати здатність атомів металічних елементів заміщувати атоми Гідрогену в молекулах кислот, але вже на прикладі інших металів. Для цього виконаємо дослід із хлоридною кислотою і цинком.

Дослід 3.

Обережно помістимо у пробірку кілька гранул металу цинку та 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. 44).

Розрахунки підтверджують, що водень у 14,5 рази 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. 44

Ілюстрація досліді 3

Гідрогену з молекул гідроген хлориду. Утворилися молекули водню. Це підтвердилося горінням, що супроводжувалось вибухом.

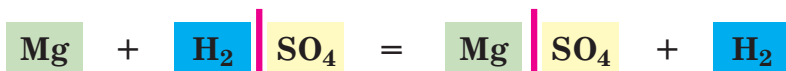


Якщо збирати водень у суху пробірку витісненням повітря, то після спалювання на її стінках з'являються маленькі крапельки води — продукт горіння водню.



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 із кислотами віднести до відомих вам реакцій сполучення чи розкладу (див. § 2). Здійсніть аналіз хімічного рівняння 1.



Як бачимо, на відміну від реакцій сполучення чи розкладу, це інший тип хімічної реакції. Для нього характерна наявність серед реагентів простої та складної речовини. 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, у результаті якої утворюються нова складна й нова проста речовини.

Дослід 4.

До мідних ошурків додамо розбавленої хлоридної кислоти. Спостереження свідчать про те, що реакція не відбувається.

Підігріємо вміст пробірки й переконаємося у відсутності будь-яких змін, тобто мідь не витіснила атоми Гідрогену із хлоридної кислоти.



ВИТИСКУВАЛЬНИЙ РЯД МЕТАЛІВ. Ви ознайомилися з дослідами та з'ясували, що одні метали витискують Гідроген із кислот, інші — ні. Цю властивість металів дослідив учений **Микола Миколайович Бекетов** і за здатністю металів витіснити Гідроген із кислот побудував (уклав) **витискувальний ряд металів**.

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Ag, Hg, Pt, Au



Микола Миколайович БЕКЕТОВ (1827–1911) — відомий учений у галузі фізики та хімії, росіянин за походженням, тривалий час працював професором Харківського університету (нині Харківський національний університет імені В. Н. Каразіна). Стояв біля витоків однієї з галузей хімічної науки — фізичної хімії.

Йому належить відкриття одного зі способів добування металів із руд-оксидів — алюмінотермії. Назва свідчить про те, що має місце використання алюмінію, який за відповідної температури вступає в реакцію з оксидом металічного елемента, окиснюється, а метал виділяється у вигляді простої речовини. Так добувають високої чистоти залізо, хром, кобальт, нікель, манган. У 1863 р. Бекетов склав витискувальний ряд металів.



*Микола
Миколайович
Бекетов*

Усі метали, розташовані у **витискувальному ряді** (його ще називають **рядом активності металів**) ліворуч від водню, витискують Гідроген із кислот. Ця здатність металів послаблюється від літію до свинцю. Метали, розташовані у витискувальному ряді після водню, не витискують Гідроген із кислот, тобто не взаємодіють з ними.

Ця закономірність не поширюється на нітратну та концентровану сульфатну кислоти. Вони взаємодіють із металами, розташованими у витискувальному ряді до водню та після нього. Як саме — дізнаєтесь у старших класах.

Слід також знати та 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 зовсім відповідає дійсності. Користуючись витискувальним рядом металів, легко визначити, взаємодіятиме метал із кислотою чи ні.

Працюйте зупини

- У проведених дослідах активність магнію була найвищою, цинку — дещо меншою, а мідь узагалі не реагувала з кислотою. Користуючись витискувальним рядом, з'ясуйте, як це узгоджується з місцем магнію, цинку та міді в ньому.
- Керуючись витискувальним рядом металів, спрогнозуйте можливість їх взаємодії металу з кислотою за наведеними напівсхемами:
 - $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{Ag} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

Стисло про основне

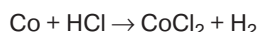
- ✓ Витискувальний ряд, або ряд активності,— це ряд, у якому метали розташовано за їх здатністю витіснити Гідроген із кислот.
- ✓ Метали, розташовані в ряді активності до водню, витіснюють Гідроген із кислот у вигляді простої речовини водню (H_2), метали, розташовані в ряді активності після водню, — 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.

Знаємо, розуміємо

1. Поясніть, на підставі чого М. М. Бекетов уклав витискувальний ряд металів.
2. Чим пояснити, що у витискувальному ряді металів наявна проста газоподібна речовина водень?
3. Дайте визначення реакції заміщення. Наведіть приклади.
4. У чому проявляється прогностична функція витискувального ряду?
5. Дізнайтеся, як діяльність М. М. Бекетова пов'язана з Україною, й ознайомте із цією інформацією однокласників.

Застосовуємо

107. Зазначте формули тих речовин, які витісняють водень із кислот: Hg, Cl_2 , Mn, Pb, Hg, C, Cd, Pt. Запишіть відповідні рівняння хімічних реакцій, якщо в утворених складних речовинах атоми, що заміщують Гідроген у кислотах, двовалентні.
108. Зазначте тип хімічної реакції, що відбувається за поданою схемою.



А сполучення **Б** обміну **В** заміщення **Г** розкладу

109. Виберіть зайве в кожному з переліків:

а) Mg, Cu, Fe; б) Zn, Cu, Hg.

110. Установіть відповідність між схемою рівняння реакції і типом реакції.

Схема рівняння реакції		Тип реакції	
1	$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$	А	заміщення
2	$HgO \rightarrow Hg + O_2$	Б	сполучення
3	$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$	В	розкладу
		Г	нейтралізації

111. Спрогнозуйте, який із металів — цинк чи олово — за один і той самий час витіснить більший об'єм водню з хлоридної кислоти за умови, що кількість речовини обох металів однакова, а для проведення реакції кислоту взято з однаковою кількістю водню.

§ 34.

Поняття про солі

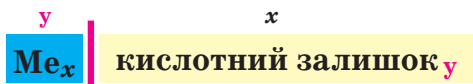
У попередньому параграфі серед продуктів реакції були речовини, що мали формули MgSO_4 та ZnCl_2 . Порівняємо склад цих формул і формули Na_3PO_4 , аби з'ясувати, що в них спільного. Для цього розділимо кожну формулу рискою на дві частини:



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 у загальному вигляді.



На відміну від кислот представники цього класу мають немолекулярну будову, їхніми структурними частинками є йони — катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.



Поміркуйте і зробіть висновок про те, із чим у хімічній формулі солі збігається валентність металічного елемента, а з чим — валентність кислотного залишку.

НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ (ітиметься 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 його символу без інтервалу, наприклад: FeSO_4 — ферум(II) сульфат. Читається: «*ферум-два-сульфат*».

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ називати солі за сучасною науковою українською номенклатурою;
- ◆ складати хімічні формули солей;
- ◆ характеризувати фізичні властивості солей.

Назви солей пишуться з малої літери. За відмінками змінюється друге слово назви, наприклад:

«Для реакції було взято 10 г натрій *хлориду*».

«При проведенні досліду скористалися калій *сульфатом*».

Окрім сучасних назв солей, що відповідають зазначеним правилам, за деякими солями збереглися історичні назви, наприклад: NaCl — кухонна сіль, NaHCO₃ — питна сода.

КЛАСИФІКАЦІЯ СОЛЕЙ. Ознайомтеся з поданими формулами солей:

1) K₂SO₄; 2) KHSO₄; 3) Mg(OH)Cl; 4) KAl(SO₄)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*.

Третя і четверта формули також належать солям. Так, формулі під номером 3, на відміну від середньої солі MgCl₂, не вистачає одного кислотного залишку, а замість нього наявна гідроксильна група. Ви знаєте, що ця група є характерною для основ. Тому сіль Mg(OH)Cl відносять до **основних солей** (наголос на другому складі). У четвертій формулі заміщення Гідрогену відбулося атомами двох різних металів. Такі солі дістали назву **подвійних солей** (*схема 16*).

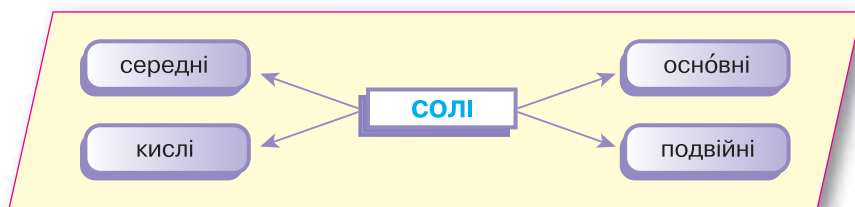


Схема 16 Класифікація солей

Вивчаючи хімію у школі, вам доведеться мати справу переважно із середніми солями та зрідка — із кислими.

СКЛАДАННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ. Як і під час визначення валентності елементів у бінарних сполуках та складання їх формул, визначаючи валентність металічного елемента у формулі солі або складаючи формули солей, дотримуються загального правила.

У хімічній формулі солі сума одиниць валентності атомів металічного елемента дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.

Приклад 1.

Визначити валентність Хрому в солях, що мають формули:
а) CrSO_4 ; б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Розв'язання

Обидві солі містять двовалентний кислотний залишок сульфатної кислоти.

Сума одиниць валентності кислотного залишку в першій формулі становить 2. Такою самою має бути й сума валентностей атомів Хрому. Оскільки атом Хрому в цій формулі один, то обидві валентності належать йому. Отже, валентність Хрому у формулі CrSO_4 дорівнює II.

У другій формулі кислотних залишків три. Звідси сума одиниць їх валентності становить 6 ($2 \cdot 3 = 6$). Оскільки атомів Хрому в цій формулі два, а сума одиниць їх валентностей також дорівнює 6, то для встановлення валентності атома Хрому виконаємо дію ділення: $6 : 2 = 3$. Отже, валентність Хрому в цій сполуці дорівнює III.

Відповідь: а) $\overset{\text{II}}{\text{Cr}}\text{SO}_4$; б) $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}_2(\text{SO}_4)_3$.

Приклад 2.

Скласти 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 Алюмінію);

б) $3 : 1 = 3$ (індекс кислотного залишку).

Знайдені індекси вписуємо у формулу алюміній нітрату: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Відповідь: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Як і в оксидів, у формулах кислот парних індексів немає. Тому під час складання формул кислот за валентністю проводять скорочення парних індексів.

ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ. За нормальних умов солі перебувають лише у твердому стані. Це досить тугоплавкі кристалічні речовини, а тому для переведення їх у рідкий стан, не кажучи вже про пароподібний, потрібні високі температури. Так, температура плавлення барій сульфідіду дорівнює 2200°C . Солі — речовини без запаху.

За здатністю розчинятись у воді солі поділяють на *розчинні* (наприклад, натрій хлорид, калій нітрат), *малорозчинні* (наприклад, магній сульфід, плумбум(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 3, с. 255).

Може здатися, що клас речовин «Солі» дістав таку назву через солоний смак його сполук. Насправді ж є лише одна сіль із дійсно солоним смаком, і вона добре вам відома, бо це — натрій хлорид. Лікарі застерігають від надмірного вживання кухонної солі, проте життєво необхідних порцій натрій хлориду потребують організми і людини, і тварин. А потрібна вона для підтримання складу крові, а також вироблення шлункового соку. Фізіологічний розчин, крапельниці з яким використовують для лікування хворих, є розчином натрій хлориду.

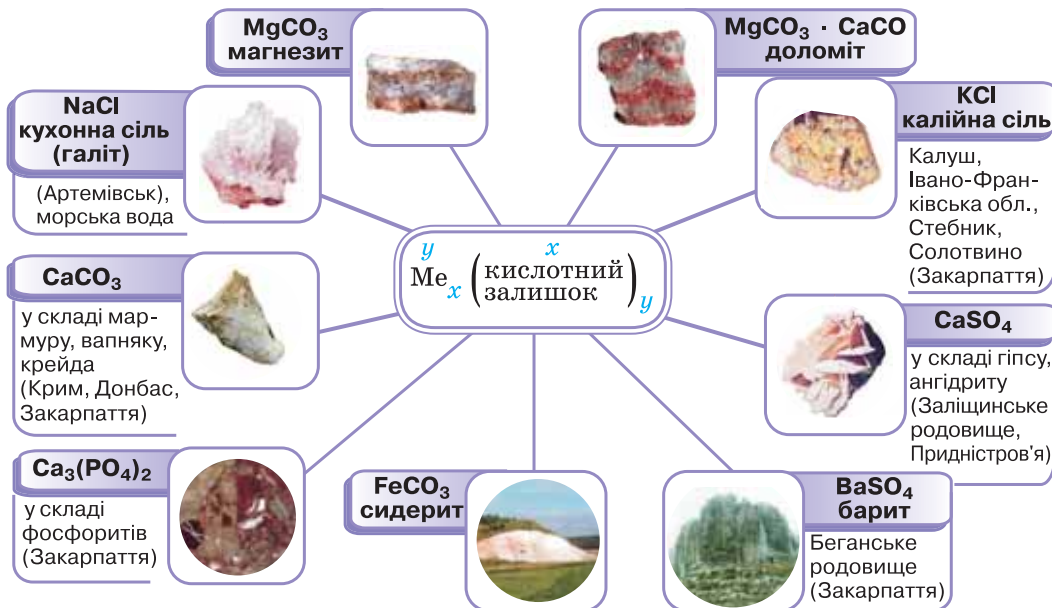
Солодкі на смак солі Берилію, гіркі — Магнію, не має смаку кальцій карбонат CaCO_3 (крейда). Здебільшого солі мають змішаний смак — солодко-кислий, солоно-гіркий тощо.

ПАМ'ЯТАЙТЕ!

У хімічному кабінеті солі (як і будь-які інші речовини) у жодному разі не можна куштувати на смак!

Солі здебільшого мають білий колір. Проте колір ферум(III) хлориду FeCl_3 — коричнево-червоний, аргентум ортофосфату Ag_3PO_4 — жовтий, кобальт(II) нітрату — смарагдово-зелений, нікель(II) нітрату — рожевий.

На підтвердження фізичних властивостей солей уважно розгляньте зразки солей, які вчитель демонструє вам на уроці, й ті, що зображені на малюнку 45. Про їхнє поширення в природі ви дізнаєтеся вже у цьому навчальному році.



Мал. 45

Солі в природі

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання 1. Дослідіть фізичні властивості солей, що є у вас удома (це можуть бути натрій хлорид, або кухонна сіль, натрій гідрогенкарбонат, або питна сода, купрум(II) сульфат (входить до складу мідного купоросу), кальцій карбонат (основна складова крейди) та деякі інші), за таким планом: 1) агрегатний стан; 2) розчинність у воді; 3) колір. Одержані результати запишіть у зошит.

Завдання 2. Дослідним шляхом перевірте тугоплавкість кухонної солі. Для цього помістіть столову ложку солі на суху чисту сковорідку й нагрійте її на плиті протягом 2–3 хв (на побутовій плиті можна досягти температури близько 800 °С). Чи вдалося вам розплавити сіль? Зробіть висновок, до тугоплавких чи легкоплавких речовин належить кухонна сіль.

Завдання 3. Розробіть план і проведіть дослідження розчинності у воді двох солей Натрію — кухонної солі та питної соди. Спершу скористайтеся холодною водою, а потім — теплою. Опишіть послідовність проведення досліду та одержані результати. Яка сіль за кімнатної температури має більшу розчинність?

Стисло про основне



- ✓ До класу солей належать речовини, хімічні формули яких складаються з металічних елементів і кислотних залишків.
- ✓ У формулах солей сума одиниць валентності металічного елемента дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.
- ✓ Складаючи формулу солі, необхідно знати валентність металічного елемента й кислотного залишку.
- ✓ За сучасною номенклатурою, назви солей утворюють із назви металічного елемента й назви кислотного залишку та зазначають валентність тих металічних елементів, у яких вона змінна.
- ✓ За звичайних умов солі перебувають у твердому агрегатному стані, чимало з них добре розчинні у воді, більшість — білого кольору.

Сторінка ерудита



Серед солей карбонатної кислоти найпоширеніша у природі — кальцій карбонат CaCO_3 . Це основний складник мармуру, крейди, вапняку, доломіту. Є ще одна незвична форма знаходження її у природі — з кальцій карбонату та незначної кількості інших речовин у тілі деяких молюсків формуються перлини — гладенькі, з перламутровим відблиском утворення, що містять 86–90 % кальцій карбонату. Крім нього, перлини містять 6–12 % органічної клейкої речовини конхіоліну, яка утворюється в тілі молюска.

Перлина формується в мушлі молюска навколо подразників — найчастіше піщинок — і приблизно за 12 років виростає завбільшки з горошину. Великі перлини правильної форми — надзвичайна рідкість.

Скелет коралових поліпів близький за складом до перлів. Великі скупчення коралових поліпів утворюють коралові рифи. За результатами археологічних

розкопок з'ясувалося, що люди здавна виготовляють прикраси з коралів (таку назву має скелет коралових поліпів). Залежно від вмісту певних органічних речовин корали мають різне забарвлення: рожеве, червоне й навіть чорне. Власникам коралів потрібно пам'ятати, що навіть при легкому нагріванні ці коштовності втрачають свій колір.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення солей та опишіть їхні фізичні властивості.
2. Поясніть правила номенклатури солей.
3. Чому в назві солі купрум(II) сульфат валентність металічного елемента зазначена, а в назві солі магній сульфат — ні?

Застосовуємо

112. З поданих формул випишіть формули солей і назвіть їх за сучасною номенклатурою:
 H_2S , KOH , CuS , FeCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, MgO , Na_2SiO_3 .
113. Складіть формули солей: манган(II) нітрату, кальцій карбонату, натрій сульфату, ферум(III) сульфату, барій ортофосфату, калій силікату.
114. Виберіть зайве в кожному переліку формул:
 а) H_2CO_3 , MgCO_3 , CaCO_3 ;
 б) KOH , K_2SO_4 , K_3PO_4 .
- Аргументуйте свій вибір.
115. Установіть відповідність між формулами солей та їхніми назвами.

Формула солі		Назва солі	
1	FeCO_3	А	кальцій хлорид
2	KCl	Б	аргентум(I) нітрат
3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	В	калій хлорид
4	AgNO_3	Г	ферум(II) карбонат
		Д	ферум(III) сульфат

116. Розташуйте формули солей за зростанням суми всіх індексів у формулі.
 А K_2MnO_4
 Б NaCl
 В MgCO_3
 Г AlNO_3
117. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.
Твердження 1. Солі — солоні на смак легкоплавкі речовини.
Твердження 2. Сума індексів у формулі натрій ортофосфату дорівнює 8.
 А Правильне лише твердження 1
 Б Правильне лише твердження 2
 В Правильні обидва твердження
 Г Неправильні обидва твердження
118. На основі інформації параграфа запропонуйте спосіб розпізнавання в посудинах без етикеток трьох солей: натрій хлориду, купрум(II) сульфату, кальцій карбонату.

§ 35.

Взаємодія оксидів з водою, дія на індикатори утворених продуктів реакції

На початку навчального року ви повторили таку властивість води, як взаємодія з оксидами. Оскільки вона стосується оксидів, то, вивчаючи цю тему, є сенс повернутися до неї ще раз.

1. ВЗАЄМОДІЯ ФОСФОР(V) ОКСИДУ З ВОДОЮ. Проведемо демонстраційний дослід.

Дослід 1.

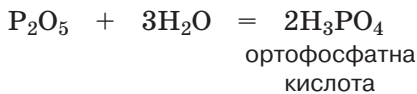
Розчинимо в гарячій воді фосфор(V) оксид P_2O_5 (тверда речовина білого кольору). Розчин, що утворився, помістимо у дві пробірки. До першої пробірки додамо кілька крапель індикатора *лакмусу*; до другої — індикатора *метилового оранжевого* (мал. 46).



Пригадайте зміну кольору індикаторів у розчинах кислот і лугів. За потреби зверніться до § 2.

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 додали воду? Висновок один — кислота утворилася з фосфор(V) оксиду та води. І це справді так. Частина доданої води вступила у взаємодію з фосфор(V) оксидом, і утворилась ортофосфатна кислота.

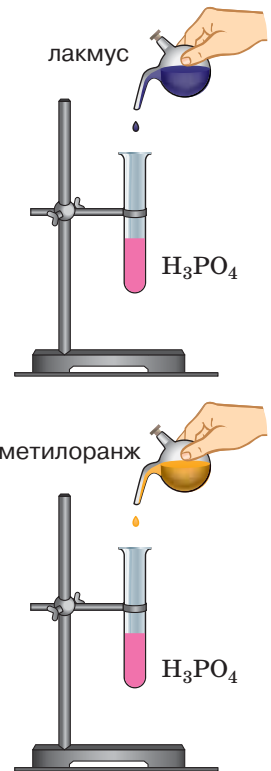


Води було додано з надлишком, тож інша її частина розчинила в собі утворену кислоту, розчин якої ми й випробували індикатором.

Чимало оксидів неметалічних елементів, а також оксиди деяких металічних елементів із високим значенням

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ з'ясувати, які речовини утворюються внаслідок взаємодії оксидів з водою;
- ◆ навчитися складати формули оксидів відповідних кислот та основ;
- ◆ повторити індикатори та пригадати дію на них розчинів лугів і кислот;
- ◆ розвивати вміння безпечної роботи з речовинами й лабораторним посудом;
- ◆ розвивати спостережливості;
- ◆ формувати вміння узагальнювати результати хімічного експерименту.



Мал. 46

Ілюстрація досліду 1

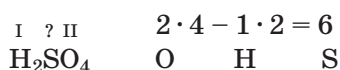
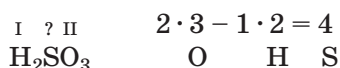
валентності (V, VI, VII), подібно до фосфор(V) оксиду, сполучаються з водою й утворюють кислоти.

З відомих вам оксидів неметалічних елементів не реагує з водою силіцій(IV) оксид SiO_2 — основна складова річкового піску.

Ви вже знаєте, що Сульфур входить до складу двох кисневмісних кислот — сульфітної H_2SO_3 і сульфатної H_2SO_4 . Які оксиди взаємодіють з водою та утворюють ці кислоти? Відповідь допоможуть знайти подані два правила.

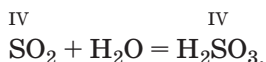
1. Валентність кислототвірного елемента в кислоті й у відповідному їй оксиді однакова.
2. Щоб визначити валентність кислототвірного елемента за формулою кисневмісної кислоти, необхідно від суми одиниць валентності Оксигену відняти суму одиниць валентності Гідрогену.

Скористаємося цими правилами й визначимо валентність Сульфуру в сульфітній і сульфатній кислотах.

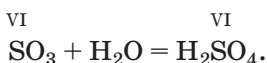


Обчислення показали, що Сульфур у сульфітній кислоті чотиривалентний, а в сульфатній — шестивалентний.

Отже, сульфітна кислота утворюється із сульфур(IV) оксиду за рівнянням:



а сульфатна — із сульфур(VI) оксиду за рівнянням:



Працюйте зупини

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. Напишіть рівняння реакцій добування перманганатної й карбонатної кислот взаємодією встановлених вами оксидів із водою.

ПОНЯТТЯ ПРО ГІДРАТИ ОКСИДІВ. Речовини, що є продуктами взаємодії води з оксидами, мають загальну назву **гідрати оксидів**. У п'яти розглянутих прикладах (враховуючи вашу роботу у групах) гідратами оксидів стали кислоти.

Зверніть увагу! Вони утворились із оксидів неметалічних елементів Фосфору, Сульфуру, Карбону та металічного елемента Мангану з високою валентністю.

Чимало металічних елементів проявляють невисоку валентність — I, II. Які гідрати оксидів утворюють їх оксиди? З'ясуємо це, провівши демонстраційний дослід із кальцій оксидом CaO.

ВЗАЄМОДІЯ КАЛЬЦІЙ ОКСИДУ З ВОДОЮ.

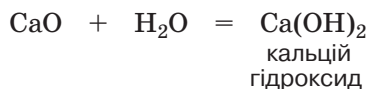
Дослід 2.

У порцелянову чашку помістимо невелику кількість кальцій оксиду (негашеного вапна) та обережно доллемо води (мал. 47).

Спостерігається «закипання» утвореної суміші. Воно спричинене тим, що негашене вапно активно реагує з водою й 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 реакції між кальцій оксидом та водою й з'ясуємо, що це за луг.



Проведений дослід свідчить про те, що, крім кислот, гідратами оксидів є розчинні у воді основи — луги.

ДІЯ ІНДИКАТОРІВ НА РОЗЧИНІ ОСНОВ (ЛУГИ).

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.

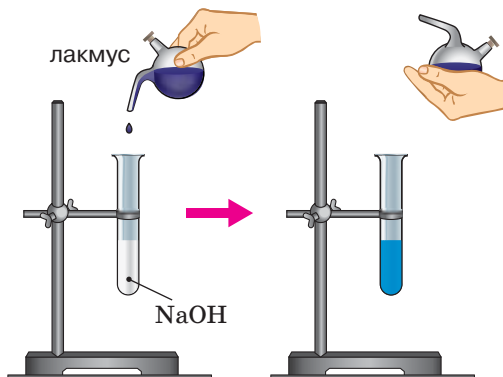
Дослід 3.

Наллємо у пробірку 1–2 мл розчину натрій гідроксиду (NaOH) та додамо до нього кілька крапель розчину лакмусу (мал. 48). Результат підтверджує наше передбачення: розчин набув однакового з розчином кальцій гідроксиду синього забарвлення.



Мал. 47

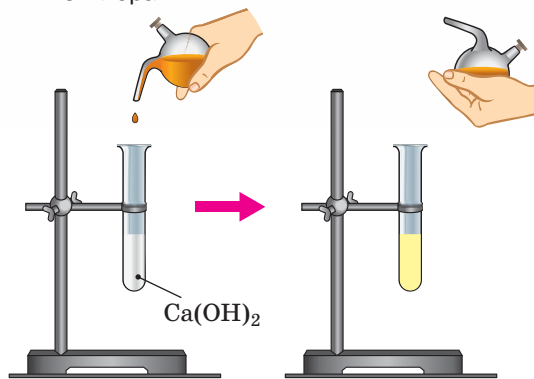
Взаємодія кальцій оксиду з водою



Мал. 48

Ілюстрація досліду 3

метилоранж



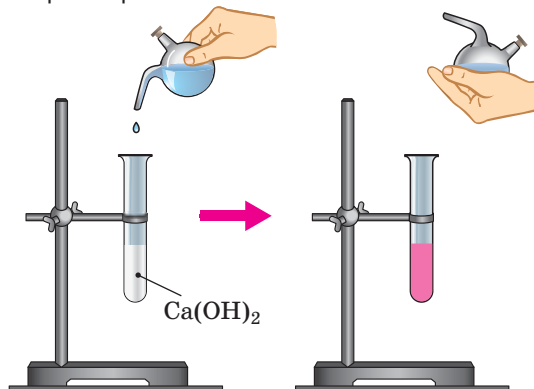
Мал. 49 Ілюстрація досліду 4

Дослід 4. До другої пробірки з розчином кальцій гідроксиду додамо кілька крапель розчину метилового оранжевого (метилоранжу). Спостерігаємо, як розчин стає жовтим (мал. 49).

Дослід 5. Додамо кілька крапель розчину метилового оранжевого до розчину натрій гідроксиду чи розчину якоїсь іншої розчинної у воді основи. Отримаємо результат, однаковий із дослідом 4.

Є ще одна речовина, дуже чутлива до наявності в розчині основ, — це фенолфталеїн. Пригадайте, розчин цієї речовини у воді безбарвний. Проведемо дослід.

фенолфталеїн



Мал. 50 Ілюстрація досліду 6

Дослід 6. У третю пробірку з розчином кальцій гідроксиду додамо кілька крапель розчину фенолфталеїну — розчин відразу стає яскраво-малинового кольору (мал. 50).

Дослід 7. Додамо кілька крапель фенолфталеїну до розчину натрій гідроксиду чи якоїсь іншої розчинної у воді основи. Спостерігаємо однаковий результат із дослідом 6.

У розчинах основ (лугів) лакмус змінює своє забарвлення на синє, фенолфталеїн набуває яскравого малинового забарвлення, а метиловий оранжевий — жовтого.

Лугів не так і багато. До них належать гідрати оксидів металічних елементів, розташованих у періодичній системі в першій групі головній підгрупі та другій групі головній підгрупі, окрім Берилію Be і Магнію Mg .

Попрацюйте з групами

1. Напишіть формули та назви не менше як 5 лугів.
2. Як водні розчини цих речовин будуть діяти на індикатори?
3. Напишіть формули не менше як 5 основ, що не змінюють колір індикаторів.

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 добувають взаємодією відповідного оксиду з водою. Але й не означає, що гідрати оксидів для них не характерні. Просто їх одержують іншим способом.

Щоб закріпити знання про дію індикаторів на розчини лугів і кислот, виконайте лабораторні досліді 2 і 3.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 2.

Дія водних розчинів лугів на індикатори

Для проведення досліді вам знадобляться: розчини лугів, розчини індикаторів, пробірки, штатив для пробірок, дистильована вода.

Завдання 1. Здійсніть експериментальну перевірку дії водних розчинів виданих вам лугів на лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн.

Виконуючи дослід, у три пробірки налейте по 1 мл розчину лугу та додайте по кілька крапель розчину індикатора лужного середовища. *В одну пробірку додавайте лише один індикатор!*

Завдання 2. Для порівняння в наступні три пробірки налейте дистильованої води й повторіть дослід із кожним індикатором. Спостерігайте за змінами в кожній із шести пробірок. Результати спостережень запишіть у таблицю, зазначивши у графах з індикаторами колір, якого кожен із них набув у розчинах лугу та у воді.

Таблиця для фіксації результатів

№ пробірки	Досліджувана речовина	Індикатори		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенолфталеїн
1				
2				
3				
4				
5				
6				

За результатами проведеного дослідження сформулюйте висновок.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 3.

Дія водних розчинів кислот на індикатори

Для проведення дослідів вам знадобляться: розчини кислот, розчини індикаторів, пробірки, штатив для пробірок, дистильована вода.

Завдання 1. Здійсніть експериментальну перевірку дії виданого вам водного розчину кислоти (кислот) на лакмус і метиловий оранжевий.

Виконуючи дослід, у дві пробірки налейте по 1 мл розчину кислоти (може бути як одна кислота в усіх пробірках, так і різні) та додайте по кілька крапель розчину індикатора. *В одну пробірку додавайте лише один індикатор!*

Завдання 2. Для порівняння ще у дві пробірки налейте дистильованої води й повторіть дослід з індикаторами. Спостерігайте за змінами в кожній із чотирьох пробірок. Результати спостережень запишіть у таблицю, зазначивши у графах з індикаторами колір, якого кожен із них набув у розчинах кислоти та води.

Таблиця для фіксації результатів

№ пробірки	Досліджувана речовина	Індикатори	
		лакмус	метиловий оранжевий
1			
2			
3			
4			

За результатами проведеного дослідження сформулюйте висновок.



Стисло про основне

- ✓ Оксиди лужних металічних елементів (мають валентність I) взаємодіють з водою й утворюють розчинні основи, або луги. Така сама взаємодія з водою відбувається в кальцій оксиду CaO , стронцій оксиду SrO , барій оксиду BaO (валентність металічного елемента II).
- ✓ Інші оксиди металічних елементів із невисокою валентністю (I і II) з водою не взаємодіють, проте відповідні їм нерозчинні у воді основи існують, наприклад CuO і Cu(OH)_2 .
- ✓ Більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють із водою за звичайних умов, утворюючи кислоти.
- ✓ Валентність кислототвірного елемента в кислоті дорівнює його валентності у відповідному оксиді.
- ✓ Кислоти й основи мають загальну назву — гідрати оксидів.
- ✓ Кислоти та луги в розчині можна виявити за допомогою індикаторів. Лакмус і метиловий оранжевий є індикаторами кислот, фенолфталеїн, лакмус і метиловий оранжевий — лугів.



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 вперше використано індикатор кислого та лужного середовищ, який назвали лакмусом. Згодом настоянкою почали просочувати папірці, а потім їх висувували і використовували в хімічних лабораторіях.

Знаємо, розуміємо

1. Перелічіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють із водою з утворенням основ. Наведіть приклади.
2. Які основи дістали назву лугів?
3. Перелічіть хімічні елементи, оксиди яких взаємодіють із водою з утворенням кислот. Наведіть приклади.

Застосовуємо

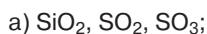
- 119.** Установіть відповідність між формулами оксидів та формулами гідратів оксидів, записавши їх парами в зошит.

Формули оксидів		Формули гідратів оксидів	
1	CuO	А	CuOH
2	Cu ₂ O	Б	Cu(OH) ₂
3	CrO	В	H ₂ CrO ₄
4	CrO ₃	Г	Cr(OH) ₂
		Д	Cr(OH) ₃

- 120.** Зазначте якомога більше характеристик для переліку формул:

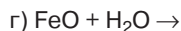
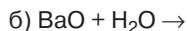
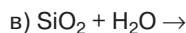
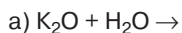


- 121.** Виберіть зайву формулу в кожному переліку:



Аргументуйте свій вибір.

- 122.** Напишіть рівняння можливих хімічних реакцій за напівсхемами.



- 123.** Є три пробірки без етикеток, наповнені на третину зовні однаковими рідинами. Проте відомо, що в одній міститься вода, в іншій — розчин кислоти, а ще в іншій — розчин основи. Як дослідним шляхом з'ясувати, у якій із пробірок міститься кожна речовина?

- 124.** Як ви вважаєте, чому для виконання лабораторного досліду 2 потрібні були три пробірки, а для лабораторного досліду 3 — дві?

§ 36.

Загальні хімічні властивості ОКСИДІВ

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ скласти рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості оксидів;
- ◆ ознайомитися з новим типом реакцій — реакціями обміну;
- ◆ застосовувати знання номенклатури оксидів;
- ◆ розрізняти несолетворні й солетворні оксиди;
- ◆ доповнити знання про класифікацію речовин класифікацією оксидів;
- ◆ повторити правила номенклатури солей;
- ◆ розвивати уміння здійснювати класифікацію речовин.

Оксиди хімічно досить активні речовини. Для них характерною є взаємодія з: 1) водою; 2) кислотами; 3) лугами; 4) іншими оксидами. Перейдемо до розгляду зазначених властивостей.

1. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ВОДОЮ. Цю властивість оксидів детально розглянуто в попередньому параграфі. Наголосимо лише на тому, що:

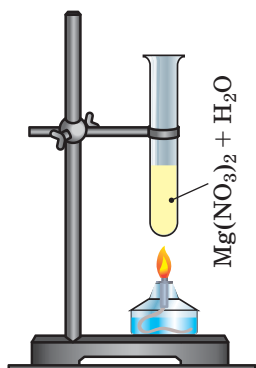
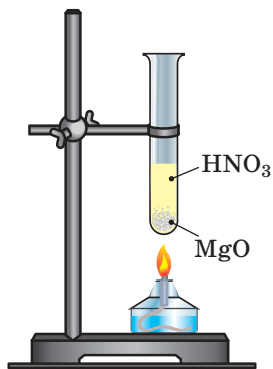
- з водою взаємодіють оксиди металічних елементів, розташованих у I і II групах головних підгруп (виняток Берилій, Магній). Продуктами взаємодії є луги — розчинні основи;
- більшість оксидів неметалічних елементів взаємодіють із водою з утворенням кислот.

З'ясувати інші хімічні властивості оксидів допоможуть демонстраційні досліди.

2. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З КИСЛОТАМИ. ОСНОВНІ ОКСИДИ. Якщо з кислотами взаємодіють лише метали, розташовані у витискувальному ряді до водню (див. § 4), то стосовно оксидів металічних елементів таких обмежень немає. З кислотами взаємодіють оксиди як металічних елементів, розташованих у витискувальному ряді до водню, так і металічних елементів, розташованих у ньому після водню. Підтвердимо це дослідями.

Дослід 1.

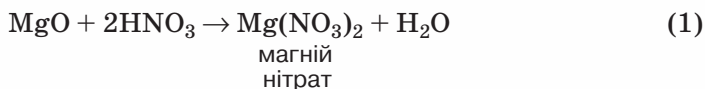
Помістимо у пробірку кілька грамів магній оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини білого кольору — і долємо до нього 2–3 мл розчину нітратної кислоти. Для прискорення перебігу реакції вміст пробірки підігріємо. Через невеликий проміжок часу осад зникає (мал. 51).



Мал. 51

Ілюстрація досліду 1

Це хімічне явище описують таким рівнянням реакції.

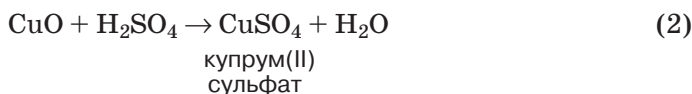


Як бачимо, продуктом реакції є сіль і вода.

Дослід 2.

Помістимо у пробірку кілька грамів купрум(II) оксиду — твердої, нерозчинної у воді речовини чорного кольору — і долємо 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. 52*).

Поява кольору свідчить про перебіг хімічного явища.

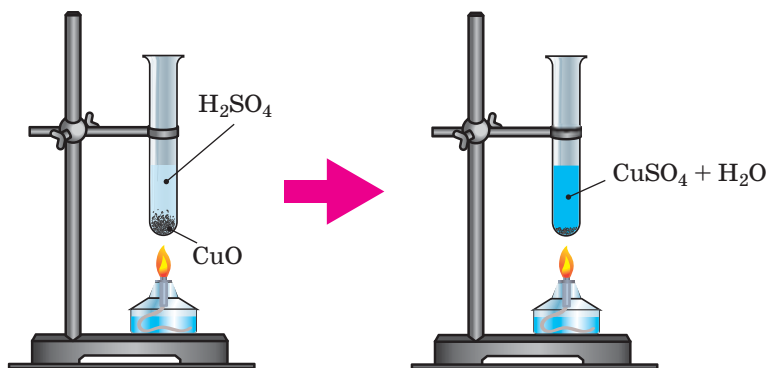


Як і в попередньому досліді, продуктами реакції є сіль і вода.

Оксиди, що взаємодіють із кислотами з утворенням солей, називають **основними оксидами**. До них належать виключно оксиди металічних елементів, з невеликим значенням валентності — I, II, рідше III (ступенями окиснення +1, +2, +3). Гідратами цих оксидів є основи.

РЕАКЦІЇ ОБМІНУ. Пригадайте визначення реакцій приєднання, розкладу, заміщення і спробуйте визначити тип розглянутих хімічних реакцій 1 та 2. Аналіз складу речовин до та після реакції свідчить про те, що ці рівняння не належать до жодної з них. 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.

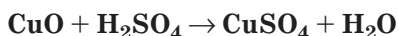


Мал. 52

Ілюстрація досліду 2

Реакція, під час якої дві складні речовини обмінюються складовими частинами, унаслідок чого утворюються нові складні речовини, називається **реакцією обміну**.

Скориставшись рівнянням реакції обміну між купрум(II) оксидом та сульфатною кислотою, проілюструємо схематично це визначення.

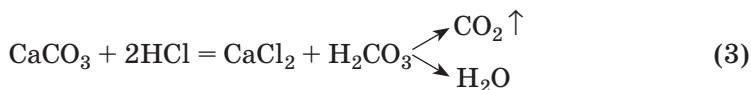


Як вам відомо, першою складовою оснóвних оксидів є металічний елемент, другою — Оксиген. Першою складовою кислот є Гідроген, другою — кислотний залишок. У поданому рівнянні перші частини складних речовин зафарбовані в синій колір, другі — у червоний. Це дає змогу легко помітити, що оксид обмінює свою другу складову — Оксиген — на другу складову кислоти — кислотний залишок й утворилася сіль. Якщо ж розглядати кислоту, то можемо сказати, що її перша складова — атоми Гідрогену — помінялася місцями з атомом металічного елемента, а отже, вони сполучилися з Оксигеном й утворили воду.

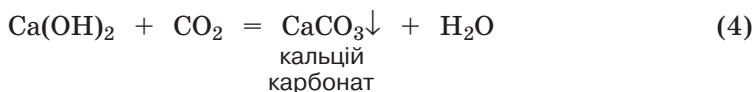
3. ВЗАЄМОДІЯ ОКСИДІВ З ЛУГАМИ. КИСЛОТНІ ОКСИДИ. Проведемо дослід, відомий вам ще з природознавства, — взаємодію вуглекислого газу з вапняною водою, тобто розчином лугу, кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Дослід 3.

Наллємо у пробірку 2–3 мл прозорого розчину кальцій гідроксиду (вапняної води). У прилад для добування газів помістимо шматочки мармуру, основна складова 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 газовідвідною трубкою надходить до посудини з вапняною водою, і прозорий розчин досить швидко мутніє. Напишемо рівняння реакції та з'ясуємо, яка з утворених речовин випала в осад (у хімії будь-яке помутніння називають осадом, бо воно спричинене утворенням нерозчинної речовини).



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 із високою валентністю (ступенями окиснення +4 і більше).

4. ВЗАЄМОДІЯ ОСНОВНИХ І КИСЛОТНИХ ОКСИДІВ МІЖ СОБОЮ.

Оснóвні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами.



Ця взаємодія характерна для оксидів, гідратами яких є розчинні основи — луги.

Зверніть увагу! Утворені солі мають кислотний залишок кислоти, яка відповідає взятому для реакції кислотному оксиду.



Поміркуйте, до якого типу хімічних реакцій належить взаємодія оснóвних оксидів із 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 N_2O , нітроген(II) оксиду NO , гідроген оксиду H_2O . За цією класифікаційною ознакою здійснено поділ оксидів на **солетворні** та **несолетворні**.

КЛАСИФІКАЦІЯ ОКСИДІВ. Узагальнимо у вигляді схеми розглянутий у процесі вивчення хімічних властивостей оксидів поділ речовин цього класу на групи. Як видно зі схеми 17 (див. с. 190), серед солетворних оксидів виділяють оснóвні, кислотні та амфотерні оксиди. З представниками оснóвних і кислотних оксидів, а також їх визначеннями ви щойно ознайомилися. Амфотерні оксиди та їх гідрати вивчатимете далі окремим параграфом.



Наведіть приклади солетворних оксидів.

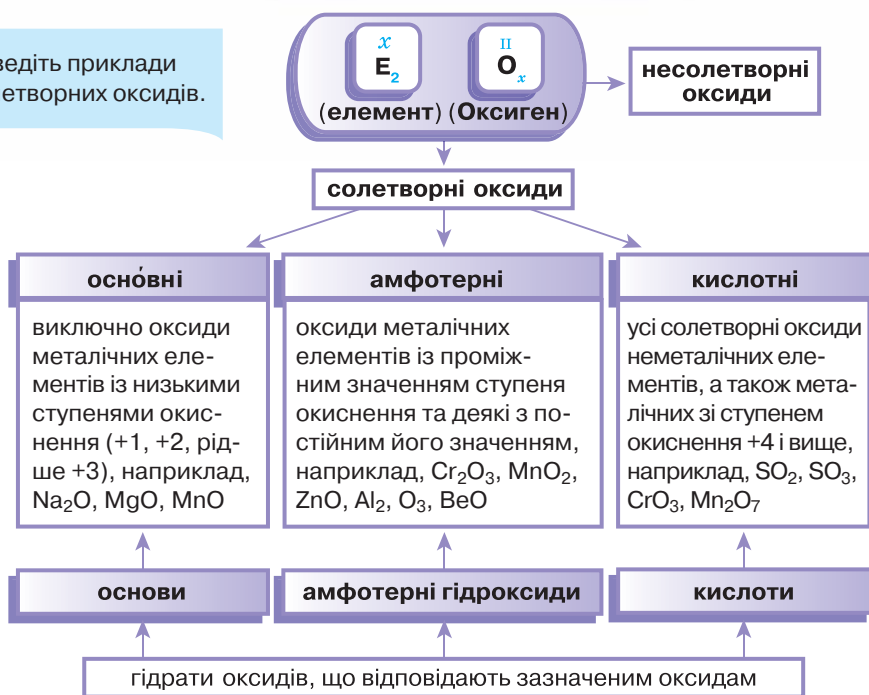


Схема 17

Класифікація оксидів

Попрацюйте зупами

Розгляньте схему 17 і дізнайтеся, які гідрати оксидів відповідають кожній групі. Складіть їх 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.

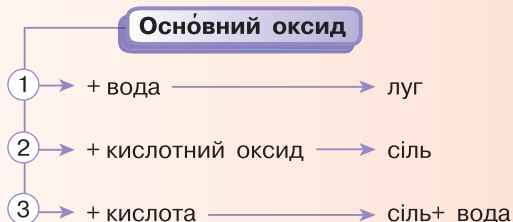
1. Складіть план розпізнавання.
2. Запишіть рівняння реакцій та зазначте явища, на яких ґрунтувалося розпізнавання вами цих речовин.



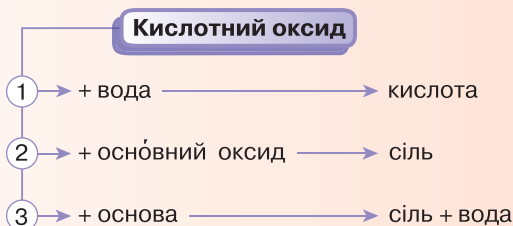
Стисло про основне

- ✓ За здатністю взаємодіяти з іншими речовинами та утворювати солі оксиди поділяють на солетворні та несолетворні.
- ✓ Солетворні оксиди поділяють на основні, кислотні, амфотерні.
- ✓ Основним оксидам відповідають гідрати оксидів основи, кислотним — кислоти.

- ✓ Оснóвні оксиди взаємодіють із водою, кислотами, кислотними оксидами.



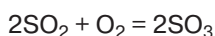
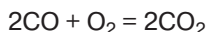
- ✓ Кислотні оксиди взаємодіють із водою, основами (лугами), оснóвними оксидами.



Сторінка ерудита



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 нижчий ступінь окиснення, то за певних умов оксид із нижчим значенням ступеня окиснення можна окиснити до оксиду з вищим ступенем окиснення.



Визначте валентність Карбону та Сульфуру до та після реакції. Зробіть висновок. Доокиснення оксидів пов'язане з такими екологічно небезпечним явищем, як кислотні дощі (про них ітиметься пізніше).

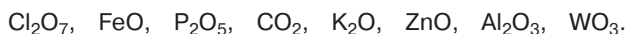
Знаємо, розуміємо

1. Назвіть відому вам класифікацію 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 відомо?
6. Назвіть властивості кислотних оксидів.

Застосовуємо

125. Із поданого переліку формул оксидів випишіть окремо формули й назвіть їх за сучасною українською номенклатурою:

а) основні оксиди; б) кислотні оксиди; в) амфотерні оксиди:



126. З якими з перелічених речовин взаємодіє магній оксид: кисень, хлоридна кислота, барій оксид, калій гідроксид, натрій хлорид, карбон(IV) оксид? Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються.

127. Установіть відповідність між оксидом і групою, до якої він належить.

1 сульфур(IV) оксид **A** несолетворний

2 алюміній оксид **Б** основний

3 калій оксид **В** амфотерний

Г кислотний

128. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Натрій оксид взаємодіє з водою.

Твердження 2. Купрум(II) оксид не взаємодіє з водою.

A Правильне лише твердження 1

Б Правильне лише твердження 2

В Правильні обидва твердження

Г Неправильні обидва твердження

129. Виберіть зайву формулу в кожному переліку:

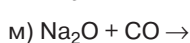
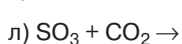
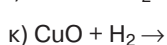
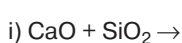
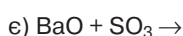
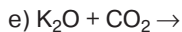
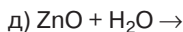
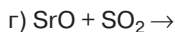
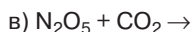
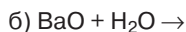
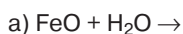
а) K_2O , N_2O , Fe_2O_3 ;

б) BaO , Mn_2O_7 , K_2O ;

в) SiO_2 , MnO , SO_3 .

Аргументуйте свій вибір.

130. Напишіть рівняння можливих реакцій за поданими схемами.





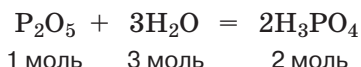
Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції

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:

$$1 : 3 : 2.$$

Тому якщо для реакції буде взято 2 моль фосфор(V) оксиду, то, щоб це відношення не порушилося, води знадобиться 6 моль, а кислоти утвориться не 4, а 2 моль.

Скільки б молів обох реагентів не було взято для проведення цієї реакції, взаємодіятимуть вони у відношенні 1:3, а кількість речовини ортофосфатної кислоти буде вдвічі більша, ніж оксиду.

Для того щоб обчислити за рівнянням реакції масу, об'єм чи кількість речовини будь-якого реагенту або будь-якого продукту реакції, достатньо відомостей про одну з речовин.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ МАСИ РЕЧОВИНИ.

Приклад 1.

Обчислити масу натрій гідроксиду, що утвориться внаслідок взаємодії натрій оксиду кількістю речовини 2 моль із достатньою кількістю води.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ 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;
- ◆ установлювати міжпредметні зв'язки хімії з математикою.

Дано:
 $\nu(\text{Na}_2\text{O}) = 2,5$ моль

$m_{\text{гідроксиду}} = ?$

Розв'язання

$$m = \nu \cdot M$$

$$M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Напишемо рівняння реакції.



2. Обчислимо кількість речовини натрій гідроксиду NaOH, що утворився в результаті реакції.

Згідно з рівнянням реакції та записами, зробленими на початку параграфа, співвідношення молів реагенту Na_2O і продукту реакції NaOH становить 1:2. Тобто кількість речовини натрій гідроксиду вдвічі більша, ніж кількість речовини оксиду. Отже:

$$\nu(\text{NaOH}) = 2 \cdot 2 = 4 \text{ (моль)}.$$

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 ν — це важлива фізико-хімічна характеристика речовин, є сенс здійснювати всі розрахунки за рівнянням реакції з використанням кількості речовини. Це не лише спрощує обчислення, допомагає знайти відповідь на поставлене в умові задачі запитання, а й розкриває хімічну сутність взаємодії речовин — зміст хімічних процесів, на яких побудована умова задачі.

Математичною складовою задачі є математичні обчислення.

Під час розрахунків за рівняннями реакцій важливо не припускати помилок у використанні фізичних величин. Слід 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 ми використовуватимемо 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 ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ ОБ'ЄМУ РЕЧОВИНИ.

Приклад 2.

Який об'єм кисню (н.у.) витратиться на спалювання метану масою 48 кг та який об'єм вуглекислого газу виділиться в результаті цієї реакції?

Дано:
 $m(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг}$

$V(\text{O}_2) = ?$
 $V(\text{CO}_2) = ?$

Розв'язання

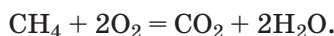
$$v = \frac{m}{M}$$

$$Vm = 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}}$$

$$M_r(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$$

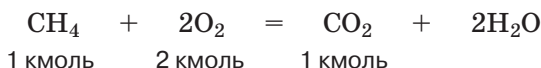
1. Напишемо рівняння реакції.



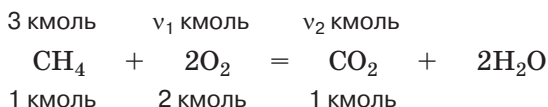
2. Обчислимо кількість речовини метану масою 48 кг.

$$v(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг} : 16 \frac{\text{кг}}{\text{моль}} = 3 \text{ кмоль}$$

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 рівнянням кількість речовини кисню у 2 рази більша, ніж кількість речовини метану. Отже:

$$v_1(\text{O}_2) = 2 \cdot v(\text{CH}_4) = 2 \cdot 3 = 6 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{O}_2) = v_1 \cdot Vm = 6 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 134,4 \text{ м}^3.$$

6. Обчислимо кількість речовини та об'єм вуглекислого газу.

З рівняння реакції видно, що кількість речовини вуглекислого газу дорівнює кількості речовини метану. Тому:

$$v_2(\text{CO}_2) = v(\text{CH}_4) = 3 \text{ кмоль};$$

$$V(\text{CO}_2) = 3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \frac{\text{м}^3}{\text{кмоль}} = 67,2 \text{ м}^3.$$

Відповідь: витратиться $134,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$, виділиться $67,2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$.

ОБЧИСЛЕННЯ ЗА РІВНЯННЯМ РЕАКЦІЇ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ ЗА ВІДОМОЮ КІЛЬКІСТЮ ІНШОЇ РЕЧОВИНИ.

Приклад 3.

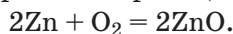
Яка кількість речовини кисню потрібна для окиснення цинку кількістю речовини 4 моль?

Д а н о:
 $\nu(\text{Zn}) = 4$ моль

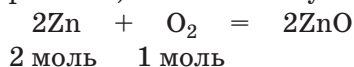
$\nu(\text{O}_2) = ?$

Р о з в ' я з а н н я

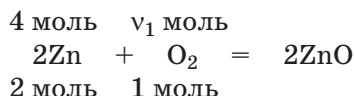
1. Напишемо рівняння реакції.



2. Розглянемо в рівнянні реакції кількісні відношення речовин, зазначених в умові задачі.



3. У рівнянні реакції над формулами зазначених в умові задачі речовин напишемо відомості з умови задачі. Тобто над цинком напишемо 4 моль, а над киснем — ν_1 моль.



4. Складемо пропорцію.

$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{\nu_1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

Звідси: $\nu(\text{O}_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2$ моль.

В і д п о в і д ь: для окиснення 4 моль цинку потрібно 2 моль кисню.

Оскільки співвідношення між кількістю речовини цинку та кисню становить 2:1, то кількість речовини кисню порівняно з кількістю речовини цинку в цій реакції завжди буде вдвічі меншою. Відтак $\nu_1(\text{O}_2) = \nu(\text{Zn}) : 2 = 2$ моль. Тобто 4 моль цинку прореагують із 2 моль кисню (4 : 2).

Скористайтесь розглянутим поясненням та обчисліть усно, яка кількість речовини цинк оксиду утворилася, якщо на його утворення використали 3 моль кисню.

Використовуючи кількісні відношення речовин у реакції, обчислюють кількість речовини, масу та об'єм будь-якого реагенту чи продукту реакції за відомою кількістю речовини, масою та об'ємом однієї з речовин.

Такі розрахунки мають неабияке практичне значення. На хімічних заводах, перш ніж 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 здійснюють на основі закону збереження маси речовин.
- ✓ Для розрахунків за рівняннями хімічних реакцій важливо, щоб коефіцієнти були розставлені правильно.
- ✓ Найбільш уживана одиниця кількості речовини — моль. До розмірних 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 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, виходячи з умови задачі;
 - 5) обчислюють кількість речовини, а за потреби — її масу чи об'єм, скориставшись записами, зробленими над формулами в рівнянні реакції й дотримуючись кількісних відношень речовин;
 - 6) записують відповідь.

Сторінка ерудита

Вам відомо, що у складі суміші речовини зберігають свої властивості. Знаючи це, можна здійснювати розрахунки кількості речовини, маси чи об'єму компонентів суміші.

Приклад 4.

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:
 $m(\text{Zn}, \text{ZnO}) = 20 \text{ г}$
 $V_{\text{газу}} = 4,48 \text{ л (н.у.)}$

$m(\text{Zn})$ —?
 $m(\text{ZnO})$ —?

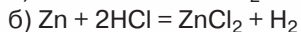
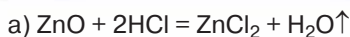
Розв'язання

$$m = \nu \cdot M$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

1. Розглянемо хімічні явища, що відбуваються між хлоридною кислотою і сумішшю цинку й цинк оксиду, і запишемо рівняння можливих реакцій.

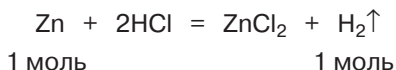


Як бачимо, обидва компоненти суміші взаємодіють із хлоридною кислотою, проте газ виділяється лише під час взаємодії цинку та кислоти. Тому для виконання подальших розрахунків обираємо рівняння б.

2. Обчислимо кількість речовини водню.

$$v(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

3. За відомою кількістю речовини водню знайдемо кількість речовини цинку.



За рівнянням реакції кількість речовини цинку дорівнює кількості речовини водню. Тому:

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

4. За формулою $m = v \cdot M$ 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 і 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 пишуть рівняння хімічних реакцій?
3. Які одиниці вимірювання маси та об'єму розмірні з кількістю речовини 1 моль?

Застосовуємо

131. Обчисліть масу всіх речовин у реакції окиснення магнію (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.
132. Обчисліть об'єм (н.у.) і кількість молекул водню, який прореагував з киснем масою 3,2 г.
133. Обчисліть кількість речовини сульфур(VI) оксиду та масу води, необхідних для добування сульфатної кислоти масою 78,4 г.
134. 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.
135. Складіть умову задачі, аналогічної до задачі з прикладу 4, що міститься на «Сторінці ерудита», та розв'яжіть її.

§ 38.

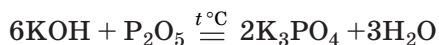
Хімічні властивості основ

Про дію розчинів основ на індикатори, взаємодію основ з кислотними оксидами та кислотами ви дізналися з попередніх параграфів. Отже, три типові реакції основ вам уже відомі. Пригадаємо їх, дотримуючись класифікації основ на розчинні (луги) і нерозчинні основи.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЛУГІВ

1. Дія лугів на індикатори. У розчині лугів лакмус набуває синього кольору, метиловий оранжевий — жовтого, а фенолфталеїн — малинового. Універсальний індикатор у розбавленому розчині лугу має зелене забарвлення, у концентрованому — сине та синьо-фіолетове.

2. Взаємодія лугів із кислотними оксидами. Луги взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль кислоти, якій відповідає взятий для реакції оксид, і воду.



3. Взаємодія лугів із розчинами кислот. Реакція нейтралізації.

Дослід 1.

Для демонстрації цієї властивості лугів наллємо в хімічний стакан місткістю 200 мл розчин натрій гідроксиду (близько 30 мл) і додамо до нього кілька крапель розчину фенолфталеїну та помішаємо його скляною паличкою. Розчин набуває малинового кольору. Виміряємо та зафіксуємо температуру розчину (мал. 53). Невеликими порціями доливатимемо в стакан із лугом і фенолфталеїном хлоридну кислоту. Досить швидко малинове забарвлення зникне. Це є свідченням того, що в розчині лугу не залишилося. Куди він подівся?



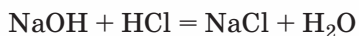
Мал. 53

Ілюстрація досліду 1

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ♦ характеризувати хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ;
- ♦ називати представників різних класів неорганічних сполук;
- ♦ розрізняти типи хімічних реакцій;
- ♦ повторити класифікацію й номенклатуру основ;
- ♦ зрозуміти сутність реакції нейтралізації.

Луг прореагував із кислотою з утворенням солі та води.



Назвіть утворену сіль.

Проведемо вимірювання температури вмісту стакана. Вона вища за температуру попереднього заміру внаслідок того, що відбулася реакція нейтралізації.

Реакцію обміну між основою та кислотою називають ще **реакцією нейтралізації**.

Підвищення температури — ознака реакції нейтралізації.

Тепер вам стає зрозумілою хімічна сутність запобіжних заходів при роботі з лугами. Нагадаємо, щоб знешкодити дію лугу, місце його потрапляння на відкриті ділянки шкіри нейтралізують оцтовою (етановою) кислотою.

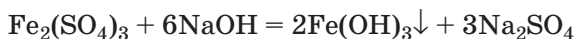
4. Взаємодія лугів із розчинами солей. Ця властивість лугів вам ще невідома, тому для її вивчення проведемо хімічний експеримент.

Дослід 2.

Наллємо у пробірку 2–3 мл розчину ферум(III) сульфату $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ та додамо до нього розчину натрій гідроксиду NaOH .

За кімнатної температури дуже швидко (миттєво) відбувається хімічна реакція, яка супроводжується утворенням коричнево-червоного осаду (мал. 54).

Пригадайте, що в хімії будь-яке помутніння внаслідок проведеної хімічної реакції теж має назву осад.



Мал. 54 Ілюстрація дослідів 2

Взаємодія лугів із розчинами солей відбувається в тому випадку, якщо принаймні один із продуктів реакції є нерозчинною (випадає в осад) або газоподібною речовиною. Нерозчинні у воді солі не взаємодіють із лугами.

5. Луги стійкі до нагрівання.

ДОБУВАННЯ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ.

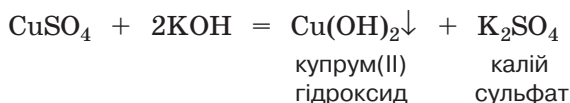
Є один спосіб добування нерозчинних основ — взаємодія розчинної солі відповідного металічного елемента з лугом (реакція відбувається в розчині). Наприклад, необхідно добути нерозчинну основу купрум(II) сульфат $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Визначимося з реагентами. Для цього за таблицею розчинності солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді (див. додаток 3, с. 255) дізнаємося, які солі Купруму(II) є розчинними у воді, тобто підходять для проведення дослідів. Їх декілька, це, зокрема, хлорид, нітрат і сульфат купруму(II).

Щодо лугу, то у шкільному хімічному кабінеті найуживанішими є натрій гідроксид, калій гідроксид, кальцій гідроксид та барій гідроксид.

Дослід 3.

Для виконання демонстраційного дослідів з добування та вивчення хімічних властивостей нерозчинних основ проведемо хімічну реакцію між розчинами купрум(II) сульфату і калій гідроксиду, який будемо доливати у стакан із сіллю невеликими порціями. Після того, як з'явиться блакитний осад, припинимо доливання лугу (мал. 55).

Напишемо рівняння проведеної хімічної реакції.

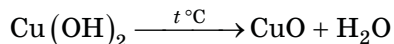


Добутий осад нерозчинної основи використовуємо для проведення двох наступних дослідів.

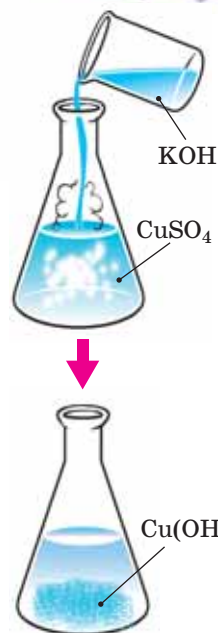
5. Розкладання нерозчинних основ під час нагрівання.

Дослід 4.

Проведемо нагрівання добутого купрум(II) гідроксиду, попередньо провівши його фільтрування. Будемо бачити, як блакитне забарвлення (колір купрум(II) гідроксиду) змінюється на чорне (колір купрум(II) оксиду) (мал. 56).

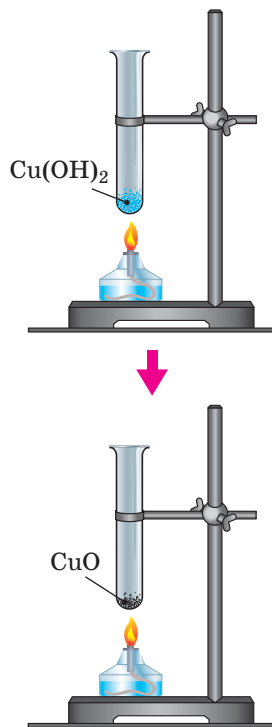


Якщо для проведення цього дослідів суху пробірку на 1/4 наповнити не свіжовиготовленим купрум(II) гідроксидом, а сипучим купрум(II) гідроксидом, наявним у хімічному кабінеті, то на стінках верхньої частини пробірки побачимо конденсовані маленькі крапельки води. Без сумніву, це буде не та вода, що містилась у попередній пробірці разом зі свіжовиготовленою



Мал. 55

Ілюстрація дослідів 3



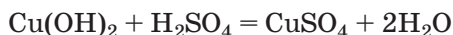
Мал. 56

Ілюстрація дослідів 4

нерозчинною основою купрум(II) гідроксидом, а та, що утворилася внаслідок реакції розкладу.

У тому, що одним із продуктів цієї реакції є вода, можна впевнитись, потримавши холодний предмет (наприклад, скляну пластинку) біля отвору пробірки.

ВЗАЄМОДІЯ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ ІЗ КИСЛОТАМИ. Нерозчинні основи також взаємодіють із кислотами й утворюють сіль і воду.



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 заходи безпеки під час роботи з лугами та неухильно дотримуйтеся їх під час проведення хімічного експерименту.



Стисло про основи

- ✓ Луги в хімічному відношенні активніші за нерозчинні основи. Вони діють на індикатори, реагують із кислотами та солями в розчинах. У розчині лугу лакмус та універсальний лакмусовий папірець стають синіми, фенолфталеїн — малиновим, метиловий оранжевий — жовтим.
- ✓ Типовими хімічними властивостями нерозчинних основ є взаємодія з кислотами та розкладання під час нагрівання на оксид і воду.
- ✓ Реакція нейтралізації — це реакція обміну, що відбувається між основою та кислотою з утворенням солі й води.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 4.

Взаємодія лугів із кислотами в розчині

Для проведення дослідів вам знадобляться: розчини лугів (наприклад, натрій гідроксид, калій гідроксид, барій гідроксид), індикатори, розчини кислот (наприклад, хлоридної, нітратної чи сульфатної), пробірки, штатив для пробірок.

Повторіть запобіжні заходи під час роботи з лугами і кислотами й дотримуйтеся їх!

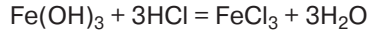
Завдання 1. Проведіть взаємодію лугу з кислотою, попередньо додавши до розчину лугу розчин одного з індикаторів. Розчин кислоти доливайте невеликими порціями. Стежте за зміною кольору індикатору.

Завдання 2. Поясніть результати спостережень. Напишіть рівняння проведених хімічних реакцій, назвіть утворені продукти й типи реакцій.

Завдання 3. Зробіть **висновок** про можливість взаємодії між лугом і кислотою та належність продукту реакції до одного з основних класів неорганічних сполук.



Для того щоб спаяти дві залізні частини якогось предмета, необхідно поверхню металу ретельно очистити від іржі (цей процес має ще назву «травлення»), до складу якої входить ферум(III) гідроксид. Найчастіше для цього використовують хлоридну кислоту.



Щоб під час травлення з кислотою взаємодіяла тільки іржа, а не залізо, з якого виготовлено предмет, 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 й майже не залишає попелу.

Знаємо, розуміємо

1. У чому полягає сутність реакції нейтралізації?
2. До якого типу хімічних реакцій належить реакція нейтралізації?
3. Назвіть основні хімічні властивості нерозчинних основ.
4. Як водні розчини лугів діють на індикатори?
5. Перелічіть основні хімічні властивості лугів.
6. Назвіть спільну хімічну властивість розчинних і нерозчинних основ.
7. Що спільного та відмінного між реакціями обміну та реакціями заміщення?

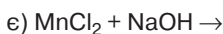
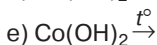
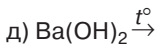
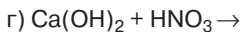
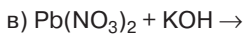
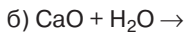
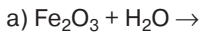
Застосовуємо

136. Напишіть формули й назви оксидів, що відповідають таким основам:



137. Які з поданих речовин взаємодіють із лугами, а які — з кислотами: магній гідроксид, кальцій оксид, сульфур(VI) оксид, силікатна кислота? Напишіть рівняння реакцій.

138. За поданими схемами напишіть рівняння можливих хімічних реакцій.



139. Який об'єм вуглекислого газу (н.у.) знадобиться для реакції з розчином натрій гідроксиду масою 20 г із масовою часткою лугу 10 %, щоб добути середню сіль?

§ 39.

Амфотерні оксиди і гідроксиди та їхні хімічні властивості

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ характеризувати поняття амфотерності й амфотерний оксид та гідроксид;
- ◆ порівнювати за хімічними властивостями основні, кислотні й амфотерні оксиди;
- ◆ порівнювати за хімічними властивостями основи, кислоти й амфотерні гідроксиди;
- ◆ характеризувати хімічні властивості амфотерних оксидів та амфотерних гідроксидів.

ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ОКСИДИ.

Ви вже знаєте, що основні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами чи кислотами. Кислотні оксиди, навпаки, реагують з основними оксидами чи лугами і не вступають у взаємодію з кислотами. Але серед оксидів трапляються й такі, які за їхніми властивостями не можна віднести ні до основних, ні до кислотних. А все тому, що ці оксиди реагують і з кислотами, і з основами (лугами). В обох випадках продуктами реакцій є солі.

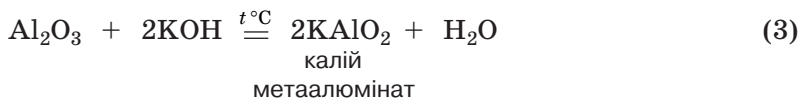
Оксиди, наділені такими властивостями, дістали назву *амфотерних оксидів*. Амфотерний у перекладі з грецької означає «і той, і інший»; «обидва». До них належать: берилій оксид BeO, цинк оксид ZnO, алюміній оксид Al₂O₃, плюмбум(II) оксид PbO, хром(III) оксид Cr₂O₃ та деякі інші. Це тверді речовини, що мають кристалічну будову, і нерозчинні у воді. Їх гідратами є амфотерні гідроксиди.

Хімічні властивості амфотерних оксидів.

1. З кислотами в розчині утворюють сіль і воду.

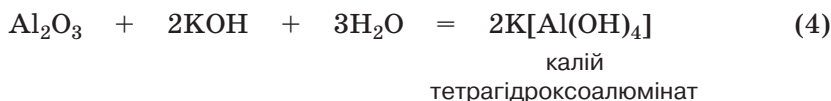


2. Із твердими лугами при сплавленні утворюють солі.



Зверніть увагу! На відміну від першої взаємодії (реакція 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.



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.

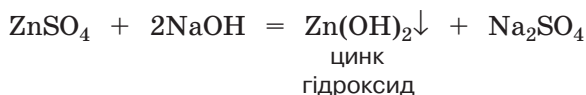
ПОНЯТТЯ ПРО АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ. Вивчаючи основи, ви дізналися, що луги й більшість нерозчинних основ взаємодіють із кислотами, але не взаємодіють із представниками свого класу. Кислоти взаємодіють з основами і не взаємодіють з іншими кислотами. За цими хімічними властивостями можна впевнено віднести гідрат оксиду до основ чи кислот. Це загальне правило. Проте воно має виняток, зрозуміти який нам допоможуть досліди із цинк гідроксидом.

ДОБУВАННЯ ТА ДОВЕДЕННЯ АМФОТЕРНОСТІ ЦИНК ГІДРОКСИДУ. За здатністю розчинятися у воді ця речовина належить до нерозчинних гідроксидів. Пригадайте, що єдиним способом добування нерозчинних гідроксидів є взаємодія солі відповідного металічного елемента з лугом у розчині.

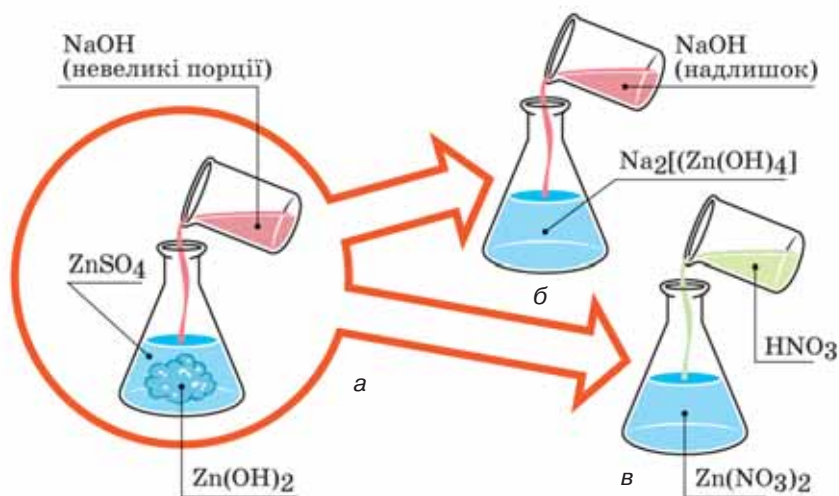
Дослід 1.

У колбу з розчином цинк сульфату доливатимемо невеликими порціями розчин натрій гідроксиду, доки у пробірці не утвориться білий осад (мал. 57). Щойно осад з'явився, припинимо доливання лугу.

Напишемо рівняння проведеної хімічної реакції.



Утворений осад розділимо на дві колби та проведемо наступні два досліди.

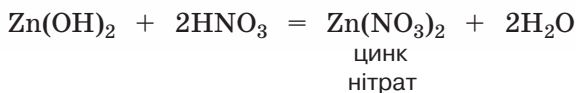


Мал. 57

Послідовність проведення досліду з виявлення амфотерності цинк гідроксиду: а — добування цинк гідроксиду; б, в — розчинення осаду Zn(OH)_2

Дослід 2.

У першу колбу із цинк гідроксидом додавимо розчин нітратної кислоти. Осад відразу зникає, що є ознакою хімічного явища.



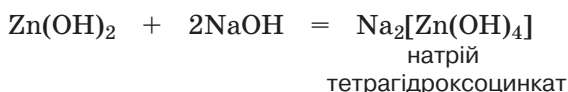
Звернемося до таблиці розчинності (*див. додаток 3, с. 255*) й побачимо, що утворена сіль цинк нітрат — розчинна у воді сполука. І це підтверджує дослід.

Відбулася реакція нейтралізації, в якій цинк гідроксид виявляє властивості основи.

Дослід 3.

У другу пробірку із цинк гідроксидом додамо розчин натрій гідроксиду. Спостереження показує, що, як і в досліді з нітратною кислотою, осад зник. Отже, цинк гідроксид прореагував із *надлишком* лугу. Ви тепер розумієте, чому в досліді 1 ми припинили доливати розчин лугу, як тільки з'явився осад. Якби ми цього не зробили, то при надлишковому додаванні лугу встигли б лише візуально зафіксувати появу та зникнення осаду.

Запишемо рівняння проведеної реакції.



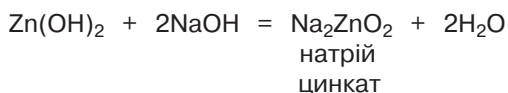
У цій реакції цинк гідроксид відіграв роль кислоти, бо металічний елемент Цинк після реакції увійшов до складу кислотного залишку, а не зайняв місце металічного елемента.

Гідрати оксидів, які утворюють сіль під час взаємодії як із кислотою, так і з лугом, називають **амфотерними гідроксидами**.

Працюйте групами

Складіть формули інших амфотерних гідроксидів, що відповідають поданим у параграфі амфотерним оксидам. Для плюмбум(II) оксиду та плюмбум(II) гідроксиду напишіть рівняння реакцій, що характеризують їхні хімічні властивості.

Амфотерні гідроксиди, як і амфотерні оксиди, реагують із лугами не лише в розчині, а й у розплаві.



В утвореній солі Цинк увійшов до складу двовалентного кислотного залишку ZnO_2 . Тобто при сплавленні з лугом цинк гідроксид виявив властивості кислоти.

Проведені досліді 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 гідратів оксидів — 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 проявляють і основні, і кислотні властивості.
- ✓ Усі амфотерні оксиди й амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді.
- ✓ У формулах солей, утворених взаємодією амфотерної сполуки з кислотою, їх металічний елемент — це елемент амфотерного гідроксиду (ZnSO_4 , ZnCl_2 тощо).
- ✓ У формулах солей, утворених взаємодією амфотерної сполуки з лугом, її металічний елемент входить до складу кислотного залишку ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ або NaAlO_2 , KZnO_2).
- ✓ Амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються під час нагрівання на амфотерний оксид і воду, наприклад, $\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$.

Сторінка ерудита

Здатність алюміній гідроксиду реагувати з кислотами використовують у терапії. Він входить до складу лікарських препаратів, які застосовують для зниження кислотності шлункового соку (пригадайте, що вона зумовлена наявністю в ньому хлоридної кислоти) та зменшення печії.



Також алюміній гідроксид використовують під час очищення води, оскільки з водою він не реагує й не розчиняється в ній, проте виявляє важливу для цього процесу здатність адсорбувати деякі речовини-забруднювачі, присутні у воді.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте визначення амфотерних оксидів й амфотерних гідроксидів.
2. Назвіть приклади амфотерних оксидів й амфотерних гідроксидів. У чому проявляються амфотерні властивості цих сполук?
3. Порівняйте склад солей, утворених амфотерними сполуками під час взаємодії з кислотою та лугом, зазначте відмінності.

Застосовуємо

140. Із переліку формул оксидів: CaO , PbO , CO — виберіть формулу амфотерного оксиду. Обчисліть масову частку Оксигену в ньому.
141. Берилій гідроксид належить до амфотерних гідроксидів. За аналогією із цинк гідроксидом запишіть рівняння реакцій, що підтверджують його амфотерні властивості.
142. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.
Твердження 1. Цинк оксид взаємодіє з хлоридною кислотою і не взаємодіє з калій гідроксидом.
Твердження 2. Прикладами амфотерних гідроксидів є магній гідроксид і барій гідроксид.
- А Правильне лише твердження 1
Б Правильне лише твердження 2
В Правильні обидва твердження
Г Неправильні обидва твердження
143. Зазначте рядок із формулами лише амфотерних сполук.
А BaO , Al_2O_3
Б MnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$
В SO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$
Г ZnO , $\text{Al}(\text{OH})_3$
Аргументуйте свій вибір.
144. Зазначте речовини, з якими реагує алюміній гідроксид.
А кисень
Б вода
В калій гідроксид
В калій гідроксид
145. На яку речовину необхідно подіяти розчином лугу, щоб добути алюміній гідроксид?
А алюміній оксид
Б алюміній ортофосфат
В алюміній нітрат
146. Яку масу цинк гідроксиду можна добути із цинк хлориду масою 27, 2 г? Обчисліть масу розчину натрій гідроксиду з масовою часткою розчиненої речовини 32 %, що знадобиться для повного розчинення добутого амфотерного цинк гідроксиду.

§ 40.

Хімічні властивості КИСЛОТ

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ характеризувати хімічні властивості кислот;
- ♦ розуміти роль експерименту у вивченні хімічних властивостей кислот;
- ♦ складати рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості кислот.

Кислоти виявляють доволі високу хімічну активність у реакціях із: 1) металами; 2) основними оксидами; 3) основами; 4) амфотерними гідроксидами; 5) солями. При цьому кислотний залишок виступає єдиним цілим і в незмінному вигляді переходить зі складу кислоти до складу солі, яка є одним із продуктів перелічених реакцій.

Узагальнимо вже відомі вам властивості кислот і доповнимо їх новими.

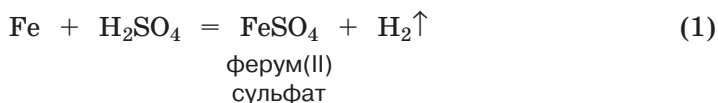
1. ДІЯ КИСЛОТ НА ІНДИКАТОРИ. Як індикатори кислого середовища використовують: **лакмус** (водний розчин), **метиловий оранжевий** (водний розчин), **лакмусові та універсальні індикаторні паперові смужки**. Останні виготовляють способом просочення спеціального паперу не однією, а відразу кількома чутливими до кислого та лужного середовищ речовинами. Тож ними можна відразу виявляти обидва середовища, що є зручним під час проведення дослідів.

Вивчаючи основи, ви дізналися про такий індикатор, як фенолфталеїн. Зверніть увагу на те, що ця речовина не є індикатором кислого середовища.

Лакмус і метиловий оранжевий (метилоранж) у кислому середовищі мають рожево-червоне забарвлення, універсальний індикатор — від оранжевого до темно-червоного (залежить від вмісту кислоти в розчині: якщо кислота дуже розбавлена, то колір оранжевий; якщо у розчині багато кислоти, то колір темно-червоний або близький до нього).

Зауважимо, що на колір розчинів індикаторів мають вплив лише кислоти, що перебувають у розчиненому стані.

2. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ МЕТАЛАМИ. Ви вже обізнані з дослідями, які підтверджують, що метали, розташовані у витискувальному ряді до водню, заміщують Гідроген у молекулах кислот, унаслідок чого утворюється *сіль* і виділяється газоподібна речовина *водень* (див. § 33):



Тоді як метали, розташовані у витискувальному ряді після водню, не заміщують Гідроген у молекулах кислот:





Пригадайте! Концентровані нітратна і сульфатна кислоти становлять виняток.

У 7 класі ви дізналися про реакції заміщення. Взаємодія металів із кислотами належить до цього типу реакцій, адже атоми металу, тобто простої

речовини, заміщують атоми Гідрогену в молекулі кислоти, що належить до складних речовин.

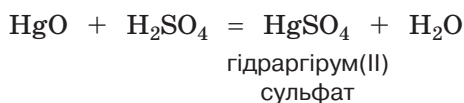
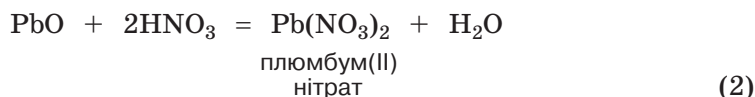


Взаємодія кислот із металами належить до **реакцій заміщення** — реакцій, під час яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини.

Виконання лабораторного досліду, описаного в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника», дозволить вам застосувати набуті знання про витискувальний ряд металів, взаємодію кислот із металами, реакції заміщення практично.

3. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОКСИДАМИ МЕТАЛІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Кислоти взаємодіють з оксидами металічних елементів (як з основними, так і з амфотерними), незалежно від місця розташування металу у витискувальному ряді.

У результаті взаємодії утворюються *сіль і вода*.



З рівнянь реакцій бачимо, що простих речовин немає, є лише складні, які під час реакції обмінялися своїми складовими. Отже, взаємодія

кислот з оксидами металічних елементів, як і з основами й амфотерними гідроксидами, належить до реакцій *обміну*.



Поміркуйте, до якого типу реакцій належать реакції обміну.

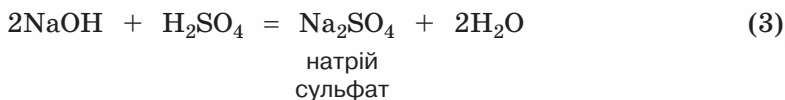
4. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З ОСНОВАМИ. Дослідимо цю взаємодію.

Дослід 1.

Подібний дослід уже демонструвався під час вивчення хімічних властивостей основ. Пригадаємо його та проведемо взаємодію лугу й нерозчинної основи із сульфатною кислотою.

Наллємо в хімічний стакан розчин натрій гідроксиду та виміряємо його температуру. Додамо до нього хлоридної кислоти (цілком зрозуміло, що її температура дорівнює температурі розчину лугу, а обидві вони однакові з температурою повітря в кімнаті). Видимі зовні зміни не відбуваються. Та коли виміряємо температуру розчину в хімічному стакані, то побачимо, що вона підвищилась. Тобто відбулося виділення тепла, а це є однією з ознак хімічної реакції.

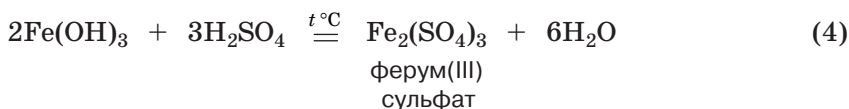
Запишемо рівняння щойно спостереженого хімічного явища.



Луг та кислота обмінялися своїми складовими, про що свідчать продукти реакції — складні речовини сіль і вода. Отже, відбулася реакція *обміну*.

Дослід 2.

У дві пробірки помістимо небагато ферум(III) гідроксиду — твердої речовини темно-коричневого кольору. До однієї доллємо 2–3 мл води, а до другої — стільки ж сульфатної кислоти. Вміст обох пробірок трохи підігріємо. У пробірці з водою зміни не відбуваються, а в пробірці з кислотою розчин набуває коричневого кольору, осаду стає менше. Це свідчить про перебіг хімічного явища.



Дослідним шляхом ми встановили, що кислоти вступають у реакцію обміну як із розчинними основами (лугами), так і з нерозчинними.

Взаємодія кислот з основами належить до реакцій обміну, що називаються **реакціями нейтралізації**. «Нейтральний» означає — «той, що не належить ні тому, ні іншому». Після реакції не залишається ні кислого, ні лужного середовища, натомість воно стає **нейтральним**.

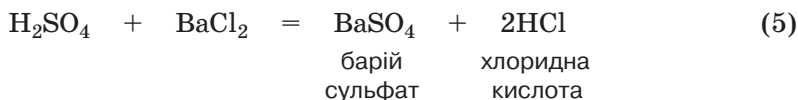
5. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ З АМФОТЕРНИМИ ГІДРОКСИДАМИ.

Ця взаємодія нічим не відрізняється від взаємодії кислот з основами. Її приклад і дослід розглянуто в попередньому параграфі.

6. ВЗАЄМОДІЯ КИСЛОТ ІЗ СОЛЯМИ. Кислоти взаємодіють із солями за умови, що серед продуктів реакції є *осад* або *газ*.

Дослід 3.

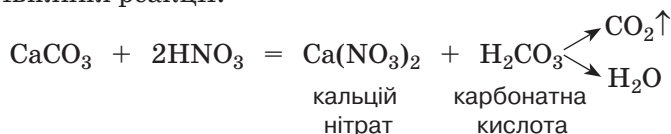
У хімічний стакан наллємо сульфатної кислоти й додамо розчин барій нітрату. Відразу ж спостерігаємо утворення білого осаду. Запишемо рівняння реакції та з'ясуємо, який із продуктів реакції утворив осад.



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 справді є нерозчинною сіллю.

Дослід 4.

У хімічний стакан покладемо шматочок крейди та долємо нітратної кислоти. Відразу ж починається реакція, яка супроводжується виділенням газоподібної речовини. Оскільки кальцій карбонат — сіль карбонатної кислоти, а їй відповідає карбон(IV) оксид, можемо передбачити, що виділяється вуглекислий газ. Піднесений до отвору хімічного стакана сірник відразу гасне, і цей процес не супроводжується приглушеним хлопанням. Отже, дійсно виділяється вуглекислий газ. Запишемо рівняння реакції.



Поміркуйте і зробіть висновок, до якого типу реакцій належать реакції, що відбувалися в дослідах 3 та 4.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 5.

Взаємодія хлоридної кислоти з металами

Вам знадобляться: хлоридна кислота, індикатор кислотного середовища, метали, наприклад, порошкоподібне залізо, магнієва стрічка, гранули цинку, мідні ошурки, пробірки, штатив для пробірок, спиртівка або сухий спирт, сірники.

Повторіть заходи безпеки під час роботи з кислотами й дотримуйтесь їх.

Завдання. Дослідіть, як хлоридна кислота взаємодіє з металами.

Для цього у дві-три пробірки помістіть різні метали. 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.

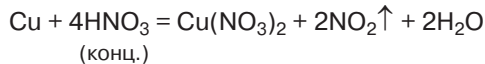
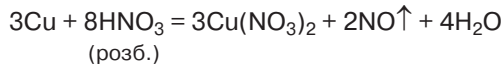
Зробіть **висновок** про значення витискувального ряду металів для прогнозування їх взаємодії з кислотами.

Стисло про основне

- ✓ Кислоти — активні речовини, яким властива взаємодія з металами, основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, дія на індикатори лакмус і метиловий оранжевий.
- ✓ 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 концентрований H_2SO_4).
- ✓ Реакція між кислотою та сіллю відбувається в разі утворення нерозчинної у воді речовини чи газу.



На відміну від розчинів інших кислот, нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами, за винятком золота, платини. При цьому утворюється не два, а три продукти реакції. Для всіх реакцій спільним є утворення солі та води. Що ж до третьої речовини, то, залежно від активності металу та вмісту кислоти в розчині, це можуть бути оксиди Нітрогену з різною його валентністю (N_2O , NO , NO_2), проста речовина азот N_2 чи амоніак NH_3 .



Характерно, що розчини зі значним вмістом нітратної кислоти (понад 60 %) не взаємодіють із залізом. Тому таку кислоту транспортують у сталевих цистернах.

Знаємо, розуміємо

1. Сформулюйте визначення кислот, назвіть хімічні властивості кислот.
2. Яку реакцію називають реакцією нейтралізації? Наведіть приклад.
3. Чим реакція обміну відрізняється від реакції заміщення?

Застосовуємо

147. Установіть відповідність між речовиною в розчині та її дією на індикатори.

Середовище		Індикатор і його колір у середовищі	
1	нейтральне	А	метилловий оранжевий — жовтий
2	кисле	Б	метилловий оранжевий — червоний (рожевий)
3	лужне	В	метилловий оранжевий — оранжевий
		Г	лакмус — синій
		Д	лакмус — червоний
		Е	лакмус — фіолетовий
		Є	фенолфталеїн — малиновий

148. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Взаємодія кислот із металами належить до реакцій заміщення.

Твердження 2. Взаємодія кислот із основами належить до реакцій обміну.

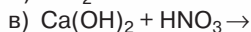
- А Правильне лише твердження 1
- Б Правильне лише твердження 2
- В Правильні обидва твердження
- Г Неправильні обидва твердження

149. Виберіть у кожному переліку формулу, що є зайвою стосовно можливих реакцій з кислотами:

- а) Mn , Fe , Cu ;
- б) BaO , MnO , SO_3 .

Аргументуйте свій вибір.

150. Перетворіть напівсхеми можливих реакцій на хімічні рівняння.



151. Назвіть солі, що є продуктами реакції в попередньому завданні.

152. У якому випадку виділиться більший об'єм газу (н.у.) — внаслідок взаємодії сульфатної кислоти з магнієм масою 12 г чи внаслідок взаємодії хлоридної кислоти із цинком кількістю речовини 0,25 моль?

153. Наведіть приклади трьох різних рівнянь реакцій, у результаті яких утворюється купрум(II) ортофосфат.

154. Проведіть уявний експеримент із розпізнавання вмісту трьох пробірок без етикеток, щоб з'ясувати, у якій із них міститься розчин натрій гідроксиду, у якій — сульфатної кислоти, а в якій — натрій сульфату. Хід експерименту та його результати запишіть у зошит.



Хімічні властивості середніх солей

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ повторити склад і номенклатуру солей;
- ♦ дізнатися про основні хімічні властивості солей;
- ♦ прогнозувати можливі хімічні реакції солей з іншими речовинами.

Солі, як і інші класи неорганічних сполук, здатні брати участь у хімічних явищах, або хімічних реакціях. Для них характерна взаємодія з металами, лугами, солями, кислотами.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ МЕТАЛАМИ. Солі (у розчині) взаємодіють із металами, розташованими у витискувальному ряді (ряді активності) до того металу, з атомів якого вони утворилися. Продуктами реакції є *нова сіль* та *метал*. Відтворимо цю взаємодію за допомогою демонстраційного досліду 1.

Дослід 1.

Чотири хімічні стакани наповнимо розчинами солей: два купрум(II) сульфату і ще два — ферум(III) сульфату. У стакан із купрум(II) сульфатом зануримо залізну пластинку, другий залишимо для порівняння. Те саме проробимо з розчинами ферум(III) сульфату, але в один зі стаканів зануримо мідну пластинку. Невдовзі в стакани із залізною пластинкою блакитний розчин купрум(II) сульфату стане світлішим порівняно з контрольним розчином. А в стакани з мідною пластинкою коричневе забарвлення розчину ферум(III) сульфату не зміниться й буде однаковим із контрольним розчином. Через 5–10 хв дістанемо залізну пластинку й побачимо, що та її частина, яка перебувала в розчині купрум(II) сульфату, вкрилася шаром міді. Дістанемо також мідну пластинку — вона не зазнала змін, і колір розчинів ферум(III) сульфату в обох

стаканах залишився однаковим. За результатами проведеного досліду запишемо рівняння реакцій.

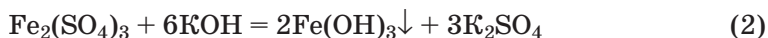


$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \rightarrow$ реакція не відбувається

У реакції, що відбулася, атоми простої речовини більш активного металічного елемента заміщують атоми менш активного металічного елемента у складній речовині. Тож ця реакція належить до реакцій *заміщення*.

Результати експерименту узгоджуються з місцем металів, узятих для проведення досліду у витискувальному ряді.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З ОСНОВАМИ (ЛУГАМИ). Ви знаєте, що єдиний спосіб, яким можна добути нерозчинну основу певного металічного елемента, — це подіяти на його розчинну сіль лугом. Цю взаємодію ми розглядали під час вивчення властивостей основ. Тому пригадаємо, що для перебігу реакції речовини мають перебувати в розчиненому стані. Реакція відбувається за умови, що утворюється нерозчинна основа, яка випадає в осад.



ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ КИСЛОТАМИ.

Солі вступають у **реакцію обміну** з кислотами за умови, що серед продуктів реакції є осад або газ.

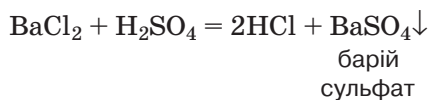
На підтвердження здатності солей взаємодіяти з кислотами проведемо досліди.

Дослід 2.

Взаємодія солі з кислотою з утворенням осаду.

До розчину барій хлориду BaCl_2 приллємо 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 кальцій карбонату CaCO_3 з кислотами. Варто долити до нього розчин будь-якої кислоти, як відразу розпочинається виділення вуглекислого газу. Це свідчить про перебіг хімічного явища. Про це йшлося в попередньому параграфі, повторіть дослід 4 з § 40.

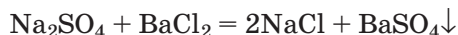


Назвіть продукти реакції і запишіть їх назви в зошит.

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ ІЗ СОЛЯМИ. Повторимо дослід 2, замінивши сульфатну кислоту на одну з її розчинних солей.

Дослід 4.

До розчину натрій сульфату Na_2SO_4 додамо розчин барій хлориду BaCl_2 . Взаємодія відбувається так само швидко, і так само утворюється білий осад:



За допомогою розчину барій хлориду чи іншої розчинної у воді сполуки Барію відрізняють сульфатну кислоту та її солі від інших сполук. А за допомогою розчину аргентум(I) нітрату відрізняють хлоридну кислоту та її солі від інших сполук. Такі реакції мають назву **якісних**.

Для підтвердження загальних хімічних властивостей солей і формулювання обґрунтованого висновку про їх активність проведіть хімічний експеримент, передбачений лабораторними дослідями, інструкції до яких містить рубрика «Хімія — це життя: сторінка природодослідника».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 6.

Взаємодія металів із солями у водному розчині

Для проведення досліді вам знадобляться: гранули цинку, мідний дріт, дрібнодроблений 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 мало місце хімічне явище, запишіть рівняння хімічної реакції.

Лабораторний дослід 7.

Взаємодія солей із 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 само лугу. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. Про яке явище — фізичне чи хімічне — вони свідчать?

Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин і рівняння хімічних реакцій.

Лабораторний дослід 8.

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 досліду. 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?

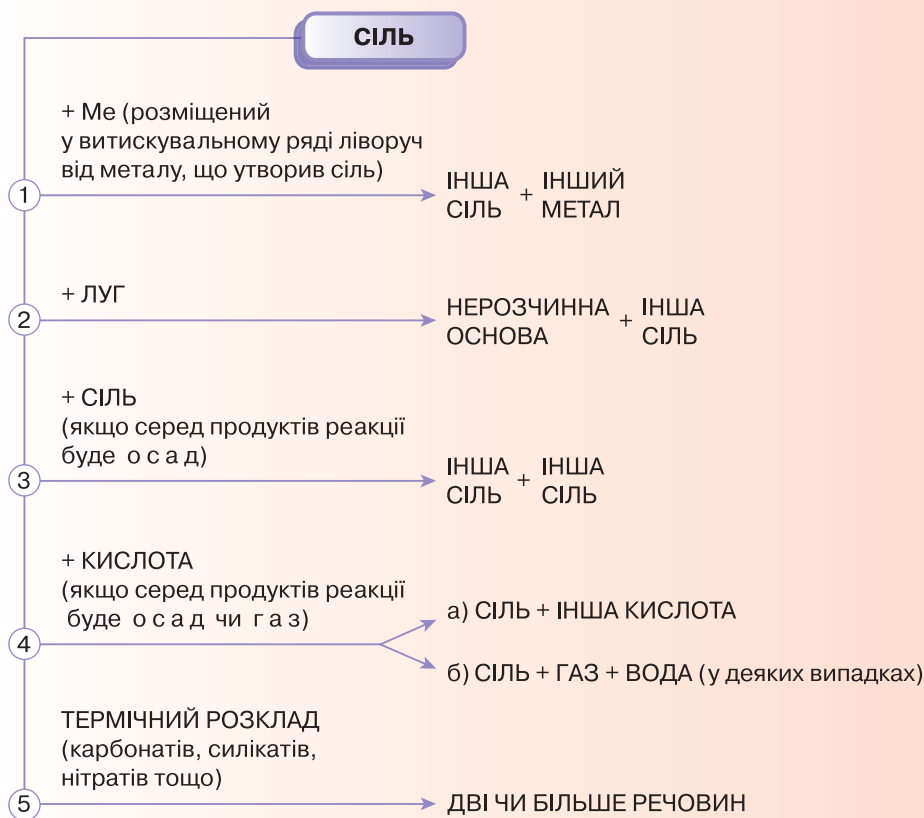
Результати спостережень запишіть у робочий зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин та хімічні рівняння реакцій.

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

Солі, при утворенні яких у молекулі кислоти всі атоми Гідрогену заміщуються на атоми металічного елемента, дістали назву середніх солей. Середні солі не містять ні атомів Гідрогену, ні гідроксильних груп, а до їх складу належать атоми одного металічного елемента, 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 на металічні елементи. 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 атоми металічних елементів, тому 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. 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 із кислотами?
2. За яких умов відбувається взаємодія двох солей?
3. Як, користуючись рядом активності металів, спрогнозувати взаємодію солі й іншого металу в розчині?
4. Характеризуйте хімічні властивості солей.

Застосовуємо

155. Установіть відповідність між формулами й назвами 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

156. Проаналізуйте твердження 1 і 2 та оберіть правильний варіант відповіді.

Твердження 1. Взаємодія солей із металами належить до реакцій обміну.

Твердження 2. Натрій сульфат і купрум(II) гідроксид взаємодіють між собою.

- A** Правильне лише твердження 1
- Б** Правильне лише твердження 2
- В** Правильні обидва твердження
- Г** Неправильні обидва твердження

157. У поданих схемах відновіть можливі формули солей та запишіть рівняння хімічних реакцій.

- а) $\dots + \text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \dots$
- б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{CaCO}_3 + \dots$
- в) $\text{AlCl}_3 + \dots \rightarrow \text{AgCl} + \dots$

158. Напишіть рівняння реакцій обміну між розчинами таких солей:

- а) купрум(II) хлорид і натрій сульфід;
- б) алюміній сульфат і барій нітрат.

159. За рівнянням реакції б) обчисліть кількість речовини алюміній сульфату і барій нітрату, у результаті взаємодії яких утворився осад масою 13,908 г.

160. Запропонуйте три різні способи добування магній хлориду. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

161. Питна сода є кислотою сіллю металічного елемента Натрію та карбонатної кислоти. Складіть формулу цієї солі й запишіть рівняння реакції її добування з натрій гідроксиду й кислотного оксиду, що відповідає карбонатній кислоті.

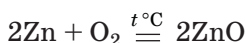
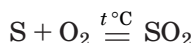


Загальні способи добування неорганічних речовин

Вивчаючи тему «Основні класи неорганічних сполук», ви ознайомилися з багатьма представниками кожного класу. Частина з них є у природі, та набагато більше — створені людиною. Пригадаємо відомі вам основні способи добування неорганічних сполук і розглянемо нові.

ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ. Оксиди добувають із простих та складних речовин шляхом їх окиснення чи розкладання під час нагрівання.

1. Окиснення простих речовин.



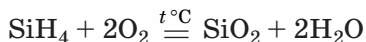
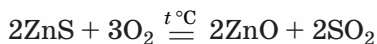
Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ узагальнити знання хімічних властивостей простих і складних речовин;
- ◆ характеризувати способи добування оксидів, основ, кислот, середніх солей.

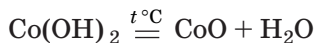


До якого типу реакцій належать ці реакції?

2. Окиснення складних речовин.



3. Розкладання нерозчинних основ чи амфотерних гідроксидів під час нагрівання.

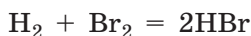


Працюйте зупини

Добування скількох і яких саме оксидів (пригадайте їх класифікацію) відображають подані вище рівняння?

ДОБУВАННЯ КИСЛОТ. Безокисногені та окисногенні кислоти добувають реакцією сполучення.

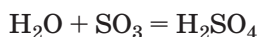
1. Для одержання безокисногенних кислот водень сполучають із неметалом.



гідроген
бромід

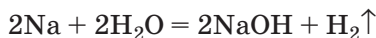
Добуту газоподібну речовину розчиняють у воді. Водний розчин гідроген броміду має назву «бромідна кислота».

2. Окисногенні кислоти добувають реакцією сполучення складних речовин — кислотного оксиду та води.



ДОБУВАННЯ ОСНОВ. Розчинні основи (луги) добувають із активного металу або оксиду активного металічного елемента та води.

1. Взаємодія активних металів із водою приводить до утворення лугів та виділення водню.



Який це тип реакції?

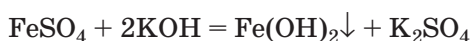
2. Взаємодія оксидів активних металічних елементів з водою завершується утворенням розчинного у воді гідроксиду — лугу.



Який це тип реакції?

3. У промисловості луги добувають електролізом водних розчинів солей безокисногенних кислот. Більше про цей спосіб ви дізнаєтесь у рубриці «Сторінка ерудита».

4. **Нерозчинні основи** добувають дією розчину лугу на розчинну сіль відповідного металічного елемента.

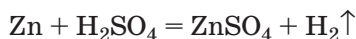


ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ. Порівняно з розглянутими класами сполук солі можна добути більшою кількістю **способів**. Деякі з них вам уже відомі.

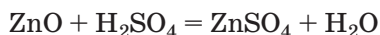


Пригадайте особливості взаємодії кислот із металами і скажіть, для добування яких солей можна застосувати цей спосіб.

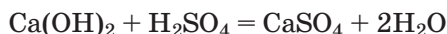
1. Взаємодія металу з кислотою.



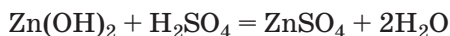
2. Взаємодія основного або кислотного оксиду з кислотою.



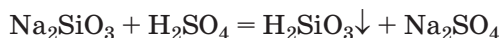
3. Взаємодія основи з кислотою.



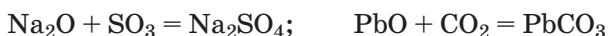
4. Взаємодія амфотерного гідроксиду з кислотою.



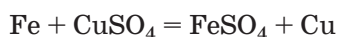
5. Взаємодія солі з кислотою.



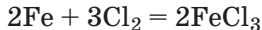
6. Взаємодія основного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом.



7. Взаємодія металу з розчином солі іншого металічного елемента.



8. Взаємодія металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот).



Працюйте зупини

1. Назвіть, до якого типу реакцій належить кожна з розглянутих у темі «Добування солей».

2. Назвіть солі, формули яких трапляються в цих рівняннях, за сучасною науковою українською номенклатурою.

3. Обговоріть умови перебігу кожної реакції.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Навчальний проект «Вирощування кристалів солей»

Кристали утворюються внаслідок кристалізації речовин із розчинів чи розплавів. У цьому ви можете переконатися самостійно.

Завдання 1. Виділіть речовину йонної будови натрій хлорид з розчину у вигляді кристалів. Для виконання досліду знайдіть необхідну інформацію в Інтернеті.

Завдання 2. На заняттях гуртка виконайте цікавий дослід, що дістав назву *водорості морського дна*. Він аналогічний попередньому, проте урізноманітнення набору солей для його проведення (CoCl_2 , CuSO_4 , CrCl_3 , FeSO_4 , MnCl_2 , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MgCl_2) дасть змогу отримати кристали, що нагадують химерний підводний світ водоростей і коралів.



Стисло про основне

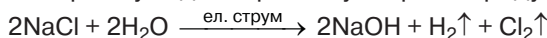
- ✓ Хімічні реакції супроводжуються утворенням різних речовин, що дає змогу з відповідних реагентів добути потрібні продукти реакції.
- ✓ До загальних способів добування оксидів належать: окиснення простих і складних речовин, розкладання нерозчинних гідроксидів під час нагрівання та деякі інші.
- ✓ До загальних способів добування розчинних основ (лугів) належать: взаємодія відповідних металів із водою, взаємодія відповідних оксидів із водою.
- ✓ Нерозчинні основи добувають взаємодією лугу із сіллю металічного елемента в розчині.
- ✓ До загальних способів добування кислот належать реакції сполучення водню з неметалом (безоксигенова кислота) та води й кислотного оксиду (оксигеновмісна кислота).
- ✓ Солі добувають із речовин, що містять металічний елемент (метал, оксид металічного елемента, основа, амфотерний гідроксид, сіль), піддаючи їх взаємодії з речовинами, до складу яких входить кислотний залишок (кислота, сіль), а також із кислотними оксидами.



Сторінка ґрудита

У лабораторії луг можна добути як з металу, так і з оксиду. Але ж ні металів натрію, калію, кальцію, барію, ні їх оксидів у природі не існує. Тож ці способи добування лугів можна застосовувати лише як лабораторні. Щоб забезпечити лугами різні виробництва, потрібні інші способи їх добування з природної сировини. Уперше добули луг, піддавши електролізу (розкладу) постійним струмом розчин солі натрій хлориду. Це відкриття лягло в основу промислових способів виробництва лугів натрій гідроксиду та калій гідроксиду.

Як відбувається електроліз, ви вивчатимете пізніше. А поки що запишемо сумарне рівняння електролізу водного розчину натрій хлориду.



Як бачимо із запису, з доступних і наявних у природі кухонної солі та води вдається добути три нові речовини, яких у природі не існує, але кожна з яких використовується у промисловості.

Знаємо, розуміємо

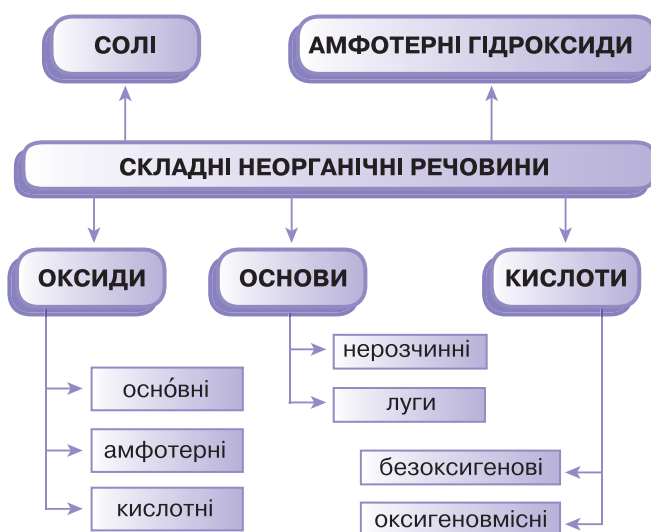
1. Перелічить основні способи добування:
 - а) оксидів;
 - б) основ;
 - в) кислот;
 - г) солей.
2. Які оксиди можна добути, окиснивши цинк сульфід?

- 162.** Карбон утворює з Оксигеном два оксиди: в одному він проявляє валентність два, у другому — чотири. Запишіть рівняння реакцій утворення цих оксидів.
- 163.** Напишіть рівняння добування однієї із солей якомога більшою кількістю способів.
- 164.** Під час добування яких речовин у реакцію вступає вода: хлоридна кислота, натрій хлорид, сульфідна кислота, ферум(III) гідроксид, барій гідроксид? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
- 165.** Алюміній оксид, добутий розкладанням алюміній гідроксиду кількістю речовини 2 моль, використали для взаємодії з хлоридною кислотою. Обчисліть масу утвореної солі.
- 166.** Якої помилки припустився учень, коли вирішив добути купрум(II) гідроксид із купрум(II) оксиду та води? Які реакції ви запропонували б йому провести, щоб добути цю речовину?



Генетичні зв'язки між простими речовинами й основними класами неорганічних сполук

ГЕНЕТИЧНІ РЯДИ. Відтепер вам відома різноманітність класів неорганічних сполук, яку можна представити поданою схемою 18.



Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ розширити знання з хімії поняттям про генетичні ряди;
- ◆ установлювати генетичні зв'язки між простими та складними речовинами, основними класами неорганічних сполук;
- ◆ удосконалювати вміння працювати з інформацією, поданою у вигляді схем.

Схема 18

Класи неорганічних сполук

Під час вивчення властивостей речовин ви з'ясували, що за допомогою відповідних хімічних реакцій із речовин одного класу можна добувати речовини інших класів. Такі взаємоперетворення дістали назву **генетичних рядів**.

У перекладі з грецької *генетичний* означає — такий, що стосується походження, вивчає розвиток чого-небудь.

Розглядаючи хімічні властивості сполук різних класів, можна простежити, як вони пов'язані між собою походженням, тобто скласти генетичні ряди, в яких простежується споріднений зв'язок між класами неорганічних сполук конкретного металу чи неметалу.

Генетичний зв'язок — це зв'язок між речовинами різних класів, що ґрунтується на взаємоперетворенні речовин і показує походження одних речовин від інших.

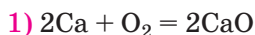
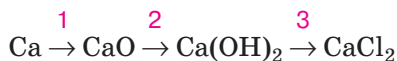
Знання генетичних зв'язків пояснює різноманітність класів неорганічних сполук і речовин у природі, відкриває перед ученими перспективи створення нових речовин.

Було давно помічено, що речовини, які беруть свій початок від простих речовин — металів, суттєво відрізняються за властивостями від речовин, що беруть початок від простих речовин — неметалів. Тому розрізняють два генетичні ряди: *генетичний ряд металів* та *генетичний ряд неметалів*.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД МЕТАЛІВ. Генетичні зв'язки металу та його сполук можна представити в поданому вигляді.

МЕТАЛ → оснóвний оксид → основа (луг) → сіль

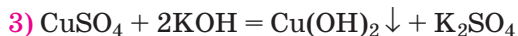
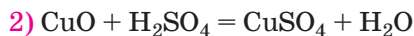
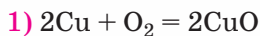
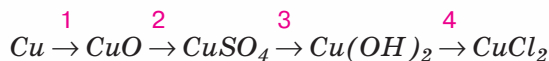
Іони металічного елемента, що започатковує генетичний ряд, наявний в усіх його складних речовинах.



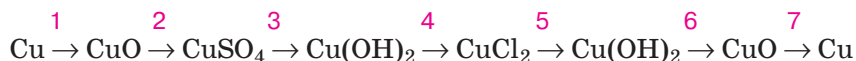
Як вам відомо, нерозчинну основу не можна добути з оксиду, піддавши його взаємодії з водою. Тому генетичний зв'язок ускладнюється на одну ланку.

МЕТАЛ → оснóвний оксид → сіль → основа → інша сіль

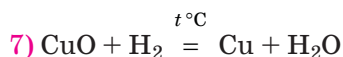
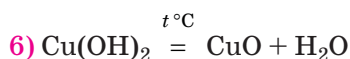
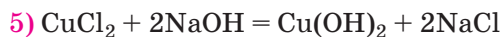
Для міді та сполук Купруму він має поданий вигляд.



Проте необов'язково, щоб з утворенням солі генетичний ряд завершувався. Його можна продовжити і, зокрема, у зворотному напрямі.



У цьому генетичному ряді перші чотири дії аналогічні розглянутим вище, а решта є новими.

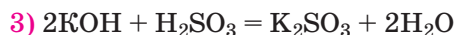
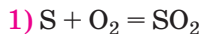


Остання дія вказує на те, що існують реакції, за допомогою яких можна вилучити метал з його оксиду і в такий спосіб добути просту речовину.

ГЕНЕТИЧНИЙ РЯД НЕМЕТАЛІВ. Генетичний ряд неметалів вибудовується за тим самим принципом, що й металів, лише гідрат оксиду в ньому не основа, а кислота.

НЕМЕТАЛ → **кислотний оксид** → **кислота** → **сіль**

Розглянемо генетичний ряд неметалів на прикладі сірки.



Отже, ви ознайомилися з типовими варіантами генетичних рядів металів і неметалів.

ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. Зв'язки простежуються не лише в межах генетичного ряду, а й між генетичними рядами металів і неметалів, про що свідчить узагальнювальна схема 19, подана на наступній сторінці.

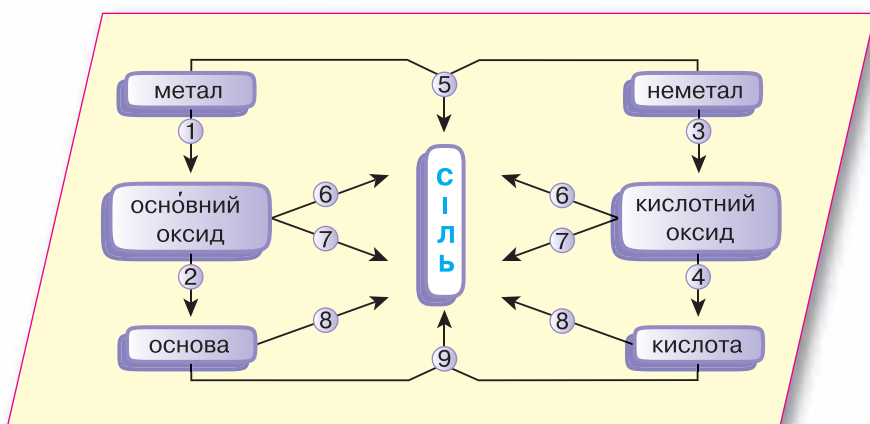


Схема 19

Схема генетичних зв'язків металів і неметалів та сполук їхніх 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 в завданні 1 схемою.

Дія 3. Запишіть рівняння реакцій відповідно до складеної схеми.



Стисло про основне

- ✓ Генетичний зв'язок класів неорганічних сполук — це зв'язок, що розкриває здатність одних речовин перетворюватися на інші та доводить єдність їх походження.
- ✓ Генетичний ряд металів вибудовується на основі одного й того самого 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 сполук наявний генетичний зв'язок: з речовин одного класу можна добути речовини інших класів.



Значення хімічного експерименту як джерела знань.

Практична робота 1. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ◆ дізнатися про те, як завдяки експериментальному методу в хімії отримують нові знання про речовини та явища і здобувають підтвердження наукових припущень.

Вам відомі різні методи дослідження речовин та явищ, у тому числі й експеримент.

Експериментом називають науковий дослід із вивчення властивостей речовин та явищ у спеціально створених умовах.

Цей метод дослідження характерний для багатьох наук та найбільш поширений у природничих науках — біології, фізиці, хімії. Ви-

користовуючи експеримент як метод досліджень, учені-хіміки всебічно вивчають хімічні властивості речовин, створюють нові речовини з наперед заданими властивостями, у тому числі й ті, потребу в яких організм людини відчуває постійно, наприклад вітаміни. Завдяки експериментальному методу стрімко розвивається фармацевтична промисловість (синтез лікарських речовин), побутова хімія (пральні порошки, шампуні, засоби для догляду за речами, побутовими приладами тощо).

Вивчаючи класи неорганічних сполук, ви спостерігали за проведенням хімічного експерименту вчителем, а також самостійно виконували лабораторні досліді в класі та проводили домашні експерименти за завданнями, уміщеними в рубриці «Хімія — це життя: сторінка природодослідника». Цей досвід дав вам змогу пересвідчитись у достовірності інформації про властивості класів неорганічних сполук, сприяв формуванню експериментальних умінь.

Відтепер ви можете здійснювати самостійні дослідження окремих властивостей речовин, виконувати завдання, які в підручнику не деталізовано. Для цього вам необхідно спершу скласти план проведення дослідження, спрогнозувати результати та підтвердити їх достовірність за допомогою експерименту. Успішне виконання подібних завдань стане переконливим доказом ваших знань, удосконалить уміння з організації та проведення хімічного експерименту: прогнозувати, складати план експерименту, збирати нескладні прилади, користуватися хімічним посудом і лабораторним обладнанням тощо.

У вас буде нагода здійснити все це, виконуючи завдання практичної роботи 1. Власноруч проведені дослідження властивостей окремих пред-

ставників основних класів неорганічних сполук конкретизують ваші знання про них, формуватимуть уміння планувати експеримент, проводити його, описувати спостереження, висловлювати судження про значення хімічного експерименту як джерела знань.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Практична робота 1.

Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

Виконуючи завдання цієї практичної роботи, ви матимете змогу здобути підтвердження істинності наукових знань про властивості складних неорганічних речовин та оцінити свої навчальні досягнення.

Завдання 1. Дослідіть фізичні та хімічні властивості натрій гідроксиду, ферум(III) гідроксиду, цинк гідроксиду. У висновку зазначте спільне та відмінне у властивостях цих речовин.

Завдання 2. Дослідіть здатність хлоридної кислоти і натрій хлориду до взаємодії з аргентум(I) нітратом. Зробіть висновок про те, як можна виявити хлоридну кислоту і 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 скористайтеся крейдою) з'ясуйте, речовинами якого класу неорганічних сполук можна усунути накип.

Завдання 4. Добудьте карбон(IV) оксид та дослідіть хімічні властивості цієї речовини.

Завдання 5. Дослідіть здатність заліза витіснити метали цинк та мідь із розчинів їхніх солей.

Завдання 6. Дослідним шляхом доведіть, що сульфатна кислота містить атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на йони металічного елемента.

По кожному із завдань опишіть спостереження, дайте їм пояснення. Напишіть рівняння та зазначте типи всіх проведених вами хімічних реакцій. Зробіть загальний висновок, які знання та вміння знадобилися вам, щоб виконати завдання практичної роботи.

Сторінка ерудита



Без хімічного експерименту неможливо створювати нові речовини, а тим більше — речовини з наперед прогнозованими властивостями. Покажемо це на прикладі *інсуліну* — таку назву має речовина, що виробляється підшлунковою залозою в організмі всіх хребетних, включаючи людину. Основне його призначення — регулювати вміст глюкози у складі крові. Саме завдяки інсуліну рівень глюкози в крові залишається постійним, незважаючи на те, скільки споживається вуглеводів (цукор, крохмаль). Якщо ж інсуліну в організмі людини виробляється недостатньо, це спричинює серйозне порушення обміну речовин, що дістало назву цукрового діабету. Хворим на цукровий діабет потрібно щоденно вводити

інсулін. Спершу його одержували виключно з підшлункових залоз тварин у спеціальних лабораторіях при м'ясокомбінатах.

Учені тривалий час досліджували будову інсуліну та шукали спосіб його синтезу, тобто добування в хімічній лабораторії. Наприкінці ХХ 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.

Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину

Серед рослин є такі, що їх можна використати замість індикаторів. Дослідіть, як колір соку столового буряка змінюється в кислому середовищі, лужному середовищі, воді.

Завдання 1. Вам знадобляться: сік столового буряка, оцет, лимонна кислота чи розбавлений водою сік лимона, розчин господарського мила.

Результати спостережень запишіть у зошит і зробіть відповідні висновки.

Завдання 2. Скориставшись одержаними в завданні 4 (практична робота 1) результатами, усуньте накип на стінках чайника, яким користуєтеся вдома.



Працюємо з медійними джерелами

Користуючись різними джерелами інформації, виконайте **навчальний проект** «Видатні експериментальні дослідження хіміків сучасності».

Знаємо, розуміємо

1. Запропонуйте фізичний та хімічний способи очищення цвяхів від іржі.
2. На підставі результатів, здобутих у завданні 6 (практична робота 1), зробіть висновки про те, який з 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

- 172.** Зазначте, яку з речовин можна добути взаємодією оксиду з водою.
- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| A хлоридна кислота | B силікатна кислота |
| Б сульфатна кислота | Г цинк гідроксид |
- 173.** Зазначте речовину, дією якої на натрій карбонат можна добути нерозчинну сіль.
- | | |
|---------------------------|-------------------------------|
| A вода | B купрум(II) гідроксид |
| Б нітратна кислота | Г кальцій нітрат |



Експериментальні задачі.

Практична робота 2.

Розв'язування експериментальних задач

Хімічні задачі поділяють на дві великі групи — розрахункові та експериментальні. Розв'язування перших передбачає проведення математичних обчислень, наприклад, розрахунків за хімічними рівняннями маси чи об'єму речовини. Експериментальні задачі розв'язують дослідним шляхом.

Вивчення параграфа допоможе вам:

- ◆ розрізняти розрахункові та експериментальні хімічні задачі;
- ◆ прогнозувати перебіг хімічних реакцій;
- ◆ підготуватися до виконання практичної роботи з розв'язування експериментальних задач;
- ◆ розвивати вміння планувати хімічний експеримент.

Експериментальними називають задачі, розв'язування яких потребує виконання хімічного експерименту.

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 необхідно 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.

Розпізнати, в яких пронумерованих, але без етикеток, пробірках містяться: хлоридна кислота, розчини сульфатної кислоти, натрій хлориду, натрій гідроксиду.

Розв'язання

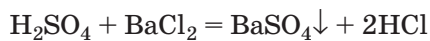
Міркуємо так: рідини в усіх пробірках однакові на вигляд, тому за агрегатним станом та кольором провести розпізнавання хоча б однієї з речовин не вдасться. Отже, слід розпізнавати речовини, використовуючи їхні хімічні властивості. Досить часто трапляється, що дві, а то й більше речовин, які розпізнають, однаково реагують при взаємодії з

речовиною, за допомогою якої хочуть здійснити розпізнавання. Це створює певні труднощі під час розв'язування експериментальних задач. Їх можна уникнути, оформивши уявний експеримент у вигляді таблиці.

Формули речовин за умовою задачі	Речовини, за допомогою яких здійснюють розпізнавання				
	BaCl ₂	цинк	фенолфталеїн	AgNO ₃	відповідь (№ пробірки)
HCl	без змін	H ₂			
H 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 бачимо, що для розв'язування задачі речовини, за допомогою яких необхідно розпізнати речовини з умови задачі, слід використовувати в такій послідовності: барій хлорид, цинк, фенолфталеїн, аргентум нітрат.

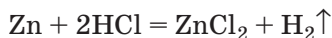
Отже, спочатку віділлємо в чисті пробірки небагато (близько 1 мл) розчину кожної речовини й по черзі додамо до них розчин барій хлориду. Тільки в одній із пробірок з'явиться білий осад — у тій, що містить сульфатну кислоту.



Номер цієї пробірки записуємо у відповіді.

Зверніть увагу на те, що взаємодію з цинком визначено як другий дослід. Якби його проводили першим, то відразу у двох пробірках (із хлоридною та сульфатною кислотами) спостерігали б виділення водню й розпізнати кислоти не вдалося б.

Подальше дослідження проводимо, вилучивши з дослідів пробірку з розчином сульфатної кислоти. Із трьох пробірок, що містять нерозпізнані речовини, відливаємо в чисті пробірки по 1 мл розчинів та обережно кладемо в кожену гранули цинку. Лише в одній пробірці спостерігається виділення водню. Із трьох досліджуваних речовин це властиве лише хлоридній кислоті.



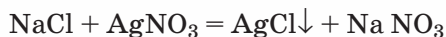
Записуємо у відповіді номер цієї пробірки навпроти комірки з формулою HCl і більше із цією речовиною не працюємо.

Залишилося розпізнати натрій хлорид і натрій гідроксид. Насамперед скористаємося фенолфталеїном, бо з аргентум(I) нітратом осаді утворять обидві речовини. У пробірці з натрій гідроксидом розчин індикатора набуде малинового забарвлення.



Пам'ятайте! З виданих пробірок слід відливати (відбирати) для розпізнавання невеликі порції речовин або їх розчинів. Це правило потрібно обов'язково виконувати, оскільки невідомо, котрого разу вдасться розпізнати речовину.

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 зазначених схем самостійно напишіть рівняння реакцій.

Приклад 3. Здійсніть експеримент за поданою схемою перетворень і запишіть рівняння реакцій.



Розв'язання

1. Добуваємо сульфур(IV) оксид спалюванням сірки.
2. Розчиняємо добутий кислотний оксид у воді й одержуємо розчин кислоти.
3. Нейтралізуємо кислоту лугом.

Потренуватись у розв'язуванні експериментальних задач ви зможете під час виконання лабораторного дослідження «Розв'язування експериментальних задач».

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Лабораторний дослід 9.

Розв'язування експериментальних задач

Пам'ятайте про заходи безпеки під час роботи, дотримуйтеся їх.

Задача 1. Добудьте купрум(II) сульфат двома способами.

Задача 2. Розпізнайте 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 2. 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 2.

Розв'язування експериментальних задач

Експериментальна задача 1. Визначте, у якій із пробірок містяться розчини кислоти, лугу та вода.

Експериментальна задача 2. Визначте, у якій 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. Визначте, у якій пробірці містяться хлоридна кислота, калій хлорид, барій хлорид.

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 із:

- а) купрум(II) оксиду — купрум(II) сульфат;
- б) ферум(III) сульфату — ферум(III) гідроксид;
- в) купрум(II) гідроксиду — купрум(II) оксид.

Експериментальна задача 11*. Добудьте різними способами:

- а) цинк сульфат;
- б) карбон(IV) оксид;
- в) купрум(II) хлорид.

Оформіть у зошитах звіт про виконану роботу.

§ 46.

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) число електронів; в) кількість енергетичних рівнів. А яким чином пов'язані (чи є залежність) електронна будова атомів і хімічні властивості елементів та їхніх сполук?

Для отримання відповіді спершу виконаємо демонстраційні досліди з виявлення властивостей гідратів оксидів хімічних елементів одного періоду.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ДОВЕДЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ГІДРАТІВ ОКСИДІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ОДНОГО ПЕРІОДУ. Для проведення дослідів оберемо гідрати оксидів Натрію, Алюмінію та Сульфору — елементів 3 періоду.

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ повторити особливості електронної будови атомів хімічних елементів;
- ♦ визначати хімічні властивості оксидів, гідратів оксидів конкретного елемента;
- ♦ пояснювати зв'язок електронної будови атомів і хімічних властивостей елементів та утворених ними сполук;
- ♦ узагальнити відомості про зміну властивостей елементів та їхніх сполук у межах головних підгруп (груп А) і періодів періодичної системи.

Працюйте групами

1. Спостерігайте за дослідом, що їх демонструє вчитель.
2. Дайте пояснення спостережуваним змінам.
3. Напишіть рівняння реакцій, що відбулися у проведених дослідах.

Дослід 1.

У дві пробірки наллємо розчин натрій гідроксиду та додамо по кілька крапель 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 із розчину його солі алюміній хлориду, подівавши на неї невеликою кількістю розчину натрій гідроксиду. Добутий осад розділимо на дві пробірки. У першу доллємо розчину луку 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 кожну по кілька крапель розчину індикатора кислого середовища, наприклад метилового оранжевого.



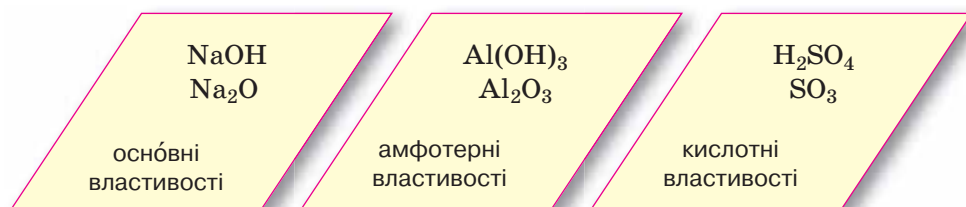
Як змінився колір вмісту пробірок? Поясніть, чому.

В одну пробірку до сульфатної кислоти доллємо розчину лугу, у другу — розчину іншої кислоти і спостерігатимемо за змінами кольору індикатора.

Після доливання малими порціями розчину лугу до кислоти спостерігається зникнення рожевого кольору. Натомість з'являється оранжевий, а якщо лугу взяли з надлишком, то жовтий. Поясніть результати спостереження.

Експериментальним шляхом ми отримали підтвердження, що властивості досліджуваних гідратів оксидів різні. Натрій гідроксид — типова основа з вираженими лужними властивостями, алюміній гідроксид — амфотерний гідроксид, а сульфатна кислота має всі властивості кислоти.

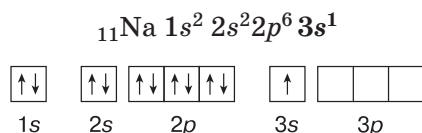
Ви знаєте, що натрій гідроксиду відповідає основний оксид — натрій оксид, алюміній гідроксиду відповідає амфотерний оксид алюміній оксид, а сульфатній кислоті — кислотний оксид сульфур(VI) оксид.

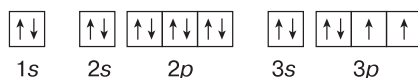
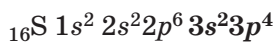
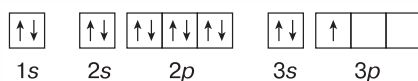
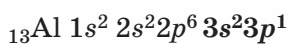


Як бачимо, у межах 3 періоду зі збільшенням протонного числа властивості сполук хімічних елементів змінилися від типових основних — через амфотерні — до кислотних.

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 перебуває в залежності від будови електронних оболонок атомів. Пригадаємо, як змінюється будова електронних оболонок атомів хімічних елементів одного періоду.

Проаналізуємо електронні формули атомів цих хімічних елементів, з гідратами оксидів яких виконувалися досліди.





За кількістю енергетичних рівнів атоми Натрію, Алюмінію та Сульфуру відмінностей не мають. Однак у кожного з них різне число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, яке зі збільшенням порядкового номера елемента зростає. В атома Натрію один електрон, Алюмінію — три, Сульфуру — шість.



Повторіть § 15 і **пригадайте**, що атоми металічних елементів містять на зовнішньому енергетичному рівні мало електронів, тому він у них далекий до завершення.

Атоми неметалічних елементів, навпаки, мають зовнішні енергетичні рівні наполовину й більше заповнені електронами (відлік ведеться в порівнянні з 8-електронним енергетичним рівнем). З позицій теорії будови атома в цьому слід шукати пояснення властивостей хімічних елементів та їхніх сполук.

Як будова електронних оболонок атомів та місце елемента в періодичній системі позначаються на властивостях хімічних елементів та їхніх сполук, ілюструє таблиця 16.

Таблиця 16

Елементи третього періоду та їх деякі характеристики

ОЗНАКИ ПОРІВНЯННЯ	ЕЛЕМЕНТИ ТРЕТЬОГО ПЕРІОДУ							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
порядковий номер	11	12	13	14	15	16	17	18
формула простої речовини	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
	метали			неметали				
формула вищого оксиду	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
формула гідрату вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
валентність у оксиді та його гідраті	1	2	3	4	5	6	7	—
хімічні властивості вищого оксиду та його гідрату	основні		амфотерні	кислотні				
спільне в будові атома	Електронна оболонка має три енергетичні рівні							
число електронів на зовнішньому рівні	1	2	3	4	5	6	7	8

У періодах зі збільшенням протонного числа послаблюються металічні й посилюються неметалічні властивості елементів та їхніх сполук. Причиною цього є зростання числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома.

Така залежність між розміщенням елемента в періоді та властивостями утворених ним речовин є загальною для всіх періодів із тією лише різницею, що в малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

Якщо у короткоперіодній системі 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 природних родин лужних елементів (див. § 5), галогенів та інертних елементів (див. § 6). Пригадайте, з якою активністю реагують із водою літій, натрій, калій та галогени з металами. Ви переконаєтесь у тому, що металічні властивості лужних елементів зі збільшенням протонного числа посилюються, неметалічні властивості галогенів — послаблюються.

Найактивніші лужні металічні елементи розміщено у групі під номером I, тобто на початку періодів, а найактивніші неметалічні елементи галогени — у групі під номером VII, тобто в кінці періодів. Елементом VIII групи закінчується кожний період.

Елементи однієї підгрупи (чи лужні, чи галогени, чи інших родин) мають спільні властивості завдяки однаковій будові зовнішнього енергетичного рівня.

Розглянуті залежності ще раз підтверджують універсальний характер періодичного закону й доводять, що він є фундаментальним законом природи.

Стисло про основне

- ✓ Зміна властивостей елементів у періодах є наслідком зміни числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома.
- ✓ У періодах металічні властивості елементів та їхніх сполук послаблюються, а неметалічні — посилюються. Що ближче до початку періоду розміщено елемент, то сильніше в нього виражені металічні властивості.
- ✓ Подібність хімічних властивостей елементів однієї підгрупи — результат однакової будови зовнішніх енергетичних рівнів їхніх атомів. Що більше протонне число металічного елемента, то він хімічно активніший за інші металічні елементи однієї з ним підгрупи.
- ✓ Періодична повторюваність властивостей елементів у періодах є наслідком періодичного повторення будови електронних оболонок атомів.

Знаємо, розуміємо

1. Дайте 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 їх оксидів.
4. Натрій чи Магній має сильніше виражений металічний характер?
5. Гідрат якого оксиду — CO_2 чи N_2O_5 — має сильніше виражені кислотні властивості? Відповідь обґрунтуйте.
6. Як змінюються металічні властивості хімічних елементів одного періоду зі збільшенням протонного числа?
7. Як змінюються неметалічні властивості елементів однієї підгрупи (групи А) зі збільшенням протонного числа?

Застосовуємо

174. Для елементів другого періоду розгляньте, порівняйте та запишіть:
- а) формули оксидів і гідратів оксидів, валентності елементів у них;
 - б) металічні та неметалічні властивості простих, кислотні й основні властивості складних речовин.
175. Чи відповідають результати вашого порівняння висновку про те, що в межах одного періоду відбувається поступовий перехід від металічних властивостей хімічних елементів та їхніх простих речовин до неметалічних?
176. Спрогнозуйте хімічні властивості сполук елементів другого періоду з протонними числами 3, 6 і 9. На підтвердження вашого передбачення напишіть рівняння хімічних реакцій.
177. Розмістіть хімічні елементи за посиленням неметалічних властивостей.
- А Оксиген Б Карбон В Флуор Г Нітроген
- 178*. Чи можуть оксид і гідрат оксиду 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



Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ описувати поширеність оксидів, кислот, основ у природі;
- ♦ дізнатися про застосування оксидів кислот, основ;
- ♦ обґрунтовувати залежності між складом, властивостями та застосуванням неорганічних сполук.

ПОШИРЕННЯ ОКСИДІВ У ПРИРОДІ.

Ви вже знаєте з природознавства й хімії 7 класу, що серед хімічних елементів 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, гідроген оксид, або вода), літосфері (силіцій(IV) оксид, або кремнезем, алюміній оксид, ферум(II) та ферум(III) оксиди) і, звичайно ж, у гідросфері (вода).

Ще з уроків природознавства ви дізналися, що приблизно 0,03 % складу повітря припадає на вуглекислий газ. На перший погляд, це начебто небагато. Однак, якщо зважити на те, що суцільна повітряна оболонка Землі сягає до 15 км у висоту, стає зрозумілим, наскільки це поширений газоподібний оксид.

А що вже казати про інший оксид неметалічного елемента — гідроген оксид — воду, якою вкрито 3/4 суходолу й на яку припадає близько 80 % маси клітин живих організмів!

Тільки карбон(IV) оксиду за природних умов має рівномірне поширення на нашій планеті. Нині внаслідок господарської діяльності людини його стає значно більше в атмосфері. Решта оксидів на певних територіях утворюють поклади, тоді як в інших ділянках 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 «Гідроген оксид у природі», за якою підготуйте розповідь.

Утворення скелястих гір, ґрунту неможливе без силіцій(IV) оксиду та алюміній оксиду. Загалом земна кора наполовину складається із силіцій(IV) оксиду.

В Україні 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, сплавів заліза — чавуну та сталі.

Без використання здатності гідроген оксиду розчиняти інші речовини з утворенням розчинів не можна уявити побут, харчову промисловість, виробництво ліків тощо. Висока теплоємність води забезпечила їй використання в опаленні приміщень, теплообмінниках на заводах із виробництва кислот, у виробництві добрив тощо. Вода також є цінною сировиною, з якої виготовляють кислоти, спирти, водень, кисень, луки та багато інших речовин. Вона надихає поетів і художників на створення шедеврів мистецтва.

Працюйте групами

Підготуйте проект «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 водою покладається на кожного з вас.

Силіцій(IV) оксид — це і незамінний будівельний матеріал у складі піску та граніту, і важлива сировина для виробництва скла, цементу, порцеляни, кераміки. Чистий силіцій(IV) оксид (кварц) іде на виготовлення деталей кварцових годинників, спеціального посуду, що витримує різкі перепади температури.

З алюміній оксиду приблизно на 50 % складаються бокситові руди, поклади яких є в Україні. Основне призначення цього оксиду — видобуток на алюмінієвих заводах «крилатого» металу алюмінію.

Твердість алюміній оксиду та силіцій(IV) оксиду забезпечила їм застосування як *абразивів*.

На природних рудах-оксидах Феруму працюють доменні печі. Це сполуки, в яких із руд виплавляють залізо у вигляді чавуну. З руди магнітний залізняк, що містить у своєму складі залізу окалину Fe_3O_4 , її ще називають змішаним оксидом $FeO \cdot Fe_2O_3$, виготовляють магніти.

Розглянуті оксиди поширені у природі й використовуються людиною у великих кількостях. Проте багато інших оксидів, хоча й поступаються своїм поширенням чи масштабами використання, але є не менш важливими.

ЗАСТОСУВАННЯ ІНШИХ ОКСИДІВ. Чимало хімічних виробництв припинили б свою роботу без наявності каталізаторів, у тому числі й *ванадій(V) оксиду*, *манган(IV) оксиду* та інших.

Біла, зелена, коричнева та деякі інші фарби своїм кольором завдячують оксидам металічних елементів — Цинку, Хрому, Заліза, Кобальту.

Сульфур(IV) оксид добувають із руд-сульфідів, щоб далі доокиснювати та виробляти сульфатну кислоту. Він також знаходить застосування як вибілювач паперу, у текстильній промисловості — для вибілювання вовни, шовку, у харчовій промисловості — для консервування плодів, із санітарно-гігієнічною метою — для знезараження приміщень тощо.

- **Абразиви** — дуже тверді
- матеріали, що застосовуються для шліфування,
- точіння та полірування.

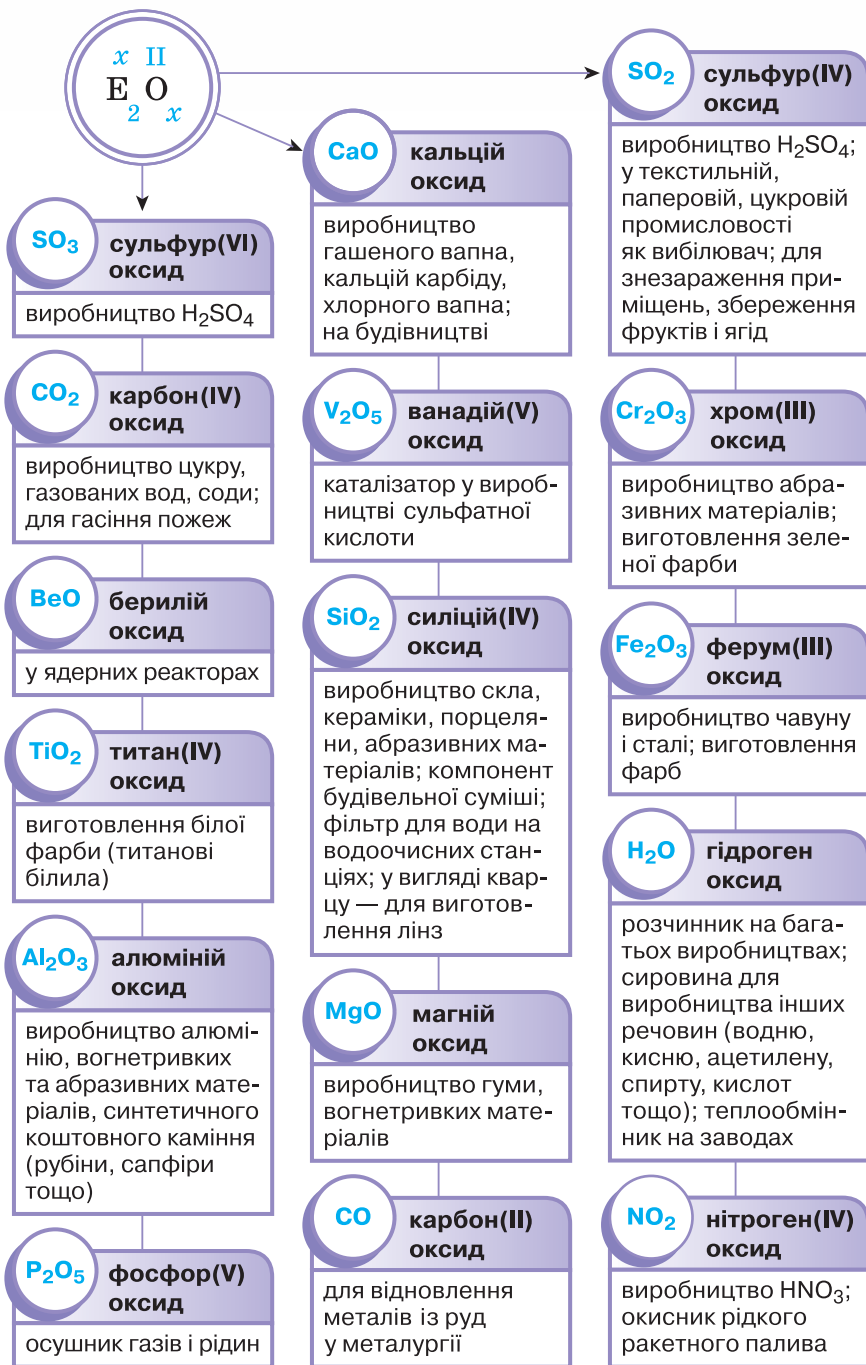


Схема 20 Використання оксидів

Магній оксид застосовують для виготовлення вогнетривких матеріалів, з яких виробляють тиглі та вогнетривку цеглу.

Додаючи у скло замість частини силіцій(IV) оксиду бор оксид B_2O_3 , виготовляють тугоплавке скло, що витримує нагрівання до $800\text{ }^\circ\text{C}$.

У медицині знаходять застосування цинк оксид, магній оксид, алюміній оксид та інші оксиди.

Будівництво було б неможливим без силіцій(IV) оксиду, води та негашеного вапна.

За схемою 20 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 21.

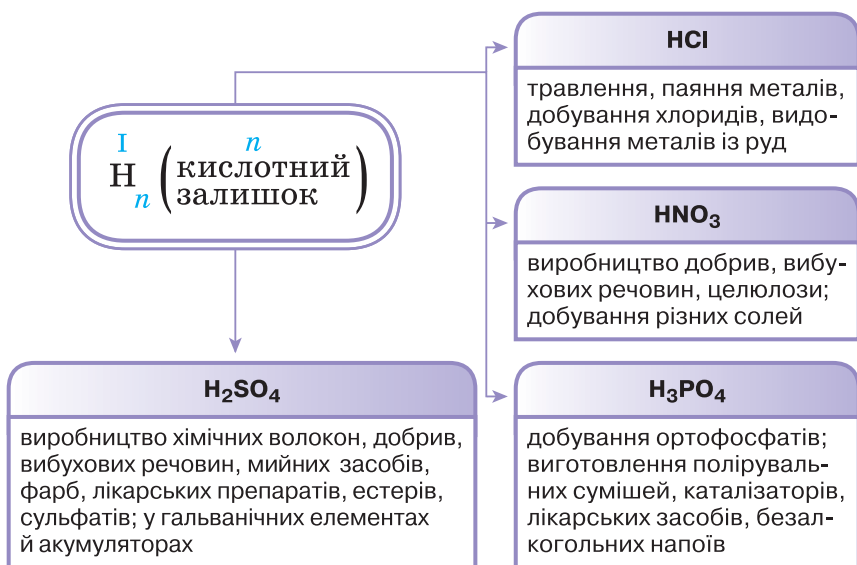


Схема 21 Використання кислот

ПОШИРЕНІСТЬ І ВИКОРИСТАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ 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 22 (див. с. 244).

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

● **Гранично допустима концентрація** — це показник безпечного рівня вмісту шкідливих речовин у навколишньому середовищі.

часто невинною для всього живого на нашій планеті. Серед шкідливих представників основних класів неорганічних сполук найбільше шкодять газоподібні оксиди Карбону, Сульфуру, Нітрогену, що потрапляють у повітря з продуктами горіння нафти, газу, вугілля, бензину, дров, містяться у викидах нафтопереробних, металургійних, хімічних заводів, автомобільного транспорту тощо.

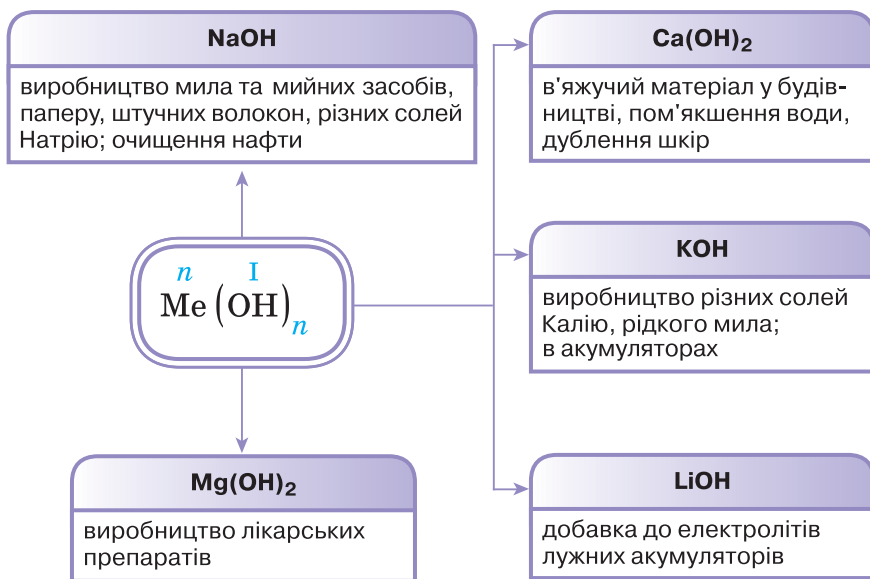


Схема 22

Використання основ



Стисло про основне

- ✓ За поширенням у природі оксиди посідають перше місце серед складних неорганічних речовин.
- ✓ Оксиди знаходять широке застосування в різних галузях народного господарства та побуті.
- ✓ Широке використання оксидів зумовлене різноманітністю їх фізичних та хімічних властивостей.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. З'ясуйте, які оксиди та з якою метою використовують члени вашої родини та ви особисто.

На яких властивостях цих речовин ґрунтується їх використання?



У цьому параграфі було розкрито застосування кожного з оксидів окремо. Проте є виробництва, де задіяно відразу кілька оксидів, наприклад, виробництво чавуну у 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 вапняку, 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 наявності в домні температури перебуває в рідкому стані. На доменному виробництві в теплообмінниках використовуються також H_2O .

Отже, щоб виплавити чавун, необхідно мати щонайменше 5–6 різних оксидів. Не менше їх бере участь і у виробництві сталі.

Працюємо з медійними джерелами



Скористайтесь різними джерелами інформації, розробіть і презентуйте **навчальний проект** «Вплив хімічних сполук на довкілля та здоров'я людини».

Знаємо, розуміємо

1. Розкажіть про використання оксидів, скориставшись поданою в параграфі схемою 20.
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

179. Напишіть формули всіх оксидів, що згадуються в параграфі та в рубриці «Сторінки ерудита». Класифікуйте їх у відомі вам способи.
180. Приблизний склад звичайного віконного скла виражають записом $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Поміркуйте, з яких солей утворене скло, та напишіть їх формули. Який оксид перебуває в надлишку?
181. Ванадій(V) оксид і манган(IV) оксид використовують як каталізатори. У якого із цих оксидів більша масова частка Оксигену?
182. Поміркуйте, на якій хімічній властивості фосфор(V) оксиду базується його використання як осушувача.
183. Обчисліть масу нітратної кислоти і калій карбонату, з яких добули цінне добриво калійну селітру KNO_3 масою 10,1 т.
184. Підготуйте запитання чи завдання, що стосується поширення та використання оксидів, кислот, основ, щоб поставити його учням свого класу на уроці.

§ 48.

Поширеність у природі, й використання середніх солей

Вивчення параграфу допоможе вам:

- ♦ описувати поширеність солей у природі;
- ♦ дізнатися про використання середніх солей;
- ♦ з'ясувати використання сполук основних класів у будівництві та побуті;
- ♦ оцінити значення найважливіших представників солей.

Серед неорганічних сполук за поширеністю у природі солі займають друге місце після оксидів. Так, гірські породи та глина складаються із солей силікатної кислоти, що мають складну будову, тому їхні формули записують через формули оксидів, наприклад, формула польового шпату — $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, глини — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

СОЛІ НАТРІЮ У ПРИРОДІ. Найбільш відома вам сіль — натрій хлорид $NaCl$, або кухонна сіль (мінерал такого складу має назву *галіт*). Родовища цієї солі в Україні розташовані поблизу Артемівська Донецької області та в

Карпатах. Людина здавна використовує цю сіль як харчовий продукт і консервуючий засіб (соління риби, м'яса, грибів тощо, квашення овочів).

Був час, коли ця сіль коштувала дорожче, ніж золото. Наші предки знали ціну солі, тому ще в сиву давнину виник звичай зустрічати гостей хлібом-сіллю. А ще є приказка: «Щоб пізнати людину, треба з нею пуд солі з'їсти». Пуд тривалий час був поширеною одиницею маси в Україні, він дорівнює 16 кг. Людина за рік споживає близько 3 кг солі. Неважко підрахувати, що двоє з'їдять пуд солі десь за 2,5–3 роки. І життєвий досвід доводить, що приказка ця не безпідставна.

Як сировина, натрій хлорид використовується для виробництва натрій гідроксиду, металу натрію, неметалу хлору, хлоридної кислоти, мила, синтетичних мийних засобів. У виготовленні продукції кондитерської та фармацевтичної промисловості використовують й інші солі Натрію, зокрема натрій нітрат $NaNO_3$, натрій карбонат Na_2CO_3 .

Натрій карбонат застосовують для виготовлення скла, паперу, тканин, мийних засобів, у миловарінні.

СОЛІ КАЛЬЦІЮ. Сіль *кальцій карбонат* $CaCO_3$ є основною складовою вапняку, мармуру, крейди. Вапняк використовують для добування кальцій оксиду (негашеного вапна), вапнування кислих ґрунтів (зменшення в них вмісту кислот), вилучення зі складу чавуну (під час його виробництва) таких кислотних оксидів, як силіцій(IV) оксид, фосфор(V) оксид. Разом із глиною та піском вапняк використовують у виробництві *цементу*. Цемент — незамінний будівельний матеріал. Жодний будинок, жодний тунель не збудувати без нього. Унікальність цього будівельного матеріалу в тому, що з роками його твердість збільшується.

Працюємо з медійними джерелами

Скористайтесь інформацією з різних джерел для виконання **навчального проекту** «Сполуки основних класів у будівництві й побуті» та презентуйте його на уроці.

Кістки хребетних тварин і людини містять кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, а зуби — ще й кальцій фторид CaF_2 . Тож коли на зубній пасті зазначено, що вона містить фтор, насправді це означає наявність у ній кальцій фториду та інших сполук Флуору. З кальцій ортофосфату добувають ортофосфатну кислоту та фосфорні добрива.

Окрім крові та кісток солі входять до складу клітинного соку, нервової та м'язової тканин людини і 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 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Широко застосовується й кальцій сульфат CaSO_4 .

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 мінералами¹ 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, покладами в Україні.

Твердість, блиск і колір є основними фізичними властивостями, за якими визначають мінерали. Хімічний склад встановлюють експериментальним шляхом, піддаючи мінерал взаємодії з різними речовинами.

Працюйте 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.

¹ *Мінерали* — природні хімічні сполуки земної кори, однорідні за своєю фізичною будовою та хімічним складом.

В Україні найбільшу колекцію мінералів зібрано в Національному науково-природничому музеї Національної академії наук України (м. Київ). Музей — один із найбільших науково-природничих музеїв світу й найбільший природничий музей України. Відвідування цього музею запам'ятовується на все життя.

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 у 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 І ОКЕАНІВ. Світовий океан містить чи не найбільшу кількість солей на нашій планеті. Вода морів і океанів через вміст у ній різних солей є на смак солоно-гіркою. 100 г морської води в середньому містять 3,5 г солей, серед яких на натрій хлорид припадає майже 78 %. 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 23 подано окремі приклади застосування солей. Це лише невелика частина того, що стосується їх використання.

Поміркуйте і назвіть солі, що ви ними користуєтесь у повсякденному житті.

Хімія — це життя: сторінка природодослідника

Завдання. *Перевірте своє смакове відчуття солоності морської води.*

Смакові відчуття в кожній людині індивідуальні. Виготвте розчин із 35 г морської солі й 1 л води (сіль можна придбати в магазинах, за відсутності морської солі скористайтесь 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?

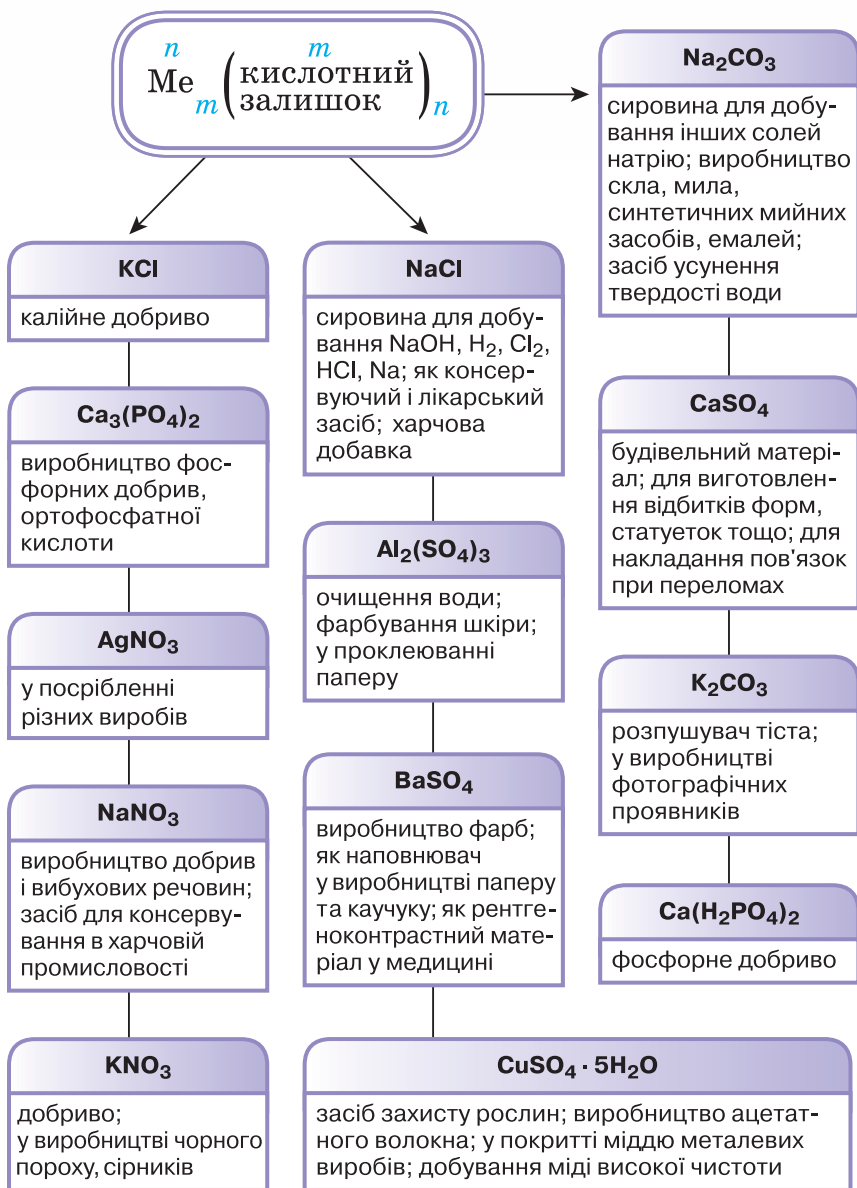


Схема 23 Використання солей



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 із поверхнею з кам'яної кухонної солі, природних соляних кристалів, соляної цегли рудного походження.

Перебування в соляній кімнаті сприяє насиченню клітин організму людини корисними йонами, за рахунок чого відновлюється функція легенів, а мікрофлора дихальних шляхів очищується від пилу та шкідливих бактерій. Протягом сеансу галотерапії збільшується насиченість крові киснем, формуються захисні сили організму для боротьби з інфекціями та вірусами. Інтер'єр соляної кімнати зображено на малюнку 58.



Мал. 58

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 знаходять найрізноманітніше застосування в хімічній промисловості та інших галузях суспільного господарства, а також у побуті.
- ✓ Україна багата покладами солей.

Знаємо, розуміємо

1. Пригадайте назви солей вивчених вами кислот. Наведіть 2–3 приклади солей кожної кислоти.
2. Опишіть поширеність солей у природі.
3. Які фізичні властивості солей забезпечують їм широке використання? Відповідь супроводжуйте конкретними прикладами.
4. Розкрийте застосування та оцініть значення найважливіших представників класу неорганічних сполук солей.
5. Вода хоч і є рідиною за звичайних умов, проте дехто її теж вважає мінералом. А яка ваша думка щодо цього? Чи варто рідину вважати мінералом, чи достатньо обмежитися льодом, що утворює айсберги? Обговоріть це у групі.
6. Попрацюйте з таблицею «Розчинність солей, кислот, основ та амфотерних гідроксидів у воді» (див. додаток 3, с. 255) і з'ясуйте:
 - а) у якої кислоти всі солі розчинні у воді;
 - б) у яких металічних елементів всі солі розчинні у воді;
 - в) які солі сульфатної кислоти нерозчинні у воді.Складіть і запишіть у зошит їхні формули.

- 185.** Середня солоність води в Азовському морі дорівнює 14 %. Знайдіть інформацію про те, скільки води приблизно знаходиться в Азовському морі, та обчисліть масу солей Азовського моря (густину прийняти за 1).
- 186.** Барій сульфат, про застосування якого йшлося в тексті параграфа, можна добути взаємодією барій хлориду із сульфатною кислотою. Обчисліть масу барій хлориду, з якого можна добути барій сульфат для проведення одного рентгенологічного дослідження шлунку чи тонкого кишечника. Відомо, що для дорослих безпосередньо перед дослідженням готують 300 г суміші із барій сульфату та дистильованої води у відношенні 2:1.
- 187.** Для консервування огірків використовують оцет — розчин, у якому вміст оцтової (етанової) кислоти дорівнює 9 %. Обчисліть масову частку цієї речовини в маринаді об'ємом 1 л (густину вважати $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$), якщо для його виготовлення беруть 30 мл оцту.



Виконання комбінованих завдань

Шановні восьмикласники!

Тема 4 «Основні класи неорганічних сполук» є завершальною темою з хімії у 8 класі. Тому знання формул та властивостей найважливіших представників оксидів, основ, кислот, солей дають можливість повторити й застосувати знання та вміння, сформовані в попередніх темах.

Якщо вам під силу самостійне виконання запропонованих завдань і вправ, то вас можна привітати з високим рівнем навчальних досягнень, зі сформованістю предметної компетентності в хімії, що стосується:

- ◆ періодичного закону та будови атома;
- ◆ хімічного зв'язку та будови 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.

Завдання 1.

Вищий оксид хімічного елемента IV групи має відносну молекулярну масу 60. Назвіть хімічний елемент і виконайте такі дії:

- а) складіть формули його оксиду й гідрату оксиду;
- б) спрогнозуйте хімічні властивості його оксиду й гідрату оксиду;
- в) складіть рівняння реакцій, що підтверджують хімічні властивості сполук цього елемента.

Завдання 2.

Напишіть і порівняйте електронні формули атомів Нітрогену та Фосфору. Поясніть, що в них спільного та відмінного.

Завдання 3.

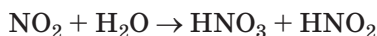
Яка частинка — атом Магнію, катіон Магнію чи аніон Хлору — має більше протонів, ніж електронів?

Завдання 4.

Зазначте хімічний зв'язок у таких речовинах: калій хлорид, кисень, вода. Поясніть його утворення.

Завдання 5.

Нітроген(IV) оксид є оксидом двох кислот.



За поданою схемою реакції напишіть хімічне рівняння, визначте ступені окиснення елементів у кожній формулі.

Завдання 6.

Як можна з ферум(III) гідроксиду, хлоридної кислоти, магнію й гідроген пероксиду добути 4 складні й 2 прості речовини? Напишіть рівняння реакцій, зазначте їх типи, назвіть продукти реакції.

Завдання 7.

Складіть план проведення експерименту з розпізнавання зовні однакових розчинів натрій хлориду, натрій карбонату, натрій сульфату, що містяться в колбах без етикеток.

Завдання 8*.

Напишіть рівняння реакцій добування магній сульфату з:

- металу;
- оксиду неметалічного елемента;
- гідрату оксиду неметалічного елемента;
- солі.

Яка з написаних вами реакцій є реакцією нейтралізації?

Завдання 9.

Як за допомогою індикаторів розпізнати: воду, калій гідроксид, нітратну кислоту?

Завдання 10*.

За нормальних умов суміш азоту та вуглекислого газу об'ємом 8,96 л має масу 16 г. Визначте масові частки компонентів у суміші.

Завдання 11.

Який об'єм карбон(IV) оксиду пропустили через надлишок розчину натрій гідроксиду масою 200 г з масовою часткою розчиненої речовини 10 % та добули середню сіль?

ВІДПОВІДІ
ДО РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ

16. 0,5 г.
49. 46,7 %.
50. Телур.
73. $90,3 \cdot 10^{23}$ атомів.
74. $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
75. а) $56 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$; б) $40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.
76. 0,5 моль.
79. Приблизно 0,3 г.
80. 0,085 моль натрій хлориду і 0,15 моль цукру.
82. 2,5 моль.
83. 44,8 л.
84. 44,8 л.
86. На 0,18 г важчий 1 л кисню.
87. На 3,9 г.
89. 220 г.
90. На $3,01 \cdot 10^{23}$ атомів більше у порції амоніаку.
95. а) 1,59; б) 1,52; в) 2,2.
106. 61,6 %.
131. а) 24 г магнію і 40 г магній оксиду;
б) 4,8 г магнію і 6,4 г кисню;
в) 32 г кисню і 80 г магній оксиду.
132. 9,6 л і $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул водню.
133. 0,8 моль SO_3 , 14,4 г H_2O .
134. 28,4 г P_2O_5 у 11,6 г SiO_2 .
139. 0,56 л.
146. 19,8 г цинк гідроксиду, 50 г розчину.
152. Більше при взаємодії з магнієм.
159. 0,06 моль барій нітрату і 0,02 моль алюміній сульфату.
165. 267 г.
181. Більша у ванадій(V) оксиду.
183. 6,3 т.
186. Приблизно 147 г.
187. Приблизно 0,27 %.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Актиноїди 53
 Амфотерний гідроксид 206
 Амфотерний оксид 204
 Амфотерність 204
 Атом 59

Б

Безоксигеновий 34

В

Витискувальний ряд металів 171
 Відносна густина газів 143

Г

Галогени 36
 Генетичний зв'язок 224
 Група 50

Е

Експериментальний метод 231
 Електрон 55
 Електронна оболонка 68
 Електронна формула атома 78
 Електронна формула молекули 108
 Елемент хімічний 65
 Енергетична комірка 82
 Енергетичний підрівень 73
 Енергетичний рівень 75

І

Ізотопи 65
 Індикатор 19
 Інертні гази 40
 Інертні елементи 39

Й

Йон (іон) 113

К

Катіон 112
 Кислота 163
 Кислотний залишок 19
 Кількість речовини 128
 Класи неорганічних сполук 154
 Кристалічні ґратки 120

Л

Лантаноїди 53
 Лужні елементи 31

М

Моль 129
 Молярна маса 133
 Молярний об'єм 140

Н

Нейтрон 57
 Нейтронне число 64
 Нормальні умови 139
 Нуклід 64
 Нуклонне число 64

О

Оксигеновмісний 220
 Оксид 154
 Орбіталь 69
 Основа 160
 Оснóвні оксиди 187

П

Період 50
 Періодична система 49
 Періодичний закон 43
 Підгрупа
 — головна 51
 — побічна 51
 Протон 56
 Протонне число 64

Р

Радіоактивність 55
 Радіус атома 74
 Реакція
 — заміщення 170
 — нейтралізації 200
 — обміну 188
 — ядерна 65
 — якісна 216

С

Сіль 173
 — середня 214
 Стала (число) Авогадро 140
 Ступінь окиснення 115

Ф

Формульна одиниця речовини 131

Х

Хімічний зв'язок 101
 — йонний 113
 — ковалентний неполярний 107
 — ковалентний полярний 110

Ч

Число Авогадро 129

Я

Ядро 56

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+}	
Аніони	OH^-	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Х	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Н
	Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р	Р	Р
	I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	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	Н	Р	Р	Р	Р	Р
	F^-	Р	М	М	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Р	М	М	М	М	М	Р	Н	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	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	—	—
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Х	Х	
CO_3^{2-}	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Х	Н	Н	Х	Х	Х	Х	
PO_4^{3-}	Р	М	Р	Р	Р	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

Відомості про стан підручника

№	Прізвище та ім'я учня	Навчальний рік	Стан підручника		Оцінка
			на початку року	в кінці року	
1					
2					
3					
4					
5					

Навчальне видання
ЯРОШЕНКО Ольга Григорівна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

ВИДАНО ЗА РАХУНОК ДЕРЖАВНИХ КОШТІВ. ПРОДАЖ ЗАБОРОНЕНО

Редактор *О. С. Ісак*
Головний художник *І. П. Медведовська*
Технічний редактор *Е. А. Авраменко*
Коректор *С. В. Войтенко*

При оформленні підручника використано малюнки *Наталії Андрійченко*,

а також ілюстрації та фотоілюстрації з мережі Інтернет: *В. Моренка, Є. Мраченка, Н. Прибори, Дм. Широноса, Chip Clark, Diverroy, Nikolz, Frank-Peters, Injenerker, KrulUA, Saicle, Jrp_studio, Galdzer, Sakkmasterke, Leonard Zhukovsky, Nikolay Alexandrov, Frank Peters, Evgeny Illarionov, Roy Pedersen, Oleksandr Omelchenko, Veronika Alexovicova, Jasmina Putnik, Sergey Galushko, Andrei Nekrassov, Daniel Jedzura, Dmitri Maruta, Iakov Filimonov, Iosif Szasz-Fabian, Iurii Konoval, Ivan Arhipov, Jordi De Rueda Roige, Katarzyna Biatasiewicz, Kirill Smyslov, Lance Beller, Lenets Tatsiana, Lyudmil Genov, Marina Anokhina, Markus Gan, Nikifor Todorov, Nikita Sobolkov, Olekii Mach, Oleksandr Marynchenko, Oleksii Olkin, Przemyslaw Koch, Sasin Tipchai, Sergey Sidorov, Siim Sepp, Svetlana Pavlova*

Формат 70x100 ¹/₁₆. Ум. друк. арк. 20,736 + 0,324 форзац.
Обл.-вид. арк. 19,50 + 0,55 форзац. Тираж 54 674 пр.
Зам. №

ТОВ «Український освітянський видавничий центр «Оріон»
Свідоцтво «Про внесення суб'єкта видавничої справи до державного реєстру
видавців, виготівників і розповсюджувачів видавничої продукції»
Серія ДК № 4918 від 17.06.2015 р.

Адреса видавництва: 03061, м. Київ, вул. Миколи Шепелева, 2
www.orioncentr.com.ua

Віддруковано ТОВ «НВП Поліграфсервіс»,
вул. Юрія Коцюбинського, 4, к. 25, м. Київ, 04053
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3751 від 01.04.2010 р.