



Ярошенко О. Г.

ХІМІЯ

8



ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

Найважливіші поняття хімії, що вивчалися у 7 класі, необхідні для подальшого успішного засвоєння хімічних знань у 8 класі. Для того щоб актуалізувати знання та відновити уміння практично застосовувати найважливіші поняття, скористайтеся наведеними запитаннями та завданнями.

Дайте відповіді на такі запитання:

1. Що вивчає хімія?
2. З чого складаються речовини та які класифікації речовин вам відомі?
3. У чому полягає відмінність між: а) чистою речовиною і сумішшю; б) простою речовиною і складною; в) металами та неметалами; г) органічними та неорганічними речовинами; ґ) речовинами молекулярної та немоллекулярної будови? Відповіді супроводжуйте прикладами.
4. Що називають: а) атомом; б) молекулою; в) йоном?
5. Що називають хімічним елементом, на які групи поділяються хімічні елементи? Наведіть приклади відомих вам хімічних елементів.
6. Що означає поняття: а) атомна одиниця маси; б) відносна атомна маса; в) відносна молекулярна маса?
7. Що являє собою хімічна формула? Як, користуючись нею, обчислити відносну молекулярну масу речовини?
8. Як обчислити масову частку елемента в речовині?
9. Що називають хімічним рівнянням?
10. Що відображає схема реакції, а що — хімічне рівняння? Яка відмінність між ними?
11. Що потрібно знати для написання хімічного рівняння?
12. У чому полягає відмінність між фізичними та хімічними явищами? Наведіть приклади.
13. Які фізичні явища супроводжують хімічні?
14. Чим закон відрізняється від інших форм наукового знання?
15. Які речовини входять до складу повітря?
16. Що називають валентністю?
17. Які елементи виявляють постійну валентність? Наведіть приклади.

18. Як визначити валентність елемента у бінарній сполуці?
 19. Як скласти формулу бінарної сполуки за валентністю?
 20. Які речовини називають оксидами? Наведіть приклади відомих вам оксидів.
 21. Чим горіння відрізняється від повільного окиснення?
 22. Які властивості газуватої речовини потрібно знати, щоб наповнити нею посудину шляхом витіснення повітря?
 23. Які знання потрібні, щоб наповнити посудину газом шляхом витіснення води?
 24. Які типи реакцій ви вже знаєте?

Переконайтеся у засвоєнні найважливіших хімічних понять, виконавши такі завдання:

1. За таблицею встановіть, що означає кожна з поданих назв — хімічний елемент, речовину чи суміш. Запишіть відповідні літери в зошит. Якщо ви правильно виконали завдання, з них складеться назва хімічного елемента.

Назва	Хімічний елемент	Речовина	Суміш
Купрум	с	ж	к
Повітря	н	м	т
Вода	а	р	б
Кухонна сіль	у	о	г
Ферум	н	в	л
Молоко	г	с	ц
Ферум(II) сульфід	ц	і	ц
Оксиген	й	н	ж

2. Встановіть відповідність між поняттями та конкретними прикладами:

Поняття:

1. Чиста речовина
2. Суміш

Приклади:

- а) вода; б) мідь; в) ґрунт; г) питна сода; г) сірка; д) цукор;
- е) мінеральна вода; е) повітря.

3. Встановіть відповідність між явищами та конкретними прикладами:

Поняття:

1. Фізичні явища
2. Хімічні явища

Приклади:

- а) кипіння води; б) розчинення цукру у воді; в) плавлення сірки під час нагрівання;
- г) розкладання води електричним струмом; г) поява зеленого нальоту на мідному виробі; д) потемніння срібної чаші.

4. Які із зазначених речовин складаються з атомів лише одного елемента:

- а) кисень; б) вуглекислий газ; в) алмаз; г) вода?

5. Встановіть відповідність між простими речовинами та їх фізичними властивостями:

Речовини:

Властивості:

1. Метали а) проводять електричний струм;
2. Неметали б) за звичайних умов можуть бути газами;
 в) пластичні; г) у твердому стані крихкі.

6. Укажіть символи металічних і неметалічних хімічних елементів та випишіть у зошит числа, присвоєні їм у таблиці. Якщо ви правильно виконали завдання, сума чисел дорівнюватиме молекулярній масі натрій гідроксиду NaOH.

Символ	Металічний елемент	Неметалічний елемент
C	1	2
Ca	3	4
O	5	6
Al	7	8
N	9	10
H	11	12

7. Обчисліть, у скільки разів атом Оксигену:

- а) важчий за атом Гідрогену; б) легший за атом Купруму.

8. Встановіть відповідність між сполуками та їх відносними молекулярними масами:

Сполука:

M_r :

1. H_2SO_4 а) 47; б) 2; в) 108;
2. CaO г) 98; г) 56; д) 342.
3. H_2
4. $Al_2(SO_4)_3$

9. Молекула сірчастого газу складається з одного атома Сульфуру і двох атомів Оксигену. Запишіть хімічну формулу сполуки, обчисліть у ній масову частку Сульфуру.

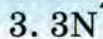
10. Установіть відповідність між позначеннями та їх змістом:

Позначення:

Зміст позначення:

1. F_2

- а) дві молекули води;



б) молекула водню;

в) три атоми Нітрогену;

г) молекула фтору;

г) п'ять молекул хлору.

11. Розмістіть формули сполук в порядку зростання в них масових часток Феруму: Fe_2O_3 , FeO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

12. У скільки разів масова частка Нітрогену більша в амоній гідроксиді NH_4OH , ніж у нітратній кислоті HNO_3 ?

13. Знайдіть формули, в яких допущені помилки, та виправте їх: MgO_2 , Al_2O_3 , KBr , NaCl_2 , Na_2S , SO_2 , Zn_2O_2 .

14. Запишіть формули оксидів, валентність Нітрогену в яких дорівнює V, IV, III, II та I.

15. За зазначеною над символами хімічних елементів валентністю складіть відповідні формули сполук:

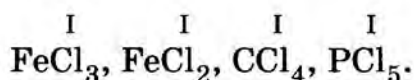
III II III IV VI IV III II III II VI
 AuCl , CuO , PO , SO , SO , MnO , PH , NiO , BO , CdO , WO .

16. Визначте, в яких формулах метали виявляють валентність II: а) PbO ; б) Cr_2O_3 ; в) FeCl_2 ; г) Al_2O_3 ; ґ) PbO_2 ; д) Na_2S ; е) FeCl_3 ; є) CuS ; ж) K_2O .

17. Накресліть у зошиті таблицю і заповніть її формулами сполук зазначених елементів:

Н	К	Ва	Fe(III)	Ag(I)	
					О
					I Cl
					II S

18. Напишіть формули сполук елементів з Оксигеном, визначивши для цього їх валентність у наведених сполуках з Хлором:



19. Маємо сполуки Купруму:

купрум(II) оксид, купрум(I) сульфід, купрум(I) оксид, купрум(II) сульфід.

В яких речовинах вміст масових часток Cu однаковий?

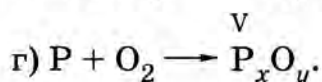
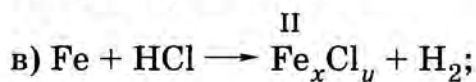
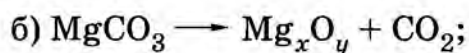
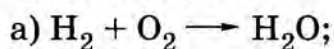
20. Два оксиди Нітрогену мають один і той самий склад: 30,43 % Нітрогену і 69,57 % Оксигену. Відносна густина їх за воднем становить відповідно 23 і 46. Виведіть молекулярні формули сполук.

21. За якими ознаками укладено такий перелік символів хімічних елементів: Ca, Ba, Mg, Zn?

22. Зазначте спільні характеристики речовин, формули яких:

O_2 , CO , CO_2 , CH_4 , C_2H_2 , SO_2 , N_2 .

23. За наведеними схемами запишіть хімічні рівняння та як їх треба читати:



Після повторення вивчених у 7 класі початкових хімічних понять для вас розпочинається новий етап пізнання хімії. Це — кількісні відношення речовин у хімічних реакціях, зв'язок хімічних знань з математичними.

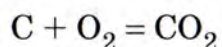
Після вивчення теми ви зможете:

- називати одиницю вимірювання *кількості речовини* та характеризувати її;
- встановлювати взаємозв'язок між такими фізичними величинами, як маса, об'єм, кількість речовини;
- обчислювати за хімічною формулою число атомів і молекул у певній порції речовини, масу та об'єм речовин, відносну густину газів.

§ 1. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Число Авогадро

Ви вже знаєте, що існують речовини молекулярної та немоллекулярної будови, а їх складовими частинками можуть бути атоми, молекули, йони. Абсолютні розміри цих структурних частинок вражаюче малі, тоді як їх кількісні співвідношення у хімічних рівняннях виражаються невеликими цілими числами, що дорівнюють коефіцієнтам.

Розглянемо взаємодію речовини немоллекулярної будови вуглецю з речовиною молекулярної будови киснем:



Як видно з рівняння реакції, 1 атом Карбону взаємодіє з 1 молекулою простої речовини кисню й утворюється 1 молекула складної речовини карбон(IV) оксиду, або вуглекислого газу. Але ж для проведення цієї реакції ніколи не лічать атоми Карбону та молекули кисню, а оперують такими величинами, як маса вуглецю та маса чи об'єм кисню. Як у таких випадках не помилитися і взяти стільки кожної з речовин, щоб їх було достатньо для проведення реакції та одержання продукту реакції необхідної маси чи об'єму?

Вам відомі такі *фізичні величини* — час, маса, довжина, об'єм, густина, температура. З ними у повсякденному житті

доводиться досить часто стикатися. Проте це не весь перелік характеристик, за якими *порівнюють* та *відрізняють* тіла, речовини, явища.

Кількість речовини. 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 от чи доводилося вам хоч раз мати справу з таким числом, як 602 000 000 000 000 000 000 000? Якраз стільки молекул міститься у порції води об'ємом 18 мл! Погодьтеся, не так уже й зручно відлічувати число молекул води (або число будь-яких структурних частинок інших речовин) у певній її порції, адже лічильників атомів чи молекул ще не сконструйовано. Щоб уникнути цих незручностей, було введено фізичну величину *кількість речовини*.

Кількість речовини — це фізична величина, що характеризується числом структурних частинок речовини у певній її порції.

Кількість речовини позначається літерою грецького алфавіту ν (читається «ню»).

В яких випадках використовують цю фізичну величину? Насамперед, коли потрібно кількісно схарактеризувати реагенти чи продукти реакції.

Для кожної фізичної одиниці існує 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 кг та похідні від нього — мг, г, т; для вимірювання довжини — мм, см, м, км. Так, виміряти довжину мідної дротини чи визначити масу пакета кухонної солі ви зможете легко і не припуститесь помилки.

А з чим порівнюють порцію речовини, визначаючи кількість речовини в ній? В яких одиницях вимірюють цю фізичну величину? Чи існує її еталон?

За одиницю вимірювання кількості речовини прийнято *моль*. Якщо більшість одиниць фізичних величин уведено в обіг давно, то одиницю кількості речовини *моль* — лише у 1971 році. У перекладі «моль» означає множина.

Моль — це кількість речовини, що містить саме стільки структурних частинок (атомів, молекул тощо) цієї речовини, скільки атомів міститься у 12 г легшої різновидності атома Карбону.

◆ Пригадайте: вивчаючи у 7 класі атомну одиницю маси, ви дізналися, що у природі переважає легша різновидність атомів Карбону, в ядрах яких міститься по 6 протонів та нейтронів. Тоді як важча різновидність Карбону представлена атомами, ядра яких складаються з 6 протонів і 7 нейтронів, і у природі їх невеликий відсоток.

З чого складається 1 моль речовини. Як показали розрахунки, 12 г легшої різновидності атомів Карбону містять 602 204 500 000 000 000 000 000 атомів. З уведенням фізичної величини *кількість речовини* це число показує, скільки структурних частинок речовини міститься в одному молі будь-якої речовини. На честь італійського вченого Амедео Авогадро його назвали **числом Авогадро** (позначається N_A). Для практичних розрахунків цілком достатньо брати наближене його значення 602 000 000 000 000 000 000 000. Це число важко прочитати, а ще важче уявити, наскільки воно величезне. Так, якщо всю воду гідросфери нашої планети виміряти склянками місткістю 200 мл, то дістанемо число, яке буде лише мільярдною частиною числа Авогадро! Це порівняння ілюструє, наскільки величезним є число Авогадро та наскільки малі розміри структурних частинок речовин.

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.

$$N_A = \frac{602000000000000000000000}{1 \text{ моль}} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ моль}^{-1}.$$

Одиниця вимірювання кількості речовини *моль* позначається цим же словом: 1 моль води, 2 моль цукру, 5 моль вуглекислого газу тощо. Зверніть увагу, що закінчення не змінюється, якщо слово «моль» пишеться після цифри. Якщо ж запис зроблено без цифри, то закінчення змінюється згідно з відмінком. Наприклад: «Скільки **молів** кисню виділиться, якщо розкласти 4 моль калій перманганату?»; «В одному **молі** води міститься число Авогадро молекул».

Потренуємося у застосуванні числа Авогадро щодо конкретних структурних частинок різних речовин — атомів, молекул тощо.

Приклад 1. Графіт С — речовина атомної будови. Отже, 1 моль цієї речовини складається з 602 000 000 000 000 000 000 000 атомів Карбону.

Приклад 2. Вода H_2O — речовина молекулярної будови. Отже, 1 моль цієї речовини складається з 602 000 000 000 000 000 000 000 молекул H_2O .

Приклад 3. Натрій хлорид NaCl — речовина йонної будови. Тоді що є її структурними частинками? Скільки таких частинок в 1 моль цієї речовини?

У 7 класі ви записували хімічну формулу кухонної солі, або натрій хлориду NaCl , і пояснювали, що атоми Натрію та атоми Хлору, перетворюючись на катіони Na^+ та аніони Cl^- , сполучаються у співвідношенні 1:1.

Стосовно натрій хлориду число Авогадро означає число формульних одиниць речовини в 1 моль цієї речовини.

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

Для речовин, структурними частинками яких є атоми, формульна одиниця речовини — атом. Для речовин, структурними частинками яких є молекули, формульна одиниця — молекула. А для речовин, структурними частинками яких є йони, формульна одиниця — *сукупність йонів, що відображена у хімічній формулі речовини*. Наприклад, у кухонній солі NaCl така сукупність представлена одним катіоном Натрію та одним аніоном Хлору, у кальцій хлориді CaCl_2 — одним катіоном Кальцію і двома аніонами Хлору.

Тому правильно буде сказати, що в 1 моль натрій хлориду налічується 1 моль катіонів Na^+ та 1 моль аніонів Cl^- . Тоді як в 1 моль кальцій хлориду — 1 моль катіонів кальцію Ca^{2+} і 2 моль аніонів хлору Cl^- .

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, приладів для вимірювання кількості речовини не існує (мал. 1).

Тоді як узяти, наприклад, порцію води кількістю речовини 2 моль? Відповідь на це запитання ви дістанете, з'ясувавши у наступному параграфі сутність поняття «молярна маса».



ПРИЛАДУ ДЛЯ ВИМІРЮВАННЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ НЕ ІСНУЄ

Мал. 1.

Прилади для вимірювання фізичних величин



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання 1. Розробіть план проведення експерименту з визначення густини речовин, з яких виготовлені металеві та пластмасові скріпки.

Завдання 2. Якщо ви маєте такі скріпки й у вас є змога зробити всі необхідні вимірювання, реалізуйте свій план на практиці та з'ясуйте, у скільки разів густина одного матеріалу більша за густину іншого.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Для характеристики речовин використовують різні фізичні величини. Однією з них є кількість речовини (ν).
- Фізичну величину *кількість речовини* введено для позначення числа структурних частинок речовини у певній її порції.
- Кількість речовини вимірюється в молях. Моль — це кількість речовини, що містить число Авогадро структурних частинок (атомів, молекул чи інших формульних одиниць) цієї речовини.
- 1 моль будь-якої речовини містить число Авогадро структурних частинок речовини.
- Число Авогадро позначається N_A і дорівнює 602 000 000 000 000 000 000 000.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Амедео Авогадро (1776—1856 рр.) — італійський хімік і фізик, першим почав систематично досліджувати кількісний і якісний склад речовин на основі співвідношення об'ємів газоватих речовин, з яких вони утворилися. Йому належать правильні записи формул: води (H_2O замість HO), вуглекислого газу (CO_2 замість CO), чадного газу (CO замість C_2O) та інших.

У 1811 р. Авогадро відкрив закон, який дотепер є загальновизнаним: *в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакове число молекул*. Закон носить ім'я свого першовідкривача.

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

Один із мінералів металічного елемента Цезію (у періодичній системі займає комірку під номером 55) *авогадрит* також названо на честь ученого.



Амедео Авогадро

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть відомі вам фізичні величини та одиниці їх вимірювання.
2. Що означає фізична величина *кількість речовини* та в яких одиницях вона вимірюється?
3. Що позначають числом Авогадро?
4. У чому полягає особливість фізичної величини *кількість речовини* порівняно з іншими фізичними величинами, що використовуються для характеристики речовин?
- 5*. Складіть формулу бінарної сполуки Гідрогену і Сульфуру, в якій валентність Сульфуру дорівнює II. Яке число формульних одиниць налічується у складі 4 моль цієї речовини та чому дорівнює кількість речовини атомів Гідрогену в ній?

§ 2. Молярна маса. Обчислення молярної маси, маси і кількості речовини за хімічною формулою

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

Молярна маса (M) — це відношення маси деякої порції речовини до кількості речовини у цій порції.

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

Тобто молярна маса є величиною, що характеризує конкретну речовину і вимірюється в **кілограмах на моль (кг/моль)** або в **грамах на моль (г/моль)**. Слід зазначити, що в хімії здебільшого використовують одиницю г/моль.

Якщо взяти порції різних речовин, маси яких чисельно 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 в грамах структурної частинки речовини, то в усіх випадках частка від ділення становитиме 602 000 000 000 000 000 000 000, тобто дорівнюватиме числу Авогадро.

Як бачимо, незважаючи на різну відносну молекулярну масу речовин M_r , у їх порціях масою, що чисельно дорівнює відносній молекулярній масі цих речовин, міститься число Авогадро структурних частинок.

Маса одного моля будь-якої речовини чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі і містить число Авогадро структурних частинок (формульних одиниць) речовини.

Для знаходження молярної маси речовини не обов'язково щоразу ділити масу порції речовини на кількість речовини в ній. Достатньо обчислити її відносну молекулярну масу і знайдене число виразити в одиницях молярної маси, тобто в г/моль.

Приклад 1. $M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$.
 $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль.

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

Приклад 2. $M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80$.
 $M(\text{CuO}) = 80$ г/моль.

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

Знаючи масу порції якоїсь речовини та кількість речовини в ній, за формулою $M = m/v$ обчислюють молярну масу речовини.

Приклад 3. Обчислити молярну масу бінарної сполуки Сульфуру з Оксигеном, якщо у порції масою 32 г кількість речовини її дорівнює 0,5 моль.

Д а н о: $m(\text{S}_x\text{O}_y) = 32$ г $v(\text{S}_x\text{O}_y) = 0,5$ моль <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $M(\text{S}_x\text{O}_y) = ?$	$M = \frac{m}{v}$
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-------------------

Р о з в' я з а н н я

$$M(\text{S}_x\text{O}_y) = 32 \text{ г} : 0,5 \text{ моль} = 64 \text{ г/моль.}$$

В і д п о в і д ь: молярна маса сполуки дорівнює 64 г/моль.

Похідні формули $M = \frac{m}{v}$. Формула $v = \frac{m}{M}$ дає змогу обчислювати кількість речовини, якщо відомі маса порції речовини та молярна маса цієї речовини.

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

Д а н о: $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4$ г <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$	$v = \frac{m}{M}$ $A_r(\text{Al}) = 27$ $A_r(\text{O}) = 16$
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------

Р о з в' я з а н н я

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

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

В і д п о в і д ь: кількість речовини у порції алюміній оксиду масою 20,4 г становить 0,2 моль.

Формула $m = M \cdot \nu$ дає змогу обчислювати масу (m) порції речовини, якщо відомі молярна маса речовини та кількість речовини у порції.

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

Д а н о: $\nu(\text{SO}_3) = 4 \text{ моль}$ $m(\text{SO}_3) = ?$	$m = M \cdot \nu$ $A_r(\text{S}) = 32; A_r(\text{O}) = 16$
-------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------

Р о з в' я з а н н я

$$1) M_r(\text{SO}_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80; \quad M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль};$$

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

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

Як обчислити число структурних частинок речовини. Вам відомо, що формули багатьох речовин містять індекси. Це дає змогу, характеризуючи кількісний склад речовини, зазначати число структурних частинок у формульній одиниці речовини. Число структурних частинок речовини в одному молі речовини прийнято позначати N (читається «ен»).

Приклад 6. Обчислити, скільки атомів Фосфору та скільки атомів Оксигену міститься в одному молі фосфор(V) оксиду P_2O_5 .

Аналізуючи хімічну формулу P_2O_5 , бачимо, що одна формульна одиниця речовини складається з 2 атомів Фосфору й 5 атомів Оксигену. Тож в 1 моль цієї речовини міститься 2 моль атомів Фосфору і 5 моль атомів Оксигену. А оскільки 1 моль речовини налічує число Авогадро структурних частинок, то можна записати:

$$1) N(\text{P}) = 2 \cdot 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 1\,204\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ атомів.}$$

$$2) N(\text{O}) = 5 \cdot 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 3\,010\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ атомів.}$$

У черговий раз нам довелося мати справу з такими великими числами. Трохи пізніше на уроках математики ви виконуватимете дії з дуже великими або дуже малими числами. Для зручності їх записують у стандартному вигляді, тобто у вигляді $a \cdot 10^n$, де $1 \leq a < 10$ і число n ціле.

Такими числами зручно користуватися для позначення числа Авогадро. Ви легко переконаєтеся в тому, що, помноживши $6,02 \cdot 100\,000\,000\,000\,000\,000\,000$, в добутку матимемо число Авогадро. Це саме число можна виразити по-іншому: $6,02 \cdot 10^{23}$. Як бачимо, у запису замість множника з 23-ма нулями значиться множник 10^{23} . Надалі для зручності ми будемо користуватися записом числа Авогадро у вигляді $6,02 \cdot 10^{23}$.



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, один моль якої з речовин найлегший, а якої — найважчий. Однаковий чи різний об'єм цих порцій?

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

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Молярна маса M — це маса одного моля речовини. Чисельно вона дорівнює її відносній молекулярній масі.
- Молярну масу речовини можна обчислити, поділивши масу порції речовини m на кількість речовини ν в ній: $M = \frac{m}{\nu}$.
- 1 моль будь-якої речовини містить однакове число — $6,02 \cdot 10^{23}$ — формульних одиниць речовини (атомів, молекул тощо). Це — число Авогадро.
- Похідними формулами від формули для обчислення молярної маси речовини є: $\nu = \frac{m}{M}$ та $m = \nu \cdot M$.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У розглянутому в тексті § 2 *прикладі 3* ми обмежилися знайденою відповіддю 64 г/моль щодо молярної маси невідомої речовини. Але ж вам напевно цікаво знати, що це за бінарна сполука Сульфуру з Оксигеном? Для цього необхідно встановити невідомі індекси « x » та « y » у формулі S_xO_y .

Міркуємо таким чином: якби $x = 2$, то тоді відносна маса двох атомів Сульфуру у формульній одиниці речовини дорівнювала б $32 \cdot 2 = 64$. Але ж таку саму масу має вся формульна одиниця речовини, в якій наявний також Оксиген. Тож робимо висновок про наявність

у складі хімічної формули одного (тобто $x = 1$) атома Сульфуру і продовжуємо визначати y :

$$M_r(S_xO_y) = 1 \cdot A_r(S) + y \cdot A_r(O);$$

$$y \cdot A_r(O) = M_r(S_xO_y) - 1 \cdot A_r(S);$$

$$y = \frac{M_r(S_xO_y) - 1 \cdot A_r(S)}{A_r(O)} = \frac{64 - 32}{16} = 2.$$

В і д п о в і д ь: формула бінарної сполуки — SO_2 .

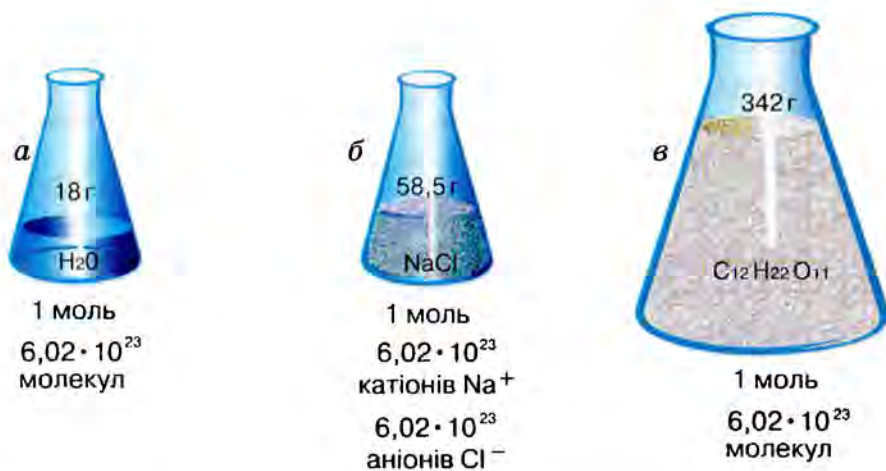
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Що називають молярною масою речовини та яка залежність існує між молярною та відносною молекулярною масою речовини?
2. Обчисліть молярні маси речовин за такими даними:
 - а) порція речовини має масу 22,4 г, що відповідає кількості речовини 0,4 моль;
 - б) порція речовини має масу 120 г, що відповідає кількості речовини 3 моль.
3. Яка маса 3 моль амоніаку NH_3 ?
4. Обчисліть масу 5 моль цукру, молекула якого складається з 12 атомів Карбону, 22 атомів Гідрогену й 11 атомів Оксигену.
5. Обчисліть кількість речовини у порції метану масою 8 г, молекула якого складається з 1 атома Карбону і 4 атомів Гідрогену.
- 6*. Якою має бути маса порції кухонної солі, щоб у ній містилося стільки ж формульних одиниць речовини ($NaCl$), скільки молекул міститься в 1 грудці рафінованого цукру масою 5 г?

§ 3. Молярний об'єм газів. Обчислення об'єму газу за нормальних умов

Як вам відомо, речовини можуть перебувати в твердому, рідкому й газуватому агрегатних станах. Особливості газуватого стану полягають у тому, що між молекулами, які є структурними частинками газів, відстані в тисячі разів більші, ніж відстані між структурними частинками рідкої, а тим більше твердої речовини. Так, один моль води за кімнатної температури й нормального атмосферного тиску займає об'єм 18 мл (приблизно 1 столова ложка). Об'єм одного моля дрібнокристалічного натрій хлориду втричі більший за об'єм 1 моль води, а об'єм 1 моль цукру — майже у 20 раз більший (мал. 2). А для одного моля азоту за тих самих умов потрібна посудина приблизно у 1240 раз місткіша за столову ложку.

Отже, об'єм одного моля газуватої речовини азоту істотно відрізняється від об'єму одного моля рідкої чи твердої речовини, тоді як різниця об'ємів одного моля рідини води та твердої речовини натрій хлориду або цукру незначна.



Мал. 2.

Один моль різних рідких та твердих речовин займає різний об'єм:
а — вода; *б* — натрій хлорид; *в* — цукор

Обчислимо об'єм 1 моль азоту та деяких інших газуватих речовин у літрах. 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 газуватих речовин, для проведення обчислень обрано однакову температуру (0°C) і тиск 1 атм (101,3 кПа).

Температура 0°C і тиск 101,3 кПа дістали назву нормальні умови.

Нормальні умови скорочено позначаються першими літерами з крапкою після кожної в круглих дужках — **(н.у.)**.

Обчислення об'єму 1 моль азоту розпочнемо зі знаходження його відносної молекулярної маси M_r :

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

Оскільки молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній, то

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

За нормальних умов азот має густину 1,25 г/л.

Підставляємо значення молярної маси 28 г/моль та густини азоту 1,25 г/л у формулу $V = \frac{m}{\rho}$ і знаходимо молярний об'єм азоту за нормальних умов:

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

Отже, 1 моль азоту за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Зауважимо, що, обчислений за інших умов, він матиме інші значення. Так, за температури 20°C (кімнатної температури) і

тиску 101,3 кПа 1 моль азоту займає об'єм 24 л, а за температури 100 °С і за цього самого тиску — 30,6 л.

Обчислимо молярний об'єм кисню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює 1,429 г/л:

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}; \rho(\text{O}_2) = 1,429 \text{ г/л.}$$

$$V(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} : 1,429 \text{ г/л} = 22,39 \text{ л/моль, або округлено } 22,4 \text{ л.}$$

Якби ми обчислювали молярний об'єм інших газуватих речовин за нормальних умов, то здобули б значення, близькі до 22,4 л.

Однією з величин, що характеризує 1 моль будь-якої газуватої речовини за нормальних умов, є молярний об'єм газів (V_m).

Отже, $V_m = 22,4 \text{ л/моль (н. у.)}$.

Із малюнка 3 видно, що 1 моль кисню (а), 1 моль вуглекислого газу (б), 1 моль метану (в), 1 моль гелію (г) за нормальних умов займають однаковий об'єм і містять однакове число молекул.

Поміркуйте і зробіть висновок — однакову чи різну масу вони при цьому мають.

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. В цьому відношенні гази схожі на рідини, оскільки власної форми в них теж немає.

Розглянемо приклади обчислень з використанням молярного об'єму газів.

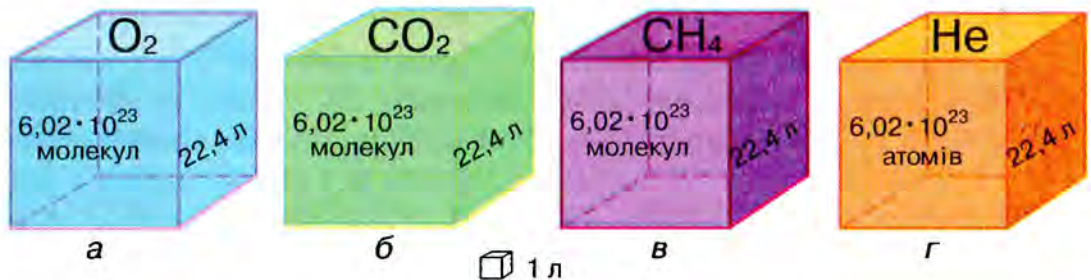
Обчислити об'єм азоту кількістю речовини 0,5 моль за нормальних умов.

Розв'язання

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

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

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



Мал. 3.

Один моль різних газуватих речовин займає об'єм, близький до 22,4 л

Якій кількості речовини карбон(II) оксиду відповідає 112 л цієї речовини (н.у.)?

Розв'язання

Скористаємося формулою $v = V : V_m$;

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

Відповідь: кількість речовини карбон(II) оксиду у порції об'ємом 112 л становить 5 моль.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Як, не відкриваючи посудин, довести, у якій з них міститься кисень, а в якій — вуглекислий газ, якщо обидві посудини до заповнення газуватими речовинами мали однакову масу та однаковий об'єм, а після заповнення їх щільно закрили притертими пробками?

Газуваті речовини, як і рідини, не мають власної форми, а набувають форми посудини, в яку їх помістили.

За різних температури і тиску 1 моль газуватої речовини займає різний об'єм.

За температури 0°C і тиску 101,3 кПа порція будь-якої газуватої речовини кількістю речовини 1 моль займає об'єм 22,4 л (округлено). Ці умови дістали назву *нормальних умов* (н.у.), а об'єм — *молярного об'єму* V_m .

Для обчислення об'єму порції газуватої речовини потрібно кількість речовини в цій порції помножити на молярний об'єм: $V = v \cdot V_m$.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Відтепер ви знаєте, що кількість речовини v для газу можна обчислювати, якщо відома маса чи об'єм його порції. Тобто для однієї й тієї самої порції газуватої речовини справджуються 2 формули:

$$v = \frac{m}{M} \quad \text{та} \quad v = \frac{V}{V_m}$$

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:

$$m = \frac{MV}{V_m} \quad (1); \quad V = \frac{mV_m}{M} \quad (2); \quad M = \frac{mV_m}{V} \quad (3).$$

Усі три формули широко використовуються у хімічній практиці. Наприклад, якщо у формулу 1 підставити значення об'єму відомої речовини, то відразу обчислимо масу порції цієї речовини. Якщо ж у формулу 2 підставити значення маси порції відомої речовини, то обчислимо об'єм її порції. Молярну масу невідомої речовини можна обчислити за допомогою однієї дії за формулою 3. Для цього потрібно знати масу та об'єм порції речовини.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Обчисліть молярний об'єм водню за нормальних умов, якщо його густина дорівнює 0,089988 г/л.
2. Яка кількість речовини кисню, виміряного за нормальних умов, міститься в посудині об'ємом 56 л?
3. Який об'єм за нормальних умов займають 88 г вуглекислого газу?
- 4*. Який об'єм (н.у.) займає порція азоту, що містить $24,16 \cdot 10^{23}$ атомів?

§ 4. Відносна густина газів. Обчислення відносної густини газів

Під час вивчення речовин та явищ не обійтися без порівняння. Його здійснюють за різними характеристиками — масою, густиною, розмірами, зарядами структурних частинок, фізичними чи хімічними властивостями речовин тощо.

Для газуватих речовин досить уживаною ознакою порівняння є **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): $D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$.

Оскільки густина — це маса одного об'єму речовини, а молярний об'єм усіх газів за нормальних умов однаковий і становить 22,4 л, робимо висновок, що густини газів відносяться між собою, як їх молярні маси. Вам відомо, що молярні маси чисельно дорівнюють відносним молекулярним масам речовин. Звідси відносна густина газів може бути обчислена за формулою:

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

де M_{r1} — відносна молекулярна маса одного газу; M_{r2} — відносна молекулярна маса другого газу, густину за яким визначають.

Унизу справа після літери D пишуть формулу газу, відносно якого обчислюють густину іншого газу. Наприклад, густина за воднем позначається D_{H_2} , за киснем — D_{O_2} .

З формули для обчислення відносної густини одного газу за іншим бачимо, що необхідно знати відносні молекулярні маси обох газуватих речовин. Як і відносна молекулярна маса, відносна густина газу — величина безрозмірна, бо показує, у скільки разів один газ легший або важчий за інший.

Відносну густину газів можна обчислювати за будь-яким газом — воднем, киснем, вуглекислим газом тощо, а також за газуватими сумішами (мал. 4). Найчастіше її обчислюють за воднем і повітрям. Якщо говорять про газуваті суміші речовин, то йдеться про *середню відносну молекулярну масу суміші*, встановлену на основі обчислення маси суміші за нормальних умов в об'ємі 22,4 л. Так, середня відносна молекулярна маса повітря дорівнює 29.

Розглянемо на прикладах, як обчислюється відносна густина газів та як, скориставшись формулою для її обчислення, знаходити відносну молекулярну й молярну маси газуватої речовини.

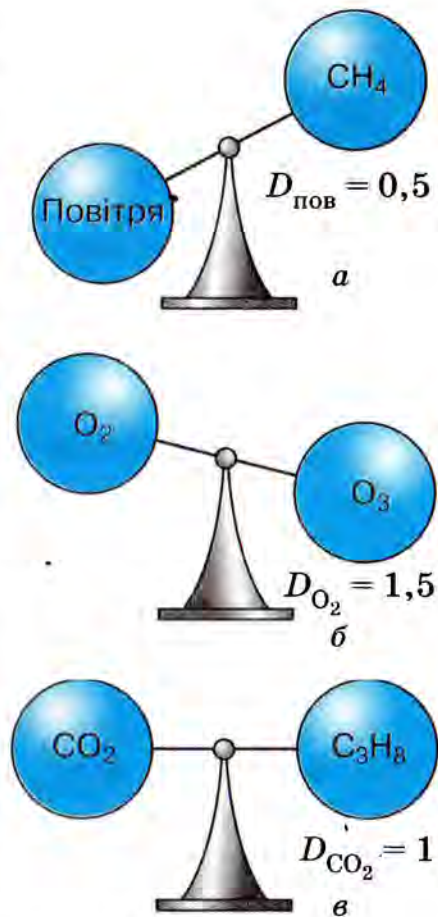
Приклад 1. Обчислити відносну густину кисню за воднем.

Розв'язання

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_r(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2; \quad D_{\text{H}_2} = \frac{32}{2} = 16.$$

Відповідь: D_{H_2} кисню за воднем дорівнює 16.

Щоразу, обчислюючи відносну густину газу за воднем, у знаменнику доводиться записувати число 2 (саме такою є відносна молекулярна маса цієї речовини). Звідси формулу для обчислення відносної густини газів за воднем можемо подати у такому вигляді: $D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газу})}{2}$.



Мал. 4.

Відносні густини газів:
 a — метану за повітрям;
 b — озону за киснем; c —
 пропану за вуглекислим
 газом

На практиці часто виникає потреба в обчисленнях відносної густини газу за повітрям. Пригадайте: у 7 класі, вивчаючи добування та збирання кисню, ви з'ясовували, як треба розташовувати посудину для збирання газуватої речовини, щоб наповнити її газом способом витіснення повітря.

Оскільки відносна молекулярна маса повітря становить 29, то обчислення відносної густини за повітрям здійснюють за формулою:

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

Приклад 2. Обчислити відносну густину кисню за повітрям.

Розв'язання

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_r(\text{пов}) = 29; \quad D_{\text{пов}} = \frac{32}{29} = 1,1.$$

Відповідь: відносна густина кисню за повітрям дорівнює 1,1.

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

Приклад 3. Обчислити відносну густину водню за повітрям.

Розв'язання

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2; \quad M_r(\text{пов}) = 29; \quad D_{\text{пов}} = \frac{2}{29} \approx 0,07.$$

Відповідь: відносна густина водню за повітрям дорівнює 0,07.

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

Похідними формули відносної густини газів є такі формули:

$$M_{r_2} = \frac{M_{r_1}}{D} \quad (1);$$

$$M_{r_1} = D \cdot M_{r_2} \quad (2)$$

Приклад 4. Бінарна сполука Нітрогену з Гідрогеном має відносну густину за воднем 8,5. Встановити хімічну формулу речовини, якщо масова частка Нітрогену в ній дорівнює 82 %.

Дано:

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

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

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

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газу})}{2}; w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r(\text{газу})};$$

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

Розв'язання

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

$$x \cdot A_r(\text{N}) = w(\text{E}) \cdot M_r(\text{газу});$$

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

Оскільки відносна атомна маса Нітрогену 14, то $x = 1$:

$$y \cdot A_r(\text{H}) = M_r(\text{N}_x\text{H}_y) - x \cdot A_r(\text{N}) = 17 - 14 = 3.$$

$$y = 3 : A_r(\text{H}) = 3 : 1 = 3.$$

Відповідь: формула сполуки NH_3 .

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- 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.
- Вибір способу збирання газів витісненням повітря здійснюють на основі результатів обчислення відносної густини газів за повітрям: якщо вона більша за одиницю, то посудину для наповнення газом тримають донизу дном, а якщо менша — догори дном.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Перенасичення вуглекислим газом є небезпечним для організму людини і тварини. Встановлено, що коли вміст вуглекислого газу в повітрі перевищує 10 %, у живої істоти настає втрата свідомості і навіть смерть.

В Італії існує печера, яку названо «Собакою». До неї не рекомендують заходити з собакою. А все тому, що печера майже вполовину людського зросту заповнена вуглекислим газом. Обчисліть відносну густина вуглекислого газу за повітрям, і ви зрозумієте, чому людина може безпечно перебувати в цій печері певний час, тоді як собака невдовзі починає задихатися і може навіть загинути.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Обчисліть відносну густина хлору, молекула якого двохатомна, за воднем та повітрям.
2. Обчисліть відносну густина за повітрям метану, молекула якого складається з одного атома Карбону і чотирьох атомів Гідрогену, та

нітроген(IV) оксиду. Поясніть, в якому положенні слід тримати пробірку при наповненні її кожним із цих газів.

3. Які з перелічених газів підходять для наповнення аеростатів: водень, кисень, гелій, вуглекислий газ? Відповідь поясніть.

4. Що важче: 1 л кисню чи 1 л чадного газу CO?

5*. Легша чи важча за повітря газувата суміш, яку виготовили з 10 л водню та 10 л сульфур(IV) оксиду (н.у.)?

§ 5. Розрахунки за хімічними формулами

Вивчаючи хімію, ви, напевно, звернули увагу, наскільки різнопланова та важлива для характеристики речовини інформація міститься в її хімічній формулі. Узагальнюючи ці знання, можна зробити висновок, що хімічна формула містить відомості про молекулу чи іншу формульну одиницю речовини, а також про кількість речовини.

Хімічна формула інформує про:

- якісний склад речовини (які елементи її утворюють);
- кількісний склад речовини (скільки атомів кожного елемента входить до складу її формульної одиниці маси);
- належність речовини до простих чи складних.

Користуючись хімічною формулою, можна здійснювати розрахунки:

- відносної молекулярної маси речовини;
- молярної маси речовини;
- відношення мас елементів у речовині;
- масової частки елемента в речовині;
- числа структурних частинок речовини у певній її порції;
- молярної маси, кількості та об'єму речовини;
- відносної густини газів.

Частину цих розрахунків ви вже опанували, продовжимо ознайомлення з іншими.

Розрахунки відношення мас елементів у речовині. Хімічна формула, як вам відомо, складається з символів хімічних елементів та індексів. Індокси є тими числами, які передають кількісний склад речовини. Це дає змогу за хімічною формулою обчислювати *співвідношення мас елементів*. Розглянемо такі розрахунки на прикладі.

Приклад 1. Обчислити співвідношення мас елементів у фосфор(V) оксиді.

Розв'язання

Складаємо формулу сполуки за валентністю Фосфору: P_2O_5 .

З формули видно, що в речовині на кожні 2 атоми Фосфору припадає 5 атомів Оксигену. Отже, співвідношення мас еле-

ментів дорівнює відношенню відносних атомних мас двох атомів Фосфору та п'яти атомів Оксигену:

$$m(\text{P}) : m(\text{O}) = 2A_r(\text{P}) : 5A_r(\text{O}) = (2 \cdot 31) : (5 \cdot 16) = \\ = 62 : 80 = 31 : 40.$$

В і д п о в і д ь: відношення мас елементів Фосфору й Оксигену у фосфор(V) оксиді становить 31 : 40.

У 7 класі вам демонстрували горіння фосфору в кисні. Відтепер ви знаєте, що ці дві речовини прореагують повністю, без залишку, якщо їх взяти у відношенні мас 31 : 40. Це може бути, наприклад, 3,1 г фосфору і 4 г кисню, чи 155 г фосфору і 200 г кисню. В обох випадках речовини прореагують повністю й жодної не буде у залишку, бо витримано співвідношення 31 : 40. У першому випадку утвориться 7,1 г P_2O_5 , у другому — 355,5 г.

Приклад 2. Які речовини міститимуться в закритій посудині після спалювання в ній фосфору масою 93 г у кисні масою 160 г?

Не будуватимемо прогнозів, а проведемо чіткі математичні розрахунки. Спочатку обчислимо, яка маса кисню необхідна, щоб прореагував увесь фосфор. Для цього складемо алгебраїчне рівняння, в лівій частині якого запишемо відношення мас елементів Фосфору й Оксигену **за формулою**, а в правій — **за умовою задачі**, прийнявши масу Оксигену за невідоме x :

$$31 : 40 = 93 : x. \text{ Звідси } x = \frac{40 \cdot 93}{31} = 120 \text{ (г)}.$$

Розрахунки показали, що для повної взаємодії порції фосфору масою 93 г достатньо 120 г кисню. Його ж було 160 г. Отже, після припинення реакції у посудині ще залишатиметься:

160 г – 120 г = 40 г кисню, а також утвориться:

93 г + 120 г = 213 г фосфор(V) оксиду.

В і д п о в і д ь: після спалювання у посудині буде 213 г фосфор(V) оксиду і 40 г кисню.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Спаліть свічку в повітрі та визначте об'єм і масу утвореного вуглекислого газу.

Вам з н а д о б л я т ь с я: скляна банка місткістю 1 л, свічка, сірники, кришка з термостійкого матеріалу (її можуть замінити порцелянове блюдо чи керамічна плитка невеликого розміру).

1. Поставте свічку на дно банки.

2. Запаліть свічку і відразу ж накрийте банку кришкою.
3. Спостерігайте за горінням свічки; з'ясуйте, на скільки хвилин вистачає кисню для горіння свічки у закритій однолітровій банці.
4. Skorиставшись запаленим сірником, перевірте утворення вуглекислого газу.
5. Поміркуйте, як можна, не виконуючи зважування та не вимірюючи об'єм, встановити масу і об'єм утвореного вуглекислого газу.
6. Визначте масу і об'єм утвореного вуглекислого газу.

Хімічна формула речовини відображає її якісний та кількісний склад і дає змогу здійснювати обчислення кількості речовини, відносної молекулярної маси, молярної маси, об'єму та маси порції речовини, числа структурних частинок речовини у певній її порції.

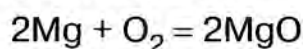
За хімічною формулою обчислюють також масові частки елементів та відношення мас елементів у речовині.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Хіміки часто вдаються не лише до встановлення відношення мас елементів за хімічною формулою речовини, а й до встановлення відношення кількості речовини для реагентів та продуктів реакції. Зокрема, якщо потрібно встановити масу чи об'єм продуктів реакції, краще за все скористатись фізичною величиною кількості речовини. Це тому, що **коефіцієнти** (якщо їх тільки правильно розставити!) **вказують, скільки молів однієї речовини реагує, а іншої — утворюється.**

З рівняння реакції окиснення магнію



бачимо, що 2 моль магнію вступають у реакцію сполучення з 1 моль кисню й утворюють 2 моль магній оксиду.

Отже, для цієї реакції відношення кількості речовини реагентів та продуктів реакції є таким:

$$v(\text{Mg}) : v(\text{O}_2) : v(\text{MgO}) = 2 : 1 : 2.$$

Це означає, що, взявши певну кількість речовини магнію, ми добудемо стільки само молів магній оксиду, тоді як кількість речовини кисню, що при цьому витратиться, буде вдвічі меншою.

На хімічних заводах з виробництва речовин це враховують і завжди проводять необхідні обчислення.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У зошитах заповніть таблицю відомостями про речовини на підставі їх хімічних формул:

№ пор.	Характеристика речовини	Формула речовини			
		Cu ₂ O	SO ₃	FeSO ₄	N ₂
1	Якісний склад				
2	Кількісний склад				
3	Відносна молекулярна маса				
4	Молярна маса				
5	Відношення мас елементів				
6	Масові частки елементів				
7	Проста чи складна речовина				

2*. Газувата речовина, молекула якої складається з атомів Карбону і Гідрогену, має густину за воднем 22. Виведіть її хімічну формулу, якщо відомо, що масова частка Карбону в цій речовині дорівнює 81,82 %.

§ 6. Обчислення з використанням числа Авогадро

До обчислень за хімічною формулою належать також обчислення числа структурних частинок у певній кількості речовини, встановлення молярної маси речовини, маси чи об'єму певної порції речовини за відомим числом структурних частинок, з яких вона утворилася. Розглянемо конкретні приклади таких обчислень.

Обчислення числа атомів (молекул) у певній кількості речовини.

Обчислити число молекул у порції гідроген сульфіді H₂S кількістю речовини 2 моль.

Д а н о: $v(\text{H}_2\text{S}) = 2 \text{ моль}$	$v = \frac{N}{N_A}$
$N(\text{H}_2\text{S}) = ?$	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

Р о з в' я з а н н я

$$N(\text{H}_2\text{S}) = v \cdot N_A = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ (молекул).}$$

В і д п о в і д ь: у порції гідроген сульфіді кількістю речовини 2 моль міститься $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул.

Ускладнимо умову попередньої задачі.

Приклад 2. Обчислити число молекул у порції гідроген сульфїду H_2S об'ємом 11,2 л (н.у.).

Д а н о:	
$V(\text{H}_2\text{S}) = 11,2 \text{ л}$	$V = V_m \cdot \nu$
$N(\text{H}_2\text{S}) - ?$	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

Р о з в' я з а н н я

1. Для обчислення числа молекул необхідно знати кількість речовини. Тож із формули $V = V_m \cdot \nu$ виводимо формулу для обчислення ν :

$\nu = \frac{V}{V_m}$ та обчислюємо кількість речовини у порції гідроген сульфїду об'ємом 11,2 л:

$$\nu = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

2. Обчислюємо число молекул у порції гідроген сульфїду кількістю речовини 0,5 моль:

$$N(\text{H}_2\text{S}) = \nu \cdot N_A = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}.$$

В і д п о в і д ь: у порції гідроген сульфїду H_2S об'ємом 11,2 л (н.у.) міститься $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул.

Приклад 3. Обчислити, де більше молекул — у порції вуглекислого газу масою 88 г чи у порції газу пропану C_3H_8 такої самої маси?

Д а н о:	
$m(\text{CO}_2) = 88 \text{ г}$	$\nu = \frac{m}{M}$
$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 88 \text{ г}$	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
$N(\text{CO}_2) - ?$	$\nu = \frac{N}{N_A}$
$N(\text{C}_3\text{H}_8) - ?$	

Р о з в' я з а н н я

1. Обчислимо відносні молекулярні та молярні маси вуглекислого газу і пропану:

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль};$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44;$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44 \text{ г/моль}.$$

2. Обчислимо кількість речовини у порції вуглекислого газу масою 88 г:

$$\nu = 88 : 44 = 2 \text{ (моль)}.$$

3. Обчислимо кількість речовини у порції пропану масою 88 г:

$$\nu = 88 : 44 = 2 \text{ (моль).}$$

Як бачимо, кількість речовини в обох порціях однакова, отже, і число молекул однакове.

В і д п о в і д ь: число молекул у порціях вуглекислого газу і пропану, масою 88 г кожна, однакове.

Приклад 4. Обчислити молярну масу сполуки Сульфуру з Оксигеном та знайти її формулу, якщо маса $1,505 \cdot 10^{23}$ молекул цієї речовини становить 16 г, а масова частка Сульфуру в ній дорівнює 50 %.

Д а н о:	
$m(S_xO_y) = 16 \text{ г}$	$\nu = \frac{m}{M}$
$N(S_xO_y) = 1,505 \cdot 10^{23}$	$\nu = \frac{N}{N_A}$
$w(S) = 50 \text{ \%}, \text{ або } 0,5$	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$
$M(S_xO_y) - ?$	

Р о з в' я з а н н я

Для обчислення молярної маси сполуки потрібно знати її хімічну формулу. Якщо ж хімічна формула невідома, то можна вдатися до обчислень молярної маси речовини за такими формулами:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad M_1 = D \cdot M_2; \quad M = \frac{m \cdot N_A}{N}$$

1. Скориставшись формулою $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$, обчислимо молярну масу речовини:

$$M(S_xO_y) = \frac{16 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1,505 \cdot 10^{23}} = 64 \text{ (г/моль).}$$

2. За масовою часткою Сульфуру знаходимо, скільки атомів цього елемента позначено x у формулі:

$$w(S) = \frac{x \cdot A_r(S)}{M_r(\text{речов})},$$

звідси $x \cdot A_r(S) = w(S) \cdot M_r(\text{речов}) = 0,5 \cdot 64 = 32$; $x(S) = 32 : 32 = 1$.

3. Знаходимо, скільки атомів Оксигену позначено y у формулі:

$$y \cdot A_r(O) = M_r(\text{речов}) - x A_r(S) = 64 - 32 = 32; \quad y = 32 : 16 = 2.$$

В і д п о в і д ь: молярна маса сполуки Сульфуру з Оксигеном дорівнює 64 г/моль, а її формула — SO_2 .



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Запропонуйте послідовність дій, що дають змогу відібрати порції води, кухонної солі, графіту (з нього виготовлені стержні простих олівців) та цукру з однаковим числом структурних частинок у кожній порції, наприклад $0,602 \cdot 10^{23}$.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Використовуючи число Авогадро, здійснюють обчислення числа структурних частинок речовини у певній її порції, встановлюють молекулярну формулу речовини.
- Обчислення із застосуванням числа Авогадро проводять за формулами: $v = \frac{N}{N_A}$; $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$; $V = \frac{V_m \cdot N}{N_A}$.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Оскільки фізичну величину *кількість речовини* можна застосувати не лише до індивідуальних речовин, а й до їх сумішей, то це дає можливість здійснювати розрахунки за хімічними формулами дещо складніші, ніж ті, що були наведені у параграфі. Зокрема, можна здійснювати обчислення вмісту компонентів у складі газуватої суміші, а також масові та об'ємні частки газів у суміші.

Приклад. Обчислити масові та об'ємні частки газів у суміші карбон(II) оксиду і карбон(IV) оксиду, відносна густина за воднем якої дорівнює 18,8.

• Об'ємна частка компонента φ (читається «фі») в суміші показує, яку частку від загального об'єму суміші становить

об'єм даного газуватого її компонента: $\varphi = \frac{V \text{ компонента}}{V \text{ суміші}}$.

Об'ємну частку обчислюють у відсотках або в частках від одиниці.

<p>Д а н о:</p> <p>$D_{H_2} (\text{суміші CO і CO}_2) = 18,8$</p> <hr/> <p>$w(\text{CO})$ — ? $w(\text{CO}_2)$ — ?</p> <p>$\varphi(\text{CO})$ — ? $\varphi(\text{CO}_2)$ — ?</p>	<p>$w(\text{компонента}) = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{суміші})}$</p> <p>$\varphi = \frac{V_1}{V_2}$</p>
----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Розв'язуючи цю задачу, важливо пам'ятати, що фізичну величину *кількість речовини* (v) можна застосувати для позначення порції атомів, молекул, йонів, суміші речовин тощо.

Розв'язання

Обчислимо молярну масу суміші за формулою: $D_{H_2} = \frac{M}{2}$.

$$M(\text{суміші}) = 2 \cdot 18,8 = 37,6 \text{ (г/моль)}.$$

Позначимо вміст карбон(II) оксиду в 1 моль суміші через x , тоді кількість речовини карбон(IV) оксиду дорівнюватиме $(1 - x)$ моль.

Наявними відомостями заповнимо таблицю:

Компонент	Формула	M_r	M	ν у складі суміші	m у складі суміші
Карбон(II) оксид	CO	28	28 г/моль	x моль	$28x$ г
Карбон(IV) оксид	CO ₂	44	44 г/моль	$(1 - x)$ моль	$44(1 - x)$ г

} 37,6 г

Складемо алгебраїчне рівняння і розв'яжемо його:

$$28x + 44(1 - x) = 37,6;$$

$$28x + 44 - 44x = 37,6;$$

$$28x - 44x = 37,6 - 44;$$

$$-16x = -6,4;$$

$$x = 0,4 \text{ (моль)}.$$

Обчислимо масу кожного компонента суміші:

$$m(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 11,2 \text{ г};$$

$$m(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot (1 - 0,4) \text{ моль} = 26,4 \text{ г}.$$

Обчислимо масові частки компонентів суміші:

$$w(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{m(\text{суміші})} = \frac{11,2}{37,6} \approx 0,3, \text{ або } 30\%;$$

$$w(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{суміші})} = \frac{26,4}{37,6} \approx 0,7, \text{ або } 70\%.$$

Знаходимо об'ємні частки компонентів суміші. Оскільки у молярному об'ємі суміші об'ємні частки кожного компонента дорівнюють його кількості речовини, то:

$$\varphi(\text{CO}) = 0,4, \text{ або } 40\%;$$

$$\varphi(\text{CO}_2) = (1 - 0,4) = 0,6, \text{ або } 60\%.$$

В і д п о в і д ь: масові та об'ємні частки газів у суміші становлять:

$$w(\text{CO}) = 30\%; \quad w(\text{CO}_2) = 70\%;$$

$$\varphi(\text{CO}) = 40\%; \quad \varphi(\text{CO}_2) = 60\%.$$

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Заповніть у зошитах пропуски в таблиці, керуючись зазначеними в ній відомостями про речовини:

Формула речовини	Відомості про речовину						абсолютна m формульної одиниці речовини
	M_r	M	m	V	ν	N	
CO_2				22,4 л			
FeS			8,8 г				
BaCO_3						$3,01 \cdot 10^{23}$	
$\text{Mg}(\text{OH})_2$					2 моль		
CH_4					0,5 моль		

2. Де більше молекул: у порції газу ацетилену C_2H_2 об'ємом 13,44 л (н.у.) чи у порції газу метану CH_4 масою 12,8 г?

3. Чому дорівнює маса порції заліза, в якій міститься саме стільки атомів, скільки їх є у порції водню об'ємом 5,6 л (н.у.)?

4. Який об'єм за нормальних умов займуть $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул кисню?

5. Однакову чи різну масу мають $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул водню і стільки само молекул кисню?

6*. Відносна густина за воднем газуватої сполуки Нітрогену з Оксигеном дорівнює 23, а масова частка Оксигену в ній становить 69,56 %. Встановіть формулу сполуки. Обчисліть масу порції цієї речовини, що містить $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул.

7*. Відносна густина за воднем суміші кисню й азоту дорівнює 15,5. Визначте масову та об'ємну частки азоту у складі суміші.

ТЕМА 2 Основні класи неорганічних сполук

Матеріал цієї теми закріплює знання про кількість речовини, вдосконалює вміння проводити розрахунки за хімічними формулами, а також розширює відомості про неорганічні речовини, з якими ви ознайомилися на уроках природознавства у 5—6 класах та на уроках хімії у 7 класі. Різноманітність складних неорганічних речовин представлена чіткою класифікацією — *оксидами, основи, кислоти, солі*. Хімічна мова поповнюється сучасною науковою термінологією неорганічних сполук.

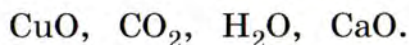
Після вивчення теми ви зможете:

- складати та правильно називати оксиди, основи, кислоти, солі;
- характеризувати основні класи неорганічних сполук за складом і властивостями речовин;
- обґрунтовувати залежність застосування речовин від їх фізичних і хімічних властивостей;
- прогнозувати властивості складних неорганічних речовин та встановлювати між ними генетичний зв'язок;
- здійснювати за хімічними рівняннями обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції.

§ 7. Поняття про оксиди

Здатність атомів по-різному та в неоднаковій кількості сполучатися між собою зумовлює існування понад 10 млн складних речовин. З їх поділом на 2 великі групи органічних та неорганічних речовин ви знайомі ще з курсу природознавства та уроків хімії у 7 класі (*пригадайте, що взято за основу цієї класифікації*).

Склад оксидів. Зупинимось на детальнішому вивченні формул оксидів і розглянемо такі приклади:

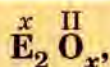


Як бачимо, кожна з формул складається з атомів двох хімічних елементів, одним із яких є Оксиген. Вивчаючи кисень у 7 класі, ви дізналися, що бінарні сполуки Оксигену з металічним або неметалічним хімічним елементом називаються *оксидами*. Якісний склад наведених речовин свідчить про їх належність до оксидів.

У складі розглянутих формул відзначаємо наявність і металічних, і неметалічних хімічних елементів.

Оксиди — це бінарні сполуки будь-якого хімічного елемента з Оксигеном.

Позначимо металічний або неметалічний елемент великою літерою E і запишемо у загальну формулу оксидів:



де x — валентність елемента, а II — валентність Оксигену. Якщо x — парне число, тоді індекси скорочують на 2, наприклад:

$\overset{\text{IV}}{C}_2\overset{\text{II}}{O}_4$. Після скорочення на 2 одержуємо формулу оксиду CO_2 .

Номенклатура оксидів. До запровадження порядку складання, написання та читання назв речовин, тобто їх номенклатури, оксиди, як і багато інших речовин, називали довільно. Нині користуються сучасною науковою українською номенклатурою оксидів:

назва кожного оксиду складається з двох слів, ужитих у називному відмінку. Перше слово — це назва хімічного елемента, друге — «оксид». У разі, коли елемент має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви елемента без проміжку. Обидва слова пишуться з малої літери.

Потренуємося у складанні назв оксидів на прикладі конкретних формул.

CuO — купрум(II) оксид, CO_2 — карбон(IV) оксид, H_2O — гідроген оксид, CaO — кальцій оксид.

Зверніть увагу! Між назвою елемента та записом у дужках значення валентності проміжку немає.

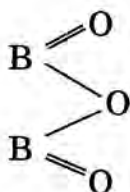
Досі ми мали справу лише з молекулярними формулами речовин, але існують ще структурні формули. На відміну від молекулярних, вони передають послідовність сполучення атомів у речовині.

Структурні формули — це формули, в яких за допомогою рисок позначають валентність, а символи хімічних елементів записують у послідовності з'єднання атомів один з одним.

Приклад 1. Карбон(II) оксид має молекулярну формулу CO та структурну



Приклад 2. Бор(III) оксид має молекулярну формулу B_2O_3 та структурну:



Зверніть увагу, що в цій формулі атоми Бору сполучені через атом Оксигену.

Фізичні властивості оксидів. Оксиди за нормальних умов різні за агрегатним станом. Так, купрум(II) оксид — тверда речовина, CO_2 — газ, H_2O — рідина. І все ж серед оксидів переважають тверді речовини, які здебільшого мають білий колір (наприклад, цинк оксид, алюміній оксид, кальцій оксид). Безбарвними є газуваті за звичайних умов сполуки: карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид та деякі інші. Трапляються оксиди й інших кольорів: магній оксид — білого, хром(III) оксид — темно-зеленого, нітроген(IV) оксид — бурого.

З агрегатним станом, кольором та деякими іншими фізичними властивостями оксидів ви ознайомитеся під час виконання завдання з рубрики «Сторінка природодослідника».



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Дослідіть фізичні властивості таких оксидів: гідроген оксиду, ферум(III) оксиду, манган(IV) оксиду, цинк оксиду, силіцій(IV) оксиду (названі оксиди можуть бути доповнені чи замінені на інші, наявні в хімічному кабінеті).

Вам знадобляться: хімічні стакани, скляні палички для перемішування речовин, магніт, вода, оксиди.

1. З'ясуйте агрегатний стан оксидів за нормальних умов.

2. Перевірте розчинність оксидів у воді за кімнатної температури. Для цього візьміть трішки оксиду, долейте до нього 50 мл води, ретельно розмішайте та спостерігайте, чи розчинилася речовина. Повторіть цей дослід з кожним із виданих оксидів.

3. Визначте густину кожного оксиду. Спочатку дослідним шляхом з'ясуйте, легший чи важчий оксид за воду, а потім у довідковій літературі знайдіть величину його густини.

4. Встановіть дослідним шляхом, чи має оксид магнітні властивості.

Результати спостережень оформіть у вигляді таблиці:

№ пор.	Назва оксиду	Формула оксиду	Агрегатний стан	Розчинність у воді	Густина	Магнітні властивості

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Номенклатура — перелік правил, яких дотримуються, коли потрібно назвати сполуку.
- Оксиди — це бінарні сполуки елемента з Оксигеном, їх формула має такий загальний вигляд: E_2O_x .
- В оксидах Оксиген виявляє валентність II.
- Склад оксидів можна передати не лише молекулярними, а й структурними формулами.
- Майже всі елементи періодичної системи здатні сполучатися з Оксигеном з утворенням оксидів.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Крім оксидів, існують інші групи бінарних сполук елементів з Оксигеном, зокрема пероксиди (префікс «пер» означає надлишок, понад). Тобто пероксиди мають у своєму складі більше атомів Оксигену, ніж їх повинно бути, виходячи з усталених правил визначення валентності елементів у бінарних сполуках. Справді, відомий вам гідроген пероксид H_2O_2 (перекис водню) має на один атом Оксигену більше, ніж молекула гідроген оксиду H_2O (вода). На перший погляд здається, що Оксиген у цій сполуці одновалентний. Але це лише на перший погляд. Насправді ж в оксидах і пероксидах Оксиген виявляє однакову валентність, і це добре видно зі структурної формули гідроген пероксиду:

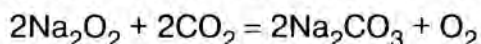


Порівняємо структурну формулу гідроген пероксиду зі структурною формулою гідроген оксиду і з'ясуємо, у чому полягає відмінність між цими групами складних оксигеновмісних неорганічних речовин.

Відмінність полягає у тому, що в оксидах атоми Оксигену між собою не сполучені: $O = C = O$, $H - O - H$, тоді як у пероксидах завжди наявний оксигеновий ланцюжок: $- O - O -$. За рахунок однієї валентності атоми Оксигену сполучаються між собою, а друга валентність використовується для сполучення з атомом іншого хімічного елемента.

Пероксиди знаходять різноманітне застосування. Так, гідроген пероксид незамінний у виробництві вибілювачів паперу, текстильних матеріалів, синтетичних м'яких засобів, як антисептичний засіб, для реставрації творів живопису на основі свинцевих фарб, як окисник ракетного палива та джерело кисню (*пригадайте добування кисню з гідроген пероксиду*).

Натрій пероксид застосовують на підводних човнах для очищення повітря від надлишку вуглекислого газу та збільшення вмісту кисню:



ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У запропонованому переліку формул зазначте формули оксидів металів і неметалів: SiO_2 , MgO , SiH_4 , SO_3 , NO , FeO , Cl_2O_7 , N_2O_3 , CaCl_2 , Fe_2O_3 , CO , CaO , Na_2O , KOH .

2. Назвіть оксиди, формули яких зазначені у завданні 1, за сучасною науковою українською номенклатурою.

3. Складіть формули таких оксидів: калій оксиду, сульфур(VI) оксиду, фосфор(III) оксиду, хлор(I) оксиду, плюмбум(IV) оксиду. Чому в одних назвах оксидів зазначено валентність, а в інших — ні?

4. Заповніть у зошитах таблицю, склавши формули оксидів поданих елементів та записавши їх назви.

Елемент	Формула оксиду	Назва оксиду
Li		
Ba		
S(VI)		
P(V)		

5. Напишіть рівняння реакцій окиснення простих речовин киснем, внаслідок яких утворюються: а) магній оксид; б) нітроген(II) оксид; в) купрум(II) оксид. До якого типу реакцій вони належать?

6. Обчисліть густину за повітрям таких оксидів: а) нітроген(IV) оксиду; б) карбон(IV) оксиду; в) сульфур(IV) оксиду.

7*. Склад смарагдово-зеленого мінералу малахіту позначається хімічною формулою $\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$. Які оксиди утворюються в результаті реакції розкладу малахіту, якщо після завершення реакції твердий залишок набуває чорного кольору? Напишіть рівняння цієї реакції.

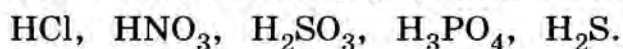
§ 8. Поняття про кислоти

Кислоти та їх склад. З курсу природознавства ви знаєте про оцтову кислоту, в 7 класі згадувалася сульфатна кислота. Кислий смак лимонам надає лимонна кислота. Зверніть увагу, щораз у цих словосполученнях наявне слово «кислота». Це тому, що ці речовини належать до однієї групи складних речовин — кислот. Щоправда, сульфатна кислота — неорганічна речовина, а оцтова й лимонна — органічні.

Що ж являють собою кислоти?

Передусім, це складні речовини. Подібно до оксидів, вони мають дві складові частини, а об'єднати їх в одну групу дала змогу наявність такої складової частини, як атоми Гідрогену.

Ознайомимося з наведеними формулами кислот:



Якісний склад цих формул підтверджує наявність одного або кількох атомів Гідрогену.

Розділимо формули кислот ряскою на дві частини так, щоб першу становили атоми Гідрогену:



Другу частину, що залишилася, називають **кислотним залишком**.

На відміну від першої частини друга частина формул кислот різниться за складом, бо у кожної кислоти він свій.

Атоми Гідрогену є і в складі амоніаку NH_3 , але він не належить до класу кислот. Адже кислотам властива ще одна загальна ознака — *здатність атомів Гідрогену заміщуватися на атоми металів і утворювати солі*.

Кислоти — це складні речовини, що містять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на метал, та кислотний залишок.

Назви кислот. Ознайомтеся з таблицею 1, до якої внесені неорганічні кислоти, з якими ви стикатиметеся найчастіше.

Таблиця 1

Формула	Кислота		Кислотний залишок		
	Назва		Формула	Валентність	Назва
	сучасна українська	тривіальна (традиційна)			
HCl	хлоридна	соляна	Cl	I	хлорид
HNO_3	нітратна	азотна	NO_3	I	нітрат
H_2SO_4	сульфатна	сірчана	SO_4	II	сульфат
H_2SO_3	сульфітна	сірчиста	SO_3	II	сульфіт
H_2S	сульфідна	сірководнева	S	II	сульфід
H_2SiO_3	силікатна	кремнієва	SiO_3	II	силікат
H_2CO_3	карбонатна	вугільна	CO_3	II	карбонат
H_3PO_4	ортофосфатна	ортофосфорна	PO_4	III	ортофосфат

Як бачимо з таблиці, *сучасна назва кислот відповідає назві кислотних залишків*. Це варто пам'ятати, щоб надалі легко засвоїти назви речовин іншого класу сполук — солей.

Досі ви розглядали валентність як здатність атомів одного хімічного елемента сполучатися або заміщувати певну кількість атомів іншого елемента. Відтепер ваші знання про цю фізичну характеристику атомів поповняться інформацією

про валентність кислотних залишків. Виявляється, що кислотні залишки теж здатні заміщувати певну кількість атомів чи груп атомів.

Запис загальної формули кислот має такий вигляд:



Як видно із загальної формули, валентність кислотного залишку дорівнює кількості атомів Гідрогену.

Фізичні властивості кислот. Серед неорганічних кислот переважають рідини, зовсім мало твердих речовин (серед наведених у таблиці 1 лише ортофосфатна), немає газів.

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. І це не випадково, адже кислоти здебільшого кислі на смак. Вам це відомо з власного досвіду, адже ви вживаєте кисломолочні продукти (кефір, йогурт), квашені овочі, городину і фрукти (лимони, яблука тощо).

Проте ні в якому разі в хімічному кабінеті не можна кувати кислоти та будь-які інші речовини на смак!

Це дуже небезпечно, бо кислоти ушкоджують слизові оболонки органів травлення, при вдиханні парів подразнюють слизові оболонки органів дихання, потрапляючи на шкіру, вони спричиняють почервоніння, больові відчуття, а за великої концентрації — тяжкі опіки. Кислоти псують одяг — на місці їх попадання відразу чи з часом з'являється дірка. Деякі кислоти мають різкий неприємний запах, наприклад хлоридна, сульфідна, нітратна.

Безпечна робота з кислотами у шкільному хімічному кабінеті досягається за рахунок того, що учні працюють з розбавленими водою кислотами, а не чистими речовинами. Проте у будь-якому разі не можна допускати попадання хай і розбавлених кислот на одяг чи тіло, а особливо в очі.

Густини всіх кислот більші за одиницю, тобто вони важчі за воду. Завдяки цьому існує правило виготовлення розчинів кислот: кислоту ллють у воду (в жодному разі не навпаки!) невеликими порціями, помішуючи скляною паличкою. З'ясуємо, чому саме так. Маючи густину більшу, ніж густина води, кислота «прямує» крізь товщу води на дно посудини і змішується з водою. Якщо ж зробити навпаки — воду лити у кислоту, — вода накопичуватиметься на поверхні посудини, від сильного розігрівання (внаслідок хімічної взаємодії) вона

закипає, а її бризки можуть потрапити на тіло чи одяг. Якщо виготовляють розчин сульфатної кислоти, то внаслідок сильного розігрівання може навіть тріснути скляна посудина.

Проте кислоти зовсім не руйнують скло (винятком є плавикова кислота HF), деякі пластмаси і гуму. Тому захисний фартух із полівінілхлоридного матеріалу під час роботи з кислотами вам не завадить.

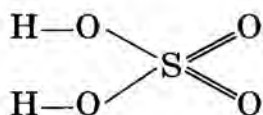
Зображення складу кислот за допомогою структурних формул. Як ви вже дізналися з попереднього параграфа, структурні формули передають не тільки кількісний та якісний склад молекул, а й порядок сполучення атомів у них. Розглянемо, як записувати структурні формули кислот.

Приклад 1. Записати структурну формулу хлоридної кислоти HCl.

Знаючи, що одна риска у структурній формулі позначає одну одиницю валентності, а Гідроген та кислотний залишок цієї кислоти одновалентні, записуємо: H—Cl.

Приклад 2. Записати структурну формулу сульфатної кислоти.

Щоб правильно записати структурну формулу кислоти, молекулярна формула якої H_2SO_4 , слід пам'ятати, що в молекулах оксигеновмісних кислот атоми Гідрогену сполучені з атомами Оксигену:



ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Кислоти — окремий клас неорганічних сполук, молекули яких складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомами металів, та кислотного залишку.
- Валентність кислотного залишку визначається кількістю атомів Гідрогену, які можуть бути заміщені на атоми металу.
- Користуючись кислотами, необхідно пам'ятати про їх хімічні властивості й суворо дотримуватися правил безпечної роботи з ними.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Тривіальні назви кислот (сірчана, соляна та інші) з'явилися в останньому десятилітті XVII ст., коли у 1792 році про них повідомив французький учений Антуан Лавуазьє від імені своїх колег-хіміків на засіданні Паризької академії. А до цього кислоти називалися

довільно. Серед кількох назв сульфатної кислоти була й назва «купоросна», карбонатної — «повітряна».

Нова хімічна номенклатура освоювалася досить повільно. У Росії до запропонованих назв звернулися лише через 100 років. Зокрема, ще в 1875 р. у Петербурзькій академії обговорювалася можливість застосування для кислоти H_2SO_4 назви «водород серович четырёхкислов», подібно до запису прізвища, ім'я та по-батькові людини.

Наприкінці ХХ ст. Комісія з Держстандарту хімічних назв і термінів України прийняла сучасну наукову українську номенклатуру хімічних елементів і простих речовин та запропонувала назви оксидів, кислот, основ і солей, якими ми з вами користуємося.

Ви вже встигли відчутти переваги цієї номенклатури. Наприклад, відтепер хімічний елемент із символом Н зветься Гідроген, а проста речовина, утворена його атомами, — водень. (До цього і хімічний елемент Н, і проста речовина H_2 називалися однаково — водень.) Назви солей утворюються з назв кислотних залишків відповідної кислоти, наприклад, кислота HCl — хлоридна, сіль $NaCl$ — натрій хлорид. За попередньою номенклатурою кислота мала назву «соляна», а її солі — «хлориди».

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Не користуючись таблицею 1, запишіть у зошитах формули та назви зазначених у ній кислот.

2. Як визначити валентність кислотного залишку за формулою кислоти?

3. У наведеному переліку формул зазначте формули кислот: KBr , NO_2 , HNO_3 , $CuSO_4$, H_2S , SO_2 .

4. Напишіть структурні формули сульфїтної, сульфїдної та силїкатної кислот.

5. Схарактеризуйте фізичні властивості кислот.

6*. Поясніть, чому атоми Гідрогену в молекулі сульфатної кислоти заміщуються одним атомом цинку, а не двома.

§ 9. Здатність металів витискувати водень з кислот. Витискувальний ряд металів

Повернемося до визначення кислот як складних речовин, у молекулах яких атоми Гідрогену здатні заміщуватися на атоми металів, і підтвердимо це дослідним шляхом.

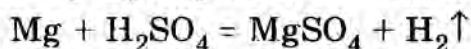
Дослід 1. Помістимо у пробірку трохи магнієвих ошурків, доллемо до них води і будемо спостерігати. За кімнатної температури жодних змін не відбувається.

Дослід 2. Помістимо у пробірку трохи магнієвих ошурків, доллемо до них розбавленого розчину сульфатної кислоти (змішано 1 частину кислоти і приблизно 5 частин води) й відразу закриємо пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. За кімнатної температури магній активно взаємодіє з кислотою, про що свідчить виділення бульбашок газуватої речовини.

Зберемо газ способом витіснення води та випробуємо його. Для цього наповнену газом пробірку закриємо під водою склянню пластинкою і виймемо з посудини.

З'ясуємо, який газ ми зібрали. Вам відомо, що кисень підтримує горіння і в посудині з ним запалений сірник чи тліюча скіпка яскраво загоряються. Наявність водню також можна встановити запаленим сірником — полум'я сірника цілком достатньо, щоб підпалити водень. Виходячи з того, що у складі сульфатної кислоти є як атоми Гідрогену, так і атоми Оксигену, перевіримо, який газ — водень чи кисень — ми зібрали. Піднесемо запалений сірник до отвору пробірки й відразу почуємо приглушене хлопання (вибух). Окиснення водню відбулося швидко і спричинило невеликий вибух, а яскравого згоряння сірника не сталося.

Магній витіснив з кислоти не кисень, а водень, про що свідчить утворений продукт реакції — водень:



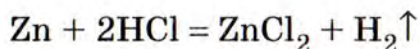
Отже, внаслідок реакції утворилася проста газувата речовина. Вона не має запаху і кольору, тому ми виявили її, спаливши добутий водень.

Проаналізуйте склад іншого продукту цієї реакції і зробіть висновок, це проста чи складна речовина. Утворена речовина належить до іншого класу неорганічних сполук — солей. З представником цього класу сполук — кухонною сіллю NaCl — ви вже стикалися, проводивши розділення суміші солі і води випарюванням. Skorистаємося цим способом і перевіримо дослідним шляхом наявність солі у розчині. Для цього декілька крапель утвореного після реакції розчину випаримо на скляній пластинці. Після випарення води на ній залишається невелика кількість солі білого кольору.

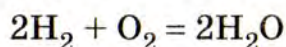
Продовжимо досліджувати здатність атомів металічних елементів заміщувати атоми Гідрогену в молекулах кислот, але вже на прикладі інших металів і виконаємо дослід із хлоридною кислотою і цинком.

Дослід 3. Помістимо (обережно!) на дно пробірки кілька гранул металу цинку, долємо до них розбавленої хлоридної кислоти й почнемо спостерігати. Досить швидко поверхня гранул вкривається пухирцями газуватої речовини. Підігріємо вміст пробірки, і газ почне виділятися активніше. (Пригадайте, як обчислюється відносна густина газів за повітрям, обчисліть густину водню за повітрям і запропонуйте, як потрібно правильно тримати пробірку, щоб вона наповнилася воднем.) Розрахунки підтверджують, що водень у 14,5 раз легший за повітря. Отже, щоб наповнити пробірку воднем, її треба тримати догори дном. Зберемо газуватий продукт реакції у суху пробірку витісненням повітря та випробуємо його.

Як і в попередньому досліді, лунає приглушене хлопання. Отже, Цинк витіснив атоми Гідрогену з молекул хлоридної кислоти, з них утворилися молекули водню, і ми це щойно підтвердили:



На стінках пробірки з'явилися крапельки води — продукту окиснення водню:



Запам'ятайте! Реакція горіння водню супроводжується вибухом. Тому для безпечності її проведення слід брати водню не більше місткості пробірки.

Дослід 4. До мідних ошурків додамо розбавленої хлоридної кислоти. Спостереження засвідчує, що реакція не відбувається: колір міді та розчину не змінився, утворення газуваної речовини не спостерігається. Підігріємо вміст пробірки і ще раз переконаємося у відсутності будь-яких змін, тобто мідь не витісняє Гідроген з кислоти.

Таким чином, дослідним шляхом ми з'ясували, що одні метали здатні витіснити Гідроген з кислот, інші — ні. Цю властивість металів дослідив російський учений Микола Миколайович Бекетов і за здатністю металів витіснити Гідроген з кислот побудував (уклав) у 1863 р. *витискувальний ряд металів, або ряд активності металів:*

**Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe,
Cd, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Ag, Hg, Pt, Au**

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). Учений стояв у витоків однієї з галузей хімічної науки — фізичної хімії. Йому належить відкриття одного із способів добування металів з руд-оксидів — алюмінотермія. Назва свідчить, що має місце використання алюмінію, який за відповідної температури вступає в реакцію з оксидом металу, окиснюється, а метал виділяється у вигляді простої речовини досить високого ступеня чистоти. Так добувають високої чистоти залізо, хром, кобальт, нікель, манган. У 1863 р. Бекетов склав витискувальний ряд металів.



М. М. Бекетов

Усі метали, розташовані у ряді активності металів ліворуч від водню, витискують Гідроген із кислот. Ця здатність металів послаблюється від літію до свинцю. Метали, розташовані

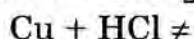
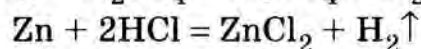
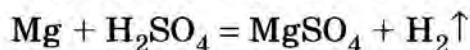
у витискувальному ряді після водню, не витискують Гідроген із кислот. Тобто не взаємодіють з кислотами. Ця закономірність не поширюється на нітратну кислоту, яка взаємодіє з металами, розташованими не лише до водню, а й після нього, проте одним із продуктів реакції є не водень, а вода. Подібно реагує з металами і концентрована сульфатна кислота.

Наявність у ряді активності металів водню дає змогу зробити висновок про те, чи взаємодіятиме метал з кислотою.

Слід також знати і пам'ятати, що метали Li, K, Ba, Sr, Ca, Na витискують Гідроген не лише з кислот, а й з води, в якій кислота розчинена, тому запис лише одного рівняння (метал + кислота) не зовсім відповідає дійсності.

У проведених нами дослідах активність металів змінювалася так: $Mg > Zn > Cu$.

З'ясуємо місце металів Mg, Zn, Cu у ряді активності. Воно переконливо свідчить, що результати цих дослідів відповідають закономірності, встановленій М. М. Бекетовим. Тож можемо представити одержані результати у вигляді хімічних рівнянь:



Поняття про індикатори. *Індикаторами* називають речовини або тіла, за допомогою яких виявляють конкретну ознаку речовини, тіла або матеріалу. Наприклад, електромонтери мають прилад, що називається індикатором електричного струму. У хімічній лабораторії, а також лабораторіях, де здійснюють перевірку якості продуктів харчування, також потрібні індикатори — речовини, за допомогою яких визначають наявність кислот чи основ у розчині.

У шкільній хімічній лабораторії користуються здебільшого такими індикаторами: *лакмусом, метиловим оранжевим (метилоранжем), фенолфталеїном*. Використовують або їх розчини, або індикаторні папірці, які виготовляють просочуванням паперу індикатором з подальшим його висушуванням.

На чому ґрунтується використання індикаторів? Індикатори набувають різного забарвлення у воді, розчинах кислот і основ.

У воді лакмус має фіолетовий колір, метилоранж — оранжевий, фенолфталеїн — безбарвний.

Під впливом кислот чи основ індикатори змінюють свій колір. При цьому відбуваються доволі складні хімічні реакції, рівняння яких ми не писатимемо. А от явищем, що їх супроводжує — зміною кольору, — скористаємося вже під час виконання лабораторного досліду 1.



Лабораторний дослід 1. Дія розчинів кислот на індикатори

Вам видані розчини кислот, наприклад хлоридної та сульфатної, а також розчини індикаторів — лакмусу, метилового оранжевого та універсальний індикаторний папірець.

Під час лабораторного дослідження дві речовини — лакмус і метиловий оранжевий та універсальний індикаторний папірець допоможуть виявити наявність кислот у розчині. Як саме, це ви встановите дослідним шляхом.

1. У три пробірки налейте по 1—2 мл однієї з кислот, а ще в три — дистильованої води.

2. В одну пробірку з кислотою та в одну пробірку з водою додайте кілька крапель лакмусу і спостерігайте за змінами кольору. Результати спостереження запишіть у зошит.

3. У другу пробірку з кислотою та у другу пробірку з водою додайте кілька крапель метилового оранжевого і спостерігайте за змінами кольору в обох пробірках. Результати спостереження запишіть у зошит.

4. У третю пробірку з кислотою та у третю пробірку з водою помістіть універсальний індикаторний папірець і спостерігайте за змінами його кольору в обох пробірках. Результати спостереження зафіксуйте.

5. Повторіть проведені дослідження з іншою кислотою і з'ясуйте, однаковий чи різний колір має кожний індикатор у розчинах обох кислот.

Зробіть висновок щодо універсальності дії індикаторів на розчини кислот та про те, який колір кожен з індикаторів має у *кислому середовищі* (так говорять про розчин, у якому наявна кислота).

Розглянуті індикатори доволі чутливі — достатньо 1—2 крапель, щоб вони змінили колір.

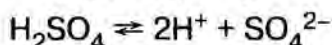
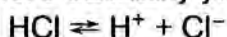
ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Витискувальний ряд металів, або ряд активності металів — це ряд, в якому метали розташовані за їх здатністю витискувати Гідроген із кислот.
- Метали, розташовані в ряді активності до водню, витискують Гідроген з кислот, метали, розташовані в ряді активності після водню, — не витискують.
- Якісною реакцією на водень є його взаємодія з киснем, під час якої чується приглушене хлопання — вибух. Щоб ця реакція відбулася, достатньо запалений сірник піднести до отвору пробірки з воднем.
- Кислоту в розчині можна виявити за допомогою індикаторів лакмусу та метилового оранжевого.



Як було з'ясовано дослідним шляхом, у розчинах різних кислот кожний індикатор має однакове забарвлення. Це свідчить про те, що до зміни кольору індикаторів причетний Гідроген, бо він входить до

складу всіх кислот, тоді як кислотні залишки у них різні. Дію на індикатори спричинюють не нейтральні атоми Гідрогену, а позитивно заряджені йони Гідрогену H^+ . (Пригадайте, як у 7 класі ви навчилися розрізняти атоми та йони.) Якщо ви були уважні, то звернули увагу на те, що в кожному з дослідів використовувалися водні розчини кислот. Це тому, що за відсутності води кислоти не діють на індикатори. Вода була потрібна для того, щоб молекула кислоти розпалася на позитивно заряджені йони (катіони) Гідрогену й негативно заряджені йони (аніони) кислотного залишку. При цьому число утворених з однієї молекули кислоти катіонів Гідрогену дорівнює числу його атомів у складі молекули кислоти, тоді як аніон кислотного залишку утворюється один:



Стрілки в обох напрямках замість знака «дорівнює» означають, що відбувається не лише утворення іонів, а й зворотний процес — йони об'єднуються у молекули.

Зверніть увагу, яким би складним не був кислотний залишок, він утворює один йон і зберігає свою цілісність.

Отже, за допомогою лакмусу, метилового оранжевого, універсального індикаторного паперу виявляють наявність у розчині катіонів Гідрогену або зумовленого ними кислого середовища.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Чим пояснити, що у витискувальному ряді металів наявна проста газувата речовина водень?

2. Серед наведених формул зазначте формули тих речовин, які витискують водень з кислот: KCl , Cl_2 , Mn , Pb , Hg , C , Cd , Pt . Запишіть відповідні рівняння хімічних реакцій, якщо в утворених складних речовинах елементи, що заміщують Гідроген у кислотах, двовалентні.

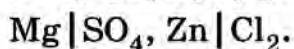
3. Як розпізнати, в якій з пробірок без етикеток міститься вода, а в якій — кислота?

4. Чи можна індикатором розпізнати, в якій пробірці міститься хлоридна кислота, а в якій — сульфатна? Відповідь обґрунтуйте.

5*. Спрогнозуйте, який з металів — цинк чи олово — за один і той самий час та за однакових умов витіснить більший об'єм водню з хлоридної кислоти. Відповідь обґрунтуйте.

§ 10. Поняття про солі

У попередньому параграфі продукти заміщення атомів Гідрогену атомами металу мали формули $MgSO_4$ та $ZnCl_2$. Порівняємо склад цих формул і з'ясуємо, що в них спільного. Для цього розділимо кожен формулу рисою на дві частини:



Легко помітити, що перша складова частина формули представлена металічними елементами, а друга — кислотними за-

лишками. Крім розглянутих прикладів, існує багато речовин, до формул яких входять металічні й кислотні залишки. Всі вони належать до класу сполук, що дістав назву *солі*.

Солі — це складні речовини, утворені атомами металів і кислотними залишками.

На відміну від кислот, представники цього класу мають немолекулярну будову, їхніми структурними частинками є йони — катіони металів та аніони кислотних залишків.

Формулу солей у загальному вигляді можна записати так:



Номенклатура солей (йтиметься про так звані *середні солі*, які відповідають наведеній загальній формулі та є продуктами повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті). Назва солей складається з двох слів: назви металічного елемента та назви кислотного залишку в називному відмінку. NaCl — натрій хлорид. Читається: «натрій хлорид».

У разі, коли метал має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після його символу без інтервалу, наприклад: FeSO₄ — ферум(II) сульфат. Читається: «ферум-два-сульфат».

Назви солей пишуться з малої літери (окрім випадку, коли ними починається нове речення). 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.

Визначення валентності металів у формулах солей та складання формул солей за валентністю. Як і під час визначення валентності елементів у бінарних сполуках та складанні їх формул, визначаючи валентність металу у формулі солі або складаючи формули солей, дотримуються загального правила.

Сума одиниць валентності однієї частини формули солі (атомів металу) дорівнює сумі одиниць валентності другої частини (кислотного залишку).

Приклад 1. Визначити валентність Хрому в солях, що мають формули: а) CrSO₄; б) Cr₂(SO₄)₃, та назвати їх.

Розв'язання

Обидві солі містять двовалентний кислотний залишок сульфатної кислоти.

Сума одиниць валентності кислотного залишку в першій формулі становить 2. Такою ж має бути і сума валентностей атомів Хрому. Оскільки атом Хром у цій формулі один, то обидві валентності належать йому. Отже, Хром у формулі CrSO_4 двовалентний.

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 валентність одного атома Хрому у сполуці становить $6 : 2 = 3$.

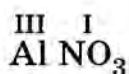
В і д п о в і д ь: а) $\overset{\text{II}}{\text{Cr}}\text{SO}_4$; б) $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}_2(\text{SO}_4)_3$.

Приклад 2. Скласти формулу алюміній нітрату.

Р о з в' я з а н н я

1. Записуємо символи металу і кислотного залишку: AlNO_3 .

2. Над символом металу і кислотним залишком позначаємо валентність:



3. Для одиниць валентності металу і кислотного залишку знаходимо найменше спільне кратне: це число 3.

4. Діленням спільного кратного 3 на валентність металу та кислотного залишку знаходимо індекси:

а) $3 : 3 = 1$ (індекс Алюмінію);

б) $3 : 1 = 3$ (індекс кислотного залишку).

Знайдені індекси вписуємо у формулу алюміній нітрату: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

В і д п о в і д ь: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Із запису загальної формули солей бачимо, що індекс металу збігається з валентністю кислотного залишку, а індекс кислотного залишку — з валентністю металу. Проте, 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 сульфіді дорівнює 2200°C .

За здатністю розчинятися у воді солі поділяють на *розчинні* (натрій хлорид, калій нітрат), *малорозчинні* (магній сульфід, плюмбум(II) хлорид) і *нерозчинні* (кальцій карбонат, барій

сульфат). Інформацію про розчинність солей, а також кислот можна дістати з таблиці розчинності цих сполук у воді (див. Додаток).

Це речовини без запаху, різного смаку.

Може здатися, що клас речовин «Солі» дістав таку назву через солоний смак його сполук. Насправді ж із «чистим» солоним смаком існує лише одна сіль, і вам вона дуже добре відома, бо це — натрій хлорид. Лікарі застерігають від надмірного вживання кухонної солі, проте життєво необхідних порцій натрій хлориду потребує організм і людини, і тварин. А потрібна вона для підтримання складу крові, а також вироблення шлункового соку. Фізіологічний розчин, крапельниці з яким використовуються для лікування хворих, є нічим іншим, як розчином натрій хлориду.

Солодкі на смак солі Берилію, гіркі — солі Магнію, немає смаку в кальцій карбонату (крейда). Здебільшого солі мають змішаний смак — солодко-кислий, солоно-гіркий.

Пам'ятайте! У хімічному кабінеті солі ні в якому разі не куштують на смак!

Солі здебільшого мають білий колір. Проте колір калій перманганату KMnO_4 фіолетовий, ферум(III) хлориду FeCl_3 — коричнево-червоний, аргентум ортофосфату Ag_3PO_4 — жовтий.

Уважно розгляньте зразки солей, які вчитель демонструє вам на уроці, і з'ясуйте розчинність і колір кожної з них.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання 1. Дослідіть фізичні властивості солей, що є у вас вдома. Це можуть бути калій перманганат, натрій хлорид, або кухонна сіль, натрій гідрокарбонат, або питна сода, купрум(II) сульфат (входить до складу мідного купоросу), кальцій карбонат (основна складова частина крейди) та деякі інші, за таким планом: 1) агрегатний стан; 2) розчинність у воді; 3) колір; 4) запах. Одержані результати запишіть у зошит.

Завдання 2. Дослідним шляхом встановіть, до легкоплавких чи тугоплавких речовин належить кухонна сіль. Для цього помістіть столову ложку солі на суху чисту сковорідку й нагрійте її на плиті та спостерігайте, що відбувається. Чи вдалося вам розплавити сіль? Який висновок можна зробити щодо її тугоплавкості чи легкоплавкості (на побутовій плиті можна досягти температури близько 800°C)?

Завдання 3. Проведіть дослідження розчинності у воді за різної температури двох солей Натрію — кухонної солі та питної соди. Опишіть послідовність проведення досліду та одержані результати.

- До класу солей належать складні речовини, утворені атомами металів і кислотними залишками.
- У формулах солей сума одиниць валентності металу дорівнює сумі одиниць валентності кислотного залишку.
- Складаючи формулу солі, необхідно знати валентність металу та кислотного залишку.
- За сучасною номенклатурою, назви солей утворюють з назви металу і назви кислотного залишку та зазначають валентність тих металів, у яких вона має кілька значень.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Серед солей карбонатної кислоти найпоширенішою є кальцій карбонат CaCO_3 . Крім того, що ця сіль є основним складником мармуру, крейди, вапняку, доломіту, існує ще одна дещо незвична форма знаходження її у природі — з кальцій карбонату та незначної кількості інших речовин у тілі деяких молюсків формуються перлини. Це округлі, гладенькі, з перламутровим відблиском утворення, до складу яких входить 86—90 % кальцій карбонату, 6—12 % органічної клейкої речовини конхіоліну, яку виділяє молюск, коли до його мушлі потрапить сторонній предмет, і вода. Конхіолін міцно склеює тонесенькі пластинки кальцій карбонату.

Перлина формується в мушлі молюска навколо подразників — найчастіше піщинок — і виростає завбільшки з горошину приблизно за 12 років. Великі перлини правильної форми — надзвичайна рідкість.

Перла здавна використовуються як прикраси. Особливо цінні перлини правильної кулястої форми. Вони дуже дорогі: перлина діаметром 1 см коштує близько 4000 доларів.

Середня тривалість зберігання перлин становить від 250 до 500 років, після чого вони втрачають блиск і їх легко подрібнити на порошок.

Скелет інших водяних мешканців — 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). Завдяки дещо іншому складу, ніж у перлин, такі вироби зберігаються довше. Залежно від вмісту органічних речовин корали мають різне забарвлення: рожеве, червоне і навіть чорне. Виготовлені з таких коралів прикраси — намисто, сережки, обручки — вважаються найдорожчими. Власникам коралів потрібно пам'ятати, що навіть при легкому нагріванні ці коштовності втрачають свій колір.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

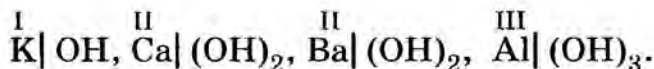
1. Дайте визначення солей та опишіть їх фізичні властивості.
2. Серед наведених формул зазначте формули солей: H_2S , KOH , CuS , FeCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, MgO , Na_2SiO_3 . Назвіть солі за сучасною номенклатурою.
3. Складіть формули солей: манган(II) сульфату, кальцій карбонату, натрій сульфіту, ферум(III) сульфату.
4. Визначте валентність металів у складі таких солей: LiCl , CdSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NiCO_3 .
- 5*. Запропонуйте спосіб розпізнавання в посудинах без етикеток трьох солей: натрій хлориду, калій перманганату, кальцій карбонату.

§ 11. Поняття про основи

Склад основ. Основи, як і оксиди, кислоти та солі, належать до складних неорганічних речовин. З'ясуємо, з яких частин складається формула будь-якої основи, скориставшись таким переліком формул:



Поділимо формули ряскою на дві частини, відокремивши символ металічного елемента від решти символів, та напишемо над металом його валентність:



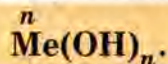
Спільною для всіх формул є наявність групи атомів **ОН**, що має назву **гідроксильна група**. У першій формулі її записано без дужок, а в решті формул взято в дужки, за якими стоїть відповідний індекс.

Як ви вже знаєте, поняття валентності поширюється на групи атомів, зокрема на кислотні залишки. Має свою валентність і гідроксильна група **ОН**. Вона *одновалентна*. Зверніть увагу на валентність металу в наведених формулах, і стане зрозуміло, що наявність індексів пов'язана з валентністю металу. Справді, одновалентний Калій сполучений з однією гідроксильною групою, двовалентні Кальцій та Барій — з двома, а тривалентний Алюміній — із трьома. Тож, щоб дотриматися правила щодо однаковості суми одиниць валентностей обох частин формули складної речовини, поставлені відповідні індекси.

Тепер можемо сформулювати визначення основ:

Основи — це складні речовини, утворені металічним елементом та гідроксильними групами.

Запишемо формулу основ у загальному вигляді:



Слід зазначити, що основи, як і солі, — речовини не молекулярної, а йонної будови, тому їхні формули відображають співвідношення йонів металу Me^{n+} та йонів гідроксильної групи OH^- у речовині.

Номенклатура основ. За сучасною номенклатурою назва основ складається з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид», вжитих у називному відмінку, наприклад: КОН — калій гідроксид. Якщо метал має змінну валентність, її вказують у круглих дужках після назви металу, без інтервалу: $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гідроксид. Читається «хром-два гідроксид». Як і в оксидів та солей, обидва слова пишуться з малої літери, за винятком початку речення.

У деяких основ збереглися також історичні назви: КОН — їдкий калій, NaOH — їдкий натр.

Складання формул основ та визначення валентності металу у формулі основи. Розглянемо на прикладах, як складати формули основ та визначати валентність металу за формулою основи.

Приклад 1. Скласти формулу магній гідроксиду.

Розв'язання

Керуючись визначенням основ, записуємо першим символ металу, а після нього — гідроксильну групу OH: $\text{Mg}(\text{OH})$. Магній має постійну валентність 2. Тож і гідроксильних груп у формулі цієї основи буде дві.

Відповідь: формула основи — $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Приклад 2. Визначити валентність Купруму у формулах основ CuOH та $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Розв'язання

Відомо, що у формулі основи валентність металу збігається з кількістю гідроксильних груп. Перша формула містить одну гідроксильну групу, друга — дві. Тож у першій формулі Купрум одновалентний, а в другій — двовалентний.

I II

Відповідь: CuOH та $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Фізичні властивості та класифікація основ. Основи — тверді речовини, переважно білого кольору, хоча трапляються й інших кольорів. Зокрема, купрум(II) гідроксид — блакитний, ферум(III) гідроксид — коричневий.

За здатністю розчинятися у воді основи, як і солі, бувають *розчинні, малорозчинні та нерозчинні*. Переважають нероз-

чинні. Серед добре розчинних — натрій гідроксид, калій гідроксид. Їх розчини милкі на дотик. Розчинні у воді основи дістали назву **лугів**. З таблиці розчинності солей, основ та кислот завжди можна дізнатися, до якої групи за здатністю розчинятися у воді належить та чи інша основа.

Отже, за фізичною характеристикою — здатністю розчинятися у воді — основи поділяються на розчинні, або луги, та нерозчинні.

Є ще одна класифікація основ — за хімічними властивостями. Вони поділяються на *типові основи* та *амфотерні гідроксиди*. Про це ви дізнаєтесь пізніше.

Основи, що добре розчиняються у воді, — тугоплавкі речовини. Основи, які у воді не розчиняються, під час нагрівання розкладаються з виділенням води та утворенням оксиду.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Основи — складні речовини немалекулярної будови, хімічна формула яких складається з одного атома металу та однієї або кількох гідроксильних груп.
- Число одновалентних гідроксильних груп у формулі основи дорівнює валентності металу, тому в загальному вигляді основи мають формулу $Me(OH)_n$.
- Сучасна назва основ складається з назви металу з додаванням до неї слова «гідроксид». Якщо метал проявляє змінну валентність, то після назви металу в дужках зазначається його валентність.
- За звичайних умов основи перебувають у твердому стані, частина з них добре розчиняється у воді. Розчинені у воді основи — луги.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. У наведеному переліку формул зазначте формули основ: $Co(OH)_2$, CO , H_3PO_4 , $Sr(OH)_2$, H_2S , $Ni(OH)_2$.

2. Визначте валентність металів за формулами основ: $CsOH$, $La(OH)_3$, $Th(OH)_3$, $Cd(OH)_2$, $CuOH$.

3. Запишіть формули основ за їх назвами: літій гідроксид, магній гідроксид, ферум (II) гідроксид.

4. Складіть формули оксидів, що відповідають основам, формули яких $Cr(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Mn(OH)_2$.

§ 12. Взаємодія оксидів з водою.

Гідрати оксидів

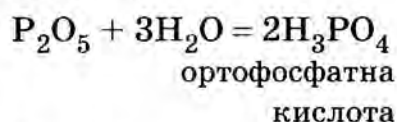
Вивчаючи хімію в 7 класі, ви зрозуміли, наскільки активною речовиною є кисень. А чи здатні оксиди — продукти

взаємодії кисню з простими та складними речовинами — до подальшої взаємодії з іншими речовинами? З'ясуємо це на дослідах і розпочнемо із взаємодії оксидів з найпоширенішим у природі оксидом — гідроген оксидом, або водою.

Дослід 1. Добудемо фосфор(V) оксид P_2O_5 , спаливши фосфор у кисні (мал. 5). До колби, в якій міститься утворений оксид (тверда речовина білого кольору), додамо 5—7 мл гарячої води, якою омиємо стінки колби, щоб утворений оксид розчинився. Після цього до добутого розчину додамо кілька крапель лакмусу. Спостерігатимемо, що колір розчину у колбі став рожевим. Це є свідченням того, що в розчині наявна кислота, бо індикатор настільки чутливий, що виявляє навіть незначні кількості кислоти в розчині.

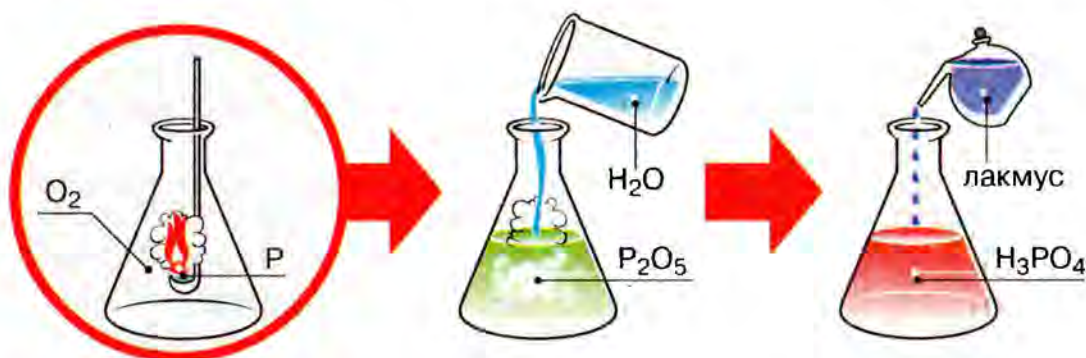
Звідки взялося кисле середовище, якщо у колбу доливали воду? Висновок один — кислота утворилася з фосфор(V) оксиду і води.

Справді, частина доливої води вступила у взаємодію з фосфор(V) оксидом за рівнянням:



Води було додано з надлишком, тож інша її частина розчинила в собі новоутворену кислоту, розчин якої ми й випробували індикатором.

Чимало оксидів неметалів, а також оксиди деяких металів з високим значенням валентності (V, VI, VII), подібно до фосфор(V) оксиду, сполучаються з водою й утворюють кислоти. З відомих вам оксидів неметалів не реагує з водою силіцій(IV) оксид — основна складова частина річкового піску. В утворених кислотах валентність кислототвірного елемента дорівнює його валентності в оксиді. Так, валентність Сульфуру в SO_3 дорівнює 6. Тож і в утвореній з нього кислоті вона не змінюється.



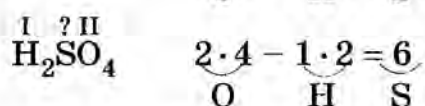
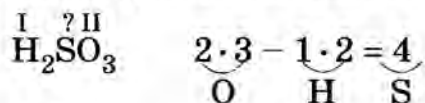
Мал. 5.

Добування фосфор(V) оксиду та дослідження його властивостей

Хімічний елемент Сульфур наявний як у сульфїтній H_2SO_3 , так і в сульфатній H_2SO_4 кислотах. Яка з них утворюється з сульфур(IV) оксиду? Для відповіді на поставлене запитання визначимо валентність Сульфуру в кожній з названих кислот.

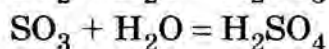
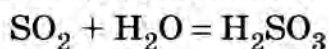
Існує правило: щоб визначити валентність кислототвірного елемента у молекулі оксигеновмісної кислоти, необхідно від суми одиниць валентності Оксигену відняти суму одиниць валентності Гідрогену.

Скористаємося цим правилом і визначимо валентність Сульфуру в сульфїтній та сульфатній кислотах.



Обчислення показали, що Сульфур у сульфїтній кислоті чотиривалентний, а у сульфатній — шестивалентний.

Отже, реагуючи з водою, сульфур(IV) оксид утворює сульфїтну кислоту, а сульфур(VI) оксид — сульфатну:

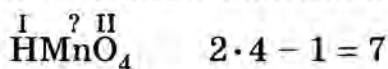


Вам відома сіль калій перманганат KMnO_4 (побутова назва — марганцівка). Оскільки до складу формули входить один атом калію, який має постійну валентність 1, робимо висновок, що кислотний залишок KMnO_4 теж одновалентний, а формула перманганатної кислоти — HMnO_4 . На її прикладі потренуємося у складанні формул оксидів, що відповідають певній кислоті.

Приклад. Скласти формулу оксиду, що відповідає перманганатній кислоті.

Розв'язання

1. Скориставшись наведеним правилом, визначимо валентність Мангану в перманганатній кислоті:

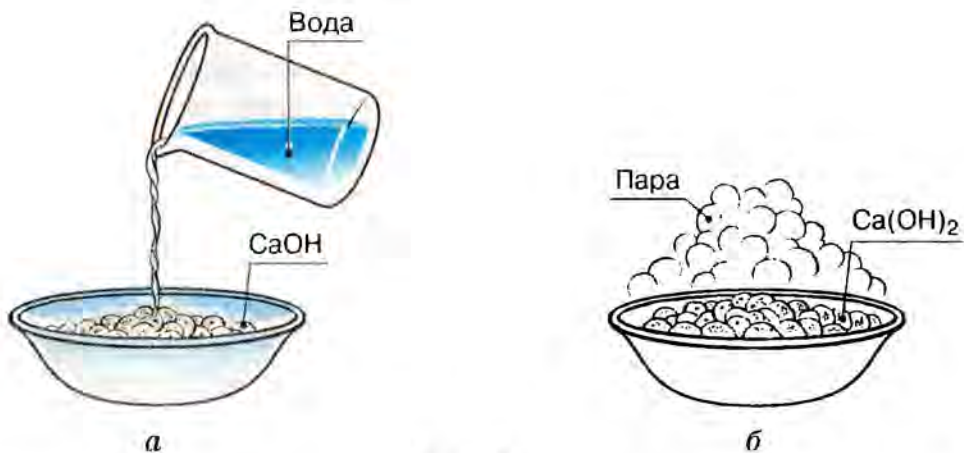


2. Складемо формулу семивалентного манган оксиду.

Найменше спільне кратне для одиниць валентності Мангану та Оксигену — 14. По черзі поділивши його на 7 (валентність Мангану) та на 2 (валентність Оксигену), дістанемо індекси 2 та 7.

В і д п о в і д ь: Mn_2O_7 .

Дослід 2. У порцелянову чашку помістимо трохи негашеного вапна або кальцій оксиду та обережно доллемо трохи води

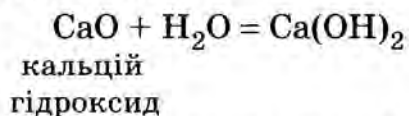


Мал. 6.

Добування кальцій гідроксиду та дослідження його властивостей

(мал. 6, а). Спостерігається «закипання» утвореної суміші (мал. 6, б). Воно спричинене тим, що негашене вапно активно реагує з водою і реакція супроводжується сильним розігріванням. Після закінчення цієї реакції вміст порцелянової чашки розчинимо у надлишку води й утворену неоднорідну суміш профільтруємо. Надалі працюватимемо з прозорим фільтратом, який розділимо на 3 пробірки. У першу пробірку додамо кілька крапель лакмусу і спостерігатимемо, як розчин відразу набуває синього забарвлення. Досі ви знали, що у розчинах кислот лакмус набуває рожевого кольору. Поява іншого кольору індикатору свідчить про наявність у розчині іншої речовини.

Розглянемо рівняння реакції між кальцій оксидом та водою і з'ясуємо, що це за речовина:



Як бачимо, у розчині наявна основа. Звідси висуваємо гіпотезу (передбачення), що лакмус можна використовувати як індикатор для виявлення основ. З метою перевірки проведемо наступний дослід.

Дослід 3. Наллємо у пробірку 1—2 мл розчину натрій гідроксиду NaOH та додамо до нього кілька крапель лакмусу. Результат підтверджує наше передбачення: розчин набув однакового з розчином кальцій гідроксиду забарвлення — синього. Отже, лакмус є індикатором для виявлення основ, розчинених у воді.

У розчині основ лакмус змінює своє забарвлення на синє.

Дослід 4. До другої пробірки з кальцій гідроксидом, добутим у досліді 2, додамо кілька крапель метилового оранжевого. Спостерігається поява жовтого забарвлення розчину.

Дослід 5. Додамо кілька крапель метилового оранжевого до розчину натрій гідроксиду чи якоїсь іншої розчинної у воді

основи. Спостерігаємо однаковий з дослідом 4 результат — розчин набуває жовтого кольору.

У розчині основ метиловий оранжевий має жовте забарвлення.

Існує ще одна речовина, чутлива до наявності в розчині основ. Це — фенолфталеїн. Пригадайте, розчин цієї речовини у воді безбарвний. Проведемо дослід.

Дослід 6. У пробірку з водою додамо кілька крапель розчину фенолфталеїну. Жодних змін забарвлення не відбулося.

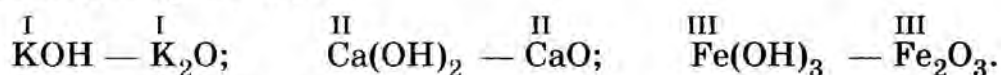
Дослід 7. У третю пробірку з розчином кальцій гідроксиду, добутого у досліді 2, додамо кілька крапель фенолфталеїну — розчин відразу стає яскраво-малинового кольору.

Дослід 8. Додамо кілька крапель фенолфталеїну до розчину натрій гідроксиду чи якоїсь іншої розчинної у воді основи. Спостерігаємо однаковий результат з дослідом 7.

У розчині основ фенолфталеїн має малинове забарвлення.

Дослід 9. Помістимо у хімічний стакан трохи купрум(II) оксиду, доллемо до нього води, ретельно розмішаємо, після чого профільтруємо. До прозорого фільтрату додамо кілька крапель фенолфталеїну. Поява малинового забарвлення не спостерігається. Аналогічний результат матимемо й у випадку з ферум(III) оксидом. Це доводить, що далеко не всі оксиди прямою взаємодією з водою утворюють **гідрати оксидів** — таку загальну назву мають кислоти та основи. Але й не означає, що гідрати оксидів для них не характерні. Так, вам усім добре відома іржа — ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ця нерозчинна у воді основа є гідратом ферум(III) оксиду. А добувають її іншим способом, ніж розчинні основи.

Валентність металу в основі дорівнює валентності металу у відповідному оксиді:



Отже, одні оксиди металів взаємодіють з водою й утворюють розчинні основи, або луги, інші з водою не взаємодіють, проте відповідні їм нерозчинні у воді основи існують.

Більшість оксидів неметалів взаємодіють із водою за звичайних умов і утворюють кислоти.

Оксиди, що взаємодіють із водою і утворюють основи, та оксиди, що не взаємодіють із водою, проте їм відповідають основи, називають **основними**.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Серед рослин є такі, що їх можна використати замість індикаторів.

Завдання. Дослідіть, як колір соку столового буряка змінюється у кислому середовищі; лужному середовищі; воді.

Вам знадобляться: оцет, лимонна кислота чи розбавлений водою сік лимона, розчин господарського мила.

Результати спостережень запишіть у зошит та зробіть відповідні висновки.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Оксиди здатні до взаємодії з іншими речовинами.
- Оксидам відповідають гідрати оксидів — кислоти й основи.
- Валентність кислототвірного елемента в кислоті дорівнює його валентності у відповідному оксиді.
- Валентність металу в основі збігається з його валентністю у відповідному оксиді.
- Наявність лугу в розчині (лужного середовища) виявляють за допомогою індикаторів: лакмусу, фенолфталеїну, метилового оранжевого.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Перший індикатор виготовили з природної сировини. Сталося це так. Якось англійському вченому Роберту Бойлю (1627—1691 рр.) знадобилася посудина, в якій він виготовив водну настоянку лакмусового лишайника. Він звільнив посудину від настоянки, налив у неї хлоридної кислоти і помітив, що безбарвний до цього розчин кислоти став червоним. Потім він додав кілька крапель настоянки до розчину натрій гідроксиду. Цього разу розчин став синім. Так було відкрито та вперше використано індикатор кислого і лужного середовища, який назвали лакмусом. Згодом настоянкою почали просочувати папірці, а потім їх висушували і використовували в хімічних лабораторіях.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Установіть відповідність між формулами оксидів та формулами гідратів оксидів, записавши їх парами в зошит:

формули оксидів

CuO
Cu₂O
CrO
Cr₂O₃
CrO₃

формули гідратів оксидів

CuOH
Cu(OH)₂
H₂CrO₄
Cr(OH)₂
Cr(OH)₃

2. Назвіть якомога більше характеристик, за якими укладено цей перелік формул оксидів: Na₂O, BaO, K₂O, CaO?

3. Яка з формул є «зайвою» в кожному з наведених переліків і чому:

а) SiO₂, SO₂, SO₃;

- б) NaOH, Al(OH)₃, Ba(OH)₂;
в) K₂O, CaO, Fe₂O₃?

4. Є три пробірки без етикеток, на третину наповнені зовні однако-вими рідинами. Проте відомо, що в одній міститься вода, в іншій — розчин кислоти, а ще в іншій — розчин основи. Як дослідним шляхом з'ясувати, в якій з пробірок перебуває кожна речовина?

5*. За схемою хімічних реакцій запишіть відповідні рівняння реакцій:

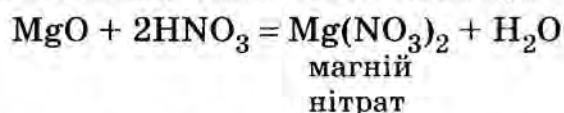


§ 13. Загальні властивості оксидів. Класифікація оксидів

З попереднього параграфу ви дізналися про взаємодію оксидів з водою та утворення гідратів оксидів. Слід уточнити, що за звичайних умов взаємодіють з водою й утворюють луги лише оксиди металів, розташованих у витискувальному ряді від літію до натрію включно (Li, K, Ba, Sr, Ca, Na).

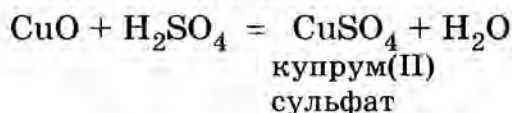
Взаємодія оксидів металів з кислотами. Якщо в реакцію з кислотами вступають лише метали, розміщені у витискувальному ряді до водню, то стосовно оксидів металів таких обмежень не існує. З кислотами взаємодіють як оксиди металів, розміщених у витискувальному ряді до водню, так і метали, розміщені в ньому після водню. Підтвердимо це дослідями.

Дослід 1. Візьмемо трохи 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. Це хімічне явище описується таким рівнянням реакції:



Продукти реакції — сіль та вода.

Дослід 2. Візьмемо трохи 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 голубого кольору, а вміст у ній купрум(II) оксиду зменшується. Поява кольору свідчить про перебіг хімічного явища:



Як і в попередньому досліді, продуктами реакції є сіль та вода.

Оксиди, що взаємодіють з кислотами з утворенням солі, називають *основними оксидами*.

Гідратами основних оксидів є основи.

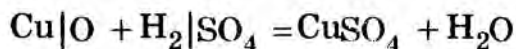
До основних оксидів належать лише оксиди металів, до того ж із невеликим значенням валентності — I, II, рідше III, в окремих випадках — IV.

Пригадайте визначення реакцій приєднання, розкладу, заміщення і зробіть висновок, до яких із них належать розглянуті реакції. Аналіз складу речовин до та після реакції вказує, що ці рівняння не належать до жодної з них. Вочевидь, це новий тип реакцій.

Що в ньому особливого? Він характеризується відсутністю простих речовин та тим, що в реакцію вступають дві складні речовини і після реакції також утворюються складні речовини.

Реакція, під час якої дві складні речовини обмінюються складовими частинами, внаслідок чого утворюються нові складні речовини, називається *реакцією обміну*.

Скориставшись рівнянням реакції обміну між купрум(II) оксидом та сульфатною кислотою, проілюструємо схематично це визначення:

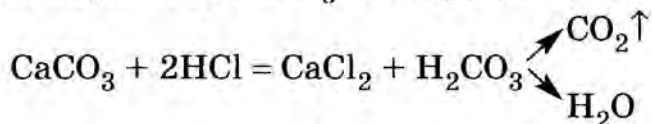


Як вам відомо, першою складовою частиною формул оксидів є будь-який металічний чи неметалічний елемент, другою — Оксиген. Першою складовою частиною формул кислот є Гідроген, другою — кислотний залишок. У наведеному рівнянні реакції перші частини складних речовин зафарбовані у синій колір, другі — у червоний. Це дає змогу легко помітити, що оксид обміняв свою другу складову частину — Оксиген — на другу складову частину кислоти — кислотний залишок. Якщо ж розглядати кислоту, то можемо сказати, що її перша складова частина — атоми Гідрогену — обмінялися місцями з атомом металу, а отже, сполучилися з Оксигеном й утворили воду. А замість атомів Гідрогену з кислотним залишком сполучені атоми металу, тобто утворилася сіль.

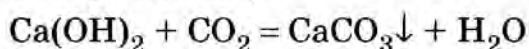
Взаємодія оксидів неметалів з лугами. Повторимо дослід, відомий вам ще з природознавства, — взаємодію вуглекислого газу з вапняною водою. Відтепер ви знаєте, що вуглекислий газ, або карбон(IV) оксид — це оксид неметалу, а вапняна вода — розчин кальцій гідроксиду, тобто луг.

Дослід 3. Наллємо у пробірку 2—3 мл прозорого розчину кальцій гідроксиду (вапняної води) і пропустимо туди вугле-

кислий газ. Його можна добути взаємодією шматочків мармуру (кальцій карбонату CaCO_3) з хлоридною кислотою:



Спостерігаємо, що прозорий розчин у пробірці з вапняною водою 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):

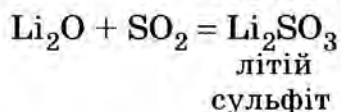
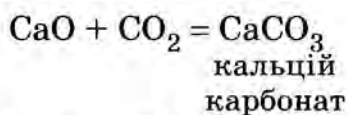


Як і в попередніх дослідах з оксидами металів, продуктами реакції є дві складні речовини — сіль та вода.

Оксиди, які взаємодіють з основами й утворюють сіль, називають кислотними оксидами.

До кислотних оксидів належить більшість оксидів неметалів, а також оксиди металів з високою валентністю. Кислотним оксидам відповідають гідрати оксидів — кислоти.

Взаємодія основних і кислотних оксидів між собою. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами:



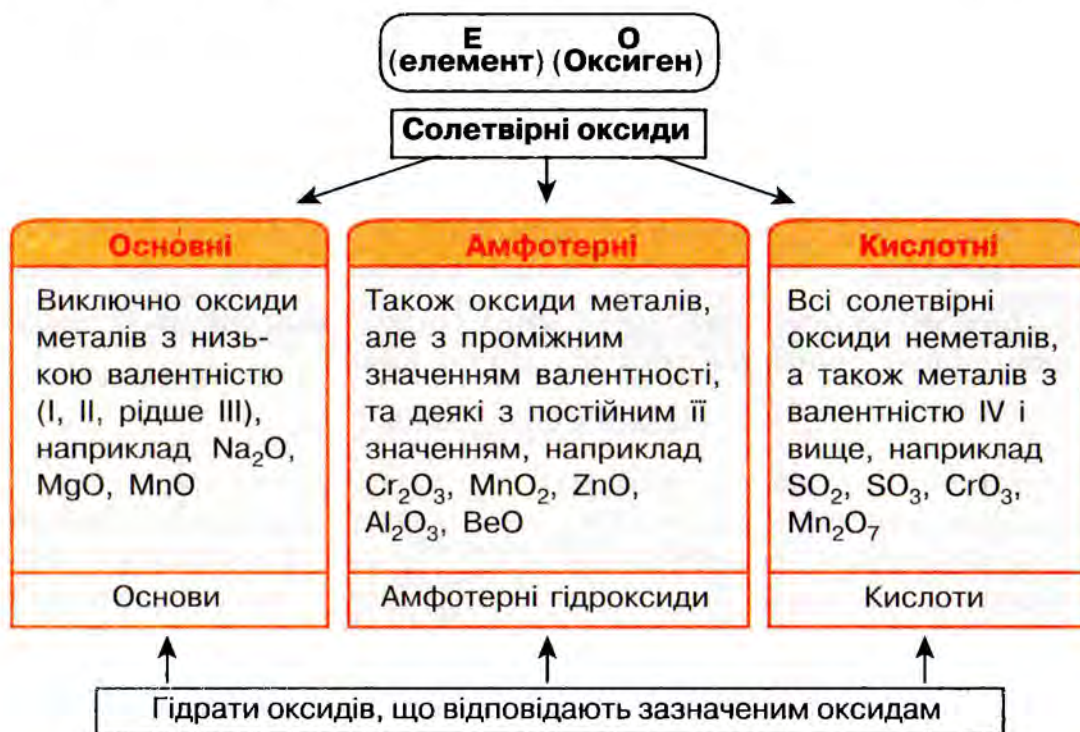
Відбувається реакція сполучення, утворений продукт належить до класу солей.

Зверніть увагу, утворені солі мають кислотний залишок кислоти, яка відповідає взятому для реакції кислотному оксидові.

Поняття про амфотерні оксиди. Досліджуючи хімічні властивості складних речовин, учені виявили групу оксидів, які не можна віднести ні до основних, ні до кислотних. А все тому, що ці оксиди вступають у взаємодію і з кислотами, і з основами (лугами). В обох випадках продуктами реакцій є солі. Оксиди, наділені такими властивостями, дістали назву *амфотерних оксидів*. *Амфотерний* у перекладі з грецької означає і той, і інший; обидва. До них належать: берилій оксид BeO , цинк оксид ZnO , алюміній оксид Al_2O_3 , плюмбум(II) оксид PbO , хром(III) оксид Cr_2O_3 та деякі інші. Їх гідратами є основи, які дістали назву *амфотерних гідроксидів*.

Поняття про солетвірні та несолетвірні оксиди. Розглянуті в цьому параграфі приклади хімічних явищ указують на те, що з оксиду можна добути сіль, подіявши на нього кислотою чи лугом. Проте окремі оксиди цієї властивості не мають. Це стосується карбон(II) оксиду CO , нітроген(I) оксиду N_2O , нітроген(II) оксиду NO , гідроген оксиду H_2O . За цією класифікаційною ознакою здійснено поділ оксидів на *солетвірні* та *несолетвірні*.

Класифікація оксидів. Узагальнимо у вигляді схеми розглянутий у процесі вивчення хімічних властивостей оксидів поділ речовин цього класу на групи та зазначимо, які гідрати оксидів відповідають кожній групі:



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Здійсніть уявний експеримент з розпізнавання таких речовин: кальцій оксиду, цинк оксиду, фосфор(V) оксиду.

1. Складіть план розпізнавання.
2. Запишіть рівняння реакцій та зазначте явища, на яких ґрунтується розпізнавання цих речовин.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За здатністю взаємодіяти з іншими речовинами та утворювати солі оксиди поділяють на *солетвірні* та *несолетвірні*.

- Солетвірні оксиди поділяються на *основні*, *кислотні*, *амфотерні*.
- Основним оксидам відповідають гідрати оксидів основи, кислотним — кислоти, амфотерним — амфотерні гідроксиди.
- Основні оксиди взаємодіють з водою, кислотами, кислотними оксидами:

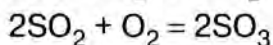
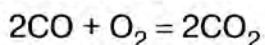


- Кислотні оксиди взаємодіють з водою, основами (лугами), основними оксидами:



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У § 13 було розглянуто загальні хімічні властивості оксидів. Сполукам цього класу властива й інша взаємодія, зокрема доокиснення оксидів. З назви легко здогадатися, що ця реакція пов'язана з Оксигеном. Справді, якщо елемент у сполуках виявляє змінну валентність, то за певних умов його оксид із нижчим значенням валентності окиснюється до оксиду з вищою валентністю, наприклад:



Визначте валентність Карбону та Сульфуру до і після реакції, щоб переконатися, що це дійсно так.

Доокиснення оксидів причетне до такого екологічно небезпечного явища, як кислотні дощі. У продуктах горіння нафти, газу, вугілля, дров, викидах нафтопереробних, металургійних, хімічних заводів, автомобільного транспорту містяться сульфур(IV) оксид, нітроген(IV) оксид. Сполучаючись із киснем та вологою повітря, вони перетворюються на сульфатну і нітратну кислоти, які з дощем випадають на землю, завдаючи відчутної шкоди природі.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Наведіть приклади: а) солетвірних; б) несолетвірних оксидів.
2. Яка відмінність існує між основними, кислотними та амфотерними оксидами?
3. Із наведеного переліку формул выпишіть формули і назвіть: а) основні оксиди; б) кислотні оксиди; в) амфотерні оксиди:
 Cl_2O_7 , FeO , P_2O_5 , CO_2 , K_2O , ZnO , Al_2O_3 , WO_3 .
4. Запишіть рівняння можливих реакцій:
а) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. З якими з перелічених речовин взаємодіє магній оксид: кисень, хлоридна кислота, барій оксид, калій гідроксид, натрій хлорид, карбон(IV) оксид? Запишіть рівняння реакцій, що відбуваються.
- 6*. Заповніть пропуски в схемах та запишіть рівняння реакцій:
а) $\text{CuS} + \dots = \text{CuO} + \text{SO}_2$; б) $\text{BaO} + \dots = \text{Ba}(\text{OH})_2$;
в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \dots + \text{H}_2\text{O}$.

§ 14. Оксиди в природі. Використання оксидів

Поширення оксидів у природі. Ви вже знаєте, що серед хімічних елементів чемпіонами за поширенням у природі є Оксиген, Силіцій, Алюміній, Ферум. Варто лише наголосити, що першість свою вони здобули завдяки оксидам. Тож оксиди належать до найпоширеніших речовин на нашій планеті. За ними утримується першість в усіх оболонках Землі: атмосфері (карбон(IV) оксид, водень оксид, або вода), літосфері (силіцій(IV) оксид, або кремнезем, алюміній оксид, ферум(II) та ферум(III) оксиди) і, звичайно ж, у гідросфері (вода).

Ще з уроків природознавства ви дізналися, що приблизно 0,03 % складу повітря припадає на вуглекислий газ. На перший погляд, це начебто небагато. Однак, якщо зважити на те, що суцільна повітряна оболонка Землі сягає до 15 км у висоту, стає зрозумілим, наскільки це поширений газуватий оксид.

А що вже казати про інший оксид неметалу — водень оксид, яким вкрито 3/4 суходолу, і на який припадає близько 80 % маси клітин живих організмів!

Тільки карбон(IV) оксиду природа уготувала рівномірне поширення на нашій планеті. Але нині внаслідок господарської діяльності людини його стає значно більше в атмосфері великих міст. Решта ж оксидів на певних територіях утворює поклади, тоді як в інших ділянках Землі їх мало або й зовсім немає.

‡ Про поширення води ви знаєте чи не найбільше. Тож узагальніть свої знання про воду, доповніть їх новою інформацією та підготуйте розповідь, зобразивши її схематично.

Утворення скелястих гір, ґрунту неможливе без силіцій(IV) оксиду та алюміній оксиду. Загалом земна кора наполовину складається з силіцій(IV) оксиду.

Місця залягання у великій кількості оксидів Феруму в Україні знаходяться поблизу Кривого Рогу.

За малюнком 7 ви маєте змогу додатково ознайомитися з поширенням оксидів у природі.

Використання оксидів ґрунтується на різноманітності їхніх хімічних і фізичних властивостей.

Так, властивість оксидів взаємодіяти з іншими речовинами використовують під час добування сплавів заліза: чавуну та сталі, кислот.

Без використання здатності *гідроген оксиду* (води) розчиняти інші речовини з утворенням розчинів не можна уявити побуту, харчової промисловості, виробництва ліків тощо. Висока теплоємність води забезпечила їй використання в опаленні приміщень, теплообмінниках на заводах з виробництва кислот, у виробництві добрив тощо. Вода також є цінною сировиною, з якої виготовляють кислоти, спирти, водень, кисень, луги та багато інших речовин. Вона надихає поетів і художників на створення шедеврів мистецтва.

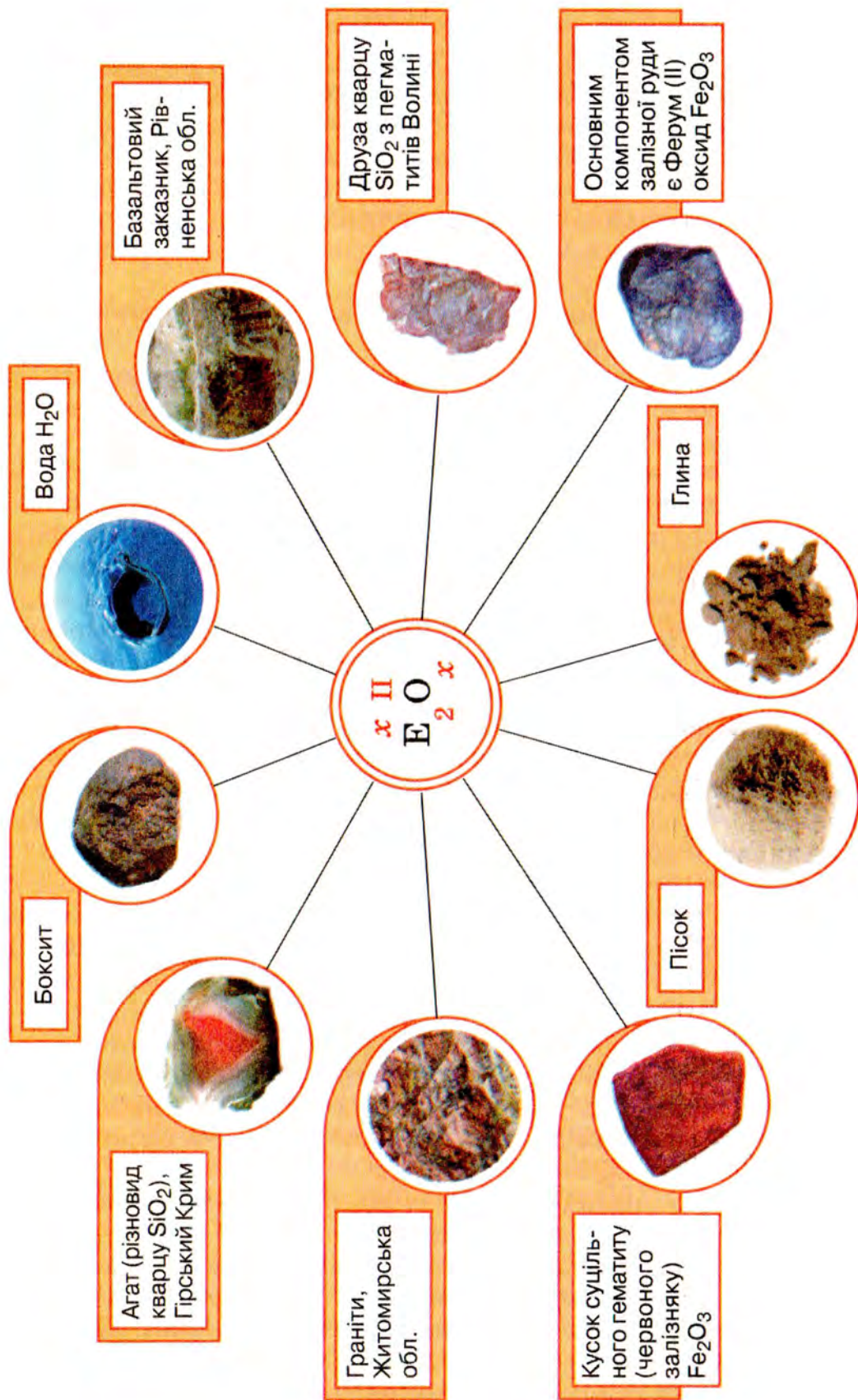
Перелік використання гідроген оксиду нескінченний. Проте, говорячи про використання води, не слід забувати, що у воді зародилося життя і що без води жива природа існувати не може. Тож піклування про збереження чистоти водойм — справа кожного.

Силіцій(IV) оксид — це і незамінний будівельний матеріал у складі піску та граніту, і важлива сировина для виробництва скла, цементу, порцеляни, кераміки. Доволі чистий силіцій(IV) оксид (кварц) іде на виготовлення деталей кварцових годинників, спеціального посуду, що витримує різкий перепад температур.

З *алюміній оксиду* приблизно на 50 % складаються бокситові руди, поклади яких є в Україні. Основне призначення цього оксиду — видобуток на алюмінієвих заводах «крилатого» металу алюмінію. Вам добре відомо, що літако- та ракетобудування без нього було б неможливим.

Твердість алюміній оксиду та силіцій(IV) оксиду забезпечила їм застосування як абразивних матеріалів.

На природних *рудах-оксидах Феруму* (бурому, червоному, магнітному залізняках) працюють доменні печі. Так називають споруди, в яких із руд виплавляють залізо у вигляді чавуну. З руди *магнітний залізняк*, що містить у своєму складі залізу окалину Fe_3O_4 (змішаний оксид $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$), виготовляють магніти.



Мал. 7. Оксиди в природі

$\begin{array}{c} x \text{ II} \\ \text{E O} \\ 2 \quad x \end{array}$	<p>CaO Кальцій оксид</p> <p>виробництво гашеного вапна, кальцій карбїду, хлорного вапна; на будівництві</p>	<p>SO₂ Сульфур(IV) оксид</p> <p>виробництво H₂SO₄; у текстильній, паперовій, цукровій промисловості як вибілювач; знезараження приміщень, збереження фруктів і ягід</p>
<p>SO₃ Сульфур(VI) оксид</p> <p>виробництво H₂SO₄</p>	<p>V₂O₅ Ванадій(V) оксид</p> <p>каталізатор у виробництві амонїаку та сульфатної кислоти</p>	<p>Cr₂O₃ Хром(III) оксид</p> <p>виробництво абразивних матеріалів; виготовлення зеленої фарби</p>
<p>CO₂ Карбон(IV) оксид</p> <p>виробництво цукру, газованих вод, соди; гасіння пожеж</p>	<p>SiO₂ Силіцій(IV) оксид</p> <p>виробництво скла, кераміки, порцеляни, абразивних матеріалів; компонент будівельної суміші; фільтр для води на водоочисних станціях; у вигляді кварцу — для виготовлення лінз</p>	<p>Fe₂O₃ Ферум(III) оксид</p> <p>виробництво чавуну і сталі; виготовлення фарб</p>
<p>BeO Берилій оксид</p> <p>в ядерних реакторах</p>	<p>TiO₂ Титан(IV) оксид</p> <p>виготовлення білої фарби (титанові білила)</p>	<p>H₂O Гідроген оксид</p> <p>розчинник на багатьох виробництвах; сировина для виробництва інших речовин (водню, кисню, ацетилену, спирту, кислот тощо); теплообмінник на заводах</p>
<p>Al₂O₃ Алюміній оксид</p> <p>виробництво алюмінію, вогнетривких та абразивних матеріалів, синтетичного коштовного каміння (рубїни, сапфіри тощо)</p>	<p>MgO Магній оксид</p> <p>виробництво гуми, вогнетривких матеріалів</p>	<p>NO₂ Нітроген(IV) оксид</p> <p>виробництво HNO₃; окисник рідкого ракетного палива</p>
<p>P₂O₅ Фосфор(V) оксид</p> <p>осушник газів і рідин</p>	<p>CO Карбон(II) оксид</p> <p>відновлення металів з руд у металургії</p>	

Мал. 8.
Використання оксидів

Щодо використання *карбон(IV) оксиду*, то тут народногосподарська діяльність людини значно поступається природі. Вдумайтеся лише: весь Карбон, що входить до складу органічних речовин живої та неживої природи, надійшов до них з карбон(IV) оксиду завдяки діяльності фотосинтетичної лабораторії зелених рослин.

Розглянуті оксиди поширені у природі і використовуються людиною у великих кількостях. Проте багато інших оксидів, хоча й поступаються своїм поширенням чи масштабами використання, але є не менш важливими. Сказане підтвердимо конкретними прикладами.

Чимало хімічних виробництв припинили б свою роботу без наявності каталізаторів, у тому числі й ванадій(V) оксиду V_2O_5 , манган(IV) оксиду MnO_2 та інших.

Біла, зелена, коричнева та деякі інші фарби своїм кольором завдячують оксидам металічних елементів — Цинку, Хрому, Феруму, Кобальту тощо.

Сульфур(IV) оксид добувають із руд-сульфідів, щоб далі доокиснювати та виробляти сульфатну кислоту. Він також знаходить застосування як вибілювач паперу, в текстильній промисловості — для вибілювання вовни, шовку, в харчовій промисловості для консервування плодів, із санітарно-гігієнічною метою — для знезараження приміщень тощо.

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 $800^\circ C$.

У медицині знаходять застосування цинк оксид, магній оксид, алюміній оксид та інші.

Будівництво було б неможливим без силіцій(IV) оксиду, води та негашеного вапна.

За малюнком 8 ви маєте змогу ще раз переконатися у різнобічному використанні оксидів.



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?

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За поширенням у природі оксиди посідають перше місце серед складних неорганічних речовин.

- Завдяки різноманітності фізичних та хімічних властивостей оксиди знаходять широке застосування у різних галузях народного господарства та побуті.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У § 14 було розкрито застосування кожного з оксидів окремо. Проте існують виробництва, де задіяні відразу кілька оксидів, наприклад виробництво чавуну у спеціально збудованих печах, що звуться *доменими*, або *домнами*. По-перше, залізо добувають з руд, що містять Fe_2O_3 , Fe_3O_4 . Джерелом тепла тут слугує високоякісне вугілля — кокс. Окрім цього, кокс необхідний для того, щоб у домні було достатньо карбон(IV) оксиду CO_2 : $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. За високої температури CO_2 сполучається з розжареним коксом й утворює карбон(II) оксид, без якого добування заліза зупинилося б, оскільки CO доокиснюється за рахунок Оксигену, що міститься у залізній руді, тобто відбирає Оксиген, 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. CaO сполучається з SiO_2 , а утворений кальцій силікат легко видаляється, бо за наявної всередині домни температури перебуває у рідкому стані. На доменному виробництві у теплообмінниках використовується також H_2O .

Отже, щоб виплавити чавун, необхідно мати щонайменше 5—6 різних оксидів. Не менше їх бере участь й у виробництві сталі.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. За малюнком 7 складіть розповідь про поширення оксидів у природі.
2. Підготуйте повідомлення про застосування оксидів, щоразу зазначаючи, на яких конкретних властивостях цих речовин воно ґрунтується.
3. В якому з оксидів — силіцій(IV) оксиді, ферум(II) оксиді чи алюміній оксиді — масова частка Оксигену найбільша?
- 4*. 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?

§ 15. Класифікація кислот. Загальні хімічні властивості кислот

Наявних у вас знань про кислоти цілком достатньо, щоб розглянути класифікацію сполук цього класу. Передусім є кислоти, кислотні залишки яких містять Оксиген, а є кислотні залишки без атомів Оксигену. Це дало змогу поділити кислоти на **оксигеновмісні** (наприклад: H_2SO_4 , HNO_3) та **безоксигенові** (наприклад: HCl , H_2S).

Крім того, у складі молекул різних кислот може бути неоднакове число атомів Гідрогену, які у реакціях з основами заміщуються металічним елементом. Це стало підставою для класифікації кислот на **одноосновні** та **багатоосновні**. (Подумайте і наведіть приклади одноосновних та багатоосновних кислот.)

Хімічні властивості кислот

Кислоти виявляють доволі високу хімічну активність з металами, оксидами металів, гідроксидами, а в багатьох випадках і солями. При цьому кислотний залишок виступає єдиним цілим і в незмінному вигляді переходить зі складу кислоти до складу утвореної солі.

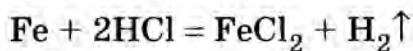
Узагальнимо відомі вам властивості кислот та доповнимо їх новими.

1. Дія розчинів кислот на індикатори. Як індикатори кислотного середовища використовуються: **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 кислотного і лужного середовищ речовинами. Тож ними можна відразу виявляти обидва середовища.

Раніше ви дізналися про такий індикатор, як фенолфталеїн. Зверніть увагу — ця речовина не є індикатором кислотного середовища. Як відомо, лакмус і метиловий оранжевий (метилоранж) у кислотному 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 вміст кислоти великий, то — темно-червоний або близький до нього).

Зауважимо, що на індикатори діють, змінюючи їх колір, лише водні розчини кислот.

2. Взаємодія кислот з металами. Ви вже обізнані з дослідженнями, які підтверджують, що метали, розміщені у витискувальному ряді до водню, заміщують Гідроген у молекулах кислот, внаслідок чого утворюється *сіль* та виділяється газувата речовина *водень*. Тоді як метали, розміщені у витискувальному ряді після водню, не заміщують Гідроген у молекулах кислот (*пригадайте, що нітратна кислота становить виняток*):

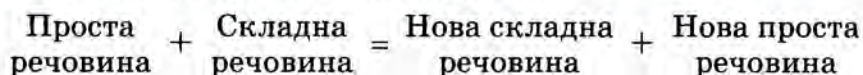


$\text{Ag} + \text{HCl}$ — реакція не відбувається

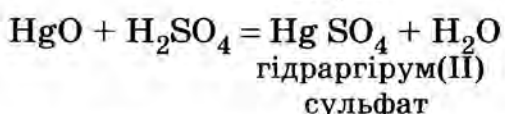
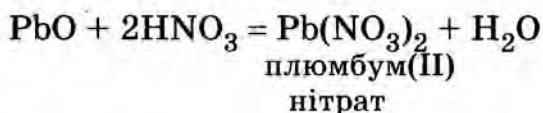
У 7 класі ви дізналися про реакції заміщення. Взаємодія металів з кислотами належить до цього типу реакцій, адже атоми металу, тобто простої речовини, заміщують атоми Гідрогену в молекулі кислоти, що належить до складних речовин.

Реакції заміщення — це реакції, під час яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини.

Схематично це можна записати так:



3. Взаємодія кислот з оксидами металів. Кислоти взаємодіють з оксидами металів (як з основними, так і з амфотерними), незалежно від місця розташування металу у витискувальному ряді. В результаті взаємодії утворюються *сіль* і *вода*:



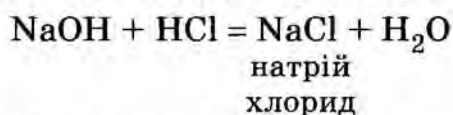
До якого типу реакцій належить ця взаємодія?

З рівнянь реакцій бачимо, що простих речовин немає, є лише складні, які під час реакції обмінялися своїми складовими частинами. Отже, взаємодія кислот з оксидами металів належить до *реакцій обміну*.

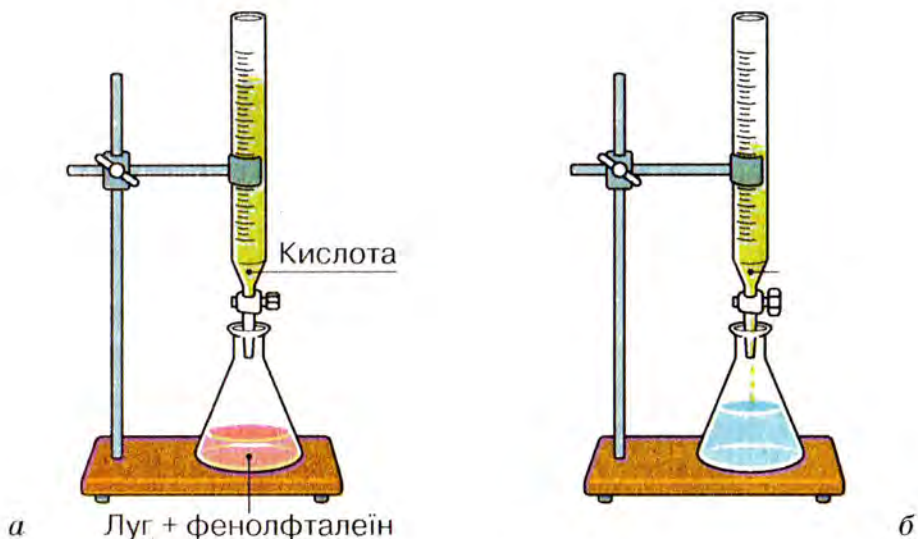
4. Взаємодія кислот з основами. Дослідимо цю взаємодію, оскільки її ви ще не вивчали.

Дослід 1. Наллємо у хімічний стакан розчину натрій гідроксиду та виміряємо його температуру. Додамо до нього хлоридної кислоти (цілком зрозуміло, що до реакції її температура дорівнює температурі розчину лугу та температурі повітря в кімнаті). Видимі зовні зміни не спостерігаються. Та виміряємо температуру розчину в хімічному стакані і побачимо, що вона зросла. Тобто відбулося виділення тепла, а це є однією з ознак хімічної реакції.

Запишемо рівняння щойно спостереженого хімічного явища:



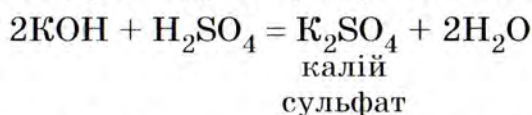
Дослід 2. Наллємо у хімічний стакан розчину калій гідроксиду і крапнемо кілька крапель фенолфталеїну (мал. 9, а). Розчин відразу набув малинового забарвлення. У закріпленій у штативі бюретці (мал. 9, б), наповненій розчином сульфатної кислоти, відкриємо кран настільки, щоб кислота не лилася струменем, а спадала окремими краплями у стакан з лугом, і спостерігатимемо за тим, що відбуватиметься у стакані з калій гідроксидом. Невдовзі відзначимо, що початкове яскраво-



Мал. 9.

Реакція нейтралізації: *a* — до початку досліду; *б* — після досліду

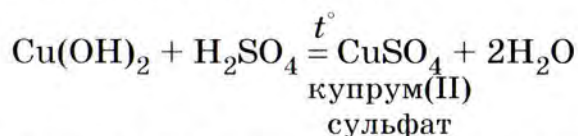
малинове забарвлення розчину у стакані стає менш яскравим, а потім і зовсім зникає. Це доводить, що лугу в стакані не залишилося. Запишемо рівняння реакції та з'ясуємо, які речовини утворилися з калій гідроксиду та сульфатної кислоти:



Як і в першому досліді, луг та кислота обмінялися складовими частинами, про що свідчать продукти реакції — складні речовини сіль та вода. Отже, реакції між основами і кислотами належать до реакцій *обміну*.

Досі для проведення дослідів ми використовували розчинні у воді основи — луги. А чи реагують кислоти з нерозчинними основами? З'ясуємо це дослідним шляхом.

Дослід 3. У дві пробірки помістимо трохи купрум(II) гідроксиду — твердої речовини блакитного кольору. До однієї доллемо 2—3 мл води, а до другої — стільки ж сульфатної кислоти. Вміст обох пробірок підігріємо. У пробірці з основою і водою зміни не відбуваються, а в пробірці з основою і кислотою розчин набуває синього кольору. Поява забарвлення — свідчення перебігу хімічного явища:



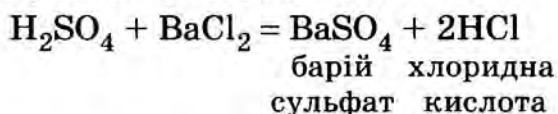
Дослідним шляхом ми встановили, що кислоти вступають у реакцію обміну як з розчинними основами (лугами), так і з нерозчинними.

Реакція між кислотою й основою з утворенням солі і води називається реакцією нейтралізації.

«Нейтральний» означає — той, що не належить ні тому, ні іншому. Стосовно реакції кислот з основами він означає, що після реакції не залишається ні кислого, ні лужного середовища, натомість воно стає **н е й т р а л ь н и м**.

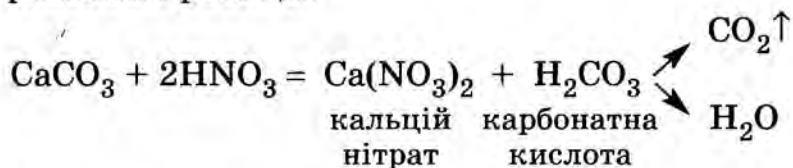
5. Взаємодія кислот із солями. Кислоти взаємодіють із солями за умови, що серед продуктів реакції є **осад** або **газ**.

Дослід 4. У хімічний стакан наллємо сульфатної кислоти і додамо розчину барій нітрату. Відразу ж спостерігаємо утворення білого осаду. Запишемо рівняння реакції та з'ясуємо, який з 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 та основ у воді. Справді, барій сульфат належить до нерозчинних солей.

Дослід 5. У хімічний стакан покладемо шматочок крейди та доллємо нітратної кислоти. Відразу ж починається реакція, яка супроводжується виділенням газуватої речовини. (*Яка це речовина?*) Оскільки кальцій карбонат — сіль карбонатної кислоти, а їй відповідає карбон(IV) оксид, можемо передбачити, що виділяється саме цей оксид. Хлоридна кислота містить атоми Гідрогену, з них може утворитися водень. Тож проведемо якісне визначення газу, що виділяється. Піднесений до отвору хімічного стакана сірник відразу гасне, і цей процес не супроводжується приглушеним хлопанням. Отже, виділяється вуглекислий газ. Запишемо рівняння реакції:



☞ Розгляньте рівняння реакцій, що відбувалися у дослідях 4 та 5, і зробіть висновок, до якого типу реакцій вони належать.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

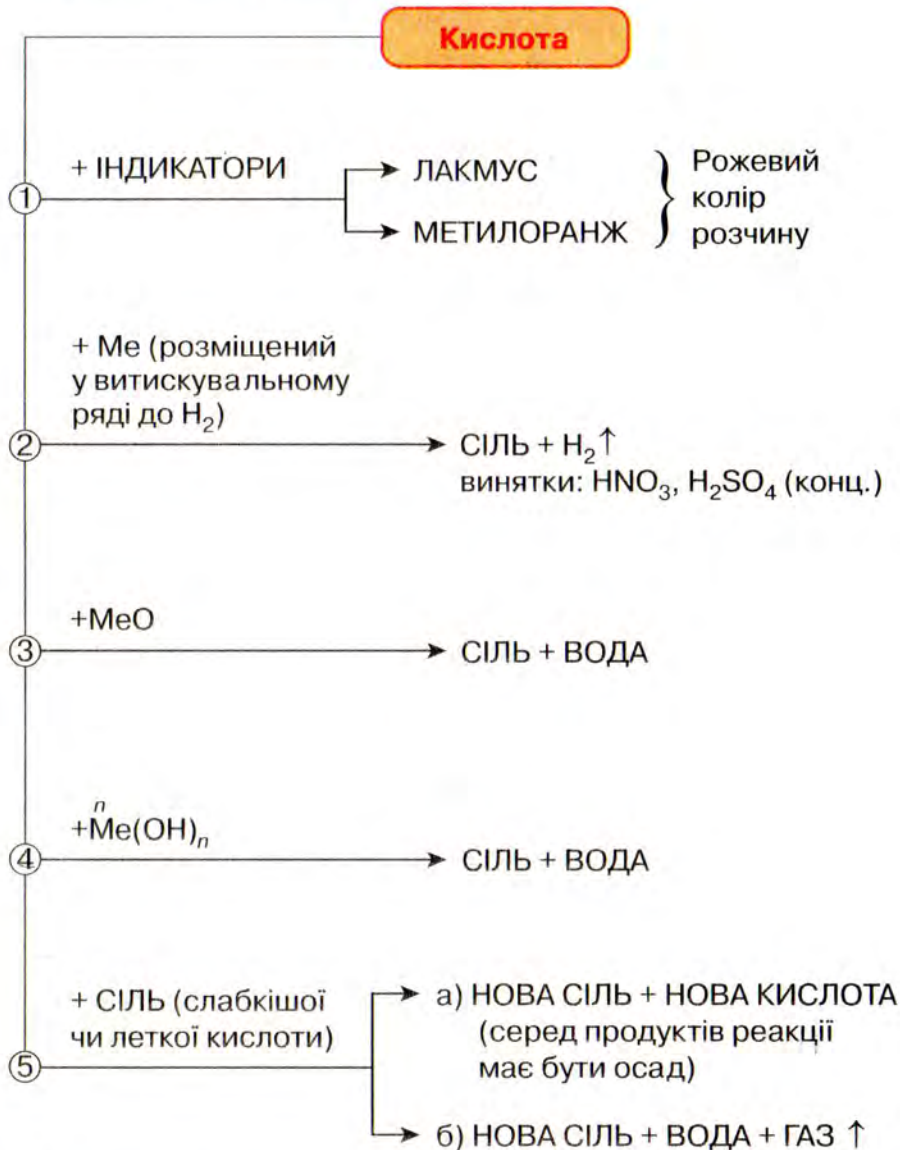
Завдання. Проведіть уявний експеримент з розпізнавання наявних у трьох пробірках без етикеток натрій гідроксиду, сульфатної кислоти та натрій сульфату. Хід експерименту та його результати запишіть у зошит.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Класифікація кислот:



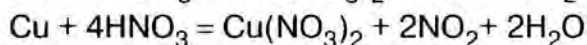
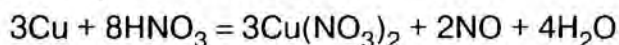
- Загальні властивості кислот:



- У реакціях обміну кислотний залишок кислот переходить зі складу кислоти до складу солі як єдине ціле.



На відміну від розчинів інших кислот, нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами, за винятком золота, платини. При цьому утворюється не два, а три продукти реакції. Для всіх реакцій спільним є утворення солі та води. Що ж до третьої речовини, то залежно від активності металу та вмісту кислоти в розчині це можуть бути оксиди Нітрогену з різною його валентністю (N_2O , NO , NO_2), проста речовина азот N_2 чи амоніак NH_3 . Наприклад:



Характерно, що розчини зі значним вмістом нітратної кислоти (понад 60 %) не взаємодіють із залізом. Тому залізницею таку кислоту транспортують у сталевих цистернах.

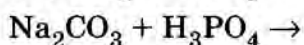
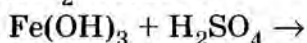
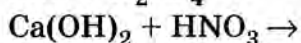
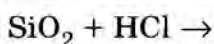
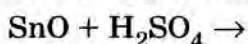
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Здійсніть класифікацію за відомими вам ознаками таких кислот: хлоридна, нітратна, сульфатна, ортофосфатна, сульфідна, силікатна.

2. Встановіть відповідність:

середовище	індикатор і його колір у середовищі
1) нейтральне	а) метиловий оранжевий — жовтий
2) кисле	б) метиловий оранжевий — червоний (рожевий)
3) лужне	в) метиловий оранжевий — оранжевий
	г) лакмус — синій
	г) лакмус — червоний
	д) лакмус — фіолетовий
	е) фенолфталеїн — малиновий

3. Допишіть схеми практично можливих хімічних реакцій, запишіть рівняння реакцій:



4. Назвіть солі, формули яких є у попередньому завданні.

5*. Наведіть приклади трьох різних рівнянь реакцій, у результаті яких утворюється купрум(II) ортофосфат.

§ 16. Добування хлоридної кислоти та її властивості

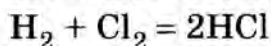
Вивчаючи властивості оксидів, ви з'ясували, що кислотні оксиди (за деяким винятком, зокрема і силіцій(IV) оксид) вступають у реакцію сполучення з водою й утворюють кислоти:

сульфур(IV) оксид SO_2 — сульфітну H_2SO_3 ;
сульфур(VI) оксид SO_3 — сульфатну H_2SO_4 ;
нітроген(V) оксид N_2O_5 — нітратну HNO_3 .

Але ж усе це — оксигеновмісні кислоти. А як добувають безоксигенові кислоти, наприклад, хлоридну? Способи її добування у промисловості та в лабораторії різні. Розглянемо їх.

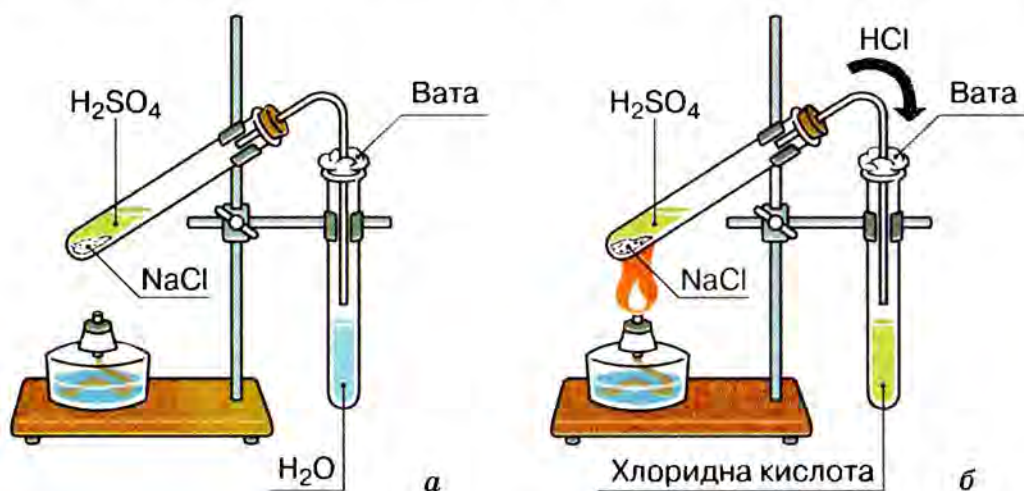
Ви, напевно, звернули увагу, що в тексті підручника жодного разу не було написано «розчин хлоридної кислоти», бо ця кислота є нічим іншим, як розчином газуватого гідроген хлориду (тривіальна назва — хлороводень) у воді. Тож, щоб добути хлоридну кислоту, потрібні гідроген хлорид і вода-розчинник.

У промисловості гідроген хлорид добувають у спеціально збудованих печах синтезу (від грец. *синтез* — складання, з'єднання), де відбувається реакція сполучення водню з хлором, що супроводжується виділенням світла і тепла (*пригадайте, яку загальну назву мають реакції з такими ознаками*):



Добутий у такий спосіб газ розчиняють у воді (точніше — у хлоридній кислоті з низьким вмістом хлороводню). Завдяки високій розчинності хлороводню у воді вдається добути хлоридну кислоту з вмістом цього газу до 40 % за масою.

Існує лабораторний спосіб добування хлоридної кислоти. Добувають її у приладі, зображеному на малюнку 10, з твердої кристалічної солі натрій хлориду, діючи на неї розчином сульфатної кислоти з високим вмістом (60—70 %) розчиненої речовини. Такі розчини називають **концентрованими**. Розчини з

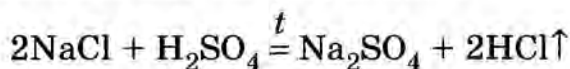


Мал. 10.

Добування хлоридної кислоти: *a* — підготовка приладу до проведення досліду; *b* — утворення хлоридної кислоти

низьким вмістом розчиненої речовини дістали назву **розбавлених**.

Реакцію проводять під час нагрівання:



Дослід 1. Заповнимо 1/4 об'єму пробірки натрій хлоридом та додамо сульфатної кислоти стільки, щоб вона змочила сіль. Оскільки гідроген хлорид — газувата речовина, то завдяки нагріванню його молекули активно рухаються, залишають посудину, де вони утворилися, й газовідвідною трубкою потрапляють у пробірку, заповнену на 1/3 водою.

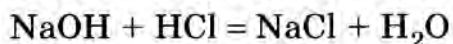
Зверніть увагу, прилад зібраний так (мал. 10, б), що кінець газовідвідної трубки не торкається води. Оскільки HCl важчий за повітря та воду, він спрямовується в посудину з водою і розчиняється в ній (видно, як утворена кислота струменіє вниз).

Гідроген хлорид добре розчиняється у воді, тож можна швидко добути хлоридну кислоту, необхідну для проведення подальших дослідів.

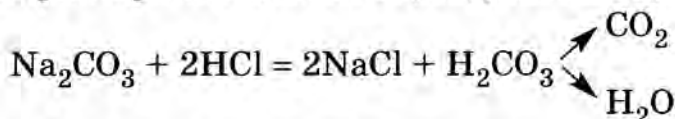
Дослід 2. Віділлємо трохи добутого розчину гідроген хлориду в чисту пробірку та випробуємо його на наявність кислого середовища за допомогою індикатору, наприклад метилового оранжевого. Розчин набуває рожевого забарвлення.

Добутою хлоридною кислотою скористаємося для подальшого проведення дослідів.

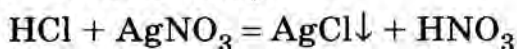
Дослід 3. До пробірки з кислотою й індикатором додамо лугу. Рожеве забарвлення розчину змінюється на оранжеве. Отже, відбулася нейтралізація кислоти лугом:



Дослід 4. Помістимо у пробірку трохи натрій карбонату та додамо до нього частину добутої хлоридної кислоти. Активне виділення газу свідчить про перебіг хімічного явища. Піднесений до отвору пробірки сірник гасне. Отже, виділяється вуглекислий газ:

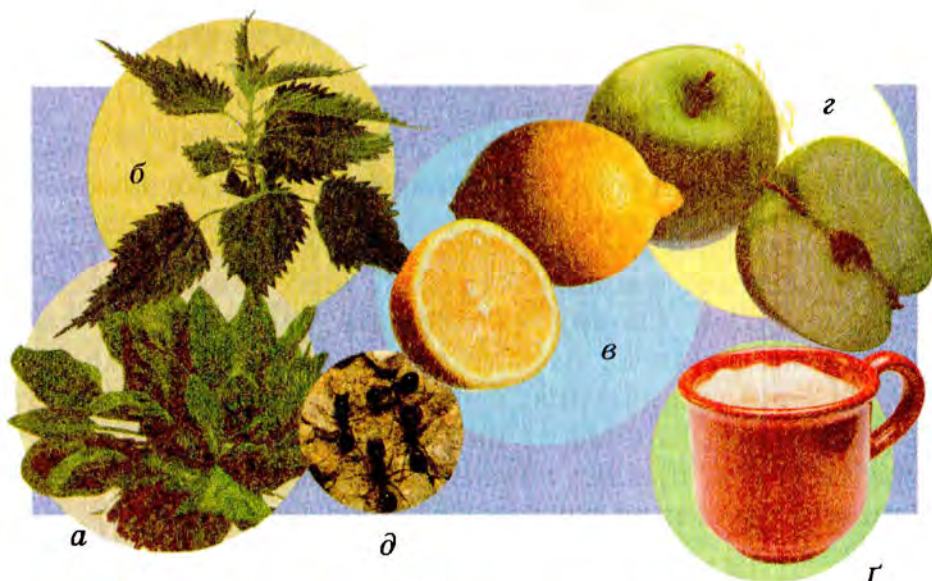


Дослід 5. До решти кислоти додамо розчин аргентум нітрату AgNO_3 . Відразу ж утворюється білий сирнистий осад (подібний до скипілого молока):



Утворений осад не розчиняється у воді та не взаємодіє з іншими кислотами. На підставі проведених спостережень робимо висновок.

За допомогою розчину аргентум нітрату можна відрізнити хлоридну кислоту від інших кислот.

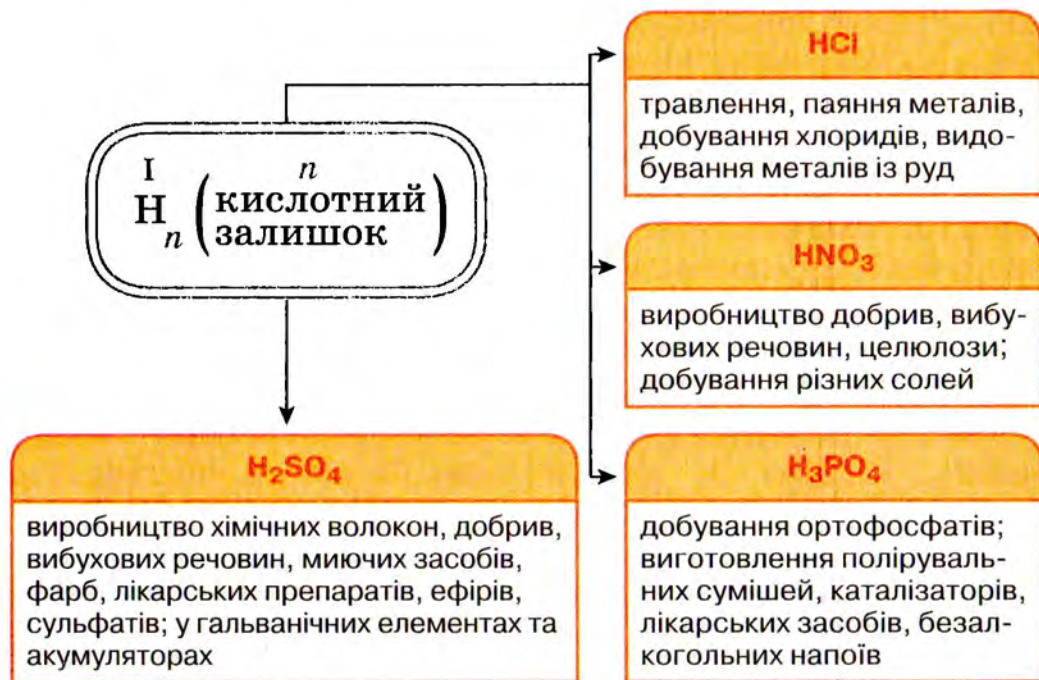


Мал. 11.

Кислоти в природі: щавелева — у щавлі (а) і кропиві (б); лимонна — у лимоні (в); яблучна — у яблуці (з); молочна — у кислому молоці (г); мурашки для оборони виробляють мурашину кислоту (д)

Взаємодію хлоридної кислоти з металами дослідіть самостійно, виконавши у класі лабораторний дослід 2, описаний у рубриці «Сторінка природодослідника».

За малюнками 11 та 12 дізнайтеся про поширення кислот у природі та їх використання.



Мал. 12.

Використання кислот



Лабораторний дослід 2. Взаємодія хлоридної кислоти з металами

1. У першу пробірку додайте залізних ошурків (для прискорення реакції вміст пробірки можна підігріти) і спостерігайте за реакцією. Пам'ятаючи, як виявляють наявність водню, через 1—2 хв піднесіть запалений сірник до отвору пробірки.

Чи вдалося вам виявити водень? Результати запишіть у зошит.

2. Дослід повторіть з іншим металом. Порівняйте, який з металів швидше реагував із хлоридною кислотою. Подивіться, як обидва метали розташовані у витискувальному ряді металів. Чи вдалося вам на основі проведених дослідів підтвердити, що чим лівіше розташований метал, тим він активніший? Результати спостережень, відповідні рівняння реакцій та висновки запишіть у зошит.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Хлоридна кислота — одноосновна безоксигенова кислота, що виявляє всі загальні властивості кислот.
- У промисловості хлоридну кислоту добувають з водню та хлору, розчиняючи утворений газуватий продукт реакції хлороводень у воді.
- У лабораторії хлоридну кислоту добувають взаємодією кристалічного натрій хлориду і концентрованої сульфатної кислоти.
- Наявність хлоридної кислоти можна виявити не лише за допомогою індикаторів, а й додаванням розчину аргентум нітрату. Утворюється нерозчинний у воді та інших кислотах сирнистий осад білого кольору — аргентум хлорид AgCl .



У XV ст. кислота складу HCl вражала уяву алхіміків тим, що диміла на повітрі, обпікала язик, спричинювала кашель, роз'їдала метали і руйнувала тканини. Називали вони її в ту пору «кислим спиртом». У XVII ст. побувала інша, доволі незвична назва — «дух із солей». Походження назви має своє пояснення. Справа в тому, що кислоту тоді добували таким способом, яким ми сьогодні добули її в лабораторії — з натрій хлориду та концентрованої сульфатної кислоти. До речі, цей спосіб, як промисловий, протримався з кінця XVII ст. і до 60-х років XX століття.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Назвіть ознаки, за якими укладено цей перелік формул: HNO_2 , HNO_3 , HPO_3 , HMnO_4 .

2. Запишіть рівняння добування купрум(II) хлориду різними способами.

3. З якими із наведених речовин взаємодіє хлоридна кислота: водень, хлор, цинк, сульфур(VI) оксид, алюміній оксид, алюміній гідроксид, сульфатна кислота, магній карбонат? Запишіть рівняння реакцій, зазначте їх типи.

4. Як дослідним шляхом розпізнати у трьох пробірках без етикеток речовини: хлоридну кислоту, сульфатну кислоту, воду?

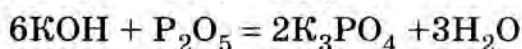
5*. Хлороводень (гідроген хлорид) дуже добре розчиняється у воді. Так, за нормальних умов в 1 л води розчиняється близько 500 л хлороводню. Обчисліть, яку масу матиме хлоридна кислота, виготовлена розчиненням в 1 л води 450 л хлороводню (н.у.).

§ 17. Хімічні властивості основ

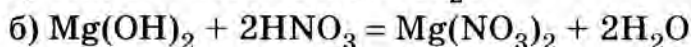
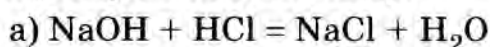
Про дію розчинів основ на індикатори, взаємодію основ з кислотними оксидами та кислотами ви дізналися з попередніх параграфів. Отже, три типові реакції основ вам відомі. Пригадаємо їх.

1. **Дія основ на індикатори.** (Цю властивість виявляють лише основи, розчинні у воді, тобто луги.) У розчині лугів лакмус набуває синього кольору, метиловий оранжевий — жовтого, а фенолфталеїн — малинового. Універсальний індикатор у розбавленому розчині лугу має зелене забарвлення, у концентрованому — синє та синьо-фіолетове.

2. **Взаємодія з кислотними оксидами.** Луги взаємодіють з кислотними оксидами, утворюючи сіль кислоти, якій відповідає взятий для реакції оксид, і воду:



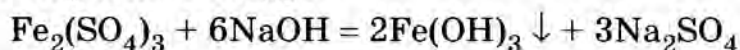
3. **Взаємодія з кислотами (реакція нейтралізації).** Луги (рівняння а) та нерозчинні основи (рівняння б) взаємодіють з кислотами й утворюють сіль і воду:



Наступні дві властивості основ вам ще невідомі, тому для їх вивчення проведемо хімічний експеримент.

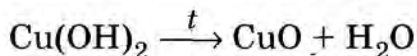
4. **Взаємодія лугів з розчинами солей.** (Реакція відбувається в тому випадку, якщо принаймні один з продуктів реакції випадає в осад або перебуває у газуватому стані.)

Дослід 1. Наллємо у посудину розчину ферум(III) сульфату та додамо до нього розчину натрій гідроксиду. Відразу ж відбувається взаємодія речовин, про що свідчить утворення коричнево-червоного осаду:



5. **Відношення основ до нагрівання.** Луги стійкі до нагрівання. Нерозчинні основи під час нагрівання розкладаються на оксид металу і воду.

Дослід 2. Суху пробірку на 1/4 наповнимо купрум(II) гідроксидом, закріпимо її у тримачі і нагріємо, у процесі чого побачимо, як голубе забарвлення (колір купрум(II) гідроксиду) змінюється на чорне (колір купрум(II) оксиду), а біля отвору пробірки з'являються крапельки води:



У тому, що одним із продуктів цієї реакції є вода, можна впевнитись, потримавши холодний предмет (наприклад, скляну пластинку) біля отвору пробірки.

Для кращого опанування знань про хімічні властивості основ виконайте лабораторні дослід 4, 5, 6, 7. Перш ніж приступити до їх виконання, ознайомтесь із заходами безпеки під час роботи з лугами та неухильно дотримуйтеся їх при проведенні хімічного експерименту.

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*) ні в якому разі не брати руками; не розливати розчини; стежити, щоб розчин не потрапив на відкриті ділянки шкіри вашого тіла, в очі, на одяг, парту, книги чи зошити. І тут у пригоді стане захисний одяг (халат, фартух) та захисні окуляри. Посуд з розчином лугу слід тримати закритим, щоб луг не реагував з вуглекислим газом, завжди наявним у повітрі.

Якщо ви 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 розчином борної кислоти аптечного виготовлення.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 3. Дія розчинів лугів на індикатори

У кожному з трьох пробірок налейте по 1 мл розчину натрій гідроксиду та випробуйте його дію на різні індикатори.

Пам'ятайте, що для такої кількості лугу вистачить однієї краплі індикатору.

Повторіть дослід з іншими лугами. Результати спостережень запишіть у зошит, оформивши їх у вигляді таблиці:

Назва лугу	Формула лугу	Назва індикатору		

Лабораторний дослід 4. Взаємодія розчинів лугів із кислотами

Скористайтеся розчинами лугів, до яких додавали фенолфталеїн у попередньому досліді. Проведіть взаємодію одного лугу з хлоридною кислотою, а другого — з сульфатною. Кислоту додавайте краплями до зникнення кольору індикатору. Запишіть рівняння проведених реакцій.

Лабораторний дослід 5. Взаємодія нерозчинних основ з кислотами

У пробірку помістіть трохи порошку ферум(III) гідроксиду (стільки, щоб його вистачило вкрити дно пробірки шаром завтовшки близько 2 мм). Додайте у пробірку 1 мл хлоридної або сульфатної кислоти та обережно перемішайте вміст пробірки скляною паличкою. Якщо гідроксид прореагував неповністю, додайте ще кислоти. Після повного розчинення гідроксиду зверніть увагу на колір розчину в пробірці.

Яку ознаку хімічних реакцій ви виявили у цьому досліді? Запишіть рівняння проведеної реакції.

Лабораторний дослід 6. Розкладання нерозчинних основ під час нагрівання

У суху пробірку помістіть купрум(II) гідроксид (він має заповнити менше 1 мл пробірки) та закріпіть її в лапці штатива так, щоб дно пробірки було трохи вище її отвору.

Прогрійте всю пробірку, а потім нагрівайте ту її частину, де міститься речовина. Стежте за змінами, що відбуваються у пробірці. Результати спостережень опишіть у зошиті.

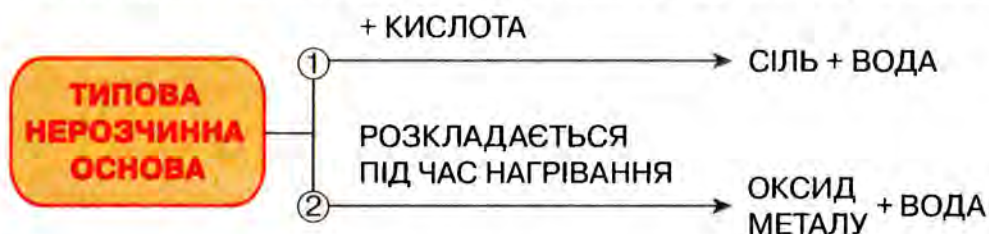
Запишіть рівняння проведеної вами реакції.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Луги у хімічному відношенні активніші за нерозчинні основи і мають такі типові властивості:



- Типовими хімічними властивостями нерозчинних основ є взаємодія з кислотами і розкладання під час нагрівання:

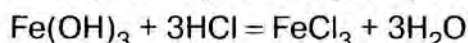


- Реакція нейтралізації властива і лугам, і нерозчинним основам.
- Взаємодія луку з розчином солі відбувається, якщо серед продуктів реакції наявні нерозчинні речовини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Для того щоб спаяти дві залізні частини якогось предмета, необхідно поверхню металу ретельно очистити від іржі, до складу якої входить ферум(III) гідроксид (цей процес має ще назву «травлення»). Найчастіше для цього використовують хлоридну кислоту:

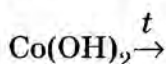
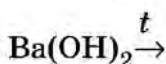
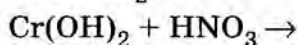
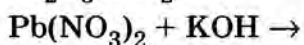
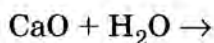
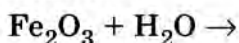


Щоб під час травлення з кислотою взаємодіяла тільки іржа, а не залізо, з якого виготовлений предмет, у травильний розчин додають інгібітори — речовини, які діють протилежно каталізаторам. Вони уповільнюють реакції, а то й зовсім їх припиняють. Інгібітором реакції між залізом і хлоридною кислотою є органічна 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 швидко загоряється, легко гаситься і майже не залишає попелу.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Хімічні реакції яких типів було розглянуто?
2. У чому полягає сутність реакції нейтралізації?
3. Напишіть формули і назви оксидів, що відповідають таким основам: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$.
4. Які з наведених речовин взаємодіють з лугами, а які — з кислотами: магній гідроксид, кальцій оксид, сульфур(VI) оксид, силікатна кислота?
5. Допишіть схеми рівнянь хімічних реакцій, якщо вони практично можливі:



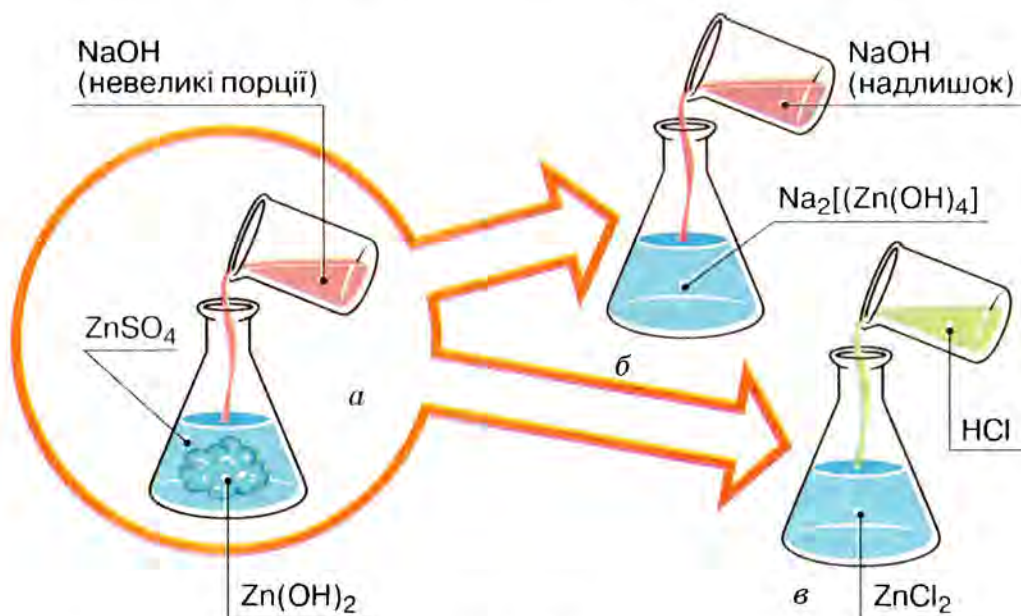
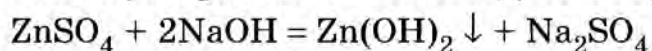
6*. З якими з перелічених речовин взаємодіятиме калій гідроксид: кисень, водень, хлор, хлоридна кислота, купрум(II) оксид, карбон(IV) оксид, вода? Запишіть відповідні рівняння реакцій.

§ 18. Поняття про амфотерні гідроксиди. Використання основ

Луги і більшість нерозчинних основ взаємодіють з кислотами і не взаємодіють з представниками свого класу. Кислоти взаємодіють з основами і не взаємодіють з іншими кислотами. Перевіривши експериментально, з якими речовинами дана речовина взаємодіє, а з якими — ні, можна з упевненістю сказати: до класу основ чи до класу кислот вона належить. Це загальне правило. Проте воно має виняток, зрозуміти який нам допоможуть досліди з цинк гідроксидом.

За здатністю розчинятися у воді ця речовина належить до нерозчинних основ. Єдиним способом добування нерозчинних основ є взаємодія розчинної солі відповідного металу з розчином луку. Одним з продуктів цієї взаємодії буде нерозчинна основа.

Дослід 1. У колбу наллємо розчин цинк сульфату й додаватимемо до нього невеликими порціями розчин натрій гідроксиду, доки у колбі не утвориться білий осад (мал. 13):

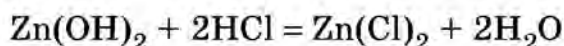


Мал. 13.

Послідовність проведення досліду з виявлення амфотерності цинк гідроксиду: *a* — добування цинк гідроксиду; *б, в* — розчинення осаду Zn(OH)_2

Утворений осад розділимо на 2 колби та проведемо наступні досліди.

Дослід 2. У першу колбу з цинк гідроксидом додамо хлоридної кислоти. Осад відразу зникає, що є ознакою перебігу хімічного явища:

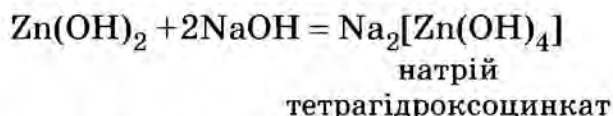


Звернемося до таблиці розчинності і побачимо, що утворена сіль цинк хлорид — розчинна у воді сполука.

Відбулася реакція нейтралізації, в якій цинк гідроксид виявляє властивості основи.

Дослід 3. У другу колбу з цинк гідроксидом додамо розчину натрій гідроксиду. Спостереження показує, що, як і в досліді з хлоридною кислотою, осад зник. Отже, осад прореагував з *надлишком* лугу (в досліді 1 ми припинили доливати розчин лугу, як тільки утворився осад. При надлишковому додаванні лугу ми встигли б лише візуально зафіксувати появу і зникнення осаду).

Запишемо рівняння проведеної реакції:



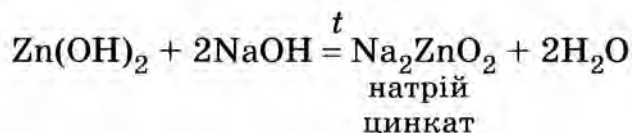
Утворилася сіль Натрію, в якій замість звичного кислотного залишку є залишок, що містить один атом Цинку та чотири (*тетра* — чотири) гідроксильні групи. Залишок такого виду записують у квадратних дужках.

У цій реакції цинк гідроксид відіграв роль кислоти, бо металічний елемент Цинк після реакції увійшов до складу кислотного залишку.

Гідроксиди, які утворюють сіль під час взаємодії як з кислотою, так і з лугом, називають *амфотерними гідроксидами*.

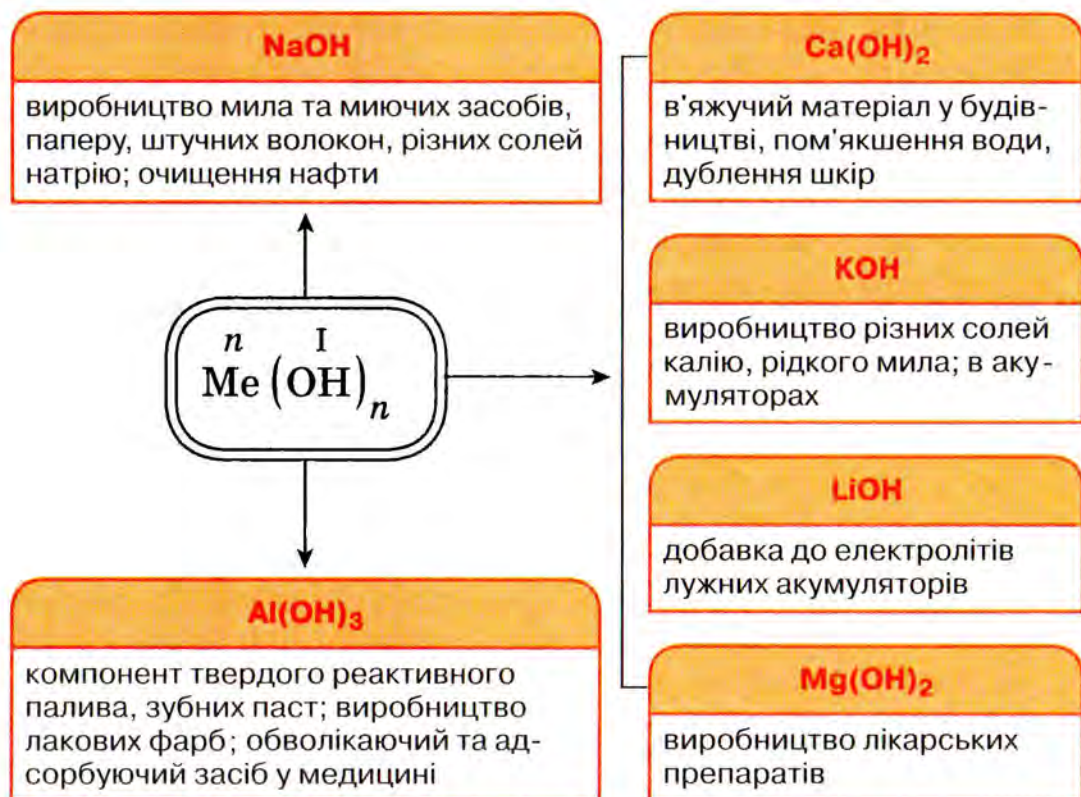
Повторіть матеріал про амфотерні оксиди (§ 13) та складіть формули амфотерних гідроксидів, що їм відповідають.

Амфотерні гідроксиди реагують з лугами не лише в розчині, а й у розплаві:



Утворена сіль має двовалентний кислотний залишок ZnO_2 . Наявність у ньому Цинку доводить, що при сплавлянні з лугом цинк гідроксид виявив властивості кислоти.

Проведені досліди свідчать, що поділ складних неорганічних речовин на оксиди, кислоти, основи та солі не позбавлений ви-



Мал. 14.
Використання основ

нятків. Трапляються речовини зі змішаними властивостями, наприклад амфотерні гідроксиди.

Використання основ. Представники цього класу неорганічних речовин у природі відсутні. Але потреба в них існує, тому їх спеціально добувають. Найбільше практичне значення мають луги натрій гідроксид та калій гідроксид. Використання цих та деяких інших основ відображено на малюнку 14.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За характерними хімічними властивостями основи поділяють на типові та амфотерні гідроксиди.
- Амфотерні гідроксиди, на відміну від типових, взаємодіють не лише з кислотами, а й з лугами, утворюючи солі.
- У формулах солей, утворених взаємодією амфотерного гідроксиду з кислотою, металічним елементом утвореної солі є метал, що входив до складу основи (ZnSO_4 , ZnCl_2 тощо).
- У формулах солей, утворених взаємодією амфотерного гідроксиду з лугом, металічний елемент амфотерного гідроксиду входить до складу кислотного залишку ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ та деякі інші).

1. Складіть розповідь про використання основ.

2. Плюмбум(II) гідроксид та берилій гідроксид належать до амфотерних гідроксидів. За аналогією з цинк гідроксидом запишіть рівняння реакцій, що підтверджують їх амфотерність.

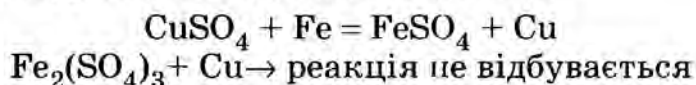
3*. Запропонуйте спосіб розпізнавання магній сульфату та цинк сульфату, якщо це тверді речовини, обидві білого кольору, добре розчиняються у воді. Гідроксиди цих металів теж білого кольору.

§ 19. Хімічні властивості солей

Солі, як і інші класи неорганічних сполук, здатні брати участь у хімічних явищах, або хімічних реакціях.

1. Взаємодія солей з металами. Солі (у розчині) взаємодіють з металами, розміщеними у витискувальному ряді до того металу, з атомів якого вони утворилися. Внаслідок реакції утворюються *нова сіль та метал*.

Дослід 1. Чотири хімічні стакани наповнимо розчинами солей: два — купрум(II) сульфату і ще два — ферум(III) сульфату. В стакан із купрум(II) сульфатом зануримо залізну пластинку, другий залишимо для порівняння. Те саме проробимо з розчинами ферум(III) сульфату, але в один із стаканів зануримо мідну пластинку. Невдовзі в стакані з залізною пластинкою блакитний розчин стане світлішим порівняно з контрольним розчином. А в стакані з мідною пластинкою коричневе забарвлення розчину ферум(III) сульфату не зміниться й буде однакове з контрольним розчином. Через 5—10 хв дістанемо залізну пластинку і побачимо, що та її частина, яка перебувала в розчині купрум(II) сульфату, вкрилася шаром міді. Дістанемо також мідну пластинку — вона не зазнала ніяких змін, і колір розчинів ферум(III) сульфату в обох стаканах залишився однаковим. За результатами проведеного досліді запишемо рівняння реакцій:

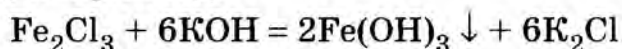


У реакції, що відбулася, атоми простої речовини заміщують атоми металічного елемента у складній речовині. Тож ця реакція належить до реакцій *заміщення*.

Результати досліді узгоджуються з місцем у витискувальному ряді металів, узятих для проведення досліді.

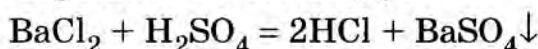
2. Взаємодія солей з основами (лугами). У попередньому параграфі ви дізналися про те, що єдиний спосіб, яким можна добути нерозчинну основу певного металічного елемента, — це взаємодія його розчиненої у воді солі з лугом. Цю взаємодію ми розглядали і під час вивчення властивостей лугів. Тому прига-

даємо, що для перебігу реакції речовини мають перебувати у розчиненому стані, а один з утворених продуктів реакції — випадати в осад, наприклад:



3. Взаємодія солей з кислотами. Солі вступають у реакцію обміну з кислотами за умови, що серед продуктів реакції є осад або газ. (*Пригадайте взаємодію хлоридної кислоти з аргентум нітратом чи питної соди — з оцтовою кислотою.*) На підтвердження здатності солей взаємодіяти з кислотами проведемо досліди.

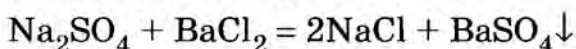
Дослід 2. До розчину барій хлориду BaCl_2 додамо розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 . Реакція відбувається швидко і завершується утворенням білого осаду:



Серед утворених продуктів нерозчинною речовиною є барій сульфат. Отже, ми спостерігали випадання осаду цієї солі.

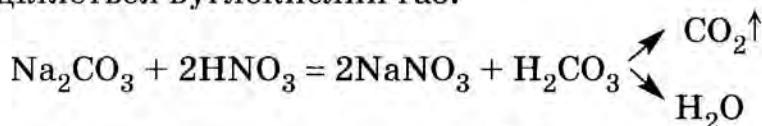
4. Взаємодія солей із солями. Повторимо дослід 2, замінивши сульфатну кислоту на одну з її розчинних солей.

Дослід 3. До розчину натрій сульфату Na_2SO_4 додамо розчин барій хлориду BaCl_2 . Взаємодія відбувається так само швидко, й також утворюється білий осад:



За допомогою розчину барій хлориду чи іншої розчиненої у воді сполуки Барію можна виявити в розчині сульфатну кислоту та її солі.

Дослід 3. До розчину натрій карбонату додамо розчин нітратної кислоти. Спостерігається виділення газуватої речовини. Піднесений до отвору пробірки запалений сірник гасне. Отже, виділяється вуглекислий газ:



Для формулювання остаточного обґрунтованого висновку про хімічні властивості солей проведіть хімічний експеримент, передбачений лабораторними дослідями 7, 8, 9.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 7. Взаємодія солей з металами

Візьміть дві сухі чисті пробірки. На дно однієї пробірки акуратно помістіть гранулу цинку і долийте близько 2 мл розчину якоїсь солі 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. Результат спостережень запишіть у зошит. Якщо мало місце хімічне явище, запишіть хімічні рівняння реакцій.

Лабораторний дослід 8. Взаємодія солей з лугами в розчині

У пробірку налийте 1 мл розчину солі Магнію, наприклад магній сульфату, і додайте до нього стільки ж розчину натрій гідроксиду. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. До яких явищ — фізичних чи хімічних — вони належать?

Результати спостережень запишіть у зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин, за необхідності й хімічні рівняння реакцій.

Лабораторний дослід 9. Реакція обміну між солями в розчині

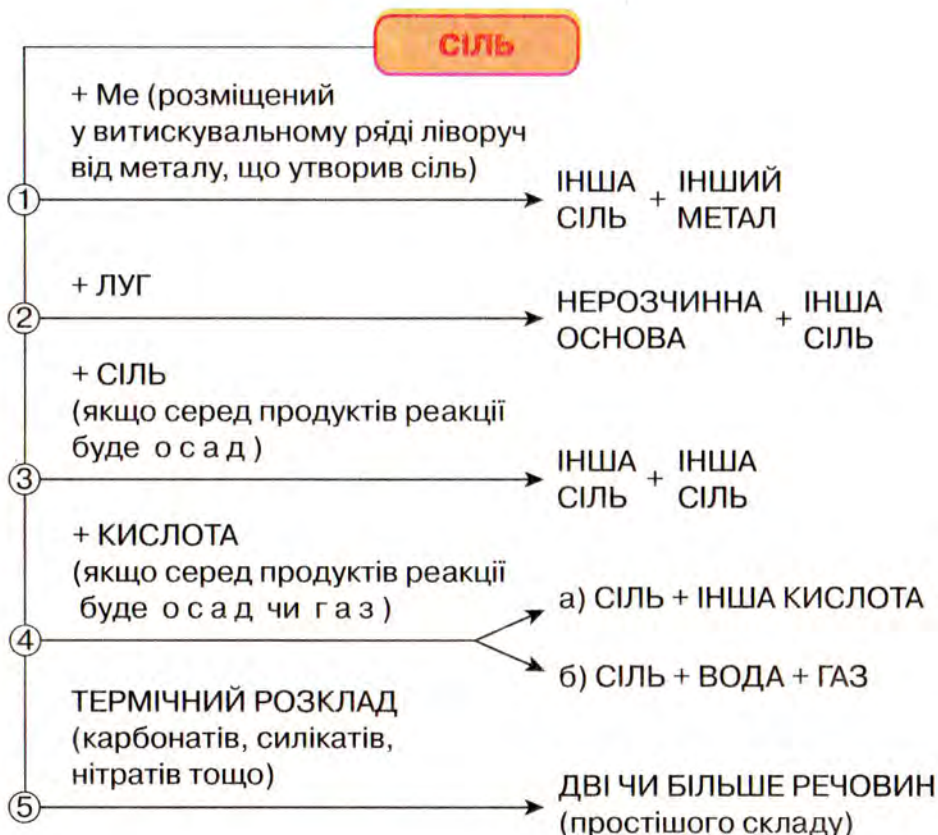
У пробірку налийте 1 мл розчину солі хлоридної кислоти, наприклад натрій хлориду, і додайте до нього кілька крапель розчину аргентум нітрату. Спостерігайте за змінами, що відбуваються. До яких явищ — фізичних чи хімічних — вони належать?

Результати спостережень запишіть у зошит, використовуючи при цьому хімічні формули речовин, за необхідності й хімічні рівняння реакцій.

Сформулюйте загальний висновок про типові хімічні властивості солей.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Взаємодія солей з іншими речовинами відбувається в розчині.
- Одним із продуктів взаємодії солей з іншими речовинами завжди є сіль.
- Солі виявляють такі типові хімічні властивості:



- Солі сульфатної кислоти можна виявити в розчині за допомогою розчинів солей Барію.



СТОРИНКА ЕРУДИТА

Солі, при утворенні яких у молекулі кислоти всі атоми Гідрогену заміщуються на атоми металу, дістали назву середніх солей. Середні солі не містять ні атомів Гідрогену, ні гідроксильних груп, а до їх складу входять атоми одного металічного елемента, наприклад: K_2SO_4 , K_3PO_4 .

Крім середніх, існують ще й інші солі, зокрема кислі, основні, подвійні.

Кислі солі є продуктом неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на метал. Тому кислотні залишки таких солей містять атоми Гідрогену, наприклад: $KHSO_4$, KH_2PO_4 , K_2HPO_4 .

У молекулах сульфатної та ортофосфатної кислот заміщений на метал 1 атом Гідрогену, тому залишки HSO_4 і H_2PO_4 одновалентні. У формулі K_2HPO_4 заміщено на метал 2 атоми Гідрогену, отже, валентність кислотного залишку HPO_4 дорівнює 2. 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 дигідрогенфосфат;

K_2HPO_4 — калій гідрогенфосфат.

Основними називають солі, добуті частковою нейтралізацією основи кислотою (наприклад, $Mg(OH)Cl$ — магній гідроксохлорид), подвійними — солі, добуті заміщенням атомів Гідрогену атомами двох металів (наприклад, $KAl(SO_4)_2$ — калій алюміній сульфат).

Яка сіль — середня, кисла чи основна — утвориться, залежить від кількості взятих для проведення реакції реагентів.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

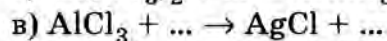
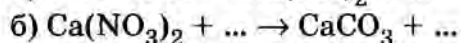
1. Встановіть відповідність між назвами та формулами солей.

Назва солі:	Формула:
1. Ферум(II) сульфат	а) $Cu(NO_3)_2$;
2. Калій карбонат	б) K_2CO_3 ;
3. Купрум(II) нітрат	в) $FeSO_4$;
	г) FeS .

2. Встановіть відповідність між формулами та назвами солей.

Формула солі:	Назва:
1. $CaSO_3$	а) кальцій сульфід;
2. $Mg_3(PO_4)_2$	б) алюміній хлорид;
3. $AlCl_3$	в) кальцій сульфат;
	г) магній ортофосфат.

3. У наведених схемах відновіть формули солей та запишіть рівняння хімічних реакцій:



4. Напишіть рівняння реакцій обміну між розчинами солей:

а) купрум(II) хлориду і натрій сульфід;

б) алюміній сульфату і барій нітрату.

5. Запропонуйте 3 різних способи добування цинк хлориду. Запишіть відповідні рівняння реакцій.

6*. Питна сода є кислотою сіллю металічного елемента Натрію та карбонатної кислоти. Складіть формулу цієї солі та запишіть рівняння реакції її добування з натрій гідроксиду і кислотного оксиду, що відповідає карбонатній кислоті.

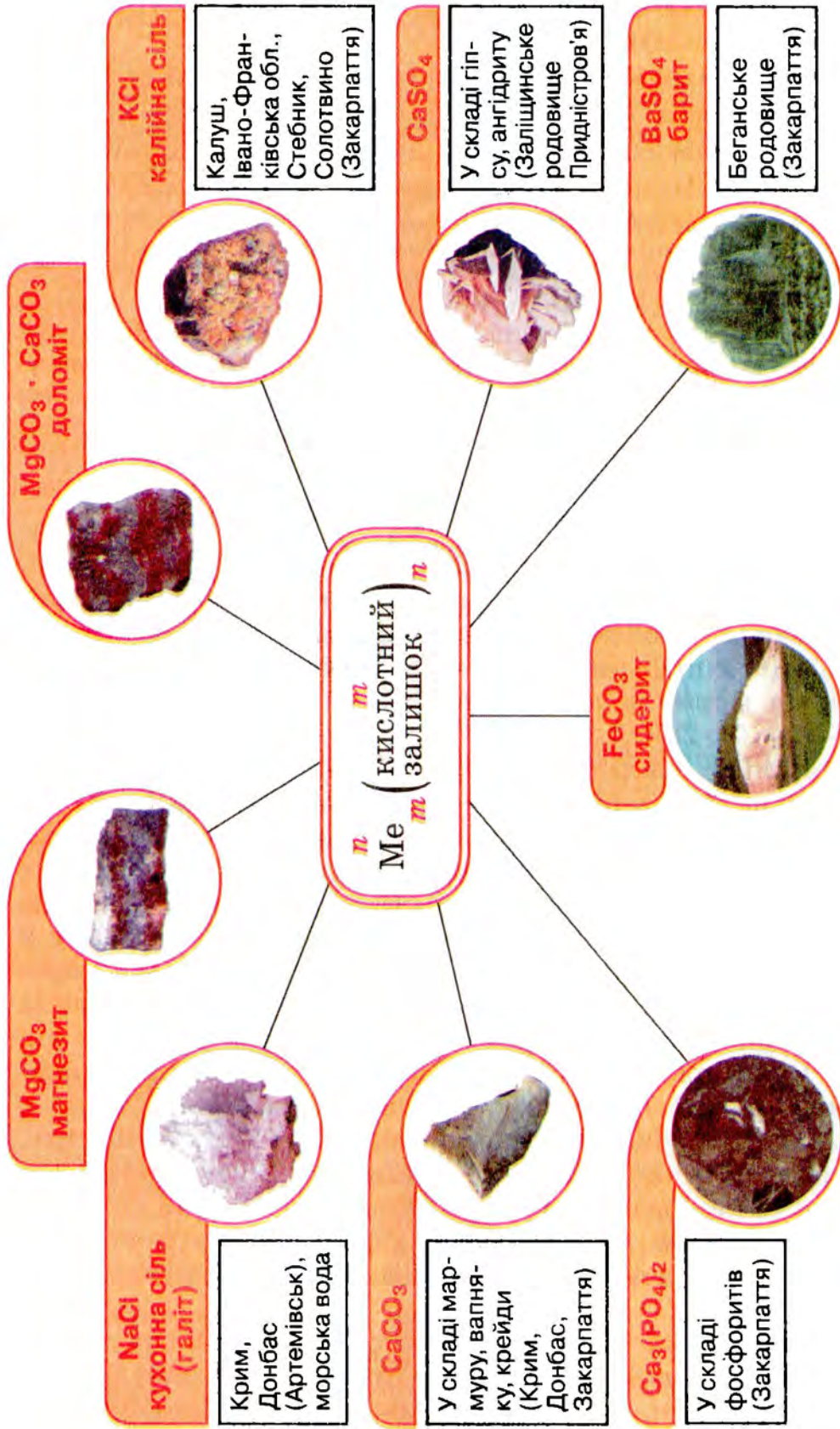
§ 20. Солі у природі. Використання солей

Серед неорганічних сполук за поширеністю у природі солі посідають друге місце після оксидів. Так, гірські породи та глина складаються з солей силікатної кислоти, що мають складну будову, тому їхні формули записують через формули оксидів, наприклад формула *польового шпату* — K₂O·Al₂O₃·SiO₂, *глини* — Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O.

Поширеність покладів солей в Україні ілюструє малюнок 15.

Найбільш відома вам сіль — **натрій хлорид NaCl**, або кухонна сіль (мінерал такого складу зветься *галіт*). Родовища цієї солі в Україні розташовані поблизу м. Артемівськ Донецької області, в Автономній республіці Крим, у Карпатах. Людина дуже давно усвідомила роль натрій хлориду у природі і почала використовувати цю сіль як харчовий продукт та консервант (соління риби, м'яса, грибів, квашення овочів тощо). Був час, коли сіль коштувала дорожче від золота. 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, він дорівнює 16 кг. Людина за рік споживає близько 3 кг солі. Неважко підрахувати, що двоє людей з'їдять пуд солі приблизно за 2,5—3 роки. І життєвий досвід доводить мудрість цієї приказки.

Як сировина натрій хлорид використовується для виробництва натрій гідроксиду, металу натрію, неметалу хлору, хлоридної кислоти, мила, синтетичних миючих засобів. У виготовленні продукції кондитерської та фармацевтичної



Мал. 15.
Солі в природі

промисловості, консервних заводів використовують такі солі: натрій хлорид, натрій карбонат, натрій нітрат, магній сульфат та деякі інші.

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 та фосфор(V) оксид. Разом із глиною та піском вапняк використовують у виробництві цементу.

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.

Солі входять також до складу крові, клітинного соку, нервової та м'язової тканин.

З курсів природознавства та ботаніки вам відомо, що для повноцінного росту і розвитку рослинам потрібні хімічні елементи Калій, Нітроген, Фосфор. Їх вносять у ґрунт у вигляді мінеральних добрив. За своїм складом майже всі мінеральні добрива — це солі, зокрема KNO_3 , KCl , K_2CO_3 , NH_4NO_3 , CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

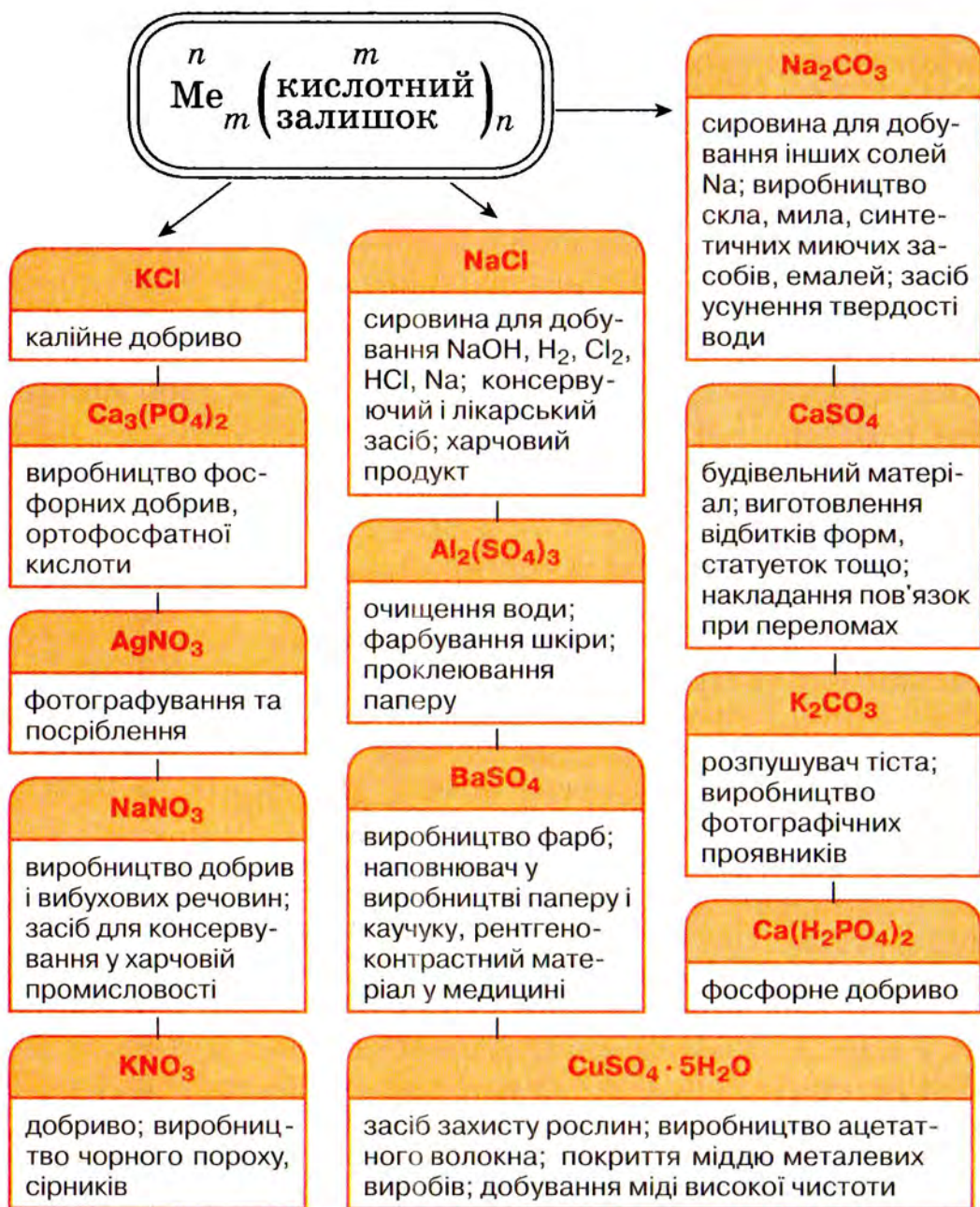
Широко застосовується і сіль **кальцій сульфат** CaSO_4 . Порошок природного мінералу *гіпсу* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нагрівають до температури 150—170 °С і перетворюють на *алебастр* $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Як видно з наведених формул, в алебастрі на 1 моль кальцій сульфату припадає в 4 рази менше молів води, ніж у гіпсі. Гіпсові пов'язки, гіпсові будівельні матеріали, барельєфи, статуї тощо — все це зроблено з алебастру, який після змішування з водою твердне і стає гіпсом.

Натрій карбонат Na_2CO_3 застосовують для виготовлення скла, паперу, тканин, у миловарінні.

Колір води у плавальних басейнах зумовлений розчином **купрум(II) сульфату** CuSO_4 . Цю сіль додають у воду не для підфарбовування, а щоб не допустити розмноження та росту водоростей.

Калій хлорид KCl трапляється в природі у вигляді мінералу *сильвіну*. Цю речовину використовують як калійне добриво, а також у виробництві калію та калій гідроксиду. З **кальцій ортофосфату** $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ добувають ортофосфатну кислоту та фосфорні добрива. **Барій сульфат** BaSO_4 застосовують як рентгеноконтрастну речовину в медичинській практиці.

Ознайомившись з малюнком 16, ви розширите знання про застосування солей новими відомостями.



Мал. 16.
Використання солей

Описані тут окремі приклади — лише невелика частина того, що стосується використання солей.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання 1. Запропонуйте вихід із такої ситуації.

Людина на плоті опинилася у відкритому морі без запасу прісної води. Як добути її з солоної морської води?

Завдання 2. Перевірте своє смакове відчуття солоності морської води.

Смакові відчуття у кожної людини індивідуальні. Виготовте розчин з 35 г морської солі й 1 л води (сіль можна придбати у магазинах, за відсутності морської солі скористайтеся кухонною сіллю). Відлийте 100 мл виготовленого розчину і розбавте його 100 мл води. Порівняйте з вихідним розчином, цей має удвічі меншу солоність. Скуштуйте його на смак, доторкнувшись до розчину кінчиком язика. Чи є відчуття присмаку морської води? Відлийте 100 мл цього 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 перестане відчуватися. Запишіть, у скільки разів слід було розбавити вихідний розчин, щоб відчуття солоності зникло.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Солі належать до поширених у природі складних неорганічних речовин, серед яких найбільше хлоридів, силікатів, карбонатів, сульфатів, ортофосфатів.
- Частина солей використовується відразу після видобутку, а частина піддається хімічній переробці з метою добування нових речовин.
- Солі знаходять найрізноманітніше застосування у хімічній промисловості та багатьох інших галузях народного господарства, а також у побуті.
- Україна багата покладами солей.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Вода морів і океанів через вміст у ній різних солей на смак солоно-гірка. 100 г морської води у середньому містять 3,5 г солей, серед яких на натрій хлорид припадає майже 78 %. Різні моря й океани мають різну солоність — так називають вміст солей в одиниці об'єму морської води. Проте склад солей повсюдно практично однаковий, тому вчені схиляються до думки, що Світовий океан у давні часи був єдиним.

Морські рослини й тварини пристосувалися до життя у солоній воді. Більше того, в їх організмах накопичуються окремі йони, що входять до складу солей морів та океанів. Так, морепродукти багаті на Кальцій, Силіцій, Йод, Купрум, Магній, Фосфор та інші елементи.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які фізичні властивості солей забезпечують їм широке використання у господарстві? Відповідь супроводжуйте конкретними прикладами.

2. Використовуючи відомості з географії та різних інформаційних джерел, підготуйте розповідь (повідомлення, реферат) про поширення якоїсь солі у природі та її використання.

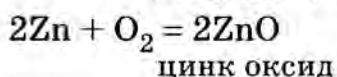
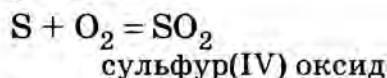
3*. Попрацюйте самостійно з додатковою літературою, Інтернетом та з'ясуйте, на яких хімічних властивостях солей ґрунтується виробництво з них інших речовин. Розповідь підтвердіть прикладами.

§ 21. Загальні способи добування оксидів, кислот, основ і солей

Ви довідалися про поширення складних речовин у природі. Та набагато більше складних речовин, створених саме людиною. Коротко розглянемо основні способи добування неорганічних сполук.

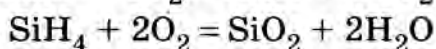
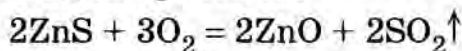
Добування оксидів. Оксиди добувають із простих та складних речовин шляхом їх окиснення чи розкладання під час нагрівання.

1. Окиснення простих речовин:

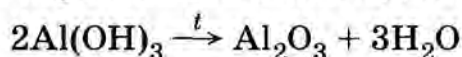


(До якого типу належать ці реакції?)

2. Окиснення складних речовин:

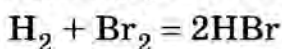


3. Розкладання нерозчинних основ під час нагрівання:

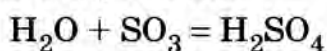


Добування кислот. Безоксигенові та оксигеновмісні кислоти добувають шляхом сполучення простих і складних речовин.

1. Для одержання безоксигенових кислот водень сполучають з неметалом, а добуту газувату речовину розчиняють у воді:

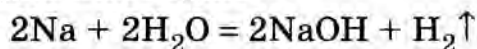


2. Оксигеновмісні кислоти утворюються внаслідок взаємодії кислотного оксиду і води:



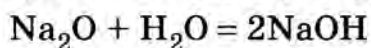
Добування основ. Розчинні основи (луги) добувають взаємодією металу або його оксиду з водою.

1. Взаємодія активних металів з водою приводить до утворення лугів та виділення водню:



(До якого типу реакцій вона належить?)

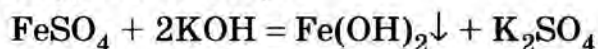
2. Взаємодія оксидів активних металів з водою завершується утворенням розчинного у воді гідроксиду — лугу:



(Який це тип реакції?)

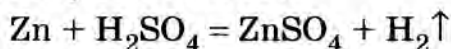
3. У промисловості луги добувають електролізом водних розчинів безоксигенових кислот. Цей спосіб ви вивчатимете у наступному класі.

4. Нерозчинні основи добувають дією розчину лугу на розчинну сіль відповідного металу:



Добування солей. Солі можна добути багатьма способами:

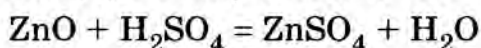
1) взаємодією металу з кислотою:



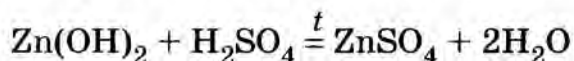
(Який це тип реакції?)

Пригадайте особливості взаємодії кислот з металами та для добування солей яких металів можна застосувати цей спосіб;

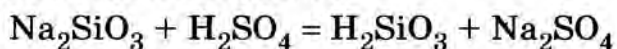
2) взаємодією оксиду металу з кислотою:



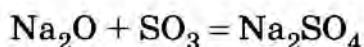
3) взаємодією гідроксиду металу з кислотою:



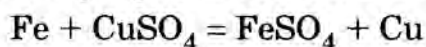
4) взаємодією солі з кислотою:



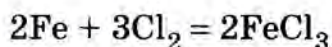
5) взаємодією оснóвного або амфотерного оксиду з кислотним оксидом:



6) взаємодією металу з розчином солі іншого металу:



7) взаємодією металу з неметалом (добувають солі безоксигенових кислот):



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. На заняттях гуртка виконайте цікавий дослід, що дістав назву *водорості морського дна*. Для його проведення у скляну посудину поміщують силікатний клей, розбавлений водою у відношенні 1 : 5, і кристали таких солей: CoCl_2 , CuSO_4 , CrCl_3 , FeSO_4 , MnCl_2 , FeCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MgCl_2 . Незабаром із кристалів утворяться «морські водорості» найрізноманітніших кольорів.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

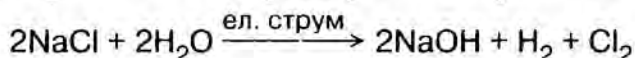
- Хімічні реакції супроводжуються утворенням різних сполук, що дає змогу з відповідних реагентів добути потрібні речовини.
- До загальних способів добування оксидів належать: окиснення простих і складних речовин, розкладання нерозчинних гідроксидів під час нагрівання та деякі інші.
- До загальних способів добування розчинних основ (лугів) належать: взаємодія відповідних металів з водою, взаємодія відповідних оксидів з водою та електроліз (розклад) розчинів солей безоксигенових кислот.
- Нерозчинні основи добувають взаємодією розчину їх солі з розчином лугу.
- Солі добувають взаємодією речовин, що містять металічний елемент простої речовини металу, складних речовин, оксиду металу, гідроксиду металу, солі з речовинами, до складу яких входить кислотний залишок (кислота, сіль). Також взаємодією кислотних оксидів з основними оксидами чи лугами.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

У лабораторії луг можна добути як з металу, так і з оксиду. Але ж ні металів натрію, калію, кальцію, барію, ні їх оксидів у природі не існує. Тож ці способи добування лугів можна застосовувати лише як лабораторні. Щоб забезпечити лугами різні виробництва, потрібні інші способи їх добування з природної сировини. Вперше добули луг, піддавши електролізу (розкладу) постійним електричним струмом розчин солі натрій хлориду. Це відкриття стало основою 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 немає, але кожна з них використовується у промисловості, а отже, є потреба у їх добуванні.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які оксиди можна добути, окиснивши цинк сульфід? Запишіть рівняння реакції.

2. Карбон утворює з Оксигеном два оксиди: в одному він виявляє валентність два, у другому — чотири. Запишіть рівняння реакцій утворення цих оксидів.

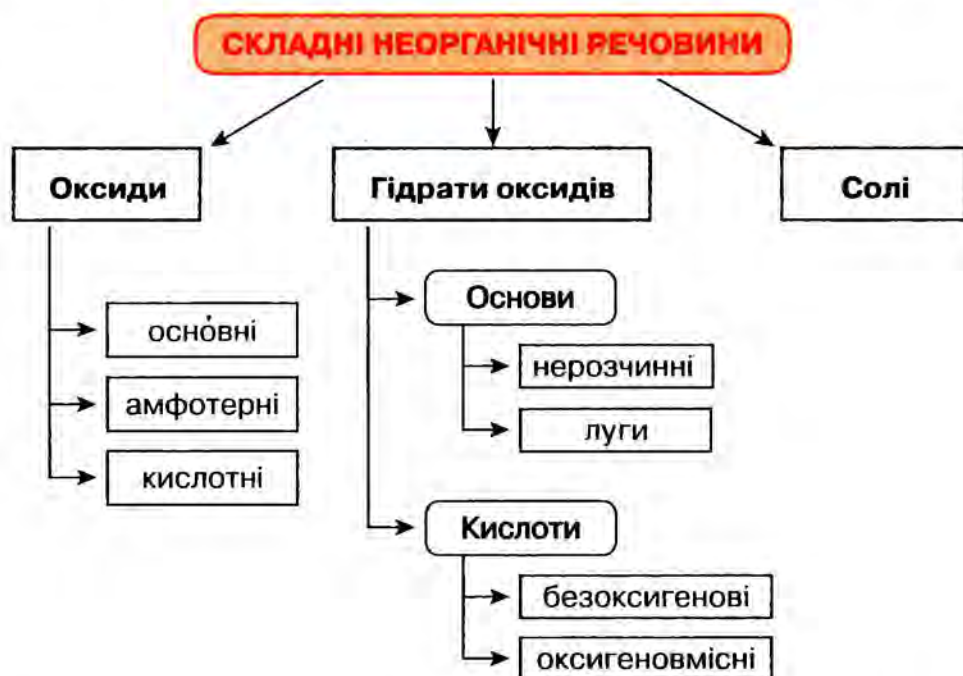
3. Наведіть приклади добування якоїсь солі якомога більшою кількістю способів.

4. Під час добування яких речовин у реакцію вступає вода: хлоридної кислоти, натрій хлориду, сульфідної кислоти, ферум(III) гідроксиду, барій гідроксиду? Запишіть рівняння відповідних реакцій.

5*. Якої помилки припустився учень, коли вирішив добути купрум(II) гідроксид з купрум(II) оксиду і води? Які реакції ви запропонували б йому провести з купрум(II) оксидом, щоб добути купрум(II) гідроксид?

§ 22. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук

Генетичні ряди. Відтепер вам відома різноманітність класів неорганічних сполук, яку можна подати такою схемою:



Під час вивчення властивостей речовин ви з'ясували, що за допомогою відповідних хімічних реакцій з речовин одного класу можна добувати речовини інших класів. Такі взаємоперетворення дістали назву **генетичних рядів**. У перекладі з грецької *генетичний* означає — такий, що стосується походження, вивчає розвиток чого-небудь.

Розглядаючи хімічні властивості сполук різних класів, можна простежити, як вони пов'язані за походженням, тобто скласти генетичні ряди, в яких простежується споріднений зв'язок між класами неорганічних сполук.

Генетичний зв'язок — це зв'язок між речовинами різних класів, що ґрунтується на взаємоперетворенні речовин і показує походження одних речовин від інших.

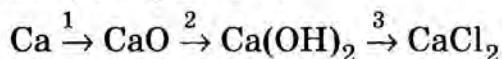
Знання генетичних зв'язків пояснює різноманітність класів неорганічних сполук і речовин у природі, відкриває перед ученими перспективи створення нових речовин.

Було давно помічено, що речовини, які беруть свій початок від простих речовин — металів, суттєво відрізняються за властивостями від речовин, що беруть початок від неметалів. Тому розрізняють два генетичних ряди: *генетичний ряд металів* та *генетичний ряд неметалів*.

Генетичний ряд металів. Генетичний ряд металів має такий вигляд:

метал → основний оксид → основа (луг) → сіль.

Метал, що започатковує генетичний ряд, наявний в усіх його складних речовинах, наприклад:

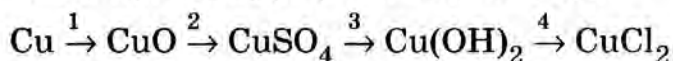


- 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$;
- 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$;
- 3) $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Проте, як вам відомо, нерозчинну основу не можна добути з оксиду, піддавши його взаємодії з водою. Тому генетичний зв'язок ускладнюється на одну ланку:

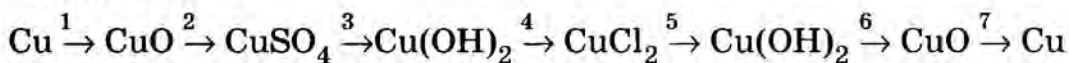
метал → основний оксид → сіль → основа → інша сіль.

Для міді та сполук Купруму він має вигляд:



- 1) $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;
- 2) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- 4) $\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Проте необов'язково, щоб з утворенням солі генетичний ряд завершувався. Його можна продовжити і, зокрема, у зворотному напрямі:



У цьому генетичному ряді перші п'ять дій аналогічні розглянутим вище, а решта є новими:

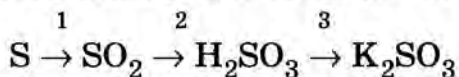
- 6) $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 7) $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

Дія 7 вказує на те, що існують реакції, за допомогою яких можна вилучити Оксиген з оксиду металу 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.

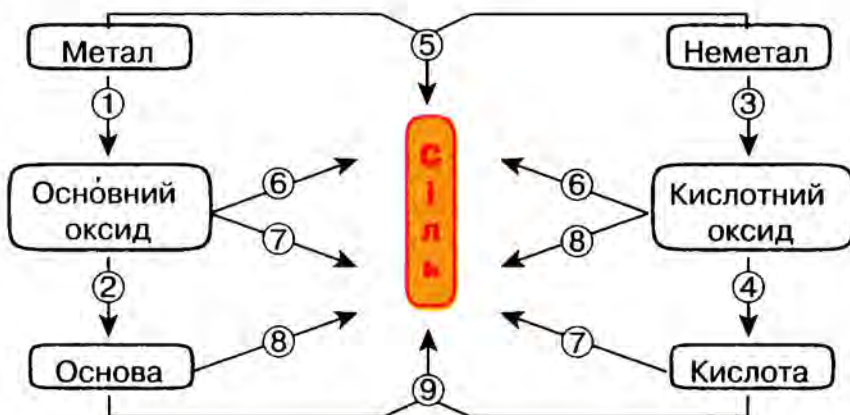
Розглянемо генетичний ряд неметалів на прикладі сірки:



- 1) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
- 2) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_3$;
- 3) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Отже, ви ознайомилися з типовими варіантами генетичних рядів металів і неметалів.

Взаємозв'язки між генетичними рядами неорганічних сполук. Взаємозв'язки простежуються не лише в межах генетичного ряду, а й між генетичними рядами металів і неметалів, про що свідчить така узагальнююча схема:



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання. Розробіть план виконання дослідів на підтвердження генетичного ряду фосфору.

1. Складіть схему, що відображає генетичний ряд фосфору, використовуючи формули та назви речовин.

2. Доберіть речовини, необхідні для здійснення перетворень за складеною у завданні 1 схемою.

3. Запишіть рівняння реакцій відповідно до складеної схеми.

3. Із наведених формул речовин побудуйте генетичні ряди:

а) Li_2O , Li , LiOH , Li_3PO_4 ;

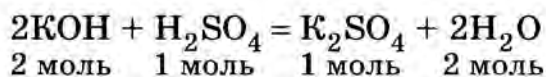
б) MgSO_4 , Mg , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, MgO .

4. За побудованими у завданні 3 генетичними рядами запишіть рівняння хімічних реакцій. Зазначте типи хімічних реакцій та назви утворених речовин.

5*. До прикладів 1 та 2 з рубрики «Сторінка ерудита» запишіть рівняння реакцій.

§ 23. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів та продуктів реакції

Щоразу, записуючи хімічне рівняння тієї чи іншої реакції, ви брали до уваги склад речовин, які реагують та які утворюються. 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 співвідношення кількості речовини реагентів і продуктів реакції*. Розглянемо це на прикладі реакції нейтралізації калій гідроксиду сульфатною кислотою:



Згідно з рівнянням цієї реакції 2 моль калій гідроксиду взаємодіють з 1 моль сульфатної кислоти, внаслідок чого утворюються 1 моль калій сульфату і 2 моль води. Якщо ж для реакції буде взято більше, ніж 2 моль калій гідроксиду, то й кислоти знадобиться більше, і кількість речовини солі буде більшою за 1 моль. Та скільки б молів обох реагентів не було взято для проведення цієї реакції, взаємодіятимуть вони у співвідношенні 2:1, і співвідношення продуктів реакції — солі та води — становитиме 1:2.

Співвідношенням кількості речовини реагентів та кількості речовини продуктів реакції користуються для розрахунків за хімічними рівняннями кількості речовини, маси та об'єму речовин, що вступають у хімічну реакцію, та речовин, що утворюються внаслідок взаємодії.

Розрахунки за хімічними рівняннями кількості речовини, якщо відома кількість іншої речовини.

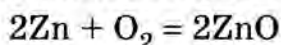
Для того щоб обчислити за рівнянням реакції кількість речовини будь-якого реагента чи будь-якого продукту реакції, достатньо мати відомості про одну з речовин.

Приклад 1. Яка кількість речовини кисню потрібна для окиснення цинку кількістю речовини 4 моль?

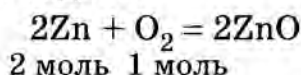
Д а н о:	
$\nu(\text{Zn}) = 4$ моль	
$\nu(\text{O}_2) = ?$	

Розв'язання

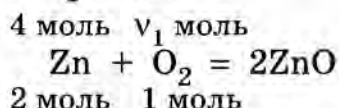
1. Запишемо рівняння хімічної реакції:



2. Розглянемо у рівнянні реакції кількісні відношення речовин, зазначених в умові задачі:



3. 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:

$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{\nu_1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$$

$$\text{Звідси, } \nu(\text{O}_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2 \text{ (моль).}$$

В і д п о в і д ь: для окиснення 4 моль цинку потрібно 2 моль кисню.

- ♦ Можна було б обійтися і без пропорції, скориставшись таким логічним умовиводом. Оскільки відношення 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 з 2 моль кисню.

Скористайтеся розглянутим умовиводом та обчисліть усно, яка кількість речовини цинку прореагувала, якщо на його окиснення витратили 3 моль кисню.

Розрахунки за хімічним рівнянням маси речовини

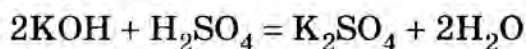
Приклад 2. Обчислити масу солі, що утвориться внаслідок повної нейтралізації 2,5 моль калій гідроксиду сульфатною кислотою.

Д а н о:	
$\nu(\text{KOH}) = 2,5$ моль	
$m_{\text{солі}} = ?$	

$$\begin{array}{l} m = \nu \cdot M \\ M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174 \\ M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль} \end{array}$$

Розв'язання

1. Запишемо хімічне рівняння та обчислимо кількість речовини солі, що утворилася в результаті реакції:



Згідно з рівнянням реакції відношення кількості речовини реагента калій гідроксиду KOH і продукту реакції калій сульфату K_2SO_4 становить 2:1. Тобто кількість речовини солі удвічі менша, ніж кількість речовини лугу. Отже:

$$v(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2,5:2 = 1,25 \text{ (моль)}.$$

2. Обчислимо масу солі, що утворилася, за формулою $m = v \cdot M$:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1,25 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 217,5 \text{ г}.$$

В і д п о в і д ь: утвориться 217,5 г солі K_2SO_4 .

Задачу можна розв'язати, склавши пропорцію. Однак, зважаючи на те, що кількість речовини v — це важлива фізико-хімічна характеристика речовин, є сенс здійснювати 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 *хімізм* розрахункової задачі — зміст хімічних процесів, на яких побудована умова задачі. (Математичною складовою задачі є математичні обчислення.)

Під час розрахунків за рівняннями реакцій важливо не допускати помилок у використанні фізичних величин. Слід пам'ятати, що з кількістю речовини **1 моль** розмірні: маса — в **грамах**; молярна маса — в **г/моль**; об'єм у л, і відповідно до цього одиницею молярного об'єму є **л/моль**.

Ці одиниці вимірювання ми використовуємо найчастіше. Хоча кількість речовини можна вимірювати у **кмоль** (кіломолях). Тоді маса буде вимірюватися в **кг**, молярна маса — в **кг/кмоль** (кілограм на кіломоль), об'єм — у **м³/кмоль** (метр кубічний на кіломоль), а молярний об'єм становитиме **22,4 м³/кмоль**.

(Поміркуйте, які одиниці маси, молярної маси, молярного об'єму та об'єму розмірні з кількістю речовини 1 ммоль (мілімоль).)

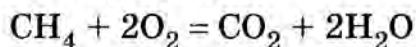
Розрахунки за хімічним рівнянням об'єму речовини

Приклад 3. 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:	$v = \frac{m}{M}$
$m(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг}$	
$V(\text{O}_2) - ?$	
$V(\text{CO}_2) - ?$	
	$V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$ $M_r(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$ $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ кг/кмоль}$

Розв'язання

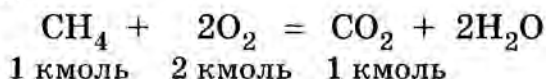
1. Запишемо рівняння реакції:



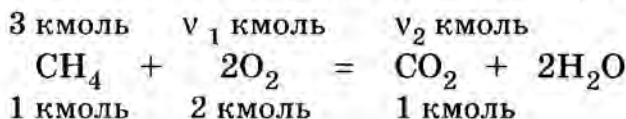
2. Обчислимо кількість речовини метану масою 48 кг:

$$v(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг} : 16 \text{ кг/кмоль} = 3 \text{ кмоль.}$$

3. Розглянемо кількісні відношення зазначених в умові задачі речовин за рівнянням реакції. Оскільки маса речовини виражена у кілограмах, оберемо розмірну одиницю кількості речовини — кмоль:



4. Над формулами речовин зробимо записи за умовою задачі:



5. Обчислимо кількість речовини та об'єм кисню.

З рівняння реакції видно, що кількість речовини кисню в 2 рази більша за кількість речовини метану. Отже:

$$v_1(\text{O}_2) = 2 \cdot v(\text{CH}_4) = 2 \cdot 3 = 6 \text{ (кмоль);}$$

$$V(\text{O}_2) = v_1 \cdot V_m = 6 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 134,4 \text{ м}^3.$$

6. Обчислимо кількість речовини та об'єм вуглекислого газу.

З рівняння реакції видно, що кількість речовини вуглекислого газу дорівнює кількості речовини метану. Тому:

$$v_2(\text{CO}_2) = v(\text{CH}_4) = 3 \text{ кмоль;}$$

$$V(\text{CO}_2) = 3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 67,2 \text{ м}^3.$$

В і д п о в і д ь: витратиться $134,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$, виділиться $67,2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$.

Розглянуті приклади підтверджують, що, використовуючи кількісні відношення речовин у реакції, можна *обчислювати кількість речовини, масу та об'єм* будь-якого реагента чи продукту реакції *за відомою кількістю речовини, масою та об'ємом* однієї з речовин. Такі розрахунки мають неабияке практичне значення. На хімічних заводах, перш ніж приступати до виготовлення продукції, проводять подібні обчислення, щоб визначити наперед, скільки і якої сировини необхідно взяти та яким буде вихід продукції.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- За рівняннями хімічних реакцій можна обчислювати кількість речовини, масу або об'єм будь-якого реагента чи продукту реакції, якщо в умові задачі є одна відома величина.
- Розрахунки за хімічними рівняннями кількості речовини, маси та об'єму реагентів і продуктів реакцій здійснюють на основі закону збереження маси речовин.
- Для розрахунків за хімічним рівнянням важливо, щоб коефіцієнти були розставлені правильно.
- Найбільш уживаною одиницею кількості речовини є моль, а до розмірних з нею одиниць вимірювання фізичних величин належать грам (г), літр (л), літр на моль (л/моль).
- Алгоритм розрахунків за хімічним рівнянням такий:
 - 1) записати рівняння реакції;
 - 2) зрівняти ліву та праву частини рівняння (розставити коефіцієнти);
 - 3) розглянути кількісні відношення зазначених в умові задачі речовин за рівнянням реакції і під їхніми формулами записати кількість речовини, на яку вказують коефіцієнти;
 - 4) розглянути кількісні відношення зазначених в умові задачі речовин і над їхніми формулами записати кількість речовини, виходячи з умови задачі;
 - 5) обчислити кількість речовини, а за потреби — її масу чи об'єм;
 - 6) записати відповідь.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

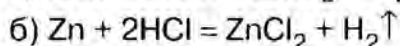
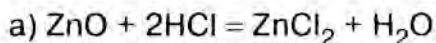
Вам відомо, що у складі суміші речовини зберігають свої властивості. Знаючи це, можна здійснювати розрахунки кількості речовини, маси чи об'єму компонентів суміші.

Приклад 1. Суміш цинку та цинк оксиду масою 20 г обробили надлишком хлоридної кислоти. Об'єм газу, що виділився при цьому, дорівнював 4,48 л (н.у.). Визначте масу кожного компонента суміші.

Д а н о:	$m = v \cdot M$
$m(\text{Zn}, \text{ZnO}) = 20 \text{ г}$	$M_r(\text{Zn}) = 65$
$V_{\text{газу}} = 4,48 \text{ л (н.у.)}$	$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$
$m(\text{Zn}) - ?$	
$m(\text{ZnO}) - ?$	

Розв'язання

1. Розглянемо хімічні явища, що відбуваються між хлоридною кислотою і сумішшю цинку та цинк оксиду, запишемо рівняння реакцій:

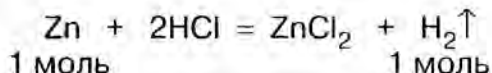


Як бачимо, обидва компоненти суміші взаємодіють з хлоридною кислотою, проте газ виділяється лише під час взаємодії цинку і кислоти. Тому для виконання подальших розрахунків обираємо рівняння б).

2. Обчислимо кількість речовини водню:

$$v(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. За відомою кількістю речовини водню знайдемо кількість речовини цинку:



З рівняння реакції бачимо, що 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:

$$m(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 13 \text{ г.}$$

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.

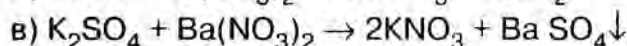
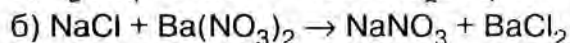
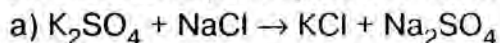
Приклад 2. Суміш калій сульфату та натрій хлориду масою 46,5 г розчинили у воді, а до утвореного розчину додали надлишок розчину барій нітрату. Утворився осад масою 46,6 г. Визначте масу кожної солі у початковій суміші.

<p>Д а н о:</p> <p>$m(\text{K}_2\text{SO}_4, \text{NaCl}) = 46,5 \text{ г}$</p> <p>$m(\text{осаду}) = 46,6 \text{ г}$</p> <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black;"/> <p>$m(\text{K}_2\text{SO}_4) - ?$</p> <p>$m(\text{NaCl}) - ?$</p>	<p>$M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174$</p> <p>$M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5$</p> <p>$M_r(\text{BaSO}_4) = 137 + 32 + 4 \cdot 16 = 233$</p> <p>$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль}$</p>
-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Р о з в' я з а н н я

Обидва компоненти суміші та доданий до них реагент належать до класу солей. Як вам відомо, солям властиво взаємодіяти в розчині між собою, якщо одним із продуктів реакції є осад або газувата речовина.

1. Запишемо схеми можливих варіантів взаємодії речовин, у разі перебігу хімічного явища перетворимо їх на хімічні рівняння:



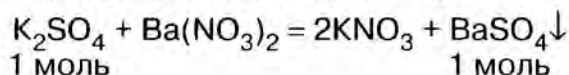
Із розглянутих схем реакцій лише за схемою в) відбувається взаємодія, оскільки один з продуктів — барій сульфат — випадає в осад. Отже, осад, про який йдеться в умові задачі, є не чим іншим, як барій сульфатом.

Для подальших розрахунків необхідно знати кількість речовини цієї сполуки.

2. Обчислимо кількість речовини барій сульфату, що випав в осад:

$$v(\text{BaSO}_4) = m : M = 46,6 \text{ г} : 233 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

За схемою в) напишемо рівняння реакції та розглянемо кількісні відношення калій сульфату та барій сульфату:



Як видно з рівняння реакції, $v(\text{K}_2\text{SO}_4) = v(\text{BaSO}_4)$. Тому за умовою задачі $v(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,2$ моль.

3. Обчислимо масу калій сульфату:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = v \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 34,8 \text{ г.}$$

4. Для встановлення маси натрій хлориду від загальної маси суміші калій сульфату і натрій хлориду віднімемо масу калій сульфату:

$$46,5 \text{ г} - 34,8 \text{ г} = 11,7 \text{ г.}$$

В і д п о в і д ь: вихідна суміш солей містила 34,8 г K_2SO_4 і 11,7 г NaCl .

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Обчисліть масу всіх речовин у реакції окиснення магнію, якщо:

а) прореагувало 11,2 л кисню (н.у.);

б) утворилося 8 г магній оксиду;

в) на проведення реакції витрачено 2 моль магнію.

2. Чи вистачить 4,9 г ортофосфатної кислоти для повної нейтралізації натрій гідроксиду кількістю речовини 0,2 моль?

3. Обчисліть об'єм і число молекул водню (н.у.), що виділяється під час взаємодії 13 г цинку з надлишком хлоридної кислоти.

4. Обчисліть кількість речовини хром(III) оксиду та масу води, що утворюються при розкладанні хром(III) гідроксиду масою 41,2 г.

5*. Складіть умову задачі, аналогічну задачі з прикладу 1, що міститься на «Сторінці ерудита», та розв'яжіть її.

§ 24. Значення експериментального методу дослідження в хімії

Вам відомі різні методи дослідження речовин та явищ, у тому числі й експеримент.

Експериментом називають науковий дослід з вивчення явищ та властивостей речовин.

Цей метод дослідження характерний для багатьох наук, та найбільш поширений у природничих науках — біології, фізиці, хімії. Використовуючи експеримент як метод досліджень, учені-хіміки всебічно вивчають хімічні властивості речовин, створюють нові речовини з наперед заданими властивостями, в тому числі й ті, потребу в яких організм людини відчуває постійно, наприклад вітаміни. Завдяки експериментальному методу стрімко розвиваються фармацевтична промисловість (синтез лікарських речовин), виробництво синтетичних миючих засобів (пральні порошки, шампуні, засоби для догляду за речами, побутовими приладами тощо).

Вивчаючи класи неорганічних сполук, ви спостерігали за проведенням хімічного експерименту вчителем, а також самостійно виконували лабораторні досліді в класі та проводили домашні експерименти за завданнями, вміщеними у рубриці «Сторінка природодослідника». Цей досвід дав вам змогу пересвідчитися у достовірності інформації про властивості класів неорганічних сполук, сприяв формуванню експериментальних умінь. Відтепер ви можете здійснювати самостійні дослідження окремих властивостей речовин, виконувати завдання, які у підручнику не деталізовано. Для цього вам необхідно самостійно скласти план проведення досліджень, спрогнозувати передбачувані результати та підтвердити їх достовірність за допомогою експерименту. Успішне виконання подібних завдань стане переконливим доказом ваших знань, удосконалить експериментальні вміння: прогнозувати, складати план експерименту, збирати нескладні прилади, користуватися хімічним посудом та лабораторним обладнанням тощо.



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, чи містить зразок порошкоподібного заліза неактивні домішки. Дослідним шляхом встановіть їх масу.

Завдання 2. Дослідіть фізичні та хімічні властивості натрій гідроксиду, ферум(III) гідроксиду, цинк гідроксиду. У висновку зазначте спільне та відмінне у властивостях цих речовин.

Завдання 3. Дослідіть хімічні властивості хлоридної кислоти. Які з них є спільними з властивостями солей цієї кислоти?

Завдання 4. Від тривалого кип'ятіння води на стінках чайника з'являється накип — відкладання твердих кальцій та магній карбонатів. Дослідним шляхом (для проведення експерименту можна скорис-

татися крейдою) з'ясуйте, речовинами якого класу неорганічних сполук можна усунути накип.

Завдання 5. Добудьте карбон(IV) оксид та дослідіть хімічний характер цього оксиду.

Завдання 6. Дослідіть здатність заліза витіснити метали цинк та мідь з розчинів їх солей.

Завдання 7. Дослідним шляхом доведіть, що молекули сульфатної кислоти містять атоми Гідрогену, здатні заміщуватися на метал, та кислотний залишок SO_4 .

Зробіть загальний висновок, які знання та вміння знадобилися вам, щоб виконати завдання практичної роботи.



СТОРИНКА ЕРУДИТА

У тексті § 24 зазначалося, що без хімічного експерименту було б неможливо створювати нові речовини, а тим більше речовини з наперед відомими властивостями. Покажемо це на прикладі *інсуліну* — таку назву має речовина, що виробляється підшлунковою залозою в організмі всіх хребетних, і людини також. Основне його призначення — регулювати вміст глюкози у складі крові. Саме завдяки інсуліну рівень глюкози в крові залишається постійним, незважаючи на те, скільки солодощів ми з'їли. 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. Тривалий час його одержували з підшлункових залоз свиней та великої рогатої худоби у спеціальних лабораторіях при м'ясокомбінатах.

Учені здавна досліджують будову інсуліну та шукають способи 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 році 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.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Запропонуйте фізичний та хімічний способи очищення іржавих гвіздків від іржі.

2. Скориставшись одержаними у завданні 4 (практична робота) результатами, усуньте накип на стінках чайника, яким користуєтеся вдома, за допомогою лимонної кислоти, розчиненої у гарячій воді. (Після усунення накипу чайник ретельно вимийте.)

3. Зробіть висновок, який з металів — цинк чи мідь — ймовірніше може траплятися в природі у вільному стані, а який — у вигляді сполук.

§ 25. Розв'язування експериментальних задач

Хімічні задачі поділяють на дві великі групи — розрахункові та експериментальні.

Розв'язування перших передбачає проведення математичних обчислень, наприклад розрахунки за хімічними рівняннями маси чи об'єму речовини.

Експериментальні задачі розв'язують дослідним шляхом.

Експериментальними називають задачі, розв'язання яких потребує виконання хімічного експерименту.

Це можуть бути задачі, за умовою яких необхідно:

- а) розпізнати речовини;
- б) встановити якісний склад речовин;
- в) добути речовину різними способами чи дотримуючись заданої схеми перетворень тощо.

Для успішного розв'язування експериментальних задач необхідно знати фізичні та хімічні властивості речовин, способи їх добування.

Перш ніж приступати до розв'язування експериментальної задачі, слід провести уявний експеримент. Для задач на розпізнавання речовин він полягає у тому, що на основі знань про властивості класів сполук розробляють план експериментального розпізнавання виданих для дослідів речовин та встановлюють послідовність виконання дослідів. Потренуйтеся в цьому, виконуючи приклади 1—3 лабораторного дослідів 10.

Приклад 1. Розпізнати, в яких пронумерованих, але без етикеток, пробірках містяться: хлоридна кислота, розчини сульфатної кислоти, натрій хлориду, натрій гідроксиду.

Розв'язання

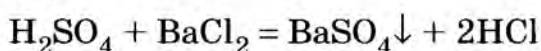
Міркуємо так: рідини в усіх пробірках однакові на вигляд, тому за агрегатним станом та кольором провести розпізнавання хоча б однієї з речовин не вдасться. Отже, слід розпізнавати речовини, використовуючи їх хімічні властивості. Досить часто трапляється, що дві, а то й більше речовин, які розпізнають, однаково взаємодіють з речовиною, за допомогою якої здійснюють 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				Відповідь (№ пробірки)
	BaCl ₂	Цинк	Фенолфталеїн	AgNO ₃	
HCl	Без змін	H ₂ ↑	 	 	
H ₂ SO ₄	BaSO ₄ ↓	H ₂ ↑	 	 	
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'язання задачі речовини, за допомогою яких необхідно розпізнати зазначені в умові задачі речовини, слід використовувати в такій послідовності: барій хлорид, цинк, фенолфталеїн, аргентум нітрат.

Пам'ятайте! З виданих пробірок слід відливати (відбирати) для розпізнавання невеликі порції речовин або їх розчинів. Це правило потрібно обов'язково виконувати, оскільки невідомо, котрого разу вдасться розпізнати речовину.

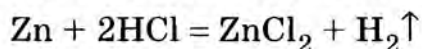
Отже, спочатку віділлємо у чисті пробірки трохи (близько 1 мл) кожної речовини і по черзі додамо до них барій хлориду. Тільки в одній з пробірок з'явиться осад — у тій, що містить сульфатну кислоту:



Номер цієї пробірки запишемо у відповіді.

Зверніть увагу, що взаємодію з цинком визначено як другий дослід. Якби його проводили першим, то відразу у двох пробірках (з хлоридною та сульфатною кислотами) спостерігали б виділення водню й розпізнати кислоти не вдалося б.

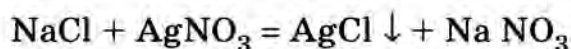
Подальше дослідження проводимо, вилучивши з дослідів пробірку з сульфатною кислотою. З трьох пробірок, що містять нерозпізнані речовини, відливаємо у чисті пробірки по 1 мл розчинів і обережно кладемо в кожну гранули цинку. Лише в одній пробірці спостерігається виділення водню:



Записуємо у відповіді номер цієї пробірки навпроти комірки з формулою HCl і більше з цією речовиною не працюємо.

Залишилося розпізнати натрій хлорид та натрій гідроксид. Скористаємося фенолфталеїном. У пробірці з натрій гідроксидом розчин індикатору набуде малинового забарвлення.

Залишається впевнитися, що в останній пробірці міститься натрій хлорид, додавши до неї аргентум нітрат:



Дістали осад аргентум хлориду.

А чи може бути інша послідовність? Так. Наприклад, можна розпізнавання починати з використання фенолфталеїну. Так ми відразу визначимо та вилучимо з подальших досліджень натрій гідроксид, адже в інших розчинах фенолфталеїн не змінить забарвлення.

Приклад 2. Різними способами добути магній хлорид.

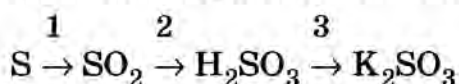
Розв'язання

Магній хлорид MgCl_2 — це сіль безоксигенової кислоти й досить активного металу магнію. Тож можна використати усі вивчені способи добування солей:

- 1) магній + хлор \rightarrow магній хлорид;
- 2) магній + хлоридна кислота \rightarrow магній хлорид + водень \uparrow ;
- 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 запишіть самостійно рівняння реакцій, виконайте дослід.

Приклад 3. Здійсніть експеримент за схемою перетворень:



та запишіть рівняння реакцій.

Розв'язання

1. Спалювання сірки.
 2. Розчинення добутого кислотного оксиду у воді та одержання розчину кислоти.
 3. Нейтралізація кислоти лугом.
- До зазначених схем запишіть самостійно рівняння реакцій, виконайте дослід.



Практична робота 2. Розв'язування експериментальних задач

Завдання 1. Визначте, у якій з пробірок містяться розчини кислоти, лугу та вода.

Завдання 2. Визначте, у якій з пробірок міститься сульфатна кислота, а в якій її сіль — натрій сульфат.

Завдання 3. Визначте, у якій з пробірок міститься натрій карбонат, а в якій — натрій хлорид.

Завдання 4. Визначте, у якій з пробірок містяться хлоридна кислота, калій хлорид, барій хлорид.

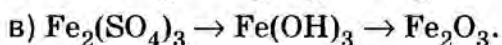
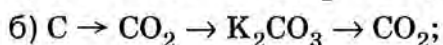
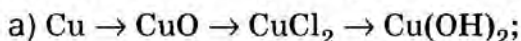
Завдання 5. Визначте, у якій з пробірок міститься розчин цинк сульфату, а в якій — магній сульфату.

Завдання 6. Не проводячи хімічних реакцій, розпізнайте магній оксид та купрум(II) оксид.

Завдання 7. За допомогою хімічних реакцій розпізнайте цинк оксид та магній карбонат.

Завдання 8. За допомогою хімічних реакцій доведіть наявність домішок порошкоподібного купрум(II) оксиду в порошок графіту.

Завдання 9. Здійсніть хімічні перетворення за такими схемами:



Завдання 10. Добудьте:

а) із купрум(II) оксиду — купрум(II) сульфат;

б) із ферум(III) сульфату — ферум(III) гідроксид;

в) із купрум(II) гідроксиду — купрум(II) оксид.

Завдання 11. Добудьте різними способами: а) цинк сульфат; б) карбон(IV) оксид; в) купрум(II) хлорид.

До тих завдань, де необхідно, запишіть рівняння хімічних реакцій.

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

У 7 класі ви вчилися користуватися періодичною системою як довідковою. Вивчаючи цю тему, ви дізнаєтеся: чим зумовлене розміщення того чи іншого елемента у певній клітинці таблиці; як її використовують для прогнозування властивостей речовин; про зв'язок між будовою атома і властивостями речовин.

Після вивчення теми ви зможете:

- пояснювати зв'язок періодичної системи з будовою атома;
- складати електронні та графічні електронні формули атомів;
- обґрунтовувати фізичний зміст періодичного закону;
- оперувати інформацією, закладеною у періодичній системі для характеристики хімічного елемента та його сполук;
- простежувати періодичність у властивостях оксидів і гідратів оксидів, будові електронних оболонок атомів.

§ 26. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів

Хімія, як і будь-яка інша наука, використовує певні форми наукових знань — факти, поняття, закони, теорії. Фактами про деякі хімічні елементи та утворені ними прості речовини, наприклад про залізо, срібло, олово, золото тощо, люди оперували давно. Навіть придумали позначення символів елементів, з атомів яких ці речовини утворені. *(Пригадайте, про це ви дізналися у 7 класі.)*

З накопичення фактів розпочинається розвиток кожної науки, а з часом виникає потреба в їх класифікації — поділі за певними ознаками. До 1750 року було відомо 15 хімічних елементів. Це не так уже й багато, щоб відчувалася гостра потреба у їх класифікації. Та наступні 50 років ознаменувалися відкриттям ще 20 хімічних елементів, тобто їх стало вдвічі більше. На першу половину XIX ст. (1801—1850 рр.) припадає відкриття ще 24 хімічних елементів. У 1869 р. кількість відомих хімічних елементів сягнула 63, а різних речовин — сотень тисяч. Погодьтеся, така кількість елементів та сполук потребувала певної класифікації, бо працювати з вкрай розрізною інформацією, вивчати хімію лише шляхом запам'ятовування формул важко та й неможливо.

Перші класифікації зазвичай недосконалі. Вам добре відомо, що кити, хоча й мешкають у водному середовищі, належать до ссавців, а не до риб. Проте в біології види тварин спочатку класифікували за місцем їх існування. Тому кити потрапили до однієї групи з рибами.

Зробимо екскурс в історію хімії і з'ясуємо, які спроби класифікації хімічних елементів відомі.

Одна з перших класифікацій (1786—1787 рр.) належить Антуану Лавуазьє, який поділив відомі на той час елементи на метали та неметали, або металоїди. (*Пригадайте загальні характерні властивості простих речовин, утворених атомами цих елементів, а також властивості їх оксидів і гідратів оксидів та зробіть висновок про те, що було покладено в основу цього поділу.*) Однак цей поділ виявився недосконалим, бо існують елементи, які залежно від умов можуть виявляти хімічні властивості як металічних, так і неметалічних елементів. Прикладом можуть бути досліди з цинк гідроксидом, проведені вами під час вивчення класів неорганічних сполук. Ви тоді пересвідчилися, що цинк гідроксид утворює солі, реагуючи і з кислотою, і з основою (лугом). Подібні властивості мають гідроксиди Алюмінію, Плюмбуму, Берилію та деяких інших елементів. Тобто за своїми фізичними властивостями простих речовин вони належать до металів, тоді як за хімічними властивостями сполук є амфотерними.

Амфотерний характер деяких гідратів оксидів свідчить про недосконалість першої класифікації елементів.

Наступний поділ полягав в об'єднанні елементів за схожими властивостями утворених ними речовин у природні групи — **родини** — *лужних металів, галогенів, інертних газів* тощо. Недосконалість цієї класифікації полягає в тому, що в ній не простежується зв'язок між окремими групами елементів.

У 1829 р. німецький хімік Йоганн Деберейнер заявив про те, що серед відомих елементів є кілька груп з трьох хімічно схожих елементів у кожній. Такі групи він назвав **тріадами**. Розглянемо приклади тріад:

- а) Літій, Натрій, Калій;
- б) Сульфур, Селен, Телур;
- в) Хлор, Бром, Йод.

Проте спроба вченого згрупувати всі відомі на той час елементи у тріади зазнала невдачі. Він виявив лише 5 тріад і вивів для них таку залежність: атомна маса середнього у тріаді елемента є середнім арифметичним атомних мас крайніх елементів.

У 1863 р. англійський хімік Джон Ньюлендс помітив, що коли розмістити елементи в порядку збільшення атомної маси

(на той час вона мала назву «атомна вага»), то кожний восьмий елемент подібний до першого (відлік вели від якого завгодно обраного для початку елемента). Учений образно порівняв цей факт з музичною октавою. У вигляді октав йому вдалося розмістити, не порушуючи правила, перших 17 хімічних елементів, наявних у сучасній періодичній системі. А далі закономірність руйнувалася, тому про це відкриття швидко забули.

Найближче до відкриття закону, що пояснював би властивості всіх хімічних елементів, а також їхніх сполук, підійшов німецький хімік Лотар Мейер, який у 1864 р. розмістив елементи за зростанням атомних мас і розподілив на 6 груп за валентністю. Проте зробити теоретичні висновки та встановити періодичну закономірність вченому не вдалося.

Неважко помітити, що в розглянутих класифікаціях учені брали за основу *схожість складу та властивостей речовин*. Тобто вони переймалися лише пошуком закону утворення груп подібних елементів, і цей шлях виявився безвихідним.

Російський хімік Дмитро Іванович Менделєєв, на відміну від своїх попередників, зайнявся пошуком закономірностей у *зміні властивостей елементів*. Це було цілком правильне рішення, завдяки якому вчений у 1869 р. відкрив загальний закон природи — **періодичний закон**.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Завдання 1. Як дослідним шляхом довести, що Берилій, протонне число якого 4, належить до амфотерних хімічних елементів? Складіть план дослідження, запишіть відповідні рівняння реакцій.

Завдання 2. Чи можна вважати Берилій елементом, перехідним від металів до неметалів, на підставі того, які елементи є його сусідами ліворуч та праворуч у періодичній системі?

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Будь-яка наука починається з накопичення фактів, які з часом учені піддають класифікації — поділу за певними ознаками на окремі групи.
- В основу класифікації хімічних елементів на металічні та неметалічні спочатку було покладено схожість фізичних властивостей простих речовин.
- На підставі схожості властивостей елементів та їх сполук було виділено природні родини лужних металів, галогенів, інертних газів.
- У ХІХ ст. учені Й. Деберейнер, Дж. Ньюлендс, Л. Мейер доповнили хімію новими класифікаціями хімічних елементів.

тів, проте в них не відображався зв'язок між окремими групами елементів.

- До відкриття періодичного закону знання про хімічні елементи існували у вигляді фактів, не пов'язаних в єдине ціле.
- У 1869 р. Д. І. Менделєєв відкрив періодичний закон — загальний закон природи.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Пригадайте та назвіть відомі вам класифікації, що існують в інших науках.

2. За якими ознаками елементи було спочатку поділено на металічні та неметалічні? У чому ви вбачаєте недосконалість цієї класифікації?

3. На прикладі тріади Сульфур, Селен, Телур переконайтеся у достовірності залежності, виведеної Й. Деберейнером щодо атомної маси середнього елемента тріади.

4*. Яка основна причина того, що до Д. І. Менделєєва багато вчених не змогли пов'язати в єдине ціле відомі на той час факти про хімічні елементи та їхні сполуки?

§ 27. Поняття про лужні метали

Лужні метали — літій Li, натрій Na, калій K, рубідій Rb, цезій Cs були відкриті у XIX столітті. Лужний металічний елемент Францій добуто штучно у XX столітті. Назву *лужні метали* ці речовини дістали через те, що їхні гідрати оксидів — луги — мильні на дотик. Лужні метали у природі трапляються лише у складі сполук, оскільки їх прості речовини через високу хімічну активність не можуть існувати у вільному стані.

Фізичні властивості лужних металів. Прості речовини літій, натрій, калій, рубідій, цезій — метали сріблясто-білого кольору з яскраво вираженим металічним блиском, м'які настільки, що легко ріжуться ножом. Вони належать до легких та легкоплавких речовин, мають високі теплопровідність й електропровідність. Тобто це типові метали, фізичні властивості яких багато в чому подібні.

Проте «подібний» не означає «однаковий». На підтвердження цього розглянемо таблицю 2.

Попрацюйте з таблицею і з'ясуйте:

1) чи підтверджується наведена в тексті інформація про невисокі температури плавлення і кипіння лужних металів;

2) який з лужних металів має найнижчу температуру плавлення (порівняйте її з температурою тіла людини);

3) до легких чи важких металів належать лужні метали (метали з густиною до 5 г/см^3 називають легкими);

Фізичні властивості лужних металів

Хімічний елемент		Порядковий номер	Назва простої речовини	Відносна атомна маса (округлено)	Температура плавлення, °С	Температура кипіння, °С	Густина, г/см ³
Символ	Назва						
Li	Літій	3	літій	7	180	1370	0,53
Na	Натрій	11	натрій	23	98	900	0,97
K	Калій	19	калій	39	63	776	0,85
Rb	Рубідій	37	рубідій	85	38	705	1,5
Cs	Цезій	55	цезій	133	28	688	1,9
Fr	Францій	87	францій	223	20	650	≈ 2,3

4) як змінюються відносна атомна маса елементів, температура плавлення та кипіння, густина лужних металів зі збільшенням порядкового номера (протонного числа).

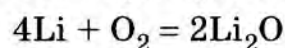
Здобута інформація переконує в тому, що елементи не випадково об'єднані в одну родину.

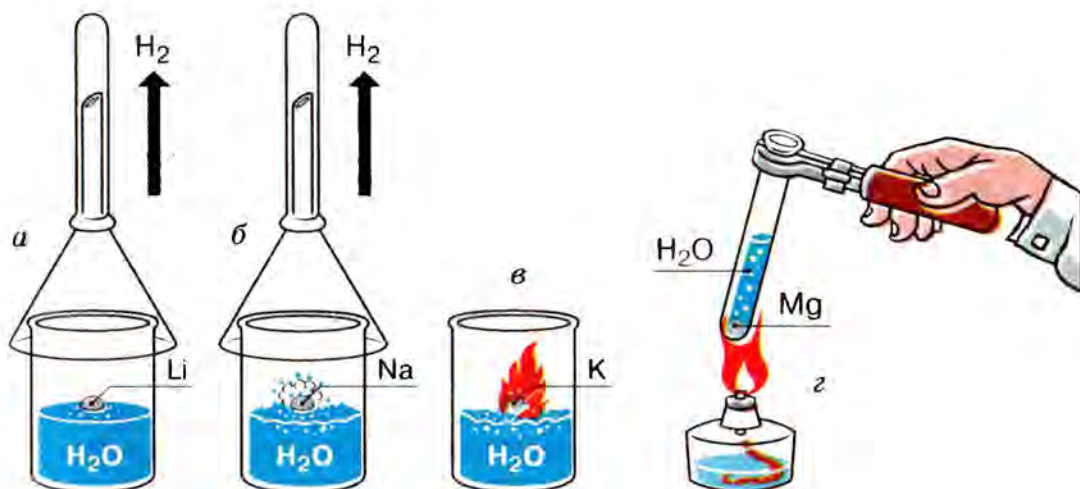
Місце лужних металів у періодичній системі. Відшукаємо у періодичній системі комірки з символами лужних хімічних елементів. Літій міститься у комірці під номером 3, Натрій — 11, Калій — 19, Рубідій — 37, Цезій — 55, Францій — 87. Неважко помітити, що у періодичній системі вони записані у стовпчик один під одним. Істотно різняться порядкові номери (протонні числа) цих елементів. Відрізняються лужні метали й відносною атомною масою, причому кожний наступний елемент має відносну атомну масу більшу, ніж попередній. Зі збільшенням відносних атомних мас елементів змінюються фізичні властивості лужних металів.

Придивімося уважніше до періодичної системи і спробуємо знайти спільні ознаки у розміщенні лужних металічних елементів. Виявляється, що ними розпочинаються всі (окрім першого) горизонтальні ряди елементів, названі **періодами**. Для лужних металічних елементів зазначено однакову загальну формулу оксиду, в якій вони одновалентні.

Хімічні властивості лужних металів. Лужні метали — надзвичайно активні прості речовини.

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





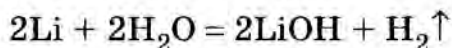
Мал. 17.

Взаємодія лужних металів з водою: *a* — літій реагує помірно; *б* — натрій реагує активно: водень підхоплює шматочок натрію і він «бігає» по поверхні води; *в* — калій реагує настільки швидко, що водень самозаймається і вибухає; *г* — на відміну від лужних металів магній реагує під час нагрівання

Інші лужні метали утворюють ще й пероксиди.

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

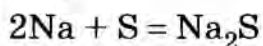
2. Взаємодія з водою. Всі лужні метали взаємодіють з водою й утворюють гідроксиди — луги. Реакція супроводжується виділенням водню і тепла (мал. 17).



(Проаналізуйте склад і кількість реагентів та продуктів реакції, зробіть висновок, до якого типу реакцій належить взаємодія лужних металів з водою.)

Літій реагує з водою повільно, натрій — набагато швидше, калій надто швидко та з виділенням такої кількості теплоти, що водень загоряється. Активність рубідію і цезію у реакції з водою ще вища, ніж калію.

3. Взаємодія з неметалами. Лужні метали взаємодіють з багатьма неметалами, зокрема з тими, що утворюють з металами солі безоксигенових кислот:



- ◆ Вивчаючи хімічні властивості кислот і солей, ви розглядали їх взаємодію з металами. Однак рівнянь реакцій з лужними металами не писали. Оскільки ці реакції відбуваються в розчині, то метал вступає у взаємодію з водою, а утворений луг продовжує

реагувати з кислотою чи сіллю. Це є свідченням високої активності лужних металів та їхніх сполук.

Спільність фізичних та хімічних властивостей розглянутих металів дала змогу виокремити їх як **родину лужних металів**.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- До родини лужних металів належать метали літій Li, натрій Na, калій K, рубідій Rb, цезій Cs, францій Fr, оскільки вони мають схожі властивості у вільному стані й утворюють схожі за складом та властивостями оксиди й гідроксиди.
- Лужні метали мають яскраво виражені фізичні властивості металів — блиск, теплопровідність, електропровідність тощо.
- У періодичній системі лужні металічні елементи розміщені на початку періодів (крім першого).
- Хімічна активність лужних металів висока, що підтверджується взаємодією з киснем, водою, неметалами та іншими речовинами.
- Зі збільшенням порядкового номера (протонного числа) хімічна активність лужних металів збільшується.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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 традиційними методами натрій чи калій у вільному стані з добре відомих солей цих металів, зокрема натрій хлориду, калій хлориду чи калій карбонату, були безуспішними. І тільки у 1808 р. англійський вчений Гемфрі Деві повідомив про відкриття нових елементів — Натрію та Калію.

Як йому це вдалося? Учений скористався постійним електричним струмом і провів електроліз (розклад електричним струмом) лугу. Біля негативно зарядженого електрода у розплаві лугу Г. 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 залишалася 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 унеможливорює їх взаємодію з іншими речовинами. Провівши багато дослідів, учений переконався, що добув у вільному стані метали калій та натрій. Після вивчення їх властивостей він повідомив про своє відкриття. Через 10 років був відкритий літій, а через півстоліття — рубідій та цезій. Представник родини

лужних металів — елемент Франції був відкритий французькою дослідницею Маргаритою Перей через 132 роки після відкриття Натрію та Калію. Вона назвала його на честь своєї батьківщини.

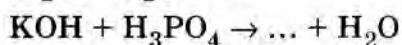
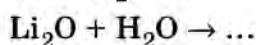
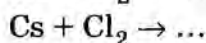
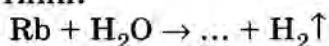
ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. За таблицею 2 (с. 122) з'ясуйте, які з лужних металів легші за воду.
2. Як змінюються фізичні властивості лужних металів від літію до францію?

3. Чи можна лужні метали зберігати під шаром води? Відповідь поясніть.

4. Чому з лужних металів не виготовлено жодної металевої конструкції, металевого виробу?

5. Доповніть схеми пропущеними формулами, напишіть рівняння реакцій, зазначте їх типи:



6.* На прикладі натрію розгляньте генетичний зв'язок класів неорганічних сполук. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

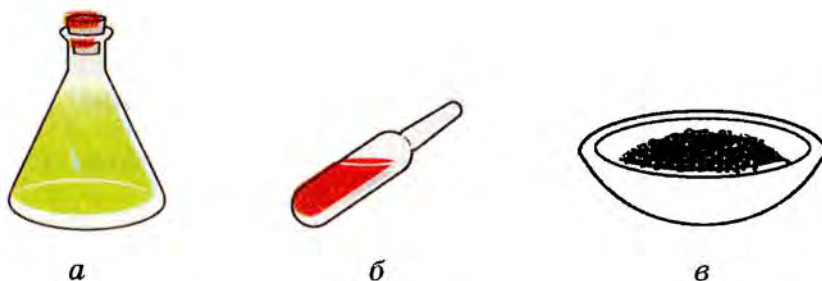
7.* За одним із рівнянь реакцій завдання 5 складіть умову розрахункової задачі на обчислення кількості речовини, маси, об'єму (для газуватих речовин) та розв'яжіть її.

§ 28. Поняття про галогени та інертні гази

Існують родини і серед неметалів, як наприклад родина галогенів чи інертних газів.

Типові неметали, що входять до складу природної родини галогенів — фтор, хлор, бром, йод — були відкриті приблизно в той самий час, що й лужні метали, тобто у першій половині XIX століття. Астат, якого надто мало в природі, був добутий вже в XX столітті. У перекладі з грец. *галогени* означає солероди. Свою назву галогени дістали за здатність легко вступати в реакцію з металами та утворювати солі безоксигенових кислот. Подібно лужним металам, 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.

Фізичні властивості галогенів. Усі галогени мають запах і колір. Запах у них різкий і подразнює органи дихання, а при тривалому вдиханні спричинює ядуху.



Мал. 18.

Прості речовини галогени: *a* — хлор; *b* — бром; *в* — йод

За звичайних умов фтор і хлор — газуваті речовини, бром — рідина, йод — тверда речовина (мал. 18). Про ці та інші фізичні властивості галогенів йдеться у таблиці 3.

Таблиця 3

Фізичні властивості галогенів

Хімічний елемент		Порядковий номер	Назва простої речовини, формула	M_r речовини (округлено)	Агрегатний стан	Колір	Температура плавлення, °C	Температура кипіння, °C
Символ	Назва							
F	Флуор	9	фтор F_2	38	Газ	Жовтуватий	-220	-183
Cl	Хлор	17	хлор Cl_2	71	Газ	Жовто-зелений	-101	-134
Br	Бром	35	бром Br_2	160	Рідина	Червоно-бурий	-7	+59
I	Йод	53	йод I_2	254	Тверда речовина	Темно-сірий	+113	+185

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

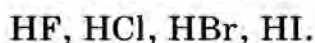
- 1) відносна молекулярна маса простих речовин, утворених з атомів хімічних елементів галогенів;
- 2) температура плавлення галогенів;
- 3) їх температура кипіння;
- 4) агрегатний стан.

Зробіть висновок про загальні фізичні властивості галогенів.

Місце галогенів у періодичній системі. Відшукаємо у періодичній системі комірочки з символами хімічних елементів роди-

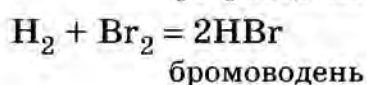
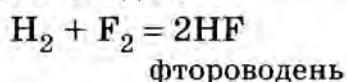
ни галогенів. Як бачимо, вони розміщені в стовпчик через певний проміжок інших елементів. На відміну від лужних елементів, якими розпочинаються періоди, галогени розміщені наприкінці періодів. Після них у періоді міститься лише один хімічний елемент — представник родини інертних газів, інформацію про яку наведено у цьому параграфі. У галогенів переважає загальна формула вищого оксиду — R_2O_7 . Слід пам'ятати, що вона не поширюється на флуор оксид F_2O та бром оксид Br_2O_5 .

Усі без винятку галогени утворюють леткі сполуки з Гідрогеном, що мають загальну формулу HR :



Хімічні властивості галогенів. Галогени належать до активних неметалів. Вони реагують з багатьма неорганічними та органічними речовинами (*вивчатимете у старшій школі*). Розглянемо взаємодію галогенів з воднем та металами.

1. Взаємодія галогенів з воднем. Галогени взаємодіють з воднем, утворюючи галогеноводні:



(Визначте валентність Флуору та Броду в утворених речовинах.)

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

Водні розчини бінарних сполук галогенів з Гідрогеном (галогеноводнів) виявляють кислотний характер, тобто є безоксигеновими кислотами. Активність цих кислот зростає від фторидної кислоти HF до йодидної HI .

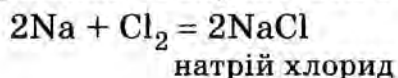
Користуючись наведеною інформацією, зробіть висновок, як змінюється:

а) хімічна активність галогенів у реакції з воднем від фтору до йоду;

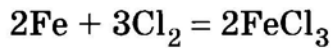
б) активність безоксигенових кислот, добутих розчиненням галогеноводнів у воді.

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

Так, натрій без нагрівання сполучається з хлором:

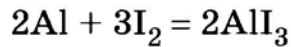


Розжарене залізо згоряє у хлорі сліпучим полум'ям:



ферум(III) хлорид

Суміш порошоків алюмінію та йоду за кімнатної температури може як завгодно довго перебувати у незмінному вигляді. Та досить додати до неї кілька крапель води, як відразу ж розпочинається бурхлива взаємодія:



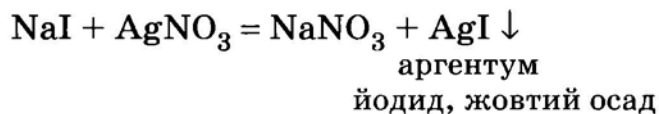
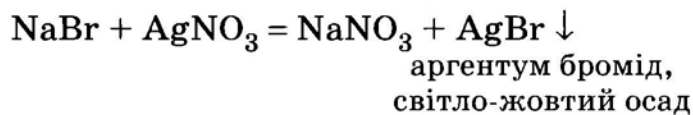
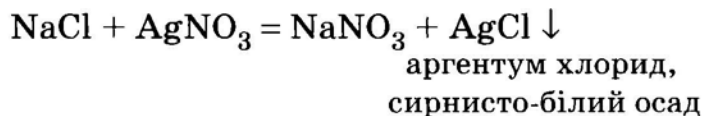
алюміній йодид

Отже, ця реакція каталітична. Каталізатором є вода (у невеликій кількості).

У розглянутих рівняннях продуктами реакцій є солі. Поряд з цим існують і такі солі, як фториди та броміди, наприклад CaF_2 чи KBr .

(Визначте валентність галогенів у наведених прикладах солей та переконайтеся, що, як і в сполуках з Гідрогеном, вона дорівнює 1.)

Як бачимо, галогени активно сполучаються з металами й утворюють солі безоксигенових кислот, що мають **одновалентний** кислотний залишок, назва якого закінчується суфіксом **-ид** (фторид, хлорид, йодид) чи **-ід** (бромід). Спільним для всієї родини галогенів є взаємодія хлоридів, бромідів, йодидів з аргентум нітратом у розчині, яка супроводжується утворенням осадів, нерозчинних не лише у воді, а й у кислотах:



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

Поняття про інертні елементи. Наприкінці XIX ст. експериментальні методи досліджень в хімії досягли такого рівня, що упродовж 6 років було відкрито 6 нових хімічних елементів та визначено їх місце у періодичній системі. Йдеться про Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe і Радон Rn.

Увагу англійського фізика Джона Релея привернув той факт, що в азоту, добутого з повітря, й азоту, добутого з хімічних сполук, різна густина. За поясненням він звернувся до іншого вченого — Уільяма Рамзая. Після серії експериментів із зрідження повітря та поділу цієї природної суміші на окремі компоненти у складі повітря було відкрито просту газувату речовину аргон з одноатомними молекулами. (Ще раніше, завдяки спектральному аналізу, фізики встановили наявність великої кількості неону на Сонці.) Відразу за аргоном у складі повітря було відкрито ще три газуваті прості речовини — криптон, неон і ксенон. Останнім був відкритий радон, що містився серед продуктів радіоактивного розпаду радію (детальніше про радіоактивний розпад ви дізнаєтесь у параграфі 31). Відкриті елементи були віднесені до однієї родини **інертних, або благородних елементів**. Усі інертні хімічні елементи належать до малопоширених елементів на Землі. Так, У. Рамзай зазначав, що ксенону в повітрі менше, ніж золота в морській воді. І це ще один доказ того, наскільки важливі експериментальні методи досліджень для відкриття хімічних елементів чи створення нових речовин.

Усі інертні елементи у вільному стані за звичайних умов існують у вигляді газуватих речовин. Від інших газуватих простих речовин їх відрізняє одноатомний склад молекул. До 1962 р. ученим не вдавалося добути жодної сполуки інертних елементів. Нині сполук, добутих у спеціальних умовах, для Ксенону, Криптону і Радону відомо понад 200.

Після відкриття інертних елементів постала проблема з розміщенням їх у періодичній системі. Те, що вони наділені подібними властивостями, серед яких основна — це інертність (бездіяльність) відносно інших речовин, свідчило на користь розміщення їх в окремій групі періодичної системи. У 1900 р. було прийнято рішення створити нульову групу і помістити там інертні елементи. Але після одержання сполук інертних елементів з іншими елементами (здебільшого з Флуором, Оксигеном та Хлором) у сучасній періодичній системі нульова група відсутня й інертні елементи включені до VIII групи й розміщені в ній один під одним. **Попрацюйте з періодичною системою та знайдіть в ній елементи з порядковими номерами (протонними числами) 2, 10, 18, 36, 54, 86, і ви пересвідчитесь у тому, що ними закінчується той чи інший період, крім останнього, який ще незавершений.**

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Серед хімічних елементів трапляються елементи зі схожими властивостями простих і складних речовин, утворених ними. Їх об'єднують у природні родини.
- Прикладом природної родини металічних елементів є

лужні хімічні елементи Літій, Натрій, Калій, Цезій і Францій.

- Лужні метали — це типові метали як за фізичними, так і за хімічними властивостями, що виявляють високу хімічну активність, яка зростає зі збільшенням відносної атомної маси елементів.
- Прикладом природної родини неметалічних елементів є галогени Флуор, Хлор, Бром, Йод, Астат.
- Галогени — це типові неметали, що також виявляють високу хімічну активність, яка зменшується зі збільшенням відносної атомної маси елементів.
- Інертні, або благородні елементи Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон і Радон є особливою родиною, оскільки прості речовини, утворені з атомів цих елементів, мають одноатомні молекули, газуваті за агрегатним станом та виявляють стійку інертність (неактивність) відносно взаємодії з іншими речовинами.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Незважаючи на те, що прості речовини галогени отруйні, а тому небезпечні для здоров'я людини у разі потрапляння в організм з повітрям, водою чи їжею, йони F^- , Cl^- , Br^- , I^- для людини життєво необхідні. (Пригадайте, що негативно заряджені йони називають аніонами.)

Так, організм людини потребує аніонів Флуору для міцності зубної емалі. Тому зубні паста досить часто містять добавки сполук цього елемента. Аніон Хлору входить до складу шлункового соку. Наш організм поповнюється ним за рахунок кухонної солі. Окремі медичні препарати, що діють заспокійливо на нервову систему людини, у своєму складі містять аніони Броду. Потрібні організму людини й аніони Йоду, щоб правильно функціонувала щитовидна залоза. Якщо в її роботі виникають ускладнення, це відразу позначається на загальному самопочутті людини, розвивається тяжка недуга — зоб. Вам, очевидно, доводилося бачити на упаковках з кухонною сіллю напис «йодована». Що це означає? До кухонної солі додано невелику кількість натрій йодиду чи калій йодиду, і в такий спосіб люди можуть поповнити запаси йонів Йоду в своєму організмі.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Якій кількості речовини відповідають 22,35 г калій хлориду?
2. Напишіть формули солей безоксигенових кислот галогенів: натрій фториду, алюміній хлориду, магній бромиду, калій йодиду.
3. Де більше молекул: у 7,1 г хлору чи 8,1 г бромоводню?
4. Обчисліть відносну густину хлору та йодоводню за повітрям і воднем.
- 5*. Хлороводень, добутий з 20 кг водню і достатньої кількості хлору, розчинили у воді. Яка маса натрій гідроксиду знадобиться для нейтралізації утвореної хлоридної кислоти?

§ 29. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Вивчивши попередні три параграфи, ви тим самим підготувалися до розуміння і сприйняття одного із загальних законів природи — *періодичного закону*, відкритого Дмитром Івановичем Менделєєвим.

Пригадайте, що закон — це твердження, яке за певних умов справджується стосовно всієї сукупності досліджуваних властивостей чи явищ, закон не має винятків. Щодо періодичного закону, то сукупністю досліджуваних властивостей є властивості хімічних елементів та їх сполук.

На час відкриття періодичного закону були відомі 63 хімічні елементи. Спроби попередників Д. І. Менделєєва класифікувати їх на основі схожих ознак та властивостей не мали успіху, тоді як наука хімія і навчальний предмет хімія продовжували відчувати гостру потребу класифікації хімічних елементів. Молодий професор Санкт-Петербурзького університету Дмитро Іванович Менделєєв з власної ініціативи взявся за цю справу, бо, навчаючи студентів та працюючи над створенням підручника «Основи хімії», розумів, наскільки важливо мати чітку класифікацію елементів.

Перед ученим постало питання вибору ознаки, яку слід покласти в основу класифікації. Звісно, що ця ознака *повинна виявлятися в усіх без винятку елементах*. На той час таких ознак було відомо дві — *валентність* та *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, які б хімічні явища не відбувалися. Валентність же буває як постійною, так і змінною, до того ж однакову валентність можуть мати атоми елементів з різко відмінними хімічними властивостями речовин, як наприклад, одновалентні лужні метали та одновалентні у сполуках з Гідрогеном і металами галогени. Але це ніскільки не означає, що учений 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.

Щоб з'ясувати, чи існує загальна залежність властивостей хімічних елементів та їх сполук від атомної маси, Д. І. Менделєєв розмістив картки із записами символів хімічних елементів за порядком зростання атомної маси елементів, розпочавши з Гідрогену. Крім символу хімічного елемента на картках було записано округлену атомну масу, формулу оксиду, вищу валентність за Оксигеном, формулу леткої водневої сполуки (для неметалів), валентність елемента в ній. Розміщені в один ряд елементи були пронумеровані, а наданий їм номер дістав назву *порядкового номера*.

Фрагмент ряду елементів, розміщених у

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 водневої сполуки	—	—	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O
Валентність у водневій сполуці	—	—	—	—	—	4	3	2

Для кращого сприйняття цієї інформації попрацюємо з таблицею 4.

З наведеного фрагмента бачимо, що зі збільшенням атомної маси відбувається **періодичне повторення властивостей елементів**. Так, одинадцятий елемент ряду — Натрій — має спільні властивості з третім хімічним елементом — Літієм. У межах ряду від Літію до Флуору металічні властивості сполук поступово спадають і при цьому зростають неметалічні властивості. І дійсно, після активного лужного металічного елемента Літію четвертим розміщений теж металічний елемент Берилій, але вже з амфотерними властивостями сполук. П'ятий, шостий, сьомий, восьмий, дев'ятий та десятий елементи — неметалічні. Активність простих речовин та сполук цих елементів зі збільшенням порядкового номера зростає й досягає максимуму у Флуору.

Десятим є інертний хімічний елемент Неон. При переході від галогену до цього елемента спостерігається різкий спад активності. На відміну від галогенів неон не реагує ні з воднем, ні з металами й за своїми властивостями нагадує елемент з порядковим номером 2, тобто Гелій.

За Натрієм розміщений типовий металічний елемент Магній, після якого під порядковим номером 13 стоїть амфотерний

порядку збільшення їх атомної маси

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

металічний елемент Алюміній. Далі, як і в проміжку Бор — Неон, під номерами 14, 15, 16, 17, 18 розміщені неметалічні елементи. Причому серед них так само відбувається поступове зростання неметалічних властивостей, яке досягає максимуму в розміщеного сімнадцятим Хлору. Після Хлору знову з'являється неактивний інертний елемент Аргон. Тобто через проміжок у вісім хімічних елементів властивості повторилися.

Проаналізуємо решту записів на картках та зробимо висновок, що від Літію й до Неону, від Натрію й до Аргону зі збільшенням атомної маси спостерігається однакова зміна таких характеристик: металічні властивості елементів послаблюються, неметалічні зростають; валентність за Оксигеном збільшується; валентність неметалів у бінарних сполуках з Гідрогеном зменшується.

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.

З'ясувавши, що при постійному збільшенні атомної маси властивості елементів та їх сполук періодично повторюються, Д. І. Менделєєв повідомив про своє відкриття. Невдовзі воно

стало іменуватися періодичним законом Д. І. Менделєєва. Сталося це 1 березня (за новим стилем) 1869 року. У формулюванні свого першовідкривача закон звучить так.

Властивості простих речовин, а також форми і властивості сполук хімічних елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних *ваг* елементів.

Зробивши висновок про періодичну повторюваність властивостей елементів та їх сполук за постійного збільшення атомної маси, Д. І. Менделєєв суцільний ряд елементів розбив на коротші ряди та розмістив їх таким чином, щоб елементи з природних родин були один під одним. Так з'явилося графічне відображення періодичного закону — *періодична таблиця*, яку з часом назвали *періодичною системою*.

Слід зазначити, що були випадки, коли періодичність порушувалася. Це навело вченого на думку, по-перше, перевірити достовірність атомних мас деяких елементів, а по-друге, передбачити існування ще не відкритих елементів.

Наведемо приклади.

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

Приклад 2. При побудові періодичної таблиці Д. І. Менделєєв залишив чимало вільних клітинок, вважаючи, що серед відомих 63 хімічних елементів немає таких, які б за властивостями їх речовин можна було там розмістити. Наприклад, такими були клітинки з порядковими номерами 21, 31, 32. Та Д. І. Менделєєв не лише передбачив під цими номерами ще не відкриті елементи, а й правильно описав їх властивості. Всі три елементи були відкриті за життя Д. І. Менделєєва й дістали назви Скандій, Галій, Германій. Їхні властивості збіглися з властивостями, передбаченими великим ученим. Після цих відкриттів періодичний закон здобув світове визнання, а періодична система як графічне відображення цього закону стала таблицею номер 1 для всіх хіміків та тих, хто вивчає хімію у школі чи університеті.

Той факт, що інертним та деяким іншим елементам, відкритим після 1869 року, знайшлося місце в періодичній системі, свідчить про універсальний характер цього закону.



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 законність?

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Попередники Д. І. Менделєєва підготували ґрунт для відкриття періодичного закону, але, обравши за ознаку класифікації подібні властивості окремих груп елементів, не змогли вивести законність, яка б стосувалася всіх без винятку елементів.
- Д. І. Менделєєв обрав за ознаку класифікації атомну масу — сталу і незмінну характеристику, що стосується всіх елементів і для кожного з них має певне значення, тобто ніколи не повторюється.
- Виявлена Д. І. Менделєєвим періодична повторюваність властивостей речовин дала йому змогу сформулювати періодичний закон.
- Періодичний закон — це закон природи, який пояснює форми і властивості речовин, дає змогу передбачати та відкривати нові елементи, створювати нові речовини.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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

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

А ще Дмитро Іванович передбачив, що нові відкриття вчених не загрожують закону руйнацією, а тільки «надбудову і розвиток обіцяють». І це дійсно так!

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Чому попередники Д. І. Менделєєва не змогли здійснити класифікації всіх хімічних елементів?
2. Що було обрано за ознаку класифікації хімічних елементів Менделєєвим?
3. Дайте визначення періодичного закону у формулюванні Д. І. Менделєєва.
- 4*. Як змінюються форми оксидів, гідратів оксидів, летких водневих сполук у межах від елемента з порядковим номером 3 до елемента з порядковим номером 9 та від елемента з порядковим номером 11 до елемента з порядковим номером 17?

§ 30. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

Із записами у кожній клітинці періодичної системи ви ознайомилися у 7 класі. Пригадаймо їх. У клітинці під номером 29 записано: символ хімічного елемента — **Cu**, його назва — *Купрум*, назва простої речовини — *мідь*, відносна атомна маса елемента — **64**. Такі дані є про кожен з елементів.

У минулому навчальному році ви використовували періодичну систему лише як довідкову, коли потрібно було дізнатися, скільки протонів, нейтронів та електронів входить до складу атома, яка його відносна атомна маса. Настав час детального вивчення структури періодичної системи, з'ясування, що означають записи в ній, як характеризувати властивості елемента та його сполук за місцем у періодичній системі.

Періодична система, її форма та структура. Табличним вираженням періодичного закону є періодична система, запропонована Д. І. Менделєєвим.

Періодичною системою називається впорядкована множина хімічних елементів та їх класифікація.

Прообразом сучасної періодичної системи була таблиця «Досвід системи елементів, основаної на їх атомній вазі та хімічній схожості», опублікована Д. І. Менделєєвим 1 березня 1869 р. (мал. 19). Протягом двох з половиною років учений удосконалював систему розподілом елементів на **групи, періоди, ряди**, після чого вона набула сучасних обрисів.

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

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. 19.

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

періодична (другий форзац підручника). Серед них поширенішою є короткоперіодична форма періодичної системи.

У структурі таблиці розрізняють горизонтальні ряди елементів — **періоди** та вертикальні стовпчики елементів — **групи**.

Характеристика періодів. Розглянемо детальніше періоди періодичної системи.

Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у порядку зростання їх атомних мас, що розпочинається лужним металічним елементом, а закінчується інертним елементом.

Виняток становить перший період, який починається Гідрогеном і містить лише 2 елементи, та останній, який ще не завершений, а тому інертний елемент у ньому відсутній. Періодична система має 7 періодів. Їх позначено арабськими цифрами від 1 до 7. Зверніть увагу, що за номерами періоду

йдуть номери рядів, позначених також арабськими цифрами від 1 до 10. Як бачимо, рядів більше, ніж періодів.

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

Перші шість періодів є завершеними, тобто в них немає місця для розміщення нововідкритих хімічних елементів. Сьомий період незавершений і нововідкриті хімічні елементи поповнюють його.

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

(Зверніться до періодичної системи і знайдіть у ній періоди, що належать до малих та до великих.)

Як ви знаєте, повторюваність властивостей хімічних елементів та їх сполук відбувається періодично, тобто через певний проміжок елементів. У періодичній системі такими проміжками є періоди. Попрацюйте з таблицею та з'ясуйте, скількома елементами відокремлюються лужні металічні елементи Натрій і Калій, а скількома — Калій та Рубідій. Це дасть вам змогу зрозуміти, що у малих періодах періодична повторюваність властивостей та форм сполук виявляється швидше, ніж у великих періодах.

Групи хімічних елементів. Періодична система, крім періодів, має 8 груп, утворених елементами, розміщеними в одному й тому самому вертикальному стовпчику.

Група — це вертикальний стовпчик хімічних елементів, схожих за властивостями та формою їх сполук.

Групи пронумеровані римськими цифрами від I до VIII. Знайдемо у періодичній системі хімічні елементи сьомої групи. Розпочинається вона Флуором. Чітко під ним записані всі інші галогени. У 4 періоді в VII групі з'являється ще один стовпчик елементів — Манган, Технецій, Реній, Борій. Зауважимо, що, починаючи з 4-го періоду, групи поділено на дві підгрупи — *головну* та *побічну*.

Перелічені вище Манган, Технецій, Реній, Борій є побічною підгрупою VII групи, а головна підгрупа цієї групи утворена галогенами.

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

Побічними підгрупами називаються підгрупи, до складу яких входять елементи лише великих періодів.

Ви знаєте, що зі збільшенням відносної атомної маси елементів неметалічні властивості галогенів послаблюються, тоді як у лужних елементів металічні властивості посилюються. Ця закономірність притаманна елементам головних підгруп.

У межах підгрупи зі збільшенням відносної атомної маси елементів їх неметалічні властивості послаблюються, а металічні — посилюються.

Інші структурні складові періодичної системи. У нижній частині періодичної системи є ще чотири горизонтальних рядки, що мають назви: «Вищі оксиди», «Леткі водневі сполуки», «Лантаноїди», «Актиноїди».

У рядку **Вищі оксиди** для кожної групи наведено загальну формулу оксиду з максимальною валентністю елемента, хоча з цього правила є винятки. Наприклад, Купрум розміщений у I групі, проте вищий оксид має формулу CuO , Флуор — у VII групі, а формула сполуки з Оксигеном — F_2O . *(Обчисліть валентність елемента, позначеного у загальних формулах вищих оксидів великою літерою R, і ви переконаєтесь, що вона дорівнює номеру групи.)*

Загальні формули **Летких водневих сполук** (таку назву мають газуваті сполуки неметалів з Гідрогеном) записані лише під IV, V, VI та VII групами. А оскільки неметалічні елементи у періодичній системі розміщені лише в головних підгрупах, то загальні формули летких водневих сполук стосуються неметалічних елементів головних підгруп. Так, у головній підгрупі IV групи розміщені два неметалічні елементи — Карбон і Силіцій. Зважаючи на загальну формулу RH_4 , складаємо формули CH_4 та SiH_4 .

Лантаноїди. Знайдемо у періодичній системі елемент з порядковим номером 57. Це Лантан. Він розміщений у 6 періоді, III групі, побічній підгрупі. Зверніть увагу, що наступний елемент Гафній має порядковий номер не 58, а 72. І це не помилка. Елементи з порядковими номерами 58—71 винесені за межі послідовного розміщення елементів у періодичній системі у рядок з назвою «Лантаноїди». Аналогічно вчинили з елементами, що мають порядкові номери 90—103. Їх ми знаходимо у рядку «Актиноїди».

Лантаноїди та актиноїди з'явилися у періодичній системі на початку XX ст., коли за короткий період відбулося відкриття близько 40 нових елементів. На той час у періодичній системі вільними залишалися лише сім клітинок у 6 та 7 періодах, тоді як розміщувати потрібно було 28 хімічних елементів. Оскільки 14 елементів (порядкові номери 58—71) мають спільні властивості з властивостями Лантану, їх назвали ланта-

ноїдами і винесли в окремий рядок періодичної системи. Подібним чином розмістили і елементи з порядковими номерами 90—103, їх назвали **актиноїдами**.

Довга форма періодичної системи. Розглянута будова періодичної системи стосувалася її короткої форми. Розглянемо, яка відмінність існує між цією та довгоперіодичною формами системи. У *короткій формі періодичної системи* періоди поділяються на ряди, групи — на головні і побічні підгрупи. Останні є лише у великих періодах, тобто, починаючи з 4-го періоду. У *довгій формі періодичної системи* такого поділу немає. Всі елементи кожного з семи періодів записані одним рядком. Номер групи збігається з номером групи короткоперіодичної системи, тільки головним підгрупам до номера додано ще літеру А, а побічним — літеру В. Починаючи з 4 періоду, у всіх періодах між групою ІА та ІІА «включаються» 8 груп В у такій послідовності: ІІВ, ІVВ, VВ, VIВ, VIIВ, VIIIВ, ІВ, ІІВ (див. форзац 2).

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

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Періодична система — сукупність хімічних елементів, розміщених за зростанням їх атомних мас і впорядкованих у формі таблиці, що є графічним виразом періодичного закону.
- Періодична система складається з семи періодів і восьми груп хімічних елементів, що поділяються на підгрупи у короткій формі таблиці.
- У періоді зі зростанням атомної маси хімічних елементів відбувається поступовий перехід від металічних властивостей до неметалічних.
- У групах розміщені хімічні елементи з подібними властивостями та формами сполук.
- Періодичність властивостей хімічних елементів підтверджується тим, що у кожному періоді наявні елементи зі схожими властивостями та однаковою формою оксидів, гідратів оксидів, летких водневих сполук.



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 з них. Так,

між Силіцієм та Станумом у 1886 р. залишалася незаповненою клітинка № 32, в якій, за передбаченням Д. І. Менделєєва, мав розміститися елемент під умовною назвою «екасиліцій».

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

Нижче наведено порівняння властивостей хімічного елемента з порядковим номером 32, передбаченим Д. І. Менделєєвим, з властивостями відкритого К. Вінклером Германію.

Ознаки порівняння	Екасиліцій Es, передбачений Д. І. Менделєєвим	Германій Ge, відкритий К. 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 , густина ≈ 4,7 г/см ³ , повинен легко відновлюватися	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

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Що називається періодичною системою?

2. Сформулюйте визначення періоду, ряду, групи, підгрупи. Наведіть приклади.

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

№ періоду	1	2	3	4	5	6	7
Кількість елементів							

4. Поясніть, як змінюються властивості хімічних елементів із збільшенням порядкових номерів: а) у періодах; б) у групах.

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

§ 31. Будова атома. Склад атомних ядер

Дослідження будови атома. Термін *атом* виник ще в античному світі й у перекладі з грецької означає «неподільний». Тривалий час у науці панувала думка, що атом не підлягає подальшому поділу на менші частинки.

Під час хімічних явищ дійсно нові атоми не утворюються, а переходять зі складу одних речовин до складу інших. Але це не поширюється на таке явище, як **радіоактивність**.

Радіоактивністю називають самодовільний розпад нестійких атомних ядер, який супроводжується радіоактивним випромінюванням.

Промінь латинською мовою означає «радіус». Тому фізик і хімік Марія Склодовська-Кюрі запропонувала назвати речовини, що випромінюють невидимі промені, **радіоактивними**, а саме випромінювання — **радіоактивним**. Вперше це явище виявив у 1896 р. французький фізик Анрі Беккерель, працюючи з урановими рудами. (На той час Уран був останнім 92 хімічним елементом періодичної системи.) Учений виявив, що шматочок уранової руди випромінював невідомі на той час невидимі оком промені, від яких чорний папір фотоплівку не захищав. Загорнута у нього фотоплівка була надійно ізольована від сонячних променів, але засвічувалася, якщо на папір клали шматочок уранової руди. Так було виявлено радіоактивні властивості Урану.

Ернест Резерфорд (1871—1937) — англійський фізик, основоположник ядерної фізики.

Працював у Кембріджському університеті (Англія) разом з Джоозефом Джоном Томсоном, який відкрив електрон. Е. Резерфорду належить відкриття наявності ядра в атомах. Він був першим, кому вдалося розщепити ядро та довести, що радіоактивність є результатом розпаду атомного ядра. У 1908 р. ученого нагородили Нобелівською премією за дослідження різних видів радіоактивності.



Ернест Резерфорд

Ернест Резерфорд встановив, що у магнітному чи електричному полі радіоактивне випромінювання розділяється на три пучки, як показано на малюнку 20. Ці промені були названі першими буквами грецького алфавіту α - (альфа), β - (бета), γ - (гама) променями. α -промені виявилися потоком позитивно заряджених частинок з масою атома Гелію, β -промені — потоком негативно заряджених електронів (на час проведення досліду було експериментально доведено існування елек-

тронів), γ -промені — потоком настільки коротких хвиль, що, на відміну від світлових, вони є невидимими.

Подальші дослідження вченого були націлені на розкриття будови атома. Пропускаючи α -частинки крізь тоненькі металеві пластинки, він виявив, що більшість з них проникає крізь пластинку, частина відхиляється під певними кутами від заданого їм прямолінійного руху, а частина (приблизно $1/10000$) відскакує назад. Оскільки α -частинки заряджені позитивно, то їх поведінку учений пояснював тим, що їм заважають інші позитивно заряджені частинки. Такі результати досліду доводили, що більшість атомного простору не несе позитивного заряду. На цій підставі було зроблено висновок, що атоми складаються з позитивно зарядженої серцевини — ядра — та негативно заряджених електронів, розміщених за його межами.

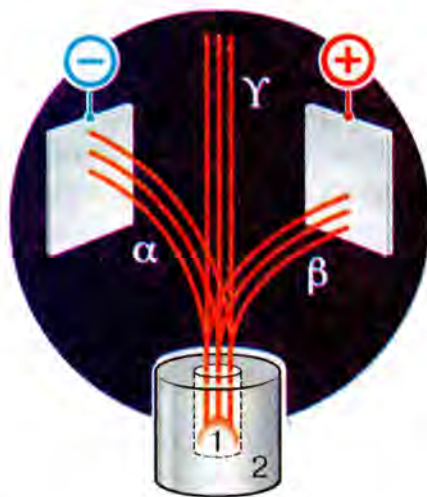
Планетарна модель будови атома. З відкриттям частинок, що входять до складу атома, постало питання про те, як ці частинки розміщені та пов'язані між собою в атомі. Е. Резерфорд запропонував модель атома, згідно з якою в центрі атома розміщене щільне ядро невеликих (порівняно з розмірами всього атома) розмірів, навколо якого безупинно рухаються електрони. Запропонована Резерфордом (1909—1911 рр.) модель атома дістала назву *ядерної*, або *планетарної*.

Відповідно до планетарної моделі атом складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів, які рухаються навколо ядра коловими або еліптичними орбітами, як планети навколо Сонця.

Заряд електрона — найменший із усіх відомих зарядів (детальніше про це ви дізнаєтесь на уроках фізики), його умовно прийнято таким, що дорівнює -1 .

Негативні заряди електронів урівноважуються позитивним зарядом ядра, й атом у цілому залишається незарядженим.

Подальші досягнення у вивченні будови атома. У 1920 р. Е. Резерфорд ввів поняття про позитивно заряджену частинку у складі ядра — **протон**. Заряд протона за абсолютною величи-



Мал. 20.

Розщеплення променів радіоактивного випромінювання в електричному полі: 1 — радіоактивна речовина; 2 — свинцевий контейнер

ною дорівнює заряду електрона, але має протилежний знак. Його умовно приймають таким, що дорівнює +1. У 1932 р. англійський учений Джеймс Чедвік експериментально виявив у ядрі атома нейтральну частинку — **нейтрон**, маса якого дорівнює масі протона. Радянський вчений Дмитро Іваненко та італієць Еttore Майоран обґрунтували, що нейтрони і протони формують атомне ядро і визначають масу атома.

Таким чином, до складу атома входять: позитивно заряджені *протони*, негативно заряджені *електрони* та незаряджені (нейтральні) *нейтрони*. Протони прийнято позначати 1_1p , нейтрони — 1_1n , електрони — e^- . Всі вони мають надзвичайно малу абсолютну масу, до того ж маса протона приблизно дорівнює масі нейтрона, тоді як маса електрона у 1836 раз менша за масу протона. Інформацію про будову атома та його складові вміщено у таблиці 5.

Таблиця 5

Будова і складові частинки 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_1n), у ядрі	1	$1,625 \cdot 10^{-27}$	0
Електрон (e^-), в електронній оболонці	1/1836	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1

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

Як виявилось, порядковий номер елемента у періодичній системі і 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 до ядра атома Броду входить теж 35 протонів.

Число протонів у ядрі, яке збігається з порядковим номером елемента у періодичній системі, називають *протонним числом*.

А загальна кількість протонів і нейтронів в атомі дістала назву *нуклонного числа*. Назва протонного числа походить від назви позитивно заряджених частинок протонів, назва нуклонного числа — від латинської назви ядра *нуклеус*.

- До відкриття радіоактивності атом вважався неподільним. З відкриттям цього явища вдалося встановити складну будову атома.
- Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів і в цілому є незарядженою (електронейтральною) частинкою.
- До складу ядра, крім протонів, входять нейтрони. Нейтрон — це незаряджена частинка з масою, що приблизно дорівнює масі протона.
- Абсолютні маси складових частинок атома дуже малі, тому користуються їх відносними масами: у протона і нейтрона вони приблизно однакові і прийняті за 1, в електрона маса у 1836 раз менша.
- Ядро порівняно з атомом має дуже малі розміри, але в ньому зосереджена основна маса атома.
- Відкриття на межі XIX і XX ст. будови атома та радіоактивності — визначне досягнення науки.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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 був на той час еквівалентний 9 мільйонам доларів, він заповів людству. У складеному ним заповіті сказано, щоб відсотки з його капіталу щорічно йшли на преміювання людей, котрі упродовж минулого року принесли найбільшу користь людству. Зазначені відсотки він розпорядився поділити на 5 рівних частин: одна — для тих, хто зробить видатні відкриття у фізиці, друга — у хімії, третя — в медицині, четверта — в галузі мистецтва, п'ята — тому, хто зробить визначний внесок у згуртування і процвітання націй. Особливим бажанням А. Нобеля було те, щоб зважали на досягнення і не зважали на національність кандидатів на премії.

З 1901 р. і до наших днів Нобелівські премії з хімії отримали понад 100 учених. Одними з перших були дослідник будови атома Е. Резерфорд (1908 рік) і Марія Склодовська-Кюрі (1911 рік). Премію з хімії їй 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 також з фізики (1903 рік) — 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.

1. Які дослідження дали змогу вченим з'ясувати будову атома?
2. Що називають радіоактивністю?
3. Схарактеризуйте складові частинки атома.
4. До складу якої частини атома входять: а) протони; б) електрони; в) нейтрони?
5. Для елементів з порядковими номерами 28, 36, 57, 84 зазначте заряд ядра їх атомів, кількість електронів в атомі.
- 6*. Визначте протонні числа елементів, розміщених у періодичній системі так:
 - а) елемент міститься у 4 періоді, IV групі, головній підгрупі;
 - б) елемент міститься у 4 періоді, I групі, побічній підгрупі;
 - в) елемент міститься у 3 періоді, має летку водневу сполуку, що відповідає загальній формулі H_2R .

§ 32. Сучасне формулювання періодичного закону. Ізотопи

На час створення Д. І. Менделєєвим періодичної системи порядкові номери хімічних елементів були ні з чим не пов'язаними величинами. Їх наявність у таблиці лише засвідчувала послідовність розміщення хімічних елементів відповідно до зростання їх атомної маси. Та чи для всіх хімічних елементів порядок їх розміщення у періодичній системі відповідає збільшенню відносної атомної маси?

Перестановки в періодичній системі. Звернемося до періодичної системи і побачимо, що в ній є перестановки, що стосуються елементів з порядковими номерами: 18 і 19 (Калій і Аргон); 27 і 28 (Кобальт і Нікол); 52 і 53 (Телур і Йод); 90 і 91 (Торій і Протактиній). *(Знайдіть ці елементи у періодичній системі та переконайтеся в тому, що в даних випадках елемент з меншою атомною масою поступився місцем елементу, у якого вона більша.)*

Другу та третю перестановки Д. І. Менделєєв зробив для того, щоб встановлена ним періодичність не була порушена. Перша перестановка була зроблена за згодою вченого дещо пізніше *(пригадайте, що відкриття інертних елементів відбулося через 30 років після створення періодичної таблиці)*. Четверта з'явилася значно пізніше. І якби цих перестановок не зробили, то зазначені елементи потрапили б до складу підгруп із зовсім іншими властивостями. Зокрема, інертний елемент Аргон опинився б у підгрупі найактивніших металічних хімічних елементів.

Наукових пояснень всі ці перестановки на той час не мали. Дехто з вчених схильний був вважати, що причина криється в неточному визначенні атомних мас елементів.

Фізичний зміст порядкового номера і сучасне формулювання періодичного закону. Своє наукове пояснення перестановки у періодичній системі отримали після того, як у 1913—1914 рр. англійський фізик Генрі Мозлі експериментально підтвердив періодичний закон. Завдяки його дослідженням було встановлено, що всі хімічні елементи (без винятку!) розміщені у періодичній системі за порядком зростання заряду ядер їх атомів. Тобто, порядковий номер елемента у періодичній системі вказує на таку його важливу характеристику, як величина заряду ядра атома. А оскільки позитивний заряд ядра урівноважується негативним зарядом електронів, що входять до складу електронної оболонки атома, то порядковий номер елемента вказує також на число електронів в атомі.

Завдяки дослідженням фізиків було сформульовано сучасне визначення періодичного закону.

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

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

Поняття про ізотопи. Наявність у періодичній системі перестановки, коли елемент з більшою атомною масою має менший заряд ядра, залишалася непоясненою, доки не було встановлено існування **ізо**топів. З'ясувалося, що в багатьох хімічних елементів існують різновиди атомів з однаковим зарядом ядра, але з різним нуклонним числом. Тобто, число протонів у ядрі таких атомів однакове, а число нейтронів різне. Так, наприклад, у природі поширені атоми Хлору з нуклонними числами 35 і 37. Заряд ядра в обох різновидах дорівнює +17, тому й у періодичній системі їм належить одна й та сама — клітинка, порядковий номер якої 17.

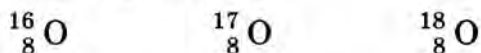
Різновиди атомів одного й того самого елемента, які мають однаковий заряд ядра, але різні нуклонні числа, називаються ізотопами.

У перекладі з грецької *ізо* означає однаковий, *топос* — місце.

Як ви вже зрозуміли, скільки б ізотопів не мав хімічний елемент, у періодичній системі всім їм належить одна клітинка (хімічні властивості ізотопів одного елемента однакові). На цій підставі сучасне визначення хімічного елемента таке:

хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Кожний ізотоп характеризується двома величинами: протонним числом (проставляється унизу зліва від хімічного символу) і нуклонним числом (проставляється зверху зліва від хімічного символу), наприклад:



♦ Інколи протонне число не пишуть.

Більшість елементів мають ізотопи. Назви ізоотопів зазвичай збігаються з назвою елемента. Хоча є й винятки, наприклад, три ізотопи Гідрогену мають назви: протій ${}^1_1\text{H}$, дейтерій ${}^2_1\text{H}$ і тритій ${}^3_1\text{H}$.

У Карбону існує два ізотопи — з нуклонним числом 12 і нуклонним числом 13: ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$. Пригадайте, що за еталон порівняння маси атомів взято 1/12 маси легшої різновидності атомів Карбону. Йшлося саме про ізоотоп ${}^{12}\text{C}$, який у 1961 р. фізиками та хіміками було обрано за основу єдиної шкали відносних атомних мас елементів. Це зроблено з тих міркувань, що значення відносної атомної маси ізоотопу Карбону ${}^{12}\text{C}$ є цілим числом і становить 12,0000. Тож формулу, за якою обчислюється відносна атомна маса елементів, записують

$$\text{так: } A_r(E) = \frac{m_a(E)}{1/12 m_a({}^{12}\text{C})}.$$

Серед існуючих у природі елементів найбільше ізоотопів — десять — має Станум Sn; в Оксигену та Гідрогену, як уже зазначалося, їх по три. До кожного з них застосовується загальна назва нуклід, наприклад, нуклід Карбону з нуклонним числом 13 (${}^{13}\text{C}$), нуклід Алюмінію з нуклонним числом 13 (${}^{13}\text{Al}$) тощо.

Види ізоотопів. За походженням ізотопи поділяють на природні та штучні.

Природні ізотопи — це ізотопи, які існують у природі. *Штучні* — це такі, що не трапляються у природі, а утворюються під час ядерних реакцій.

Ядерні реакції — єдині реакції, під час яких відбуваються зміни в ядрі атома, що призводять до утворення атомів інших елементів і супроводжуються радіоактивним випромінюванням.

З відкриттям у 30-ті роки ХХ ст. цих реакцій настала нова епоха у розвитку науки і техніки. Під час перебігу ядерних реакцій виділяється велика кількість теплоти.

За здатністю до випромінювання ізотопи класифікують на стабільні та радіоактивні.

Стабільні — це ізотопи, здатні до випромінювання. Відомо 280 стабільних ізотопів природних елементів. Вони є у більшості хімічних елементів.

Радіоактивні — це нестійкі ізотопи, що самодовільно перетворюються на ізотопи інших елементів. Тривалість цих перетворень може бути від кількох секунд до десятків тисяч років.

Усі штучні та частина природних ізотопів радіоактивні, тобто вони випромінюють альфа-, бета- чи гама-промені. Їх у природі не так вже й багато. Це — Полоній, Радон, Радій, Актиній, Торій, Протактиній, Уран.

Ізотопи і відносна атомна маса елементів у періодичній системі. Як зазначалося у § 31, нуклонне число визначає загальне число протонів і нейтронів в атомі, а протонне — кількість протонів у ядрі атома. Оскільки відносна атомна маса протонів і нейтронів виражається цілим числом, то цілим числом виражається й відносна атомна маса кожного ізотопу хімічного елемента (*пригадайте, що при її обчисленні масою електронів нехтують*). Чим тоді пояснити, що атомна маса елементів у періодичній системі здебільшого дробове число?

З'ясуємо це на такому прикладі. У періодичній системі відносна атомна маса Хлору зазначена 35,5. Насправді ж у природі не існує жодного його атома з таким значенням відносної атомної маси, тоді як є два природних ізотопи — з нуклонними числами 35 та 37. За поширенням у природі на перший припадає 75,4 % всіх атомів Хлору, на другий — 24,6 %. Проведемо обчислення і дізнаємося про середнє значення відносної атомної маси Хлору. Для цього частку атомів кожного ізотопу помножимо на його нуклонне число та знайдемо суму:

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

Як бачимо, у періодичній системі вказано середнє значення відносної атомної маси існуючих у природі ізотопів Хлору.

Відтепер стає зрозуміло, що перестановки у періодичній системі, зокрема Аргону й Калію, зумовлені поширенням ізотопів цих елементів у природі. Наприклад, Аргон, маючи менший заряд ядра атома, ніж Калій, має більший відсоток важчих ізотопів, внаслідок чого середнє значення його відносної атомної маси більше, ніж у Калію.

На відміну від елементів, що трапляються в природі, штучно добуті елементи мають атомні маси, виражені цілими числами. У періодичній системі вони взяті у квадратні дужки.

Позначивши нуклонне число через A , число протонів через Z , число нейтронів через N , одержимо вираз: $A = Z + N$. Звідси, за відомим нуклонним числом ізотопу можна завжди обчислити число нейтронів в його ядрі.

- Ізотопи — це різновиди атомів одного елемента, що відрізняються числом нейтронів у ядрі. Ізотопи одного елемента займають одну клітинку в періодичній системі.
- Ізотопи бувають природні та штучні, стабільні та радіоактивні.
- Для того, щоб одержати штучний ізотоп, необхідно провести не хімічну, а ядерну реакцію — складні перетворення атомних ядер одного елемента на атомні ядра іншого, бо хімічні реакції — це перетворення речовин, ядерні — хімічних елементів.
- Заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі і вказує на приналежність атома до конкретного хімічного елемента.
- З відкриттям ізотопів стало зрозуміло, що всі без винятку хімічні елементи розміщені у періодичній системі за зростанням заряду ядер їх атомів.
- Зазначена в періодичній системі атомна маса елемента є середньою величиною атомних мас його ізотопів з урахуванням поширення їх у природі.



Відкриття штучної радіоактивності (1935 р.) дало змогу добувати радіоактивні елементи та одержувати енергію завдяки здійсненню ядерних реакцій у спеціальних *реакторах*.

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.

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

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

1. Чому ізотопи одного хімічного елемента мають різні нуклонні числа?
2. Вкажіть, скільки протонів, нейтронів та електронів мають ізотопи Калію: ^{39}K , ^{40}K , ^{41}K .
3. Поясніть, чому в місцях перестановки хімічних елементів у періодичній системі елементи з меншим порядковим номером мають більшу атомну масу.
4. Обґрунтуйте фізичний зміст періодичного закону.
- 5*. Користуючись різними джерелами інформації, підготуйте повідомлення про корисний лікувальний вплив малих доз та згубний вплив великих доз радіоактивного випромінювання на людину, рослини, тварин.

§ 33. Стан електронів в атомі

Пригадаймо, що порівняно з розмірами всього атома розміри ядра в десятки тисяч разів менші. Існують різні образні порівняння розмірів ядра та атома. Одне з них таке: якщо уявити собі ядро розміром з насінину гороху, то відстань від ядра до краю електронної оболонки дорівнюватиме приблизно 1 км. Виходить, що переважну частину атома становить його електронна оболонка. Вчені зацікавилися її будовою та пошуком відповіді на запитання про причину періодичної зміни властивостей елементів та їх сполук.

Недосконалість планетарної моделі будови атома. Ви вже знаєте, що після відкриття складної будови атома Е. Резерфорд запропонував *планетарну модель* атома. Вона відіграла важливу роль у розвитку природознавства, була корисна для розв'язання тогочасних нагальних завдань, проте виявилася неточною. По-перше, вона не пояснювала характер розподілу електронів у навколоядерному просторі, що дістав назву **електронної оболонки** атома. По-друге, відповідно до цієї моделі електрони під час обертання навколо ядра мали б втрачати енергію і з часом падати на ядро, чого в дійсності не спостерігається. Це спонукало Нільса Бора та інших учених до подальшої роботи над моделлю атома, виходячи з результатів нових досліджень природи електрона. А вони вказували на те, що електрон наділений властивостями не лише мікрочастинки, а й хвилі. Відтак, закони фізики, що стосуються великих тіл, не поширюються на електрони.

Сучасна модель атома (її ще називають *орбітальною*, або *квантово-механічною*). Ця модель, зберігши уявлення про те, що в центрі атома перебуває позитивно заряджене ядро, не тільки математично описує рух електрона в атомі, а й дає наочне уявлення про будову електронної оболонки атома.

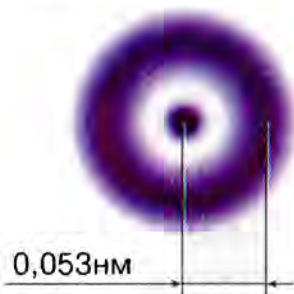
Вона ґрунтується на тому, що рух електрона в атомі не можна описати певною траєкторією, а можна лише розглядати деякий об'єм простору, в якому перебуває електрон. З урахуванням його двоїстої природи (як мікрочастинки і як хвилі) неможливо одночасно й абсолютно точно вказати місцеперебування електрона.

Ймовірність перебування електрона в ядрі дорівнює нулю. В міру віддалення від ядра вона швидко зростає й на деякій відстані від ядра досягає максимуму, після чого поступово зменшується. Точно обмежити ділянку навколоядерного простору і зазначити перебування електрона в ньому неможливо. Електрон може бути у будь-якій точці атомного простору, однак ймовірність знаходження в ньому буде неоднаковою. Тому було введено припущення про атомну орбіталь.

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

Неправильним є вираз, що електрон у певний момент часу перебуває в даній точці атомного простору, але цілком правильно, якщо сказати про ймовірне знаходження електрона на атомній орбіталі.

Ознайомлення з атомними орбіталями розпочнемо з атома хімічного елемента, що має найпростішу будову — атома Гідрогену. Порядковий номер елемента вказує на те, що до складу ядра входить один протон, а в електронній оболонці міститься лише один електрон. Відносна атомна маса елемента заокруглено дорівнює теж одиниці. Отже, в атомі найпоширенішого ізоотопу ${}^1_1\text{H}$ нейтронів немає. Орбіталь єдиного його електрона геометрично обмежена сферою з радіусом 0,053 нм. Більш наочне уявлення про цю орбіталь можна мати на підставі такого уявного експерименту. Припустимо, що в якийсь проміжок часу вдалося сфотографувати положення електрона в атомі й одержати його зображення у вигляді крапки. Продовжимо



Мал. 21.
Модель атома
Гідрогену

багаточисленне фотографування, не роблячи пауз між зніманням, і отримаємо нові зображення (крапки) в різних частинах навколоядерного простору. Перенісши всі одержані зображення на одну фотографію, дістанемо картину, що нагадує кулю (мал. 21). Як показано на малюнку, в одних місцях крапки розміщені густіше, що свідчить про більшу ймовірність перебування там електрона. В інших місцях крапок менше, отже, і ймовірність перебування там електрона менша.

Поняття електронної хмари. Одержане в уявному експерименті наочне зображення ймовірності перебування електрона в атомному просторі називається **електронною хмарою**.

Електронна хмара — це наочне зображення атомної орбіталі.

Щойно ми розглянули електронну хмару сферичної форми (мал. 22). Електрони з такою формою електронної хмари дістали назву **s-електронів** (вимовляється: **ес-електрон**). (*Наявність у назві літери s — це запозичення першої літери з англійського слова сфера.*) Наявні в атомі **s-орбіталі** накладаються одна на одну.

У результаті експериментальних досліджень та математичних обчислень доведено, що існують атомні орбіталі з іншими формами електронних хмар, зокрема схожі на гантель чи об'ємну вісімку (мал. 22). Електрони з такою формою електронної хмари дістали назву **p-електронів** (вимовляється: **пе-електрони**). (*Наявність у назві літери p — це запозичення першої літери з англійського слова перпендикуляр.*) p-електрони більшу частину часу перебувають по обидва боки від ядра (іноді у місці звуження гантелі є позначення ядра у вигляді крапки). Просторове розташування трьох p-орбіталей показано на малюнку 23.

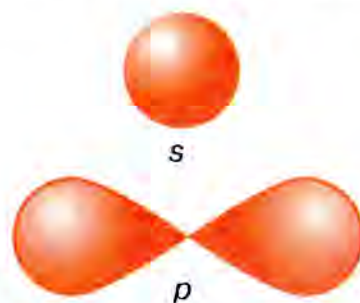
Як видно з малюнка, три p-електронні хмари розташовані у взаємно перпендикулярних площинах. (*Літера «p» з'явилася у назві тому, що вона є початковою літерою англійського слова перпендикуляр.*)

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

За останніми результатами досліджень електронної оболонки атома встановлено: електрон має ще одну властивість — обертатися навколо своєї уявної осі. (*Пригадайте з природознавства, що зміна дня і ночі є результатом обертання Землі навколо своєї осі.*)

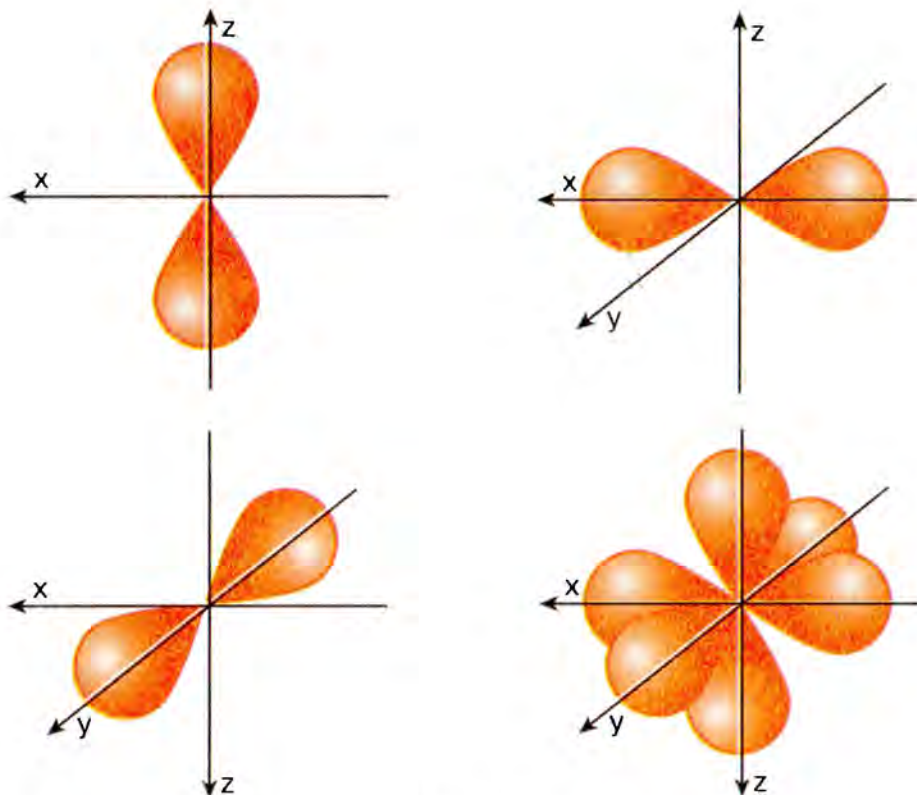
Частині електронів приписують обертання за годинниковою стрілкою, а частині — проти. Умовно це позначають стрілками з протилежними напрямками $\uparrow\downarrow$.

Фізики стверджують, що в атомі не існує двох абсолютно однакових електронів. І якщо за різними характеристиками два електрони мають абсолютно однакові показники, вони все одно відрізнятимуться напрямом обертання навколо своєї осі.



Мал. 22.

Схематичне зображення s- і p-електронних хмар



Мал. 23.
Можлива орієнтація p -орбіталей у просторі

Енергетичні рівні. Електрони наділені певним запасом енергії. Описуючи будову електронної оболонки, електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії об'єднують в один енергетичний рівень, або електронний шар. Виділяють 7 таких рівнів, позначаючи їх арабськими цифрами від 1 до 7 або великими літерами латинського алфавіту K, L, M, N, O, P, Q . Зверніть увагу на збіг кількості періодів та енергетичних рівнів. Зауважимо, що він не випадковий:

електронна оболонка атома кожного елемента має стільки рівнів, як і номер періоду, в якому розміщений хімічний елемент.

Чим ближче до ядра розміщений енергетичний рівень, тим меншим запасом енергії наділені його електрони. Тобто, електрони другого рівня характеризуються вищою енергією, ніж третього, третього — вищою, ніж четвертого, і так далі. Отримавши додатковий запас енергії, електрони здатні перейти на вищий рівень. І навпаки, віддаючи енергію, електрони переходять з вищого рівня на нижчий. Перебуваючи в межах енергетичного рівня, електрон не виділяє і не поглинає енергії.

Перехід електронів на віддаленіші орбіталі дістав назву **збудженого стану атома**. Для настання такого стану часто буває достатньо нагрівання чи освітлення речовини.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Електрон має двоїсту природу — мікрочастинки і хвилі. Це позначається на його стані в атомі.
- Неможливо простежити всі етапи руху електрона в атомі, тому говорять лише про ймовірність перебування електрона в тій чи іншій точці.
- 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, серед яких розрізняють *s*-, *p*-, *d*-, *f*-хмари.
- Електрони з однаковим чи приблизно однаковим запасом енергії утворюють один *енергетичний рівень*, або *електронний шар*. Максимальна кількість енергетичних рівнів — сім.
- Електрон, що рухається на віддаленішому від ядра енергетичному рівні, має більший запас енергії, ніж електрон, що рухається на ближчому до ядра рівні.
- Згідно із сучасною орбітальною моделлю атома стан електрона в атомі характеризується: формою орбіталі, просторовою орієнтацією орбіталі, енергією, обертанням електрона не лише навколо ядра, а й навколо власної осі.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

Крім відносної атомної маси атом характеризується величиною *атомного об'єму*. Він дорівнює частці від ділення атомної маси елемента на густину простої речовини в твердому стані. Атомний об'єм дає змогу уявити простір, який займає один атом того чи іншого елемента, оскільки в одному молі будь-якого елемента міститься число Авогадро, тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів. Характерним є те, що величина атомного об'єму теж перебуває у періодичній залежності від величини заряду ядра атома.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Порівняйте планетарну та сучасну орбітальну моделі будови атома.
2. Поясніть, якими є сучасні погляди на стан електрона в атомі.
3. Дайте визначення: а) атомної орбіталі; б) електронної хмари; в) енергетичного рівня.

4. Яку форму електронної хмари мають s - і p -електрони?
5. Однаковим чи різним запасом енергії наділені електрони: а) одного енергетичного рівня; б) різних енергетичних рівнів?
6. Що означає збуджений стан атома? Як його можна досягти?
- 7*. Як ви розумієте вислів: «Електрон так само невичерпний, як і атом»?

§ 34. Будова електронних оболонок атомів. Поняття про радіус атома

Склад та будова енергетичних рівнів. Електрони з однако- вим чи приблизно однаковим запасом енергії утворюють один *енергетичний рівень*, або *електронний шар*. Ознайомимося з наведеними нижче положеннями сучасної теорії будови атома.

- Мінімально можлива кількість енергетичних рівнів в атомі — один, максимально — сім.
- Кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома завжди дорівнює номеру періоду, в якому розміщений елемент.
- Найвіддаленіший від ядра енергетичний рівень називається **зовнішнім**, його електрони наділені більшим запасом енергії, ніж електрони, розміщені ближче до ядра.
- Максимальна кількість електронів на одному енергетичному рівні чітко визначена. Так, на першому енергетичному рівні може бути не більше 2 електронів, на другому — не більше 8, на третьому — не більше 18, на четвертому — не більше 32.
- Енергетичні рівні, заповнені максимально можливою для них кількістю електронів, називаються **завершеними**, тоді як енергетичні рівні з меншою кількістю електронів — **незавершеними**.
- За формою атомних орбіталей електрони одного рівня поділяються на підрівні.

Розподіл електронів одного рівня на підрівні. Кожен енергетичний рівень складається з **підрівнів**. У межах одного рівня кількість підрівнів визначається числом наявних на підрівні видів атомних орбіталей.

На *першому* енергетичному рівні перебувають електрони лише зі сферичною формою орбіталей, тобто *s-електрони*, вони утворюють **s-підрівень**. Отже, на першому енергетичному рівні існує один підрівень.

На *другому* енергетичному рівні розміщені електрони зі сферичною та гантелеподібною формами орбіталей, тобто *s-* та *p-електрони*. Відповідно до цього другий рівень включає 2 під-

рівні — **s-підрівень** та **p-підрівень**. Як ви вже зрозуміли, назви підрівнів повторюють назви орбіталей.

На *третьому* енергетичному рівні є три підрівні, бо там наявні *s*-, *p*-, *d*-орбітали. Тож третій підрівень дістав назву **d-підрівень**. Відповідно четвертий підрівень називається **f-підрівнем** і з'являється він на четвертому енергетичному рівні.

Згідно із сучасною теорією будови атома на одній орбіталі не може бути більше двох електронів. Оскільки *s*-підрівень містить лише одну *s*-орбіталь, то на ньому можливе перебування двох *s*-електронів. А *p*-підрівень містить 3 *p*-орбітали, тому на ньому може перебувати максимально 6 *p*-електронів. На *d*-підрівні налічується 5 орбіталей, тож максимальне число *d*-електронів на ньому — 10. Щоб заповнити 7 орбіталей *f*-підрівня, знадобиться 14 *f*-електронів.

Зверніть увагу, що кількість електронів на підрівні вдвічі більша, ніж кількість орбіталей. Це пояснюється наявністю в атомі *спарених електронів*. Описуючи будову атома, спарені електрони однієї орбіталі прийнято записувати у квадратику \square , який має назву **енергетичної комірки**, у вигляді протилежно спрямованих стрілок $\uparrow\downarrow$. Неспарені електрони в енергетичній комірці позначають однією стрілкою \uparrow . Пізніше ви дізнаєтесь, що саме наявність неспарених електронів та незаповнених вільних комірок має важливе значення для сполучення одних атомів з іншими.

Узагальнену інформацію про максимальну кількість електронів на енергетичних підрівнях та про енергетичні комірки подано у таблиці 6.

Таблиця 6

Максимальна кількість електронів та енергетичних комірок на підрівнях

Умовне позначення підрівнів	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Максимально можлива кількість електронів на підрівні	2	6	10	14
Кількість енергетичних комірок	\square	$\square\square\square$	$\square\square\square\square\square$	$\square\square\square\square\square\square\square$

Отже, максимальна наповнюваність енергетичних рівнів електронами залежить від кількості підрівнів та числа електронів, розміщених на них.

Розглянуті відомості про будову електронної оболонки атомів елементів перших чотирьох періодів відображені в таблиці 7.

Таблиця 7

Розподіл електронів у атомів перших чотирьох періодів за енергетичними рівнями та підрівнями

Умовні позначення енергетичних рівнів	1	2	3	4
Можливі підрівні в межах рівня	<i>s</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -
Максимальна кількість електронів на енергетичному рівні та кожному підрівні (в дужках)	2 \bar{e} (2)	8 \bar{e} (2 + 6)	18 \bar{e} (2 + 6 + 10)	32 \bar{e} (2 + 6 + 10 + 14)

Поняття про радіус атома. Внаслідок того, що електрон одночасно виявляє властивості і мікрочастинки, і хвилі, атом не має чітких меж. Звідси виміряти абсолютні розміри атомів неможливо. А оскільки сучасна теорія будови атома трактує його форму у вигляді кулі, то **радіуси атомів** різних хімічних елементів було розраховано теоретично.

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

Чим більша кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці, тим більший радіус атома. Проте це не означає, що за наявності в елементів одного періоду однакової кількості енергетичних рівнів їх радіуси однакові. Обчислення показали, що в межах одного періоду зі збільшенням заряду ядра радіуси атомів загалом зменшуються. Найбільше зменшення відбувається у малих періодах.

У межах однієї підгрупи простежується протилежна закономірність — зі збільшенням заряду ядра радіуси атомів збільшуються. Так, радіус атома Літію становить 0,159 нм, тоді як радіус Флуору — елемента одного з Літієм періоду — 0,040 нм. Порівняння з Рубідієм, який є елементом однієї з Літієм підгрупи і має радіус атома 0,2248 нм, підтверджує, що розміри радіусів елементів однієї підгрупи збільшуються в міру зростання заряду ядра.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- В електронній оболонці атома розрізняють: *енергетичні рівні, енергетичні підрівні, енергетичні комірки*.
- Кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома дорівнює номеру періоду. Енергетичних рівнів може бути від одного до семи.
- Через відмінність форм атомних орбіталей рівні поділяються на підрівні. Виділяють 4 види підрівнів: *s-, p-, d-, f-підрівні*.
- Максимальна кількість електронів на *s-підрівні* — 2, на *p-підрівні* — 6, на *d-підрівні* — 10, на *f-підрівні* — 14.
- Для позначення спарених електронів введено енергетичні комірочки. В одній комірочці позначають різноспрямованими стрілками не більше двох електронів.
- Кожен підрівень має вдвічі менше комірок, ніж максимальна кількість електронів на ньому.
- Радіус атома, як і його відносна атомна маса, є однією з кількісних характеристик атома, зміни якої в межах одного періоду та однієї підгрупи мають певні закономірності.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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

Обидві зміни відбуваються за спеціально створених умов (температура, освітлення, наявність інших речовин тощо). Під час хімічних реакцій це забезпечує утворення двома атомами спільної електронної пари.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Яка максимальна кількість енергетичних рівнів можлива в електронній оболонці атомів? Як визначити, скільки енергетичних рівнів має електронна оболонка атома?

2. Яка максимальна кількість електронів може перебувати на *s-, p-, d-, f-орбіталах*?

3. Чи може бути на *s-підрівні*: а) 1 електрон; б) 2 електрони; в) 6 електронів?

4. Який розподіл електронів на підрівні існує на третьому енергетичному рівні?

5*. Знайдіть і виправте помилки, якщо вони є, у наведених твердженнях:

а) кількість енергетичних рівнів визначається номером групи;

- б) число електронів в атомі дорівнює його відносній атомній масі;
в) спільним у будові електронних оболонок атомів з порядковими номерами 11 і 18 є наявність трьох енергетичних рівнів;
г) радіус атома зі збільшенням заряду ядра у періоді зменшується, а в підгрупі — зростає.

§ 35. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Електронні та графічні електронні формули атомів

Як ви вже знаєте, у періодичній системі за постійного збільшення зарядів ядер атомів властивості елементів та утворених ними сполук періодично повторюються. Що ж є причиною періодичності? Відповідь на це запитання пов'язана з будовою електронних оболонок атомів.

Для того щоб зрозуміти взаємозв'язок будови електронної оболонки атома і періодичної повторюваності властивостей речовин, з'ясуємо послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. (Повторіть за § 34 будову електронної оболонки атомів.)

Заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Згідно із сучасною теорією будови атома розподіл електронів на електронній оболонці підлягає таким правилам.

- У межах одного енергетичного рівня першим заповнюється *s*-підрівень, другим — *p*-підрівень.
- Спочатку електронами заповнюється перший енергетичний рівень, потім другий, і тільки після остаточного заповнення другого енергетичного рівня розпочинається заповнення третього рівня.
- На одній орбіталі не буває більше двох електронів.

Слід також пам'ятати, що число електронів в атомі дорівнює порядковому номеру хімічного елемента.

Електронні формули атомів. Заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів відображають за допомогою електронних формул атомів.

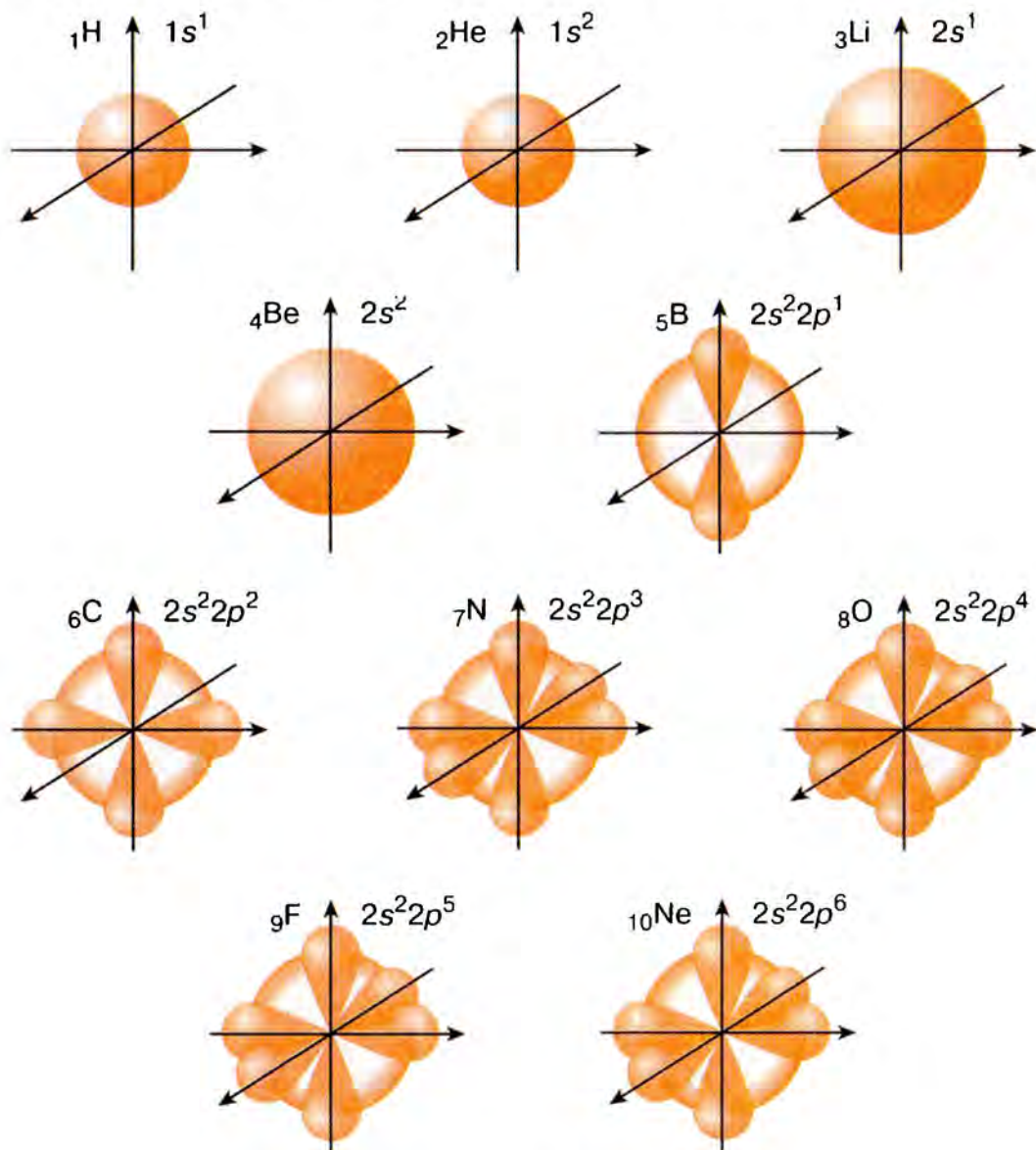
Електронна формула атома — це запис розподілу електронів в атомі за допомогою коефіцієнтів, якими позначаються енергетичні рівні (1, 2, 3 ...7), символів підрівнів (*s*, *p*, *d*, *f*) та верхніх індексів, що дорівнюють числу електронів на підрівні.

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

Записом $1s^2 2s^2 2p^3$ (читається один-ес-два два-ес-два-два-пе-три) позначено перші два енергетичні рівні: на першому міститься два *s*-електрони, на другому — теж два *s*-електрони та три *p*-електрони. Тобто перший енергетичний рівень завершений. Другий енергетичний рівень містить електрони на підрівні *s* та підрівні *p*. Запис показує, що підрівень *s* заповнений повністю, тоді як підрівень *p* — наполовину.

Заповнення електронами зовнішнього енергетичного рівня в елементів перших двох періодів, розгляньте за малюнком 24.

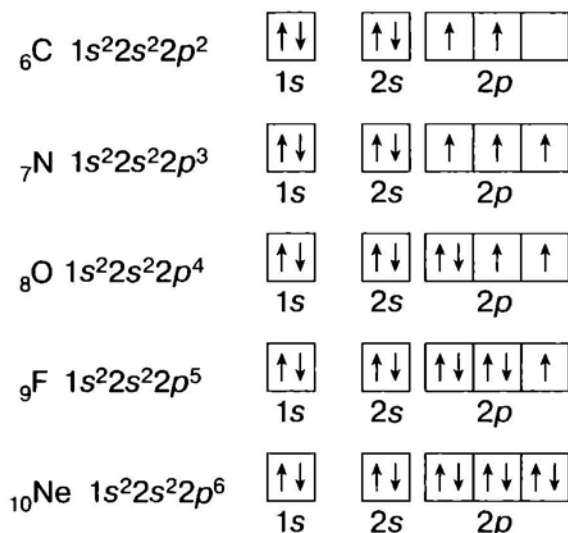
Перший період складається лише з двох елементів — Гідрогену та Гелію. У Гідрогену заповнення першого енергетичного



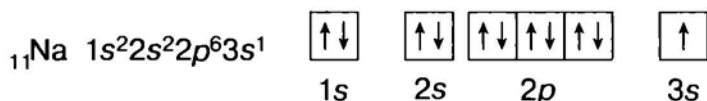
Мал. 24.

Форма та орієнтація атомних орбіталей елементів 1-го та 2-го періодів (зовнішній енергетичний рівень)

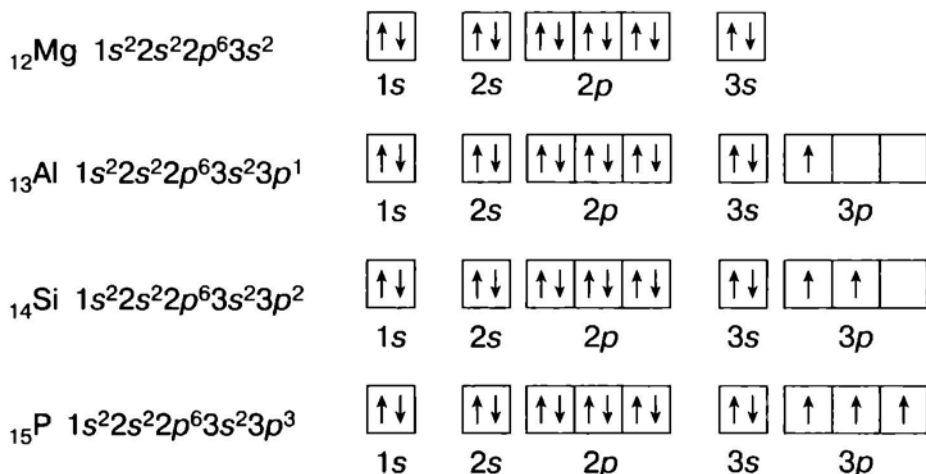
Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору та Неону в електронній оболонці стає на 1 електрон більше і всі вони заповнюють *p*-підрівень другого енергетичного рівня:

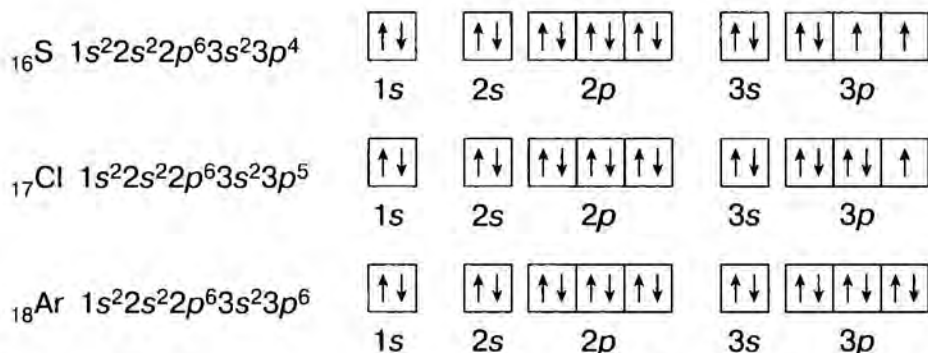


Зверніть увагу, Неоном закінчується другий період, і на ньому завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня. Для одинадцятого електрона наступного елемента Натрію, яким починається третій період, вільних комірок не залишилося. Тому цей електрон розпочне заповнення третього енергетичного рівня з підрівня *s*:



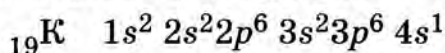
На третьому енергетичному рівні крім *s*- та *p*-підрівнів існує підрівень *d*- (максимально можливе число електронів — 10, енергетичних комірок — 5). Але доки повністю не заповняться електронами *s*- та *p*-підрівні цього рівня, комірки *d*-підрівня залишатимуться порожніми:



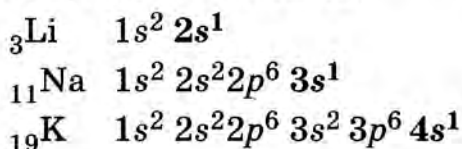


Як бачимо, жоден елемент третього періоду не містить електронів на підрівні d .

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



Причина періодичності. Випишемо в стовпчик розглянуті електронні формули лужних елементів:



Вивчаючи природну родину лужних елементів, 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 та утворених ними сполук є поява елементів з однаковою будовою зовнішнього енергетичного рівня (для елементів головних підгруп) та передостаннього енергетичного рівня (для елементів побічних підгруп).

Вам відомо, що великі періоди складаються з двох рядів і містять більше елементів — з'являються елементи побічних підгруп, лантаноїди та актиноїди. Короткі відомості про те, як відбувається заповнення електронних оболонок їх атомів наведено нижче у рубриці «Сторінка ерудита».

ПІДІБ'ЄМО ПІДСУМКИ

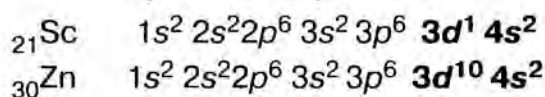
- Електронна формула атома — це позначення розміщення електронів електронної оболонки атома за допомогою цифр та літер англійського алфавіту s, p, d, f .

- При заповненні одного енергетичного підрівня, доки є вільні енергетичні комірки, електрони розміщуються в них по одному, а потім — по два.
- Для того щоб безпомилково написати електронну формулу атома, необхідно: а) дізнатися, скільки всього електронів має атом; б) з'ясувати, в якому періоді періодичної системи розміщений елемент; в) дотримуватися послідовності заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів, описаної у параграфі.
- Періодична повторюваність властивостей елементів є наслідком періодичної повторюваності будови їх електронних оболонок.

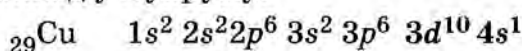


СТОРІНКА ЕРУДИТА

Попрацюйте з періодичною системою та пересвідчіться, що у четвертому періоді після Калію і Кальцію — елементів головних підгруп — розміщено 10 елементів побічних підгруп з порядковими номерами 21—30. Особливість заповнення електронами електронних оболонок цих атомів полягає в тому, що у зовнішнього четвертого енергетичного рівня Cu , Zn заповнений лише підрівень s (2 електрони), а кожен з 10 електронів, що послідовно з'являються в елементів Sc , Ti , V , Cr , Mn , Fe , Co , Ni , заповнює підрівень d передостаннього рівня:



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



Та у будь-якому випадку число електронів дорівнює порядковому номеру елемента у періодичній системі.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Який порядок заповнення електронами: а) енергетичних рівнів; б) підрівнів?
2. Скільки енергетичних комірок необхідно для розміщення всіх електронів: а) першого рівня; б) другого рівня; в) третього рівня?
3. Що є спільного у будові електронних оболонок: а) Берилію і Магнію; б) Алюмінію і Сульфуру; в) Неону і Аргону? Відповідь підтвердьте записами електронних формул атомів.
4. Уявіть, що з електронної оболонки атома Кальцію якимось чином були видалені всі електрони. І перед вами постало завдання по-

вернути їх на свої місця. Які рівні та підрівні займуть перший, шостий, шістнадцятий електрони?

5*. Напишіть рівняння реакції між простими речовинами, утвореними елементами, електронні формули атомів яких мають такі закінчення: ... $3s^1$ і ... $2s^22p^4$.

§ 36. Взаємозв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі та їх властивостями

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 чи існує зв'язок між розміщенням елемента у періодичній системі та властивостями утворених ним речовин? Відповідь на це запитання ви дістанете після виконання лабораторного дослідження 11 зі «Сторінки природодослідника».

Проведений дослід переконав вас у тому, що властивості гідратів оксидів різні: натрій гідроксид — типова основа з сильно вираженими лужними властивостями, алюміній гідроксид — амфотерний гідроксид, а сульфатна кислота має кислотні властивості.

Те, що досліджені гідрати оксидів виявили різний хімічний характер, не є випадковістю, а ґрунтується на залежності між властивостями хімічних елементів та їх місцем у періодичній системі. Розглянемо цю залежність на прикладі елементів третього періоду, скориставшись інформацією таблиці 8.

Таблиця 8

Елементи третього періоду та їх деякі характеристики

Ознаки порівняння	Елементи третього періоду							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	2	3	4	5	6	7	8	9
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 оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Вища валентність в оксиді та гідраті оксиду	1	2	3	4	5	6	7	—
Хімічні властивості оксиду та гідрату оксиду	основні		амфотерні	кислотні				
Леткі сполуки з Гідрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Валентність у леткій сполуці з Гідрогеном				4	3	2	1	
Спільне у будові атома	Електронна оболонка має три енергетичні рівні							
Число електронів на зовнішньому рівні	1	2	3	4	5	6	7	8

Якщо таблицю продовжити за рахунок елементів четвертого періоду, то у наступного після Аргону елемента Калію спостерігатимемо, що форми сполук і хімічні властивості різко відмінні від властивостей галогенів. Отже, можна зробити висновки, що у періодах зі зростанням порядкових номерів елементів простежуються такі зміни:

- металічні властивості простих речовин послаблюються, а неметалічні — посилюються;
- основні властивості оксидів та гідратів оксидів послаблюються, а кислотні — посилюються;
- валентність елементів в оксидах та гідратах оксидів зростає від 1 до 7;
- валентність неметалів у летких водневих сполуках зменшується від 4 до 1;
- період завершується інертним хімічним елементом, на який встановлені закономірності не поширюються;
- при переході від одного періоду до другого спостерігається різка зміна неметалічних властивостей елементів

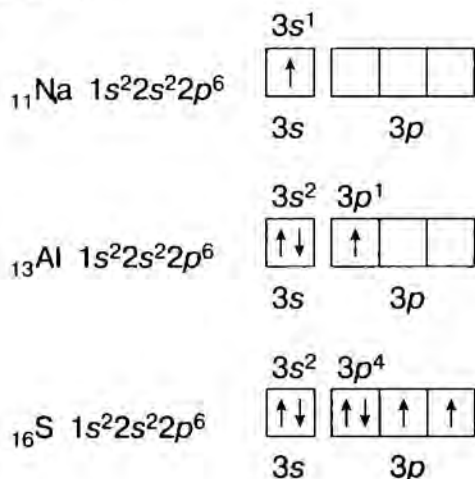
на металічні, розмежованих неактивними інертними елементами.

Така залежність між розміщенням елемента у періоді і властивостями утворених ним речовин є загальною для всіх періодів з тією лише різницею, що у малих періодах ці зміни настають швидше, ніж у великих.

Ви вже знаєте, що крім розміщення в горизонтальних рядах—*періодах*, елементи входять до складу вертикальних стовпчиків — *груп*. Розглянуті раніше властивості природних родин лужних елементів, галогенів та інертних елементів дають вам змогу самостійно зробити висновок, що найактивніші метали розміщені у групі під номером I, тобто на початку періодів, а найактивніші неметали — у групі під номером VII, тобто в кінці періодів. Інертним елементом VIII групи закінчується кожний період.

Якщо провести уявну лінію через елементи Берилій, Алюміній, Германій, Станум, Стибій, Плюмбум, Полоній, яка поділить періодичну систему на 2 частини, то верхня права частина міститиме неметали, нижня ліва — метали, а елементи, що утворюють лінію поділу, — це металічні елементи з амфотерними властивостями оксидів та гідроксидів. Отже, залежно від того, в якій частині періодичної системи розміщений елемент, його сполуки виявляють або оснóвні, або кислотні, або амфотерні хімічні властивості.

На основі сучасної теорії будови атома вчені пояснюють, що характер хімічних властивостей та його зміна у періодах перебуває в залежності від зміни будови електронних оболонок атомів. Щоб зрозуміти, які відмінності у будові електронних оболонок зумовлюють послаблення металічних та посилення неметалічних властивостей, порівняємо електронні формули атомів елементів, з гідратами оксидів яких було проведено лабораторний дослід.



Як бачимо, за кількістю енергетичних рівнів атоми Натрію, Алюмінію та Сульфуру відмінностей не мають. Однак у кожному з них різне число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, яке із збільшенням порядкового номера елемента зростає. Робимо висновок, що

причиною послаблення металічних та посилення неметалічних властивостей елементів одного періоду є зростання числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Отже, 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 і доводять, що він є фундаментальним законом природи.



СТОРИНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Лабораторний дослід 10. Дослідження характеру гідратів оксидів Натрію, Алюмінію, Сульфуру

Для його проведення вам знадобляться: натрій гідроксид, алюміній гідроксид (свіжовиготовлений), сульфатна кислота, індикатори, пробірки, штатив для пробірок.

1. Здійсніть експериментальну перевірку характеру натрій гідроксиду. Для цього у 2 пробірки налейте по 1 мл розчину натрій гідроксиду та додайте по кілька крапель індикатору лужного середовища, наприклад фенолфталеїну. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, у другу — додайте трохи порошку магній гідроксиду. Стежте за зміною кольору індикатору в обох пробірках. В якій пробірці відбулася зміна кольору індикатору? Про що це свідчить?

2. Добудьте алюміній гідроксид з розчину його солі, подіавши на нього невеликою кількістю розчину лугу. Добутий осад розділіть на 2 пробірки. В одну долийте розчину лугу до повного зникнення осаду, а в другу — хлоридної чи іншої кислоти (теж до повного зникнення осаду). Поясніть, чому в обох пробірках осаду не стало.

3. Налийте у 2 пробірки по 1 мл розчину сульфатної кислоти та додайте до них по кілька крапель індикатору кислого середовища, наприклад лакмусу. В одну з пробірок долийте розчину лугу, а у другу — розчину іншої кислоти і спостерігайте за змінами кольору індикатору. Поясніть результати спостереження.

Опишіть результати спостережень у робочому зошиті, запишіть рівняння проведених реакцій.

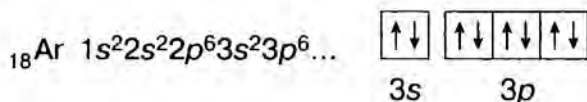
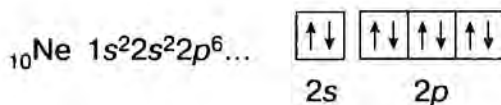
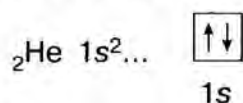
Який характер (основний, кислотний чи амфотерний) мають досліджені вами гідрати оксидів?

- Періодична повторюваність властивостей елементів у періодах є наслідком періодичного повторення схожої будови електронних оболонок атомів.
- Хімічна схожість елементів однієї підгрупи — результат однакової будови зовнішніх енергетичних рівнів їх атомів.
- У періодах металічні властивості елементів та їх сполук послаблюються, а неметалічні — посилюються. Тому, чим ближче до початку періоду розміщений елемент, тим сильніше в нього виражені металічні властивості.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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



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

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Чим ви поясните, що Натрій, порівняно з Магнієм, сильніше виражає металічні властивості?
2. Гідрат якого оксиду — CO_2 чи N_2O_5 — має сильніше виражені кислотні властивості? Відповідь обґрунтуйте.

3. Порівняйте в елементів третього періоду металічні і неметалічні властивості простих і складних речовин, форми оксидів і гідратів оксидів, валентність елементів у них. Чи відповідають результати вашого порівняння висновку, що в межах одного періоду відбувається поступовий перехід від металічних властивостей хімічних елементів та їх сполук до неметалічних?

4*. За місцем у періодичній системі хімічних елементів з порядковими номерами 52 і 56 спрогнозуйте хімічний характер їх оксидів та підтвердьте його відповідними рівняннями реакцій.

§ 37. Характеристика хімічних елементів за їх місцем у періодичній системі та будовою атома

Як ви вже з'ясували, не існує жодного елемента, який би займав випадкове місце у періодичній системі. (Місце Гідрогену і в I, і в VII групі обґрунтовано подібністю будови електронної оболонки атома Гідрогену з атомами елементів головних підгруп цих груп.) Закономірним є те, що кожному елементу відповідає тільки одне чітко визначене місце в періодичній системі і на кожне місце в ній може претендувати лише один хімічний елемент.

Що означає для елемента його місце у періодичній системі. Після вивчення будови атома ви зрозуміли, що місце елемента у періодичній системі — не просто пронумерована клітинка, закріплена за хімічним елементом на підставі значень його відносної атомної маси та заряду ядра атома.

Для кожного хімічного елемента місце у періодичній системі відображає сукупність основних його властивостей, взятих не відірвано від відповідним чином розміщених інших елементів, а в тісному закономірному зв'язку з ними.

Звідси й назва таблиці не випадково містить слово «система». Як вам відомо з природознавства та фізики, система — це єдине ціле, що складається із взаємопов'язаних частин. У разі вилучення однієї з частин цілісність системи втрачається. (Пригадайте, щоб цілісність періодичної системи не порушилася, у розміщенні елементів 4 рази відійшли від принципу її побудови за зростанням атомних мас.)

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

План характеристики хімічного елемента за місцем у періодичній системі та будовою атома. Щоб якомога повніше охопити інформацію про хімічний елемент, варто дотримуватися плану характеристики, відображеного в таблиці 9.

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

№ пор.	Основні характеристики	Підпункти характеристики
1	Місце елемента у періодичній системі	а) порядковий номер (протонне число) б) відносна атомна маса в) період, ряд г) група, підгрупа
2	Будова атома	а) число протонів, нейтронів, заряд ядра б) число електронів, заряд електронної оболонки атома в) число енергетичних рівнів г) електронна, графічна електронна формули атома г) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, у тому числі і неспарених д) завершений чи незавершений зовнішній енергетичний рівень, скільки електронів не вистачає до завершення
3	Хімічний характер елемента та утворених ним речовин	а) до металічних чи неметалічних елементів належить елемент б) формула оксиду і відповідного йому гідрату оксиду в) хімічний характер зазначених оксиду та гідрату оксиду, приклади рівнянь реакцій г) формула леткої сполуки з Гідрогеном (для неметалів), валентність елемента в ній
4	Порівняння хімічного характеру елемента з властивостями сусідніх елементів	а) порівняння у періоді б) порівняння у підгрупі

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

1. Місце у періодичній системі. Порядковий номер 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. Ізотоп ^{15}P містить 16 ($31 - 15 = 16$) нейтронів. У складі електронної оболонки є 15 електронів із сумарним зарядом -15, розміщених на трьох енергетичних рівнях. Електронна формула атома — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Графічна електронна формула:

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

Розв'язання

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

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

$$\text{звідси } 2 \cdot A_r(R) = 102 - 48 = 54; A_r(R) = 54 : 2 = 27.$$

В і д п о в і д ь: знаходимо у періодичній системі елемент з відносною атомною масою 27. Це — Алюміній, формула його гідрату оксиду — $Al(OH)_3$.

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

Розв'язання

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

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

В і д п о в і д ь: елемент з відносною атомною масою 80 — Бром.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Схарактеризуйте Магній за місцем елемента у періодичній системі та будовою атома.

2. Укажіть пару порядкових номерів елементів, вищі оксиди яких взаємодіють між собою. Відповідь підтвердьте рівнянням реакції:

а) 11 і 16; б) 3 і 12.

3. За місцем елементів у періодичній системі вкажіть, який елемент має більш виражені неметалічні властивості: а) Сульфур чи Хлор; б) Оксиген чи Сульфур.

4. Який хімічний характер має оксид елемента з порядковим номером 34? Відповідь поясніть.

5*. Елемент утворює з Гідрогеном летку водневу сполуку, формула якої H_2R . Про який елемент йдеться, якщо відомо, що його атом має на три енергетичних рівні більше, ніж найпоширеніший у природі елемент?

§ 38. Значення періодичного закону

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 за-

кону здобули наукове пояснення відомі факти щодо подібності властивостей та форм речовин, було встановлено взаємозв'язок понять *хімічний елемент* і *проста речовина*. Після відкриття періодичного закону стало реальним наукове прогнозування існування невідомих елементів та їх відкриття.

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

Як вам відомо, за ознаку класифікації всіх елементів, а не лише подібних за властивостями та формами їх сполук, Менделєєв обрав атомну масу. Проте на той час практично кожен шостий елемент мав неточно, а то й неправильно визначене значення атомної маси. І якби не відкриття періодичного закону, то невідомо, як довго б ця невідповідність існувала в науці. Зокрема, вважалось, що відносна атомна маса Берилію дорівнює 13,5. З таким її значенням елемент мав би зайняти у періодичній таблиці не четверту, а шосту клітинку, що призвело б до порушення періодичності. Дійсно, тоді двовалентний металічний елемент Берилій розмістився б між неметалами — 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 і підтвердили істинність припущення вченого.

Підтвердження передбачень Д. І. Менделєєва свідчить про прогностичну роль періодичного закону. Нині межі дії закону — весь 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 Дмитром Івановичем. Та після відкриття радіоактивності і винайдення способів одержання ізотопів розпочався новий етап у перевірці передбачень на основі періодичного закону. На сьогодні відкрито вже 115 хімічних елементів і синтез нових елементів триває.

Відображаючи природний взаємозв'язок між елементами, періодичний закон поклав початок сучасному природознавству, з'ясуванню фізиками причини періодичності. Закон став провідним у хімії та фізиці, спираючись на нього, вчені відкрили хімічні елементи, для яких Д. І. Менделєєв залишив пусті клітинки у таблиці. Так з'явився новий напрям досліджень — відкриття елементів, що не існують у природі. І що особливо важливо — для всіх знайшлися місця у періодичній системі.

Періодичний закон сприяє розвитку методів пізнання природи. Такі загальні закони розвитку природи, як єдність і боротьба протилежностей (на прикладі існування в атомі позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів), перехід кількісних змін в якісні (число електронів на зовнішньому енергетичному рівні у кожного наступного елемента періодичної системи збільшується, що зумовлює появу нового елемента), знаходять підтвердження завдяки періодичному закону.

Істотною особливістю періодичного закону є те, що на відміну від інших фундаментальних законів природи у нього не існує кількісного виразу, тобто він не може бути записаним у вигляді математичної формули чи якогось рівняння. Але це єдиний закон, що має графічне відображення у вигляді таблиці 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.

Отже, нині періодичний закон і періодична система завдяки своїм застосуванням у науці і практиці вийшли за межі хімії. І де б вам у майбутньому не довелося працювати, які б галузі природознавства ви не досліджували, періодичний закон стане орієнтиром у пізнанні і перетворенні природи.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Періодичний закон — це один із основних законів природи, він має наукове та практичне значення для багатьох галузей знань.
- Періодичний закон відображає зв'язок усіх хімічних елементів, зумовлений внутрішньою будовою їх 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.

1. На конкретних прикладах розкрийте, як завдяки періодичному закону уточнювалися відносні атомні маси хімічних елементів, відкривалися нові елементи.

2. Поясніть, чому періодичний закон належить до фундаментальних законів природи.

3. Як ви розумієте вислів: «Створивши вчення про періодичність, Менделєєв набагато випередив час»?

4*. Користуючись різними інформаційними джерелами, підготуйте повідомлення про відкриття нових хімічних елементів.

§ 39. Життя та наукова діяльність Д. І. Менделєєва

Дмитро Іванович Менделєєв (1834—1907) — російський учений, член-кореспондент Петербурзької Академії наук (з 1876 р.), народився в російському місті Тобольську в багатодітній сім'ї директора Тобольської гімназії Івана Павловича та Марії Дмитрівни Менделєєвих. Сім'я рано залишилася без батька, і всі турботи про виховання та навчання дітей лягли на плечі матері.



Дмитро Іванович
Менделєєв

Роки навчання Д. І. Менделєєва. Навчаючись у гімназії, Менделєєв виявляв небиякий інтерес до природничих наук, тому після її закінчення у 1850 р. вступив до природничо-математичного факультету Петербурзького педагогічного інституту.

Його вчителями були відомі вчені — хімік Олександр Воскресенський, фізик Емілій Ленц, математик Михайло Остроградський, біолог Федір Брандт, яким Менделєєв завдячував чудовою підготовкою з природничих наук. Інститут Дмитро Іванович закінчив у 1855 р. із золотою медаллю та отримав диплом старшого вчителя.

Педагогічна діяльність Д. І. Менделєєва. Педагогічну діяльність Менделєєв розпочав на посаді вчителя природознавства, але вже у 23 роки став викладачем Петербурзького університету.

Молодий учений продовжував наукові дослідження стану і властивостей речовин. У 1859 р. він поїхав до Німеччини у дворічне наукове відрядження, де багато часу приділяв хімічному експерименту. Зокрема, Дмитро Іванович досліджував властивості газів і довів, що за певної температури всі гази можна перетворити на рідини.

Повернувшись до Петербурга, Менделєєв продовжував наукову й педагогічну діяльність в університеті. Його дослідження

розчинів стосувалися утворення нестійких сполук розчиненої речовини з розчинником. Узагальнені результати численних експериментів з вивчення властивостей розчинів він виклав у докторській дисертації. Відразу після її захисту Дмитра Івановича було обрано професором Петербурзького технологічного університету. Там він читав лекції майже з усіх розділів хімії — теоретичної, органічної, технічної, аналітичної. Він був першим російським ученим, який написав підручник з органічної хімії. А його підручник «Основи хімії» визнано фундаментальним підручником для вищих навчальних закладів, у якому вперше неорганічна хімія трактувалася з точки зору періодичного закону. Підручник упродовж майже 80 років неодноразово перевидавався, в тому числі й іноземними мовами.

Відкриття періодичного закону — науковий результат діяльності Д. І. Менделєєва. Прагнення об'єднати розрізнені хімічні знання у певну систему наштовхнуло Д. І. Менделєєва у 60-ті роки XIX ст. на пошук спорідненості всіх хімічних елементів. Оскільки про будову атома на той час не було відомо, вчений значну увагу приділяв зіставленню атомних мас, порівнянню елементів та їх сполук, а результати цієї теоретичної й експериментальної роботи оприлюднював на наукових зібраннях у різних країнах. Так Дмитро Іванович наближався до відкриття у 1869 р. періодичного закону й створення періодичної системи хімічних елементів.

Своє найбільше відкриття — періодичний закон — Менделєєв зробив у віці 35 років. Цим відкриттям він набагато випередив свій час. Періодична система швидко стала необхідним інструментом у хімічних дослідженнях, вона незмінно займає почесне місце на стіні кожної хімічної лабораторії, на робочому місці всіх, причетних до вивчення хімії.

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

Учений досліджував розчини і розробив теорію розчинів, винайшов один з видів бездимного пороху, розробив способи використання добрив у сільському господарстві і зрошування посушливих земель. Вивчивши склад нафти, Д. І. Менделєєв винайшов нові способи її переробки і виділення з неї речовин, які можна використовувати для виробництва промислових товарів. Він виступав проти використання нафти лише як палива.

У серпні 1887 р. 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 і успішно приземлився.

Д. І. Менделєєв уболівав за розвиток держави, переймався проблемами поліпшення добробуту її народу. Як патріот і високоосвічена людина він розумів, що у поліпшенні рівня життя народу важлива роль належить освіті. Тому Дмитро Іванович був активним учасником зібрань, присвячених обговоренню питань освіти, підготовки вчителів, створення навчальних закладів, написання підручників. В усі часи він відстоював інтереси студентства, захищав нові ідеї та допомагав молодим науковцям втілювати їх у життя.

Професор Д. І. Менделєєв був улюбленим викладачем студентів-хіміків. Послухати його лекції приходили студенти і викладачі з різних факультетів, навіть ті, які не вивчали хімію,— щоб знайти для себе багато повчального й цікавого.

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

Завдяки активній науковій і громадській діяльності Дмитро Іванович багато подорожував, побував у різних куточках планети. Але його не залишала думка, яка хвилювала багатьох природодослідників того часу,— освоєння просторів Північного Льодовитого океану. Талановитий вчений розробив план освоєння Арктики і запропонував проект льодоходу.

Дмитро Іванович Менделєєв розумівся на образотворчому мистецтві, тому допомагав художникам влаштовувати виставки картин, брав участь в обговоренні творів мистецтва. У його бібліотеці зберігалися цінні колекції репродукцій картин, визнаних світовими шедеврами.

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

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

Д. І. Менделєєв брав активну участь у створенні Київського політехнічного інституту (нині Університет «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 навчально-



Мал. 25.
Пам'ятник
Д. І. Менделєєву
на території Університету
«Київський політехнічний
інститут»

го закладу. За наукові заслуги та сприяння становленню і розвитку університету біля центрального входу до будівлі хімічного факультету зведено пам'ятник видатному вченому.

Визнання заслуг ученого. Заслуги Д. І. Менделєєва здобули загальне визнання ще за його життя. Він був обраний почесним членом майже всіх академій Європи й Америки, багатьох учених спільнот, наукових установ і навчальних закладів різних країн світу. Його науковий титул налічує майже 130 назв. На знак визнання заслуг видатного російського вченого добутий у 1955 р. американськими дослідниками радіоактивний елемент з протонним числом 101 назвали Менделєвій.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Дмитро Іванович Менделєєв — видатний вчений, талановитий педагог, патріот своєї вітчизни.
- Життя та діяльність Д. І. Менделєєва є прикладом наполегливості, цілеспрямованості у вирішенні наукових проблем.
- В усьому світі високо цінують наукову спадщину Д. І. Менделєєва.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Схарактеризуйте основні етапи життя та діяльності Д. І. Менделєєва.
2. Які факти та події життя вченого доводять, що він був людиною з широким світоглядом?
- 3*. Користуючись різними інформаційними джерелами, підготуйте додаткове повідомлення про життя та діяльність Дмитра Івановича Менделєєва.

Цією темою закінчується вивчення хімії у 8 класі. Матеріал теми дає змогу:

- з'ясувати, як і чому атоми сполучаються один з одним;
- узагальнити знання про якісний та кількісний склад речовин на рівні будови їх структурних частинок — атомів, молекул, йонів;
- розширити хімічні знання завдяки поняттям *електронегативність, кристалічна ґратка, ступінь окиснення*;
- зрозуміти, що властивості речовин залежать не лише від складу, а й від просторового розміщення структурних частинок речовини в кристалі.

Після вивчення теми ви зможете:

- самостійно наводити приклади сполук із ковалентним та йонним хімічним зв'язком;
- пояснювати, як утворюється хімічний зв'язок та що відбувається при сполученні атомів;
- обґрунтовувати електронну природу ковалентного неполярного, ковалентного полярного та йонного зв'язків;
- визначати ступені окиснення атомів елементів у сполуках за їх формулами;
- складати хімічні формули речовин з урахуванням електронегативності й ступеня окиснення атомів;
- пояснювати та прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку і типу кристалічної ґратки.

§ 40. Поняття про хімічний зв'язок та електронегативність елементів

У вільному стані атоми в природі трапляються доволі рідко. Як приклад можна навести одноатомні молекули інертних газів гелію, неону, аргону, криптону, незначні кількості яких входять до складу повітря. Існують речовини, молекули яких утворюються з двох чи кількох атомів одного елемента. До них належать водень H_2 , кисень O_2 , озон O_3 , хлор Cl_2 , азот N_2 . Та утворення більшості речовин відбулося з атомів різних хімічних елементів. (*Пригадайте оксиди, основи, кислоти, солі, органічні речовини.*)

Хімічна взаємодія, внаслідок якої відбувається сполучення атомів з утворенням нових речовин, була предметом роздумів багатьох поколінь учених. На основі знань про будову атома у ХХ ст. було введено поняття **хімічного зв'язку**.

Хімічний зв'язок — це зв'язок між атомами, що забезпечує існування речовин з чітко визначеним складом.

Електронна природа хімічного зв'язку. В утворенні хімічного зв'язку головну роль відіграють *неспарені електрони*, які дістали назву *валентних електронів*. Ядро атома при цьому залишається без змін.

Вам відомо, що в результаті хімічних реакцій утворюються нові речовини. З теорії хімічного зв'язку випливає ще один важливий наслідок — досягнення атомами завершеності зовнішніх енергетичних рівнів. Як ви вже знаєте, завершеним зовнішнім енергетичним рівнем називається енергетичний рівень з 8 електронів (для Гідрогену та Гелію — з двох). Виходячи з цього, існує правило октету (латинською мовою *окто* — вісім):

елементи втрачають або набувають електрони для того, щоб мати на зовнішньому енергетичному рівні 8 електронів.

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

Отже, хімічні реакції відбуваються в напрямі утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня або як його ще називають — *зовнішнього електронного шару*.

Усі хімічні реакції супроводжуються руйнуванням одних хімічних зв'язків та утворенням інших.

Кількість атомів одного елемента, що сполучається з атомами іншого елемента, не довільна, а чітко визначена. Причина цих обмежень криється в розподілі електронів в електронній оболонці атома, кількості неспарених електронів та їх здатності утворювати *спільні електронні пари*. Так, в атомі Гідрогену

1 неспарений електрон: $1s^1$ $\boxed{\uparrow}$. Тож Гідроген здатний утворювати одну спільну електронну пару з будь-яким іншим атомом.

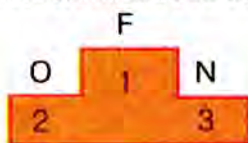
В атомі Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні п'ять електронів, але неспарених серед них три: $2s^2 2p^3$ $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$, тому кількість спільних електронних пар, до утворення яких здатний Нітроген, теж три.

Зауважимо, що число неспарених електронів в атомі неметалу можна визначити відніманням від восьми номера групи, до якої входить елемент. Наприклад, Нітроген — неметалічний елемент V групи, тому $8 - 5 = 3$.

При утворенні спільної електронної пари двома атомами різних хімічних елементів один з них притягує її сильніше, ніж інший. Тому для розуміння змісту хімічного зв'язку між атомами різних хімічних елементів введено таке поняття, як **електронегативність**.

Електронегативність — умовна величина, яка характеризує здатність атома в сполучі притягувати до себе електрони.

За одиницю електронегативності прийнято електронегативність Літію, і з нею порівнюють електронегативності інших атомів. 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. Тому, з яким би атомом він не утворив спільну електронну пару, вона зміщуватиметься ближче до Флуору. Отже, Флуор — своєрідний чемпіон серед елементів за електронегативністю, друге місце посідає Оксиген, а третє — Нітроген. «П'єдестал» цих чемпіонів з електронегативності такий:



Періодична залежність поширюється і на електронегативність: у кожному періоді електронегативність атомів зі збільшенням заряду ядра зростає, а в кожній головній підгрупі — спадає.

Розмістивши хімічні елементи за зменшенням величини їх електронегативності в один ряд, дістанемо ряд електронегативності:

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

Знаючи електронегативність атомів елементів, можна передбачити, до якого атома зміщуватимуться електрони, які утворили спільну пару.

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Хімічний зв'язок — це взаємодія, завдяки якій утримуються разом структурні частинки речовини.
- Завдяки утворенню хімічних зв'язків досягається завершеність зовнішнього енергетичного рівня атома.
- Електронегативність характеризує здатність атома в спо-

луці притягувати електрони; найбільшу електронегативність має Флуор.

- Електронегативність зростає: в межах періоду зліва направо, а в головних підгрупах — знизу вгору.



СТОРІНКА ЕРУДИТА

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

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 всередині. 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 і одного п'ятикутника.

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

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

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Сформулюйте визначення: а) хімічного зв'язку; б) валентних електронів; в) електронегативності; г) завершеного енергетичного рівня.

2. В якій з молекул: а) кисню; б) води; в) водню; г) хлороводню спільні електрони будуть зміщені до одного з атомів і чому?

3. 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.

4. Укажіть, до атома якого елемента будуть зміщені електронні пари у випадку утворення сполук з атомів: а) Нітрогену й Оксигену; б) Нітрогену і Гідрогену; в) Нітрогену і Літію.

5. Розмістіть хімічні елементи за зростанням їх електронегативності:

Алюміній, Сульфур, Літій, Карбон, Оксиген, Нітроген, Гідроген.

6*. Поясніть, чому електронегативність атомів інертних елементів дорівнює нулю.

§ 41. Хімічний зв'язок і будова електронних оболонок атомів

Завершеності зовнішнього енергетичного рівня атоми досягають кількома способами.

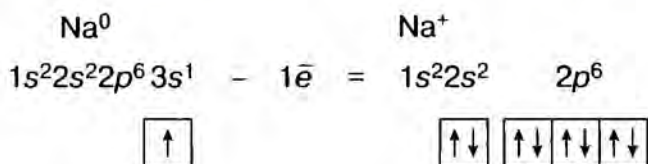
Способи утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня. Атоми можуть *досягти завершеності* зовнішнього енергетичного рівня, *віддаючи* або *приєднуючи* електрони.

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

Приклад 1. Атом Натрію, електронна формула якого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, віддає $1\bar{e}$ і стає частинкою, що зберегла в ядрі 11 протонів, але в електронній оболонці має відтепер 10 електронів і завершений зовнішній енергетичний рівень. Рівновага зарядів порушилася, електронейтральність атома втрачена, натомість утворилася частинка з позитивним зарядом +1. Як ви вже знаєте, це йон, а оскільки він позитивно заряджений, то називається катіоном.

Частинки, на які перетворюються атоми, віддаючи або приєднуючи електрони, називаються йонами.

Розглянуту інформацію про Натрій запишемо у такій формі:



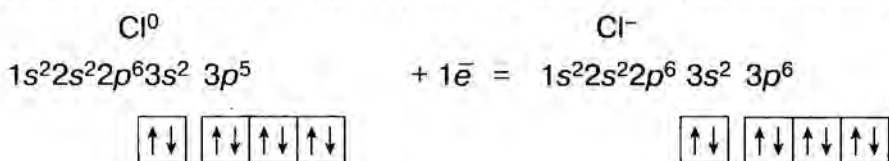
Як бачимо, йон Натрію має іншу будову електронної оболонки, ніж його нейтральний атом. У нього не 11, а 10 електронів і не три, а два енергетичних рівні. До того ж зовнішній рівень **завершений**. Тож робимо висновок, що, віддаючи електрон, катіони можуть досягти завершеності зовнішнього електронного шару лише з тією різницею, що статусу завершеного електронного шару рівня набуває передостанній енергетичний рівень електронної оболонки атома.

Завершеність зовнішнього енергетичного рівня може бути досягнута за рахунок віддачі електронів.

Приклад 2. Як було з'ясовано, в атома Хлору, електронна формула якого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, на зовнішньому енергетично-

му рівні міститься 7 електронів. Для того щоб він став завершеним, не вистачає лише $1\bar{e}$. Тож атом Хлору приєднує $1\bar{e}$ і стає частинкою з 17 протонами в ядрі, але в електронній оболонці має вже 18 електронів — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Рівновага зарядів електронейтрального атома порушилася, натомість утворилася частинка з негативним зарядом -1 . Як ви вже знаєте, це теж **йон**, а оскільки він негативно заряджений, то це — **аніон**.

Як і для Натрію, скористаємося іншою формою запису:



Внаслідок приєднання одного електрона третій енергетичний рівень аніона Хлору став завершеним.

Завершеність зовнішнього енергетичного рівня атома може бути досягнута за рахунок приєднання електронів.

Для кращого розуміння перетворення незавершених енергетичних рівнів на завершені шляхом віддачі та приєднання електронів пригадаємо електронну будову атомів металічних елементів третього періоду — Натрію, Магнію, Алюмінію та неметалічних елементів цього ж періоду — Сульфуру, Хлору, Аргону. Опрацювавши таблицю 10, зробимо висновок про будову зовнішнього енергетичного рівня (електронного шару) кожного з них.

Перші три хімічних елементи є металічними, останні три — неметалічними. Чи існує відмінність у будові зовнішніх енергетичних рівнів металічних та неметалічних елементів? Як бачимо, число електронів на зовнішньому електронному шарі в атомах металічних елементів невелике (менше половини, ніж у завершеного 8-електронного шару). У неметалічних елементів Сульфуру і Хлору навпаки — зовнішній електронний шар містить більше половини електронів, ніж у завершеного восьмиелектронного шару. Тому, сполучаючись між собою, атоми металів віддають електрони, а неметалів — приєднують.

Приєднання електронів атомом та їх віддавання іншим атомам пов'язані зі зміною запасу енергії електронів. Атомам, які на зовнішньому енергетичному рівні мають мало електронів, енергетично вигідніше їх віддати, ніж приєднати в кількості, необхідній для утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня.

Існує ще один спосіб досягнення завершеності зовнішнього енергетичного рівня — атоми не віддають і не приєднують електрони, а утворюють *спільні електронні пари*.

Будова електронних оболонок атомів деяких хімічних елементів третього періоду

Хімічний елемент	Заряд ядра	Електронна формула	Графічна електронна формула зовнішнього шару	Електронів на зовнішньому енергетичному рівні	
				всього	не вистачає до завершення
Натрій	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ \uparrow $3p$ \square \square \square	1	7
Магній	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ \square \square \square	2	6
Алюміній	+13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ \uparrow \square \square	3	5
Сульфур	+16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	6	2
Хлор	+17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	7	1
Аргон	+18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	8	0



Завдання. Проаналізуйте, як змінюється будова зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів другого періоду зі збільшенням заряду ядра атома та поясніть, яким чином досягають завершеності зовнішнього енергетичного рівня перший та передостанній хімічні елементи цього періоду.

(Для виконання завдання оформіть таблицю на зразок тієї, що міститься у параграфі.)

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Утворення хімічного зв'язку пов'язане зі змінами в електронних оболонках атомів.
- В атомі на зовнішньому енергетичному рівні може міститися від 1 до 8 електронів.
- Віддаючи чи приєднуючи електрони, атоми перетворюються на йони — катіони та аніони.
- У йонів, на відміну від електронейтральних атомів, зовнішні енергетичні рівні завершені.
- В елементів перших трьох періодів утворення хімічного зв'язку відбувається за участю валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня, внаслідок чого змінюються склад і будова електронних оболонок.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Як зміниться електронна оболонка атома Алюмінію, якщо його атом віддасть 3 електрони?

2. Як зміниться електронна оболонка атома Сульфуру, якщо його атом приєднає 2 електрони?

3. Виконуючи завдання, учень написав, що під час реакції атом Нітрогену приєднав 4 електрони. Якої помилки він припустився?

4*. Чому Гелій, незважаючи на те, що має лише 2 електрони, належить до інертних хімічних елементів?

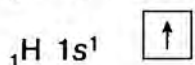
§ 42. Ковалентний зв'язок, його види

Зміст ковалентного зв'язку. Ще одним способом досягнення завершеності зовнішнього енергетичного рівня електронної оболонки атома є утворення спільних електронних пар, що належать обом атомам. Такий спосіб характерний для речовин, молекули яких складаються з атомів неметалів.

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 Гідрогену стала завершеною, потрібний ще один електрон. Тож два атоми утворюють одну спільну електронну пару. (Відомо, що спільні електронні пари утворюються у разі, коли неспарені електрони мають різний напрям обертання навколо своєї осі.) При наближенні двох атомів Гідрогену до певної відстані відбувається перекривання їх s -орбіталей. Цей процес супроводжується виділенням енергії та утворенням спільної електронної пари, що одночасно належить обом атомам. Область перекривання електронних хмар має підвищену електронну густину, тому до неї притягуються позитивно заряджені ядра обох атомів. В міру їх наближення починають діяти сили відштовхування (однойменно заряджені частинки відштовхуються, різнойменно заряджені — притягуються). На певній відстані ці сили врівноважуються, ядра і електрони утворюють єдину стійку систему. Так утворюється молекула, формула якої H_2 (мал. 26).



Мал. 26.

Схема утворення молекули водню

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

Оскільки хімічний зв'язок утворився між атомами одного хімічного елемента, електронегативність яких однакова, то ядра обох атомів не відрізняються впливом на спільну електронну пару. Тому вона рівновіддалена від центрів ядер обох атомів і не зміщується в бік одного з них. Це передають за допомогою **електронної формули молекули**, в якій записують символи хімічних елементів та позначають крапками електрони зовнішнього енергетичного рівня $\text{H} : \text{H}$.

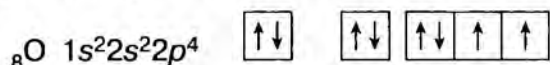
Електронна формула молекули — це запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та крапок, що позначають електрони зовнішнього енергетичного рівня.

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

Ковалентним неполярним зв'язком називається зв'язок за допомогою спільних електронних пар, які рівновіддалені від ядер обох атомів.

Приклад 2. Утворення молекули кисню O_2 .

Молекула кисню, як і молекула водню, складається з двох атомів одного хімічного елемента. Хімічний елемент Оксиген має таку будову електронної оболонки атома:

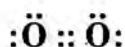


Як бачимо, на зовнішньому енергетичному рівні міститься 6 електронів і серед них є два неспарені. До утворення стійкого 8-електронного зовнішнього енергетичного рівня не вистачає ще двох електронів. Їх атом отримує, утворивши дві спільні електронні пари з іншим атомом Оксигену. В такий спосіб досягається завершеність зовнішніх енергетичних рівнів обох атомів Оксигену.

Зверніть увагу — в молекулі водню атоми Гідрогену досягли утворення зовнішнього енергетичного рівня інертного елемента Гелію. Атоми Оксигену в молекулі кисню мають електронні оболонки, що є в інертного хімічного елемента Неону, яким завершується другий період.

Покажемо утворення молекул за допомогою ковалентного зв'язку схематично (мал. 27).

Зв'язок атомів Оксигену у молекулі кисню теж *ковалентний неполярний*, і його можна позначити такою *електронною формулою молекули кисню*:



Інколи в електронних формулах, щоб підкреслити, що до виникнення зв'язку неспарені електрони належали різним атомам, один електрон спільної пари електронів позначають крапкою, а другий — хрестиком.

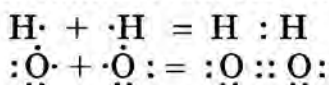


Мал. 27.

Моделі ковалентного зв'язку в молекулах деяких речовин:

a — води; *б* — азоту; *в* — кисню; *г* — хлороводню

Користуючись позначеннями, прийнятими для електронних формул молекул, утворення молекул водню та кисню можемо відобразити такими записами:



Замінивши кожен спільну пару електронів в електронній формулі на риску, дістанемо **структурні формули**: $\text{H} - \text{H}$ та $\text{O} = \text{O}$. Одна риска позначає одну одиницю валентності.

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

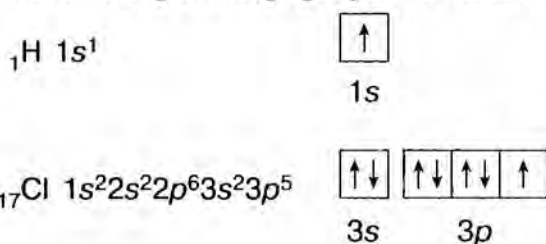
Утворення ковалентного полярного зв'язку. Розглянемо, як утворюється ковалентний зв'язок між різними атомами.

Приклад 3. Утворення молекули хлороводню HCl .

Молекула хлороводню, як і молекули водню та кисню, складається з двох атомів. Проте її атоми мають різну електронегативність. Зверніть увагу на розміщення Гідрогену та Хлору у ряді електронегативності (с. 183) і ви побачите, що Хлор розміщений на початку ряду четвертим, тоді як Гідроген — майже посередині.

Чим більше віддалені елементи в ряді електронегативності один від одного, тим більша різниця в їх здатності притягувати спільні електрони.

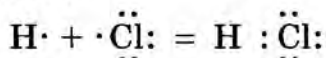
Користуючись цим правилом, робимо висновок, що у сполуці Гідрогену й Хлору електрони будуть зміщені в бік більш електронегативного атома Хлору. Перш ніж розглянути, як між ними утворюється хімічний зв'язок, нагадаємо електронні та графічні електронні формули атомів цих елементів:



Незважаючи на те, що в атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні перебуває $7\bar{e}$, спільних електронних пар з Гідрогеном один його атом може утворити лише одну (по числу неспарених електронів). Цим самим Гідроген досягне утворення завершеного зовнішнього енергетичного рівня інертного хімічного елемента Гелію, а Хлор — Аргону.

Утвориться молекула, в якій атоми зв'язані силою притягання різнойменно заряджених ядер атомів до негативно зарядженої області перекривання s -орбіталі Гідрогену і p -орбіталі

Хлору. Схематично її утворення та електронну формулу молекули можна передати так:



На схемі відображено зміщення спільної електронної пари у бік більш електронегативного Хлору.

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

Доведено, що утворення спільних електронних пар — процес енергетично вигідний, при цьому відбувається виділення енергії. Тому молекула більш енергетично стійка, ніж поодинокий атом, і наділена меншою енергією, ніж сума енергії атомів, що її утворюють. Ця енергія характеризує міцність хімічного зв'язку. Відтепер, щоб роз'єднати атоми, необхідно затратити стільки ж енергії, скільки її виділилося під час утворення хімічного зв'язку.

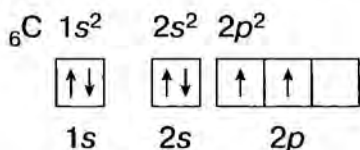
ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Зв'язок за допомогою спільних електронних пар називається ковалентним зв'язком.
- У сполуках з ковалентним зв'язком електрони спільних пар належать обом атомам. У такий спосіб досягається завершеність їх зовнішніх електронних шарів.
- Розрізняють неполярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари рівновіддалені від ядер обох атомів) і полярний ковалентний зв'язок (спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного атома).



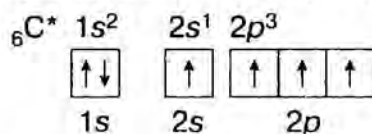
СТОРІНКА ЕРУДИТА

Метан — летка воднева сполука Карбону з Гідрогеном, що є основною складовою частиною природного газу, має формулу CH_4 . Згідно з електронною природою хімічних зв'язків для утворення в цій молекулі 4 зв'язків атом Карбону повинен мати 4 неспарених електрони. Пересвідчимося, наскільки це так, розглянувши графічну електронну формулу атома Карбону:



Як показує графічна електронна формула, неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні лише 2. Тоді як змогли утворити-

ся 4 ковалентних зв'язки? Їх утворення пояснюється здатністю атомів переходити з нормального стану в збуджений. Атом Карбону має вільну енергетичну комірку на зовнішньому енергетичному рівні. Тож утворенню молекули метану передував перехід одного s -електрона другого енергетичного рівня на підрівень p , де є вільна комірка:



За рахунок цього у збудженому стані (позначається зірочкою справа від символу верхнім індексом) атом Карбону має 4 неспарених електрони й відповідно утворює 4 спільні електронні пари.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Дайте визначення ковалентного зв'язку, наведіть приклади сполук з ковалентним полярним і ковалентним неполярним зв'язками.
2. Поясніть утворення: ковалентного неполярного зв'язку та ковалентного полярного зв'язку у наведених вами прикладах.
3. Складіть схеми утворення молекул азоту, легкої водневої сполуки Нітрогену, зазначте вид ковалентного зв'язку, число спільних електронних пар у кожній з них. Запишіть електронні формули молекул цих речовин.
- 4*. Користуючись рядом електронегативності, напишіть формулу бінарної сполуки Карбону із Сульфуром. Поясніть, як утворився хімічний зв'язок у цій сполуці, укажіть його вид.

§ 43. Йонний зв'язок. Кристалічні ґратки

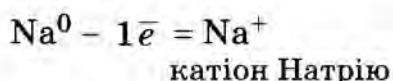
Відомо, що органічних речовин існує понад 10 мільйонів. До складу їх молекул входять неметалічні елементи — Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген та деякі інші. Хімічний зв'язок між їх атомами — *ковалентний*. Тож сполук з ковалентним хімічним зв'язком — більшість. Проте багато неорганічних речовин утворилося з атомів металічних і неметалічних елементів, наприклад оксиди, основи, солі. Хімічний зв'язок у цих сполуках не ковалентний, а **йонний**.

Поняття про йонний зв'язок. Утворення цього виду хімічного зв'язку теж підпорядковане правилу октету. Однак завершення зовнішніх енергетичних рівнів відбувається не шляхом утворення спільних електронних пар, а за рахунок *віддачі електронів* одними атомами та *приєднання* іншими.

Розглянемо утворення йонного зв'язку на прикладі натрій хлориду NaCl. Металічний елемент Натрій досягає завершення зовнішнього енергетичного рівня, віддаючи єдиний електрон, що міститься на третьому енергетичному рівні. Неметалічний елемент Хлор, навпаки, приєднує електрон, якого не вистачає до

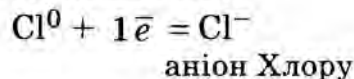
завершення зовнішнього енергетичного рівня. Таке пояснення цілком узгоджується з місцем цих елементів у ряді електронегативності.

Зважаючи на розміщення їх у цьому ряді, робимо висновок, що за здатністю притягувати електрони Натрій значно поступається Хлору. А оскільки зовнішній енергетичний рівень його атома далекий до завершеного 8-електронного, то для атома Натрію енергетично вигідніше віддати один електрон, ніж приєднати сім. Віддаючи один електрон, атом перетворюється на позитивно заряджений йон:

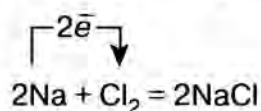


Порівняння будови нейтрального атома Натрію й позитивно зарядженого йона цього елемента, описане у § 41, вказує на спільну будову ядра, але різну будову їх електронних оболонок. Так, атом Натрію має три енергетичних рівні, у катіона їх два.

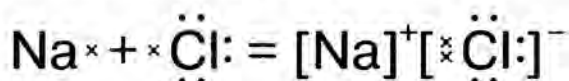
Хлор на відміну від Натрію має 7 електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Тож йому енергетично вигідно приєднати 1 електрон, а не віддавати 7 електронів. Маючи високу електронегативність, він настільки зміщує до себе валентний електрон атома Натрію, що той переходить на його електронну оболонку. Відтепер нейтральний атом Хлору перетворюється на негативно заряджений йон:



Запишемо рівняння взаємодії простих речовин натрію і хлору та позначимо перехід електронів у цій реакції:



Йони утримуються один з одним силами притягання, що завжди виникають між різнойменно зарядженими частинками. Skorиставшись умовним позначенням валентних електронів зовнішнього енергетичного рівня за допомогою крапок, зробимо запис, що відображає перехід електронів при утворенні йонного зв'язку між Натрієм та Хлором:



Між позитивно зарядженим катионом Натрію та негативно зарядженим аніоном Хлору утворюється міцний йонний зв'язок, речовина натрій хлорид за звичайних умов перебуває у твердому агрегатному стані.

За визначенням йонного зв'язку передбачається повний перехід електронів від менш електронегативного атома до атома з більшою електронегативністю. В дійсності ж абсолютно чистого йонного зв'язку не існує тому, що окремі атоми, з яких утворюється сполука, мають хоч і незначну, проте не нульову електронегативність. З 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 безоксигенових кислот, основним оксидам, основам. (Наведіть приклади відповідних сполук та їх формули.)

Різноманітність речовин за агрегатним станом. З природознавства та фізики вам відомо, що речовини можуть перебувати у різних агрегатних станах. (Пригадайте, яка відмінність між розміщенням структурних частинок речовини за різного агрегатного стану.) За звичайних умов більшість речовин перебуває у твердому агрегатному стані, хоча є й рідини (вода, сульфатна кислота, ацетон та інші), а також газуваті (кисень, амоніак, вуглекислий газ тощо). Знижуючи температуру, можна досягти переведення у твердий стан будь-якої рідкої чи газуватої речовини.

Твердому агрегатному стану речовин властивий певний порядок розміщення структурних частинок. Розміщуючись за певним порядком, частинки твердої речовини утворюють **кристали** (мал. 28).

Тривимірна система розміщення структурних частинок твердої речовини називається кристалічною ґраткою речовини.

Точки, в яких розміщуються структурні частинки кристала, дістали назву *вузли ґратки*.

Залежно від частинок, які перебувають у вузлах кристалічної ґратки, розрізняють **йонні, атомні, молекулярні** види ґраток.

Йонні кристалічні ґратки. Вони властиві речовинам, які утворені за рахунок йонного зв'язку. Розміщення йонів у них не хаотичне, а певним чином упорядковане. У вузлах йонних кристалічних ґраток перебувають катіони й аніони, розміщені по чергово. Так, напри-



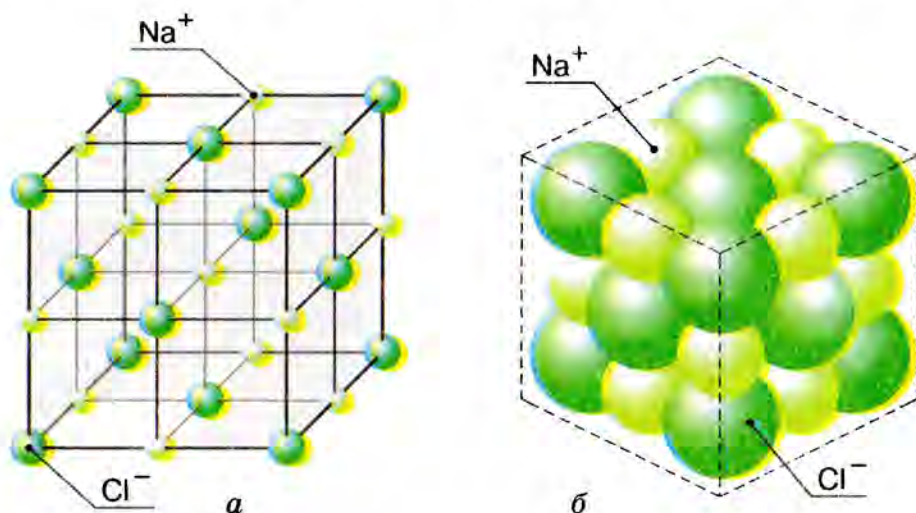
Мал. 28.
Кварц — кристалічна форма силіцій (IV) оксиду.

клад, у кристалі натрій хлориду кожний катіон Натрію оточують шість аніонів Хлору і навпаки (мал. 29).

Як видно з малюнка, 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.

Особливістю йонних сполук є те, що сили притягання в них діють однаково в усіх напрямках. Тому йони у вузлах кристалічної ґратки зв'язані міцно, речовини за кімнатної температури є твердими, а тепловий рух йонів дуже незначний. Проте нагрівання речовин до температури, вищої від їх температури плавлення, збільшує тепловий рух йонів, і йонний кристал плавиться — переходить у рідкий стан. Сили взаємодії між катіонами та аніонами у кристалі великі, тому потрібно багато енергії, щоб його розплавити, і ще більше, щоб перевести у пароподібний стан. Тому всі йонні сполуки мають порівняно високу твердість, тугоплавкі й нелеткі. Так, $T_{\text{плав}}$ натрій хлориду дорівнює 801°C . Йонні кристалічні ґратки перевищують за міцністю молекулярні, але поступаються атомним; багато речовин із цим типом кристалічної ґратки добре розчиняються у воді.

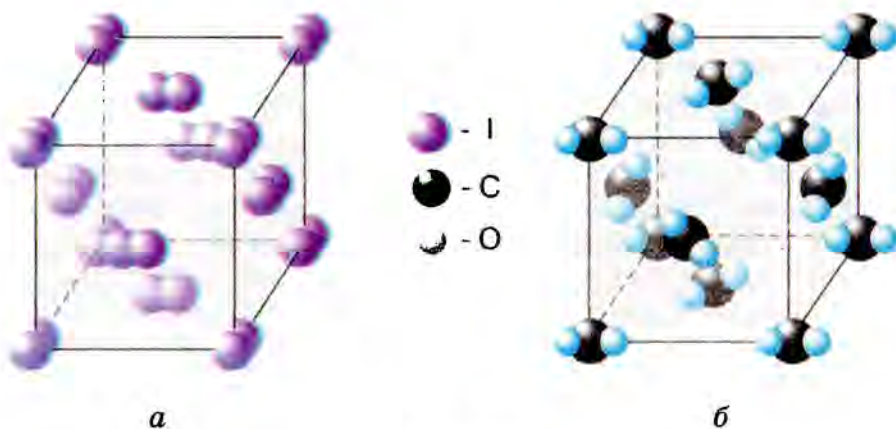
Атомні кристалічні ґратки. У вузлах атомних кристалічних ґраток перебувають атоми, між якими за рахунок спільних електронних пар існує ковалентний зв'язок. Вони властиві небагатьом твердим речовинам. Представниками таких речовин є алмаз, силіцій(IV) оксид. Ці речовини характеризуються високою твердістю, тугоплавкі і майже нерозчинні в рідинах.



Мал. 29.

Моделі кристалів натрій хлориду:

a — кристалічна ґратка; *b* — упаковка йонів у кристалі



Мал. 30.

Моделі кристалічної ґратки йоду (а); вуглекислого газу (б)

Молекулярні кристалічні ґратки. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток перебувають молекули речовин з ковалентним зв'язком. Серед речовин з молекулярною кристалічною ґраткою є тверді за звичайних умов речовини, наприклад йод (мал. 30, а), більшість органічних речовин, а також рідини — бром, вода, газуваті — хлор, вуглекислий газ (мал. 30, б) та інші. Їх утримують слабкі сили міжмолекулярної взаємодії. У результаті молекули в сполуках з молекулярною кристалічною ґраткою не притягуються одна до одної так сильно, як у йонних сполуках. Цим пояснюється відмінність таких властивостей речовин з йонною та молекулярною будовою, як твердість, перехід з твердого агрегатного стану в рідкий чи газуватий, з рідкого у газуватий, здатність розчинятися у воді тощо. (Наведіть приклади речовин з йонною та молекулярною будовою.)

Оскільки у речовинах молекулярної будови молекули зв'язані слабкою силою міжмолекулярної взаємодії, 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.

Відтепер, знаючи вид хімічного зв'язку у речовині, ви можете схарактеризувати не лише її кількісний та якісний склад, а й фізичні властивості.



СТОРІНКА ПРИРОДОДОСЛІДНИКА

Речовини йонної будови можна виділяти з розчину у вигляді красивих кристалів.

Завдання. Користуючись доступними вам речовинами, проведіть у домашніх умовах дослід з вирощування кристалів.

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

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

2. Додавайте невеликими порціями одну з твердих речовин у банку до того часу, доки не побачите, що речовина більше вже не розчиняється.

Розчиненням у воді ви зруйнували кристалічну ґратку речовини і йони рівномірно розподілилися між молекулами води!

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

ПІДБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Йонний зв'язок — це зв'язок за рахунок притягування різнойменно заряджених йонів. Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми, віддаючи або приєднуючи електрони.
- Кристалічна ґратка речовини — це тривимірне зображення порядку розміщення йонів, атомів, молекул речовини у просторі.
- Властивості речовин залежать не лише від їх складу, а й від виду хімічного зв'язку та розміщення структурних частинок речовини у кристалі.

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Які частинки перебувають у вузлах кристалічних ґраток: а) води; б) графіту; в) кальцій оксиду; г) йоду?

2. Поясніть на прикладах залежність між типом кристалічної ґратки речовини та її властивостями.

3. Яку з речовин слід сильніше нагріти, щоб перевести з твердого агрегатного стану в рідкий: а) воду у вигляді льоду; б) кухонну сіль; в) алмаз? Поясніть чому.

4*. На підставі знань про хімічний зв'язок спрогнозуйте властивості речовин: калій йодиду KI, кремнію Si, амоніаку NH₃.

§ 44. Ступінь окиснення

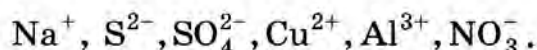
Поняття ступеня окиснення. Тривалий час складали формули речовин та розставляли коефіцієнти у рівняннях реакції, використовуючи поняття валентності атомів. Вам також дово-

дилося неодноразово виконувати такі завдання. Та наука не стоїть на місці, а весь час розвивається. Одним з доказів є відкриття нових законів, обґрунтування теорій, введення понять. Сказане стосується і поняття *ступеня окиснення*.

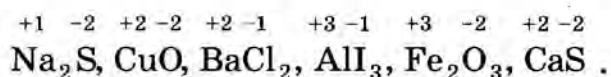
Ступінь окиснення — це умовно прийнятий електричний заряд, який мав би атом даного елемента у сполуці, якби всі зв'язки в ній були йонними.

І хоча ступінь окиснення — величина умовна, вона виявилася зручною при поясненні перебігу хімічних реакцій, знаходженні коефіцієнтів, тобто урівнюванні рівнянь реакцій. Цим поняттям користуються не менше, ніж поняттям валентності.

Як стає зрозуміло з визначення, для бінарних сполук з йонним зв'язком заряд йона та ступінь окиснення за величиною і зарядом збігаються. Заряди йонів позначають після символу хімічного елемента вгорі й першим записують арабською цифрою числове значення заряду йона, а другим — знак заряду, наприклад:



Ступені окиснення позначають над символом посередині і першим записують знак заряду, а другим — його числове значення:

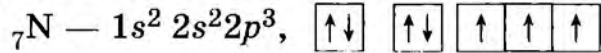


Зверніть увагу, що у формулах хімічні символи елементів з позитивними зарядами йонів і позитивними ступенями окиснення записують першими (трапляються винятки).

Щодо бінарних сполук неметалів, у молекулах яких зв'язок ковалентний і йони відсутні, припускаються умовності, взятої за основу формулювання визначення ступеня окиснення. Уявляють, що спільні електронні пари відходять повністю до більш електронегативного атома, і такому атому присвоюють негативний ступінь окиснення, числове значення якого дорівнює сумі кількості зміщених електронних пар. Атомам іншого елемента, навпаки, присвоюють позитивне числове значення ступеня окиснення. Зауважимо, що **ступінь окиснення розраховують на один атом**.

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

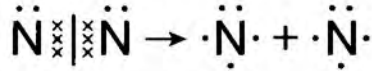
Але спочатку напишемо електронну формулу атома Нітрогену:



Як бачимо, атом має 7 електронів, у тому числі з 5 електронів на зовнішньому енергетичному рівні 3 неспарених. Цим пояснюється, що у молекулі азоту Нітроген утворює три ковалентні зв'язки і його валентність у цій сполуці дорівнює 3:



Після умовного поділу спільних електронних пар порівню між двома атомами



у кожного з атомів Нітрогену на зовнішньому енергетичному рівні виявиться по 5 електронів. Це відповідає числу електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома Нітрогену. Таким чином, ступінь окиснення Нітрогену в молекулі азоту N_2 нульовий, тоді як обидва атоми тривалентні.

У простих речовин з двохатомними молекулами валентність і ступінь окиснення атомів різні.

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

За відомим ступенем окиснення одного елемента можна визначати ступінь окиснення іншого.

Визначення ступеня окиснення атома елемента за хімічною формулою сполуки. Щоб визначити ступінь окиснення, варто розуміти і використовувати такий перелік правил, виведених з урахуванням електронегативності атомів:

1. Ступінь окиснення елемента у простій речовині дорівнює нулю (*електронегативність атомів однакова*).

2. Металічні елементи у сполуках з неметалічними завжди мають **позитивний** ступінь окиснення (*їх електронегативність мала й електрони зміщуються до атомів неметалічних елементів*).

3. Неметалічні елементи у сполуках з металічними мають завжди **негативний** ступінь окиснення (*їх електронегативність більша, ніж у металічних елементів*).

4. Гідроген у сполуках має ступінь окиснення **+1** (*за винятком бінарних сполук з металічними елементами*).

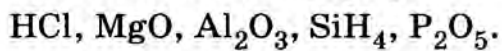
5. Оксиген у сполуках має ступінь окиснення **-2** (*за винятком сполуки з Флуором, пероксиду Гідрогену H_2O_2 тощо*).

6. Величина ступеня окиснення атома у сполуці дорівнює числу валентних електронів, що взяли участь в утворенні хімічного зв'язку.

7. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.

8. У бінарній сполуці неметалів позитивний ступінь окиснення має елемент з меншою електронегативністю.

Використовуючи з переліку необхідні правила, потренуйтеся визначати ступені окиснення атомів елементів у бінарних сполуках на прикладі таких формул:



Можна також складати формули сполук за відомими ступенями окиснення атомів елементів.

Складання формул сполук за відомими ступенями окиснення атомів. Його здійснюють подібно до того, як складають формули сполук за валентністю.

Приклад. За відомим ступенем окиснення Сульфуру +4 скласти формулу його сполуки з Оксигеном.

Розв'язання

1. Запишемо поруч символи елементів, починаючи з того, що має позитивний ступінь окиснення: SO.

2. Згідно з правилами, ступінь окиснення Оксигену в сполуці дорівнює -2, а Сульфуру — вказаний в умові. Тому напишемо відповідні ступені окиснення над символами елементів:



3. Для числових значень ступенів окиснення Сульфуру й Оксигену в цій сполуці знайдемо найменше спільне кратне. Для 4 і 2 воно дорівнює 4. Поділимо його на ступінь окиснення кожного атома та знайдемо індекси: для Сульфуру $4 : 4 = 1$, для Оксигену $4 : 2 = 2$.

Відповідь: SO_2 .

ПІДІБ'ЄМО ПІДСУМКИ

- Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в сполуці, обчислений на основі припущення, що сполука складається тільки з йонів.
- Ступінь окиснення може мати позитивне, негативне і нульове значення.
- При визначенні ступенів окиснення послуговуються рядом електронегативності. У бінарних сполуках елементи з більшим значенням електронегативності мають від'ємні значення ступенів окиснення.
- За відомими ступенями окиснення можна складати формули речовин, а за формулами речовин — визначати ступені окиснення.



Визначення ступеня окиснення у сполуках трьох і більше елементів здійснюють з дотриманням розглянутих вище правил.

Приклад 1. Визначити ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті H_2SO_4 .

Розв'язання

Позначимо ступені окиснення атомів у формулі і запишемо їх алгебраїчну суму: H_2SO_4 , де x — ступінь окиснення Сульфуру.

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$2 + x - 8 = 0 \quad x = 6$$

Відповідь: H_2SO_4 .

Приклад 2. Визначити ступінь окиснення Фосфору в натрій дигідрогенфосфаті NaH_2PO_4 .

Розв'язання

Позначимо ступені окиснення атомів у формулі і запишемо їх алгебраїчну суму: NaH_2PO_4 , де x — ступінь окиснення Фосфору.

$$1 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$1 + 2 + x - 8 = 0 \quad x = 5$$

Відповідь: NaH_2PO_4 .

ПЕРЕВІРТЕ СВОЇ ЗНАННЯ

1. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках, що мають формули: CO , CO_2 , MgCl_2 , H_2Se , CrO_3 , CrO , Cr_2O_3 .

2. Випишіть елементи, що в наведених прикладах мають однаковий ступінь окиснення: H_2O , BaO , HBr , Na_2O , Al_2S_3 .

3. Наведіть приклади сполук, в яких атоми якогось одного елемента мають різні ступені окиснення.

4. 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.

5*. За формулами сполук визначте, у якій з них Нітроген має найнижчий, а в якій — найвищий ступінь окиснення:

NO , NH_3 , NO_2 , N_2 , N_2O_5 , Li_3N .

СЛОВНИК ХІМІЧНИХ ТЕРМІНІВ І ПОНЯТЬ, ЩО ВИВЧАЛИСЬ У 7 КЛАСІ

Агрегатний стан — фізична властивість речовин, зумовлена відмінностями у відстані між їх структурними частинками. Речовинам властиве перебування в *твердому, рідкому, газуватому* агрегатних станах.

Атом — найдрібніша електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра (містить позитивно заряджені протони й незаряджені нейтрони) й негативно заряджених електронів. Атом є межею поділу речовини хімічним шляхом.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) — це маса $1/12$ частини маси атома легшої різновидності Карбону. (Ця різновидність атомів містить у ядрі 6 нейтронів, тоді як у важчої різновидності їх 7.)

Валентність — здатність атома сполучатися з певним числом інших атомів. Це можуть бути атоми того самого елемента (наприклад, O_2 , H_2) чи різних елементів (наприклад, H_2O , CCl_4).

Відносна атомна маса (A_r) — це число, що показує, у скільки разів маса одного хімічного атома більша $1/12$ частини маси атома легшої різновидності Карбону.

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) — це число, що показує, у скільки разів абсолютна маса однієї молекули цієї речовини більша $1/12$ частини маси атома легшої різновидності Карбону. Для речовин *немолекулярної будови* — це маса, обчислена за їх хімічною формулою. (Щоб обчислити M_r , достатньо знайти суму відносних атомних мас всіх атомів, зазначених у хімічній формулі речовини).

Властивості речовин — ознаки, за якими одну речовину відрізняють від іншої. Розрізняють фізичні властивості та хімічні.

Закон — це безсумнівне твердження, істинність якого не має винятків.

Закон збереження маси речовин. Маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Каталізатор — речовина, що прискорює хімічну реакцію, але кількісно не витрачається і не входить до складу продуктів реакції.

Масова частка елемента у сполуці (w) — відношення маси елемента у сполуці до маси сполуки, обчисленої за її хімічною формулою. Виражається у частках одиниці, або у відсотках.

Молекула — найменша хімічна частинка речовини, наділена її властивостями.

Проста речовина — речовина, утворена атомами одного виду (наприклад, He , H_2 , O_3).

Реакція розкладу — реакція, в результаті якої з однієї речовини утворюється кілька інших.

Складна речовина — речовина, утворена атомами різних видів, тобто атомами різних хімічних елементів (наприклад, CaO , KOH).

Суміш — дві (чи більше) чисті речовини, змішані між собою. (Чисті речовини у складі суміші не втрачають своїх властивостей, а тому можуть бути виділені з її складу фізичними методами).

Хімічна реакція, або хімічне явище — зміни, що супроводжуються руйнуванням одних речовин й утворенням інших. (Під час хімічних явищ види атомів не змінюються).

Хімічна формула — умовний запис складу речовини за допомогою хімічних символів та індексів.

Хімічне рівняння — умовний запис хімічного явища (хімічної реакції) за допомогою хімічних формул і коефіцієнтів.

Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Хімічний символ — позначення елемента на письмі за допомогою однієї чи двох літер латинського алфавіту.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Амфотерний гідроксид 87
Амфотерний оксид 63, 65

Б

Безоксигеновий 98, 123, 125

В

Витискувальний ряд металів 45
Відносна густина 22

Г

Галогени 125
Генетичний зв'язок 101—103
Група 137, 138

Е

Експериментальний метод 111
Електрон 143, 144
Електронна оболонка 151, 154
Електронна формула атома 160
— — молекули 189
Елемент хімічний 147
Енергетична комірка 157, 159
Енергетичний підрівень 156—159
Енергетичний рівень 154—156

І

Ізотопи 147
— радіоактивні 149
— стабільні 199
Індикатор 46
Інертні гази 125
Інертні елементи 128—130

К

Кислота 39—42
Кислотний залишок 40, 41
Кількість речовини 10

Л

Луг 55
Лужні елементи 121, 122

М

Моль 10
Молярний об'єм 18, 20

Н

Нейтрон 144

Нормальні умови 19
Нуклід 148
— радіоактивний 148, 149
— стабільний 148, 149
Нуклонне число 144

О

Оксигеновмісний 38, 57, 71, 98
Оксид 35—37, 59
Орбіталь 152, 153, 155
Основа 53—55

П

Період 122, 137, 138
Періодична система 134, 136
Періодичний закон 120, 131,
134, 147
Підгрупа 138, 139
— головна 138
— побічна 138
Протон 143
Протонне число 128, 144

Р

Радіоактивність 142
Радіус атома 158
Реакція
— нейтралізації 75
— обміну 73

С

Сіль 48—52
— середня 49
Ступінь окиснення 198, 199

Х

Хімічний зв'язок 182
— — йонний 193
— — ковалентний неполярний
188, 190
— — ковалентний полярний
191, 192

Ч

Число Авогадро 11, 13

Я

Ядро 143

Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді (при температурі 20—25 °С)

Катіон	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
Аніон																	
OH ⁻		р	р	р	—	м	р	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н
F ⁻	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	м	н	м	р
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
I ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	—	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	#	#	#
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	р	—	#	м	—	—	—
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р
NO ₃	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO ₄ ³⁻	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	н	—	—	—
CH ₃ COO	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р

Умовні позначення:

- «р» — розчинна речовина (розчинність понад 1 г речовини у 100 г води);
- «м» — малорозчинна речовина (розчинність від 1 до 0,001 г у 100 г води);
- «н» — практично нерозчинна речовина (розчинність менше 0,001 г у 100 г води);
- «—» — речовина не існує;
- «#» — речовина існує, але реагує з водою (її розчинність визначити не можна).

ЗМІСТ

Повторення основних питань курсу хімії 7 класу

Тема 1

Кількість речовини.

Розрахунки за хімічними формулами

§ 1. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Число Авогадро	9
§ 2. Молярна маса. Обчислення молярної маси, маси і кількості речовини за хімічною формулою	14
§ 3. Молярний об'єм газів. Обчислення об'єму газу за нормальних умов	18
§ 4. Відносна густина газів. Обчислення відносної густини газів	22
§ 5. Розрахунки за хімічними формулами	26
§ 6. Обчислення з використанням числа Авогадро	29

Тема 2

Основні класи неорганічних сполук

§ 7. Поняття про оксиди	35
§ 8. Поняття про кислоти	39
§ 9. Здатність металів витискувати водень з кислот. Витискувальний ряд металів	43
§ 10. Поняття про солі	48
§ 11. Поняття про основи	53
§ 12. Взаємодія оксидів з водою. Гідрати оксидів	55
§ 13. Загальні властивості оксидів. Класифікація оксидів	61
§ 14. Оксиди в природі. Використання оксидів	66
§ 15. Класифікація кислот. Загальні хімічні властивості кислот	71
§ 16. Добування хлоридної кислоти та її властивості	77
§ 17. Хімічні властивості основ	82
§ 18. Поняття про амфотерні гідроксиди. Використання основ	86
§ 19. Хімічні властивості солей	89
§ 20. Солі у природі. Використання солей	93
§ 21. Загальні способи добування оксидів, кислот, основ і солей	98
§ 22. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук	101
§ 23. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів та продуктів реакцій	105
§ 24. Значення експериментального методу дослідження в хімії	111
§ 25. Розв'язування експериментальних задач	114

Т е м а 3

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів

Д. І. Менделєєва. Будова атома

§ 26. Історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів	118
§ 27. Поняття про лужні метали	121
§ 28. Поняття про галогени та інертні гази	125
§ 29. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	131
§ 30. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва ..	136
§ 31. Будова атома. Склад атомних ядер	142
§ 32. Сучасне формулювання періодичного закону. Ізотопи	146
§ 33. Стан електронів в атомі	151
§ 34. Будова електронних оболонок атомів. Поняття про радіус атома	156
§ 35. Послідовність заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Електронні та графічні електронні формули атомів	160
§ 36. Взаємозв'язок між розміщенням елементів у періодичній системі та їх властивостями	166
§ 37. Характеристика хімічних елементів за їх місцем у періодичній системі та будовою атома	171
§ 38. Значення періодичного закону	174
§ 39. Життя та наукова діяльність Д. І. Менделєєва	177

Т е м а 4

Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 40. Поняття про хімічний зв'язок та електронегативність елементів	181
§ 41. Хімічний зв'язок і будова електронних оболонок атомів ...	185
§ 42. Ковалентний зв'язок, його види	188
§ 43. Йонний зв'язок. Кристалічні ґратки	193
§ 44. Ступінь окиснення	198
Словник хімічних термінів і понять, що вивчались у 7 класі ...	203
Предметний покажчик	205
Додаток	206

Права авторів та видавничі права ДСВ «Освіта» захищені Законом України «Про авторське право і суміжні права» від 23.12.1993 р. (зі змінами від 11.07.2001 р.).

Друковане копіювання книги або її частини, будь-які інші контрафактні видання тягнуть за собою відповідальність згідно із ст. 52 цього Закону.

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

Відповідальна за випуск *Н. В. Сергеева*

Редактор *В. Г. Голуб*

Художник обкладинки *Л. А. Кузнецова*

Художній редактор *І. В. Бабенцова*

Технічний редактор *Ц. Б. Федосіхіна*

Комп'ютерна верстка *О. М. Білохвост, Л. О. Кулагіної*

Коректор *Л. А. Еско*

Підписано до друку 20.05.08. Формат 60×90/16.

Папір офс. Гарнітура Шкільна. Друк офс.

Ум. друк. арк. 13 + 0,31 форзац. Ум. фарбовідб. 53,56.

Обл.-вид. арк. 12,42 + 0,48 форзац. Тираж 183380 пр.

Вид. № 37243. Зам. № 8м-53.

Набір та верстка комп'ютерного центру видавництва «Освіта»

Видавництво «Освіта», 04053, Київ, вул. Юрія Коцюбинського, 5.

Свідоцтво ДК № 27 від 31.03.2000 р.

Надруковано з готових позитивів у ТОВ «Видавництво Фоліо»

61072, Харків, вул. Отакара Яроша, 23-А, кв. 11

Свідоцтво про реєстрацію ДК № 3194 від 22.05.2008 р.

Періодична система хімічних елементів (довга форма)

ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																			
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB		
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB	VIIB		
1	1,0 H Гідроген 1																4,0 He Гелій 2		
2	6,9 Li Літій 3	9,0 Be Берилій 4															19,0 F Флуор 9	20,2 Ne Неон 10	
3	23,0 Na Натрій 11	24,3 Mg Магній 12															35,5 Cl Хлор 17	39,9 Ar Аргон 18	
4	39,1 K Калій 19	40,1 Ca Кальцій 20	45,0 Sc Скандій 21	47,9 Ti Титан 22	50,9 V Ванадій 23	52,0 Cr Хром 24	54,9 Mn Манган 25	55,9 Fe Ферум 26	58,9 Co Кобальт 27	58,7 Ni Нікел 28	63,5 Cu Купрум 29	65,4 Zn Цинк 30	69,7 Ga Галій 31	72,6 Ge Германій 32	74,9 As Арсен 33	79,0 Se Селен 34	83,8 Br Бром 35	83,8 Kr Криптон 36	
5	85,5 Rb Рубідій 37	87,6 Sr Стронцій 38	88,9 Y Ітрій 39	91,2 Zr Цирконій 40	92,9 Nb Ніобій 41	95,9 Mo Молибден 42	(99) Tc Технецій 43	101,1 Ru Рутеній 44	102,9 Rh Родій 45	106,4 Pd Паладій 46	107,9 Ag Аргентум 47	112,4 Cd Кадмій 48	114,8 In Індій 49	118,7 Sn Станум 50	121,8 Sb Стібій 51	127,6 Te Телур 52	126,9 I Іод 53	131,3 Xe Ксенон 54	
6	132,9 Cs Цезій 55	137,3 Ba Барій 56	138,9 La* Лантан 57	178,5 Hf Гафній 72	181,0 Ta Тантал 73	183,9 W Вольфрам 74	186,2 Re Реній 75	190,2 Os Осмій 76	192,2 Ir Ірідій 77	195,1 Pt Платина 78	197,0 Au Аурум 79	200,6 Hg Меркурій 80	204,4 Tl Талій 81	207,2 Pb Плоумбум 82	209,0 Bi Бісмут 83	209,0 Po Полоній 84	(210) At Астат 85	(222) Rn Радон 86	
7	(223) Fr Францій 87	(226) Ra Радій 88	(227) Ac** Актиній 89	Reserfordi Rf 104	(262) Db Дубній 105	(263) Sg Смборгій 106	(262) Bh Борій 107	(265) Hs Гасій 108	(266) Mt Майтнерій 109	Uun Uun Уунілій 110									

p-елементи																	
10,8 B Бор 5	12,0 C Карбон 6	14,0 N Нітроген 7	16,0 O Оксиген 8	18,0 Ne Неон 10	27,0 Al Алюміній 13	28,1 Si Силіцій 14	31,0 P Фосфор 15	32,1 S Сульфур 16	35,5 Cl Хлор 17	39,9 Ar Аргон 18	69,7 Ga Галій 31	72,6 Ge Германій 32	74,9 As Арсен 33	79,0 Se Селен 34	83,8 Br Бром 35	83,8 Kr Криптон 36	131,3 Xe Ксенон 54

d-елементи																	
65,4 Zn Цинк 30	68,5 Cu Купрум 29	58,7 Ni Нікел 28	55,9 Fe Ферум 26	58,9 Co Кобальт 27	54,9 Mn Манган 25	52,0 Cr Хром 24	50,9 V Ванадій 23	47,9 Ti Титан 22	45,0 Sc Скандій 21	112,4 Cd Кадмій 48	107,9 Ag Аргентум 47	106,4 Pd Паладій 46	102,9 Rh Родій 45	101,1 Ru Рутеній 44	101,1 Ru Рутеній 44	102,9 Rh Родій 45	106,4 Pd Паладій 46

f-елементи																	
164,9 Ho Гольмій 67	167,3 Er Ербій 68	168,9 Tm Тулій 69	173,0 Yb Ітербій 70	175,0 Lu Лютецій 71	157,3 Gd Гадоліній 64	158,9 Tb Тербій 65	162,5 Dy Диспрозій 66	164,9 Ho Гольмій 67	167,3 Er Ербій 68	173,0 Yb Ітербій 70	175,0 Lu Лютецій 71	150,4 Sm Самарій 62	152,0 Eu Європій 63	157,3 Gd Гадоліній 64	162,5 Dy Диспрозій 66	164,9 Ho Гольмій 67	167,3 Er Ербій 68

s-елементи																	
232,0 Th Торій 90	(231) Pa Протактіній 91	238,1 U Уран 92	(237) Np Нептуній 93	(244) Pu Плутоній 94	(243) Am Амерцій 95	(247) Cm Кюрій 96	(249) Cf Каліфорній 98	(252) Es Ейнштейній 99	(257) Fm Фермій 100	(258) Md Менделєєв 101	(259) No Нобелій 102	(260) Lr Лоуренцій 103	140,1 Ce Церій 58	140,9 Pr Празеодим 59	144,2 Nd Неодим 60	(147) Pm Прометій 61	150,4 Sm Самарій 62