

Н. М. БУРИНСЬКА

ХІМІЯ



Н. М. БУРИНСЬКА

ХІМІЯ

8

Підручник
для
загальноосвітніх
навчальних
закладів

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки
України

КИЇВ



ІРПІНЬ

2008

ВСТУП

1
РОЗДІЛ

2
РОЗДІЛ

3
РОЗДІЛ

4
РОЗДІЛ

Зміст

Як користуватися підручником	4
Повторення основних питань курсу хімії 7-го класу	7
Найважливіші поняття хімії	8

Розділ 1. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами . . .	13
§ 1. Кількість речовини. Моль	14
§ 2. Молярна маса	18
§ 3. Закон об'ємних відношень газів. Молярний об'єм газу	23
§ 4. Відносна густина газів	29

Розділ 2. Основні класи неорганічних сполук	33
§ 5. Оксиди	34
§ 6. Властивості оксидів	41
§ 7. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій	45
§ 8. Кислоти	52
§ 9. Хімічні властивості кислот	58
§ 10. Хлоридна кислота і хлороводень	62
§ 11. Основи	67
§ 12. Амфотерні гідроксиди й оксиди	72
§ 13. Солі	77
§ 14. Хімічні властивості солей	82
Практична робота 1. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук	85
§ 15. Загальні способи добування оксидів, кислот, основ, солей	86
§ 16. Класифікація неорганічних речовин. Узагальнення знань	89
Практична робота 2. Розв'язування експериментальних задач	95

Розділ 3. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів	
Д. І. Менделєєва. Будова атома	97
§ 17. Спроби класифікації хімічних елементів	98
§ 18. Поняття про лужні метали	99
§ 19. Поняття про галогени	104

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено.

§ 20. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	109
§ 21. Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва	112
§ 22. Будова атома. Фізичний зміст періодичного закону . . .	119
§ 23. Склад атомних ядер. Ізотопи	124
§ 24. Стан електронів у атомі	133
§ 25. Будова електронної оболонки атома	137
§ 26. Залежність властивостей елементів від періодичної зміни електронних структур атомів	145
§ 27. Періодична система хімічних елементів у світлі сучасних уявлень про будову атома	152
§ 28. Значення періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів	158
§ 29. Життя й діяльність Д. І. Менделєєва	161
Розділ 4. Хімічний зв'язок і будова речовини	165
§ 30. Ковалентний зв'язок	166
§ 31. Йонний зв'язок	174
§ 32. Кристалічні ґратки	178
§ 33. Валентність і ступінь окиснення елементів	184
Відповіді	192
Тлумачний словничок	194
Іменний покажчик	195
Предметний покажчик	196

Як користуватися підручником

Юний друже!

Ти завершив вивчення хімії у 7-му класі, зрозумів суть початкових хімічних понять. Тепер твоє першочергове завдання — опанувати розрахунки за хімічними формулами і засвоїти відомості про класи неорганічних сполук. Цей навчальний матеріал, разом із відомостями про хімічні елементи, створює фундамент для усвідомленого сприймання центрального питання курсу хімії — періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів Д. І. Менделєєва та інших теоретичних питань.

Однак, звичайно, за період літніх канікул могло дещо й забутися. Тому курс 8-го класу починається з повторення найважливіших питань, що вивчалися в 7-му класі. Серйозно постався до уроків повторення — і ти обов'язково поновиш у пам'яті основні відомості. А головне — уважно працюй з підручником.

Працюючи з підручником, дотримуйся таких правил:

1. Текст параграфа читай вдумливо, без зайвого поспіху, звертай увагу на вимоги до знань і вмінь, які в даному разі висуваються. Вони зазначені до початку тексту параграфа й виділені курсивом. Це допоможе тобі краще орієнтуватися в навчальному матеріалі.

2. Читаючи текст, записуй формули й рівняння реакцій, а для цього заведи собі окремий зошит.

3. Не починай вивчення наступного матеріалу, не зрозумівши і не засвоївши попереднього.

4. У тексті параграфів трапляються запитання «Чому?», «Для чого?» та інші, на які обов'язково потрібно відповідати. Це допоможе тобі замислитися над прочитаним і виявити причинно-наслідкові зв'язки у матеріалі, що вивчається.

5. Щоб допомогти тобі в роботі з підручником, найважливіший матеріал, на який потрібно звернути особливу увагу, чи той, що потребує запам'ятовування, виділено кольором або жирним шрифтом.

6. Звертай увагу і на текст, надрукований дрібним шрифтом. Уважно читай його, хоча для засвоєння він не є обов'язковим (дається лише для ознайомлення).

7. Для самоконтролю здобутих знань у процесі самостійної навчальної роботи з підручником систематично виконуй наведені наприкінці параграфів завдання — запитання, вправи, задачі, тести. Вони розміщені в порядку зростання складності й поділені на нормативні та додаткові. Намагайся виконувати якомога більше завдань, обираючи їх на свій розсуд. Особливо складні, комбіновані чи такі, що виходять за межі програми, позначені зірочкою.

8. Правильність виконання завдань перевіряй за відповідями, наведеними наприкінці підручника.

9. Не забувай користуватися іменним та предметним покажчиками, поданими також наприкінці підручника. З їхньою допомогою тобі буде легше отримати потрібну інформацію або відшукати матеріал, який слід повторити.

10. Звертайся й до глумачного словничка (с. 194). Він допоможе тобі з'ясувати зміст незрозумілих слів і нових термінів, що трапляються вперше.

11. Для поглиблення знань читай також інші книжки з хімії, у тім числі науково-популярну літературу, яку порекомендує тобі вчитель.

12. Починаючи вивчення хімії у 8-му класі, повтори правила поведінки в хімічному кабінеті та правила техніки безпеки, які вивчалися в 7-му класі, й дотримуйся їх.

Бажаю тобі успіхів у навчанні!

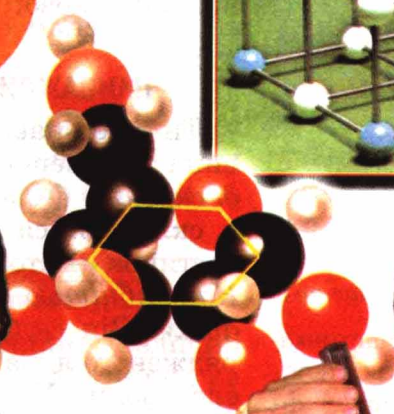
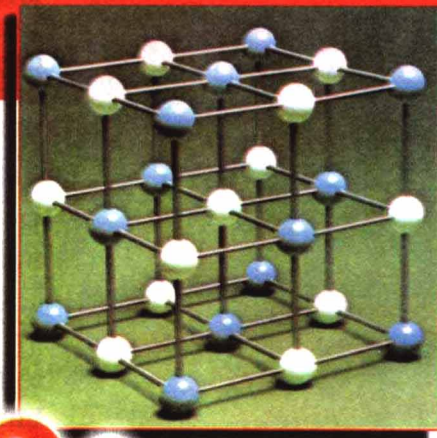
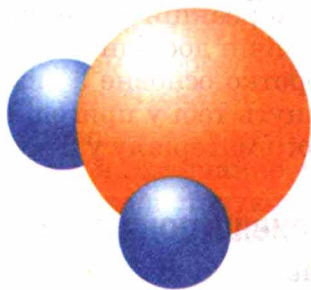
Автор

ПРАВИЛА ПОВЕДІНКИ УЧНІВ У КАБІНЕТІ ХІМІЇ

Учень зобов'язаний:

- ✓ Входити до кабінету хімії і лаборантської тільки з дозволу вчителя.
- ✓ Входити в кабінет і виходити з кабінету спокійно, щоб ненароком не перекинути хімічний посуд, приладдя чи склянки з реактивами, що стоять на столах.
- ✓ Займати в кабінеті завжди одне й те саме робоче місце й не переходити на інше місце без дозволу вчителя.
- ✓ Підтримувати чистоту й порядок на своєму робочому місці, прибирати за собою.
- ✓ Під час роботи не тримати на лабораторному столі нічого зайвого. На ньому можуть бути підручник, збірник задач, довідник, зошит і письмове приладдя.
- ✓ Всі досліди виконувати самостійно, крім тих, які за вказівкою вчителя виконуються парами або групами з 3—4 учнів.
- ✓ Не починати роботу, доки не перевірено, чи є все необхідне для дослідів, і не продумано послідовність виконання кожного з них.
- ✓ Працювати сидячи, швидко, але без зайвої квапливості, під час роботи дотримуватися тиші.
- ✓ Записувати у зошиті хід виконання роботи, спостереження, рівняння виконаних реакцій, робити висновки відразу ж після виконання дослідів.
- ✓ Дбайливо ставитися до обладнання кабінету.
- ✓ Дотримуватися правил користування водою, газом, електричним струмом, не відкривати крани і не вмикати електричні прилади без потреби.
- ✓ Дотримуватися правил нагрівання, поводження з реактивами, хімічним посудом, лабораторним обладнанням. Знати запобіжні заходи під час роботи в кабінеті хімії.
- ✓ Знати місце знаходження у кабінеті аптечки, протипожежних засобів і вміти ними користуватися в разі потреби.

ПОВТОРЕННЯ ОСНОВНИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7-го КЛАСУ



Хімія — наука, яка вивчає речовини та їх перетворення

У минулому навчальному році ти дізнався, що вивчає хімія, чому її треба вивчати, і здобув уявлення про наукові методи пізнання хімії. Усвідомив, що таке хімічні елементи, з яких складаються прості й складні речовини. Вмієш записувати хімічні формули сполук, що складаються з двох елементів за їхньою валентністю. Розумієш, як складати рівняння хімічних реакцій та виконувати найпростіші хімічні досліди.

Повтори коротко основне з вивченого. Ці знання стануть тобі у пригоді під час вивчення нового матеріалу у 8-му класі.

НАЙВАЖЛИВІШІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

Ти вже знаєш, що хімія вивчає речовини та їх перетворення. Речовини мають *дискретну будову*, тобто не є суцільними, а складаються з окремих структурних частинок — атомів, молекул, йонів тощо. *Найдрібнішою частинкою речовини є атом*. Він складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. У цілому атом *електронейтральний*, оскільки число електронів у атомі дорівнює числу протонів у ядрі, тобто величині заряду ядра.

Вид атомів з однаковим зарядом ядра (*протонним числом*), називається **хімічним елементом**. Усі відомі сьогодні хімічні елементи систематизовані в періодичній системі, з якої за протонним числом елемента (атомним номером) можна довідатися про величину заряду ядра його атома.

Атом — найдрібніша частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів

Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом)

- Знайди в періодичній системі хімічні елементи: а) з порядковими номерами 13, 16, 26 і запиши їх хімічні символи та назви; б) Натрій, Магній, Хлор і запиши їх хімічні символи та величини зарядів ядер їх атомів.

Хімічні елементи утворюють як прості, так і складні речовини.

- Пригадай, які речовини називають простими (складними) і наведи по два приклади.
- Із наведеного переліку H_2O , O_2 , Al , S , CaO , CO_2 випиши окремо формули простих і складних речовин, зазнач їх назви.

Атоми хімічних елементів мають певну масу. Вона надзвичайно мала, тому на практиці використовують замість абсолютної **відносну атомну масу (A_r)**. Ця величина показує, у скільки разів маса атома даного елемента більше 1/12 маси атома Карбону, прийнятого в науці за еталон:

$$A_r(\text{хім.елемент}) = \frac{m(\text{атома}), \text{кг}}{m(\text{еталона}), \text{кг}}$$

Як відношення однотипних величин відносна атомна маса — безрозмірна величина, її виражають абстрактним числом.

- Знайди в періодичній системі хімічні елементи Оксиген, Барій, Фосфор, Цинк, запиши їх символи й величину відносної атомної маси. Не забудь заокруглювати числа.

Склад речовин передають хімічними формулами. **Хімічною формулою** називають умовний запис якісного і кількісного складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів. **Якісний склад** показує, атоми яких елементів утворюють сполуку. **Кількісний склад** — скільки атомів кожного

Al 13 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹ Алюміній	Si 14 28,086 [Ne]3s ² 3p ² Силіцій	P 15 30,974 [Ne]3s ² 3p ³ Фосфор
--	---	---

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса атома елемента більше 1/12 маси атома Карбону

Відносна атомна маса — безрозмірна величина

Хімічна формула — умовний запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів

Приклад хімічної формули:

якісний склад



кількісний склад

ЗМІНЮВАННЯ ЗАБАРВЛЕННЯ ІНДИКАТОРІВ У РОЗЧИНАХ КИСЛОТ І ЛУГІВ

Індикатори	Колір індикатора в середовищі		
	нейтральному	кислому	лужному
ЛАКМУС	Фіолетовий	Червоний	Синій
ФЕНОЛ-ФТАЛЕЇН	Безбарвний	Безбарвний	Малиновий
МЕТИЛОВИЙ ОРАНЖЕВИЙ	Оранжевий	Рожевий	Жовтий

ВЗАЄМОЗВ'ЯЗОК МІЖ ДЕЯКИМИ ФІЗИЧНИМИ ВЕЛИЧИНАМИ

Фізична величина	Позначення	Рівняння для визначення фізичної величини	Одиниця
Молярна маса	M	$M = \frac{m}{n}$; $M = 2D_{H_2}$	кг/моль, г/моль, 1 г/моль = 10^{-3} кг/моль
Маса речовини	m	$m = V\rho$; $m = Mn$	кг, г
Кількість речовини	n	$n = \frac{m}{M}$; $n = \frac{V}{V_m}$; $n = \frac{N}{N_A}$	моль
Об'єм газу	V	$V = \frac{m}{\rho}$; $V = V_m n$	м ³ , л
Молярний об'єм	V_m	$V_m = \frac{V}{n}$; $V_m = \frac{M}{\rho}$	м ³ /моль, л/моль
Густина	ρ	$\rho = \frac{m}{V}$; $\rho = \frac{M}{V_m}$ (для газів)	кг/м ³ , г/см ³ , г/л, г/мл
Відносна густина газів	D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$; $D = \frac{M_1}{M_2}$	—

Валентність — властивість атомів хімічного елемента з'єднуватися з певним числом атомів того самого або інших хімічних елементів

Приклади:



Формульна маса — сума відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до складу речовини

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 + 31 + 64 = 98$$

елемента в молекулі, а для речовин немалекулярної будови — співвідношення між кількостями атомів різних елементів у складі речовини.

Хімічні формули виводять на підставі експериментальних даних. Якщо речовина складається з двох елементів, то її формулу можна вивести, знаючи валентність елементів. Кількісно валентність визначається числом атомів Гідрогену, які приєднує атом хімічного елемента. Але ти знаєш, що таке пояснення валентності дуже спрощене, бо не всі елементи утворюють сполуки з Гідрогеном. Зате майже всі елементи утворюють сполуки з Оксигеном. Знаючи, що Оксиген дво-валентний, у формулах бінарних сполук можна визначати валентність елемента, сполученого з Оксигеном.

- Визнач валентність атомів елементів у сполуках: BaO , H_2O , NH_3 , P_2O_5 .
- Знаючи, що Нітроген виявляє змінну валентність від 1 до 4 включно, напиши формули відповідних оксидів Нітрогену.

За хімічною формулою речовини можна обчислити **відносну молекулярну (або формульну) масу речовини (M_r)**. Вона дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до складу цієї речовини, і є *безрозмірною величиною*.

За хімічною формулою можна обчислити й **масову частку хімічного елемента** в речовині. *Масова частка* також *безрозмірна величина*. Вона дорівнює відношенню маси хімічного елемента до загальної маси речовини. Знаючи масову частку, можна визначити масу хімічного елемента в будь-якій масі речовини.

Приклад 1. Обчисли масову частку Силіцію в кремнеземі SiO_2 .

Дано: SiO_2	Розв'язування: $M_r(\text{SiO}_2) = 28 + 16 \cdot 2 = 60;$
$W(\text{Si}) — ?$	$W(\text{Si}) = \frac{28}{60} \approx 0,47, \text{ або } 47\%.$

Відповідь. Масова частка Силіцію в кремнеземі становить 47 % ($W(\text{Si}) = 47\%$).

Приклад 2. Яку масу фосфору можна дістати з фосфор(V) оксиду масою 10 т, якщо масова частка Фосфору в ньому 0,44.

Дано: $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 10 \text{ т}$ $W(\text{P}) = 0,44$	Розв'язування: 1 т P_2O_5 містить $1 \text{ т} \cdot 0,44 = 0,44 \text{ т P};$ 10 т P_2O_5 містить $0,44 \cdot 10 = 4,4 \text{ т P}.$
$m(\text{P}) — ?$	

Відповідь. З P_2O_5 масою 10 т можна дістати фосфор масою 4,4 т ($m(\text{P}) = 4,4 \text{ т}$).

Кожна речовина має певні ознаки, за якими вона подібна до інших речовин або відрізняється від них, тобто має певні властивості.

- Які ознаки належать до фізичних властивостей речовин?

Схарактеризуй фізичні властивості натрій хлориду (кухонної солі), алюмінію, води.

Хімічні властивості речовин виявляються під час перебігу хімічних реакцій. **Хімічні реакції**, що відбуваються між речовинами, виражають за допомогою **хімічних рівнянь**. Вони складаються

Масова частка дорівнює відношенню маси елемента до формульної маси речовини

$$W = \frac{nA_r}{M_r}$$

Масова частка — безрозмірна величина

Кожна речовина має певні властивості

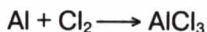
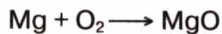
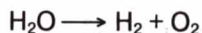
Хімічні реакції — явища, під час перебігу яких одні речовини перетворюються на інші

Хімічне рівняння — умовний запис реакції за допомогою хімічних формул і математичних знаків

Закон збереження маси речовин: маса речовин, які вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися внаслідок реакції

на підставі закону збереження маси речовин, суть якого полягає в тім, що маса речовин, які вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, які утворилися внаслідок реакції.

- Напиши рівняння хімічних реакцій за поданими схемами:



- До якого типу хімічних реакцій належать дані приклади? Які ще типи хімічних реакцій ти знаєш і за якими ознаками їх розрізняють?

Завдання для самоконтролю

1. У періодичній системі хімічних елементів знайди елементи з порядковими номерами 6, 9, 20, запиши їх символи, зазнач величину відносної атомної маси.
2. Із наведеного переліку формул речовин MgO , H_2 , Fe , Cl_2 , CO_2 , Na_2O виписи окремо формули простих і складних речовин та зазнач їх назви.
3. За наведеними формулами сполук CaO , N_2 , O_2 , P_2O_5 , HCl , H_2O , NH_3 визнач валентність атомів елементів у цих сполуках.
4. Розстав коефіцієнти у поданих схемах хімічних реакцій:
$$\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$$
$$\text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CaO}$$
$$\text{Mg} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$$
$$\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$$
$$\text{Mg} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{MgCl}_2$$
$$\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$$
5. Обчисли масову частку Сульфуру в сульфур(VI) оксиді SO_3 .
6. Яку масу заліза можна добути з ферум(III) оксиду масою 100 кг, якщо масова частка Феруму в оксиді становить 70 %?

$$V_m = \frac{M}{\rho} \quad m = M \cdot v$$

РОЗДІЛ

1

КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ.
РОЗРАХУНКИ
ЗА ХІМІЧНИМИ
ФОРМУЛАМИ

$$M = \frac{m}{v} \quad M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \quad \rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}$$

$$V_m = \frac{M}{\rho} \quad v = \frac{m}{M}$$

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

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

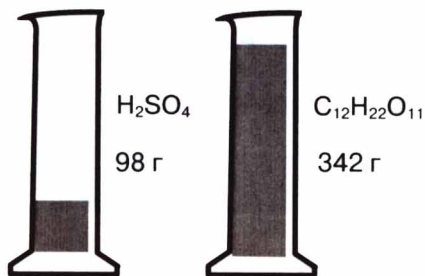


§ 1. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. МОЛЬ

Тобі треба

розуміти зміст понять: кількість речовини;
моль; число Авогадро;

уміти: здійснювати розрахунки з використанням зазначених понять.



Мал. 1. Один моль різних речовин — сульфатної кислоти і цукру (сахарози)

Відомо, що для вивчення навколишнього світу недостатньо лише спостерігати й описувати об'єкти. Важливо ще характеризувати їх кількісно, тобто якимись величинами. Порцію води, наприклад, можна характеризувати кількісно, вимірявши її об'єм у літрах або масу в грамах. Але для хіміка поряд з цим важливо ще знати число структурних частинок (атомів, молекул або йонів), які містяться в цій порції речовини, оскільки саме вони вступатимуть у хімічну взаємодію. Ось чому в хімії і суміжних з нею науках використовують фізичну величину — *кількість речовини*.

Кількість речовин — це фізична величина, що визначається числом структурних частинок (атомів, молекул, йонів тощо), які містяться в даній порції речовини.

Вона позначається латинською літерою n (ен) або грецькою ν (ню), оскільки літерою n (ен) позначається також і число атомів.

За одиницю кількості речовини прийнято **МОЛЬ**.

Кількість речовини можна вимірювати не лише в молях. Одиниця кількості речовини, яка в 1000 разів більша за моль, називається

Моль — одиниця кількості речовини (у СІ)

кіломооль — кмооль (1 кмооль містить 1000 мооль), а одиниця кількості речовини, яка в 1000 разів менша за мооль, називається мілімооль — ммоль (1 мооль містить 1000 ммоль).

Мооль — це така кількість речовини, яка містить стільки частинок (атомів, молекул, йонів та ін.), скільки міститься атомів у Карбоні ма-сою 0,012 кг (12 г).

Отже, маса 1 мооль вуглецю дорівнює 12 г. А скільки у цій порції вуглецю кількістю речовини 1 мооль міститься атомів Карбону?

Експериментально доведено, що 1 мооль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ (скорочено $6 \cdot 10^{23}$) частинок (атомів, молекул, йонів та ін.). Це число на честь італійського вченого називається *числом Авогадро*. Зазвичай число Авогадро позначають латинською літерою N з індексом A , тобто N_A .

Число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$ показує число частинок, які містяться в 1 мооль будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.

$6,02 \cdot 10^{23}$ — це число Авогадро, а фізико-хімічна константа, що відповідає цьому числу, називається **сталю Авогадро**, позначається також N_A . Якщо 1 мооль речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок, то:

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

Це настільки велике число, що через силу піддається уяві. Проте спробуємо показати всю грандіозність цього числа.

$6,02 \cdot 10^{23}$ — число Авогадро



АМЕДЕО АВОГАДРО
(1776—1856)

Італійський фізик і хімік. Заклав основи молекулярної теорії, відкрив один із газових законів, названий його ім'ям. Визначив склад і відносну молекулярну масу багатьох речовин. Довів, що молекули водню, кисню, азоту, хлору двоатомні. Його праці сприяли подальшому розвитку атомно-молекулярної теорії

$6,02 \cdot 10^{23} \text{ мооль}^{-1}$ — стала Авогадро N_A

Якби ми спромоглися виміряти всю воду Світового океану склянками, то дістали б майже $7 \cdot 10^{14}$ склянок. Хоча це число саме по собі величезне, але воно становить лише одну мільярдну частину сталої Авогадро!

Інший приклад. Число макових зерняток, що дорівнює $6 \cdot 10^{23}$, має масу 10^{13} т. Цією масою макових зерняток можна було б покрити всю поверхню Землі шаром в 1 м. Іще приклад. Пустеля Сахара містить менше трьох моль найдрібніших піщинок.

Отже, 1 моль будь-якої речовини містить N_A частинок, тобто $6 \cdot 10^{23}$. Наприклад, 1 моль міді — це $6 \cdot 10^{23}$ атомів Купруму Cu; 1 моль кисню — $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 або $12 \cdot 10^{23}$ атомів Оксигену; 1 моль кухонної солі NaCl — $6 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць NaCl.

Розглянемо приклади розрахунків із використанням сталої Авогадро.

Приклад 1. Яке число молекул містить вуглекислий газ кількістю речовини 4 моль?

Розв'язування:

Дано:	$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$;
$\nu(\text{CO}_2) = 4 \text{ моль}$	$N = N_A \cdot \nu$;
$N(\text{CO}_2) = ?$	$N(\text{CO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 4 \text{ моль} =$ $= 24 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$

В і д п о в і д ь. У вуглекислому газі кількістю речовини 4 моль міститься $24 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 .

Приклад 2. Скільки атомів і скільки молекул міститься у хлорі кількістю речовини 3 моль?

Розв'язування:

Дано: $\nu(\text{Cl}_2) = 3 \text{ моль}$	$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1};$ $N(\text{Cl}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 3 \text{ моль} =$ $= 18 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$
$N(\text{Cl}_2) — ?$	
$n(\text{Cl}) — ?$	

Оскільки кожна молекула хлору Cl_2 містить два атоми, то атомів Хлору в 3 моль Cl_2 буде вдвічі більше, ніж молекул, тобто $18 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 36 \cdot 10^{23}$ атомів.

В і д п о в і д ь. У хлорі кількістю речовини 3 моль міститься $18 \cdot 10^{23}$ молекул Cl_2 і $36 \cdot 10^{23}$ атомів Хлору Cl .

ВИСНОВКИ

Кількість речовини — це фізична величина, що визначається числом структурних частинок, які містяться в даній порції речовини.

Моль — це одиниця кількості речовини.

Один моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок (формульних одиниць).

Завдання для самоконтролю

1. Скільки атомів Гідрогену й Оксигену міститься у воді H_2O кількістю речовини 1 моль (виконати усно)?
2. Скільки атомів містить: а) мідь кількістю речовини 3 моль; б) залізо кількістю речовини 0,5 моль?
3. Скільки молекул і атомів містить азот N_2 кількістю речовини 2 моль?
4. Яку кількість речовини становить: а) $3 \cdot 10^{23}$ атомів Сульфуру; б) $18 \cdot 10^{23}$ молекул бромів Br_2 ?

Додаткові завдання

5*. Заповни таблицю:

Речовина	Формула	Кількість речовини, моль	Маса, г	Число молекул або атомів
Водень	H ₂			6 · 10 ²³
	Fe	2 моль		
	CO ₂		22 г	

6*. Число атомів Оксигену в озоні O₃ масою 24 г становить

- (а) 6 · 10²³; (в) 12 · 10²³;
(б) 3 · 10²³; (г) 18 · 10²³.

7*. У пробірку налили воду об'ємом 18 см³ і закрили корком, але не щільно, а так, щоб щосекунди з неї випаровувався 1 млрд молекул. Скільки часу (годин, днів, років) мине, поки вся вода випариться?

§ 2. МОЛЯРНА МАСА

Тобі треба

знати і вміти пояснювати: суть поняття «молярна маса»; одиницю молярної маси;

вміти: обчислювати молярну масу; встановлювати взаємозв'язок її з іншими фізичними величинами.

Між масою m і кількістю речовини ν існує певний зв'язок. Щоб його виразити, скористаємося поняттям *молярна маса* (позначається M).

Молярна маса — це фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до відповідної кількості речовини.

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

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

Одиниця молярної маси — кілограм на моль (кг/моль) або грам на моль (г/моль). Виходить, що

маса 1 моль речовини і є її молярною масою.

Числове значення молярної маси дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній (формульній) масі речовини. Наприклад, потрібно з'ясувати, яка молярна маса кисню. Оскільки $M_r(\text{O}_2) = 32$, то

$$M(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 32 \text{ г/моль.}$$

А яка молярна маса заліза?

$$A_r(\text{Fe}) = 56;$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль.}$$

Молярну масу складної речовини можна обчислити, виходячи з молярних мас хімічних елементів, які входять до її складу, наприклад:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98;$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль.}$$

m (1 моль H_2SO_4) = 98 г, тобто 98 г сульфатної кислоти H_2SO_4 — це її маса, що відповідає кількості речовини 1 моль.

Отже, молярна маса — це стала характеристика кожної окремої речовини. Вона виражає залежність між масою і кількістю речовини, а тому дає змогу визначати одну величину за відомою іншою, наприклад масу за кількістю речовини і навпаки, кількість речовини за масою:

$$m = M \cdot \nu \text{ (г);} \quad \nu = \frac{m}{M} = \text{(моль)}$$

$$m = M \text{ (г/моль)} \cdot \nu \text{ (моль)} = M\nu \text{ (г);}$$

$$\nu = m \text{ (г)} : M \text{ (г/моль)} = \frac{m}{M} \text{ (моль)} .$$

Молярна маса — це маса 1 моль речовини

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

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

Приклад 1. Яка маса відповідає магній оксиду MgO кількістю речовини 6 моль?

Розв'язування:

Дано:	$m = M \cdot \nu;$
$\nu(\text{MgO}) = 6 \text{ моль}$	$M(\text{MgO}) = 24 + 16 = 40 \text{ г/моль};$
$m(\text{MgO}) \text{ — ?}$	$m(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль} \cdot 6 \text{ моль} = 240 \text{ г.}$

В і д п о в і д ь. Кількості речовини магній оксиду MgO 6 моль відповідає його маса, що дорівнює 240 г.

Приклад 2. Яка кількість речовини ортофосфатної кислоти H_3PO_4 відповідає її масі 392 г?

Розв'язування:

Дано:	$\nu = \frac{m}{M};$
$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 392 \text{ г}$	$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль};$
$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) \text{ — ?}$	$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{392 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль.}$

В і д п о в і д ь. Ортофосфатній кислоті масою 392 г відповідає кількість речовини 4 моль.

Поняття «молярна маса» можна використати і для обчислення масової частки елемента в речовині за формулою:

$$W = \frac{m(\text{елемента})}{m(\text{речовини})}$$

Приклад 3. Обчислити масові частки елементів у сульфур(VI) оксиді SO_3 .

Розв'язування.

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

$$M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль};$$

$$W(\text{S}) = \frac{32 \text{ г/моль}}{80 \text{ г/моль}} = 0,4, \text{ або } 40 \%;$$

$$W(O) = 100 \% - 40 \% = 60 \%$$

Відповідь. Масова частка Сульфуру в його оксиді становить 40 %, а Оксигену — 60 %.

Поняття «молярна маса» використовується й тоді, коли хімічну формулу речовини встановлюють на підставі експериментальних даних.

Приклад 4. Зразок хімічної сполуки масою 2,61 г містить 1,65 г Цинку та 0,96 г Сульфуру. Яка формула цієї сполуки?

Розв'язування:

Дано:

$$m(\text{Zn}_x\text{S}_y) = 3,01 \text{ г}$$

$$m(\text{Zn}) = 1,65 \text{ г}$$

$$m(\text{S}) = 0,96 \text{ г}$$

Zn_xS_y — ?

Знайди відношення кількості речовини Цинку до кількості речовини Сульфуру за формулою:

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

За періодичною системою Д. І. Менделєєва визнач молярні маси елементів:

$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$. Знайди кількість речовини Zn і S у зразку:

$$v(\text{Zn}) = \frac{1,65 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль};$$

$$v(\text{S}) = \frac{0,96 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,03 \text{ моль}.$$

Відношення знайдених величин становить $(\text{Zn}) : (\text{S}) = 0,03 : 0,03 \text{ моль} = 1 \text{ моль} : 1 \text{ моль}$.

Отже, на один моль атомів Цинку в сполуці припадає один моль атомів Сульфуру.

Відповідь. Формула сполуки ZnS — цинк сульфід.

ВИСНОВКИ

Молярна маса — це маса 1 моль речовини.

Молярна маса чисельно дорівнює формульній масі речовини. Одиницями молярної маси є кілограм на моль (кг/моль) або грам на моль (г/моль).

Молярна маса виражає залежність між масою і кількістю речовини: масу можна визначити за кількістю речовини і, навпаки, кількість речовини за масою:

$$m = M \cdot \nu;$$

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

Завдання для самоконтролю

1. Зважили 2,7 г алюмінію. Якій кількості речовини відповідає дана порція алюмінію?
2. Для реакції потрібно взяти сірку й цинк кількістю речовини по 0,5 моль. Яку масу кожної з речовин потрібно зважити?
3. Обчисли, яку кількість речовини становить метан CH_4 масою 1 г.
4. Столова ложка вміщує 18 г води. У склянку налили три столові ложки води. Скільки молекул води міститься в склянці?

Додаткові завдання

5. Як показав аналіз, зразок хімічної сполуки масою 160 г містить 128 г Купруму і 32 г Оксигену. Знайди формулу сполуки.
6. Обчисли масу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кисню.
7. Яку кількість речовини натрій хлориду NaCl містить пачка кухонної солі масою 1 кг?
- 8*. Визнач масу руди, в якій масова частка домішок становить 30 %, що необхідна для добування заліза масою 50 т.
- 9*. Зразок хімічної сполуки масою 32,5 г містить 21,3 г Хлору, решта припадає на Ферум. Визнач формулу цієї сполуки і зазнач її назву.
- 10*. Виведи формулу сполуки Сульфур з Оксигеном, якщо масові частки елементів становлять, відповідно, по 50 %. Зазнач назву сполуки.

§ 3. ЗАКОН ОБ'ЄМНИХ ВІДНОШЕНЬ ГАЗІВ. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗУ

Тобі треба

знати і вміти пояснювати суть: закону об'ємних відношень; закону Авогадро; поняття «молярний об'єм газу»;

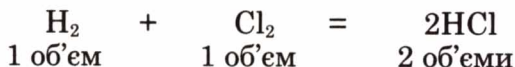
вміти: обчислювати об'єми газів за рівнянням реакції та молярний об'єм газу; встановлювати взаємозв'язок між фізичними величинами.

Сподіваюсь, ти розумієш, що в разі проведення реакцій за участю газів незручно вимірювати їх маси. Тому в лабораторіях і на підприємствах, де використовують або добувають газуваті речовини, вимірюють не маси, а об'єми газів, користуючись при цьому законом, який розкриває об'ємні відношення газів.

Перші кількісні дослідження реакцій між газами здійснив французький учений Ж. Л. Гей-Люссак. У 1808 р. він виявив закономірність, яка відома в науці як закон об'ємних відношень, або «хімічний» закон Гей-Люссака:

у хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів і продуктів реакції) відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Цей закон справедливий за умови, що об'єми газів виміряні за однакових температури і тиску. Ж. Л. Гей-Люссак експериментально довів, що 1 об'єм водню взаємодіє з 1 об'ємом хлору і при цьому утворюється 2 об'єми хлороводню:



Жозеф Луї Гей-Люссак
(1778—1850)

Французький хімік і фізик. Відкрив газові закони, які були названі його іменем, та закон простих об'ємних відношень. Довів, що Хлор, Йод, Калій, Натрій, Фосфор і Сульфур — хімічні елементи. Виготував чисту синильну кислоту, здобув ціан. Побудував перші діаграми розчинності (1819). Удосконалив методи хімічного аналізу, поклав початок об'ємному аналізу. Винайшов башту для вловлювання нітроген оксидів у виробництві сульфатної кислоти (башта Гей-Люссака)

Виявилось, що відношення об'ємів газів, які вступають у реакцію й утворюються внаслідок її перебігу, відповідає коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції й дорівнює $1 : 1 : 2$.

Об'єми газів, які вступають у реакцію й утворюються внаслідок її перебігу, відповідають коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції

Оскільки це так, можна обчислювати об'єми газів за коефіцієнтами в рівнянні реакції, не вдаючись до інших обчислень (молярний об'єм газу, молярна маса тощо).

Приклад 1. Який об'єм кисню необхідний для спалювання водню об'ємом 10 м^3 ?

Розв'язування:

Дано: $V(\text{H}_2) = 10 \text{ м}^3$	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ 2 об'єми 1 об'єм
$V(\text{O}_2) = ?$	З рівняння реакції видно, що водень і кисень реагують в об'ємному відношенні $2 : 1$. Який би об'єм водню не було взято, кисню потрібно вдвічі менше. Отже, $2 : 1 = 10 : x$, звідки $x = 5$.

В і д п о в і д ь. Для спалювання водню об'ємом 10 м^3 потрібен кисень об'ємом 5 м^3 ($V(\text{O}_2) = 5 \text{ м}^3$).

Виявлену Ж. Л. Гей-Люссаком закономірність простих співвідношень між об'ємами газів, що реагують, пояснив закон, відкритий у 1811 році італійським ученим А. Авогадро:

в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Ти можеш запитати, як це можна зрозуміти, адже у різних газів молекули різні за розміром?

З курсу фізики тобі відомо, що молекули в газах розміщені так далеко одна від одної, що відстань між ними в багато разів перевищує розмір самих молекул. Тому об'єм газу визначається не розміром його молекул, а відстанями між ними. Якщо взяти різні гази за однакової температури і однакового тиску, то й відстані між молекулами в усіх газах будуть приблизно однаковими. От і виходить, що за однакових умов у однакових об'ємах газів міститься однакове число молекул.

Справедливим є і зворотне твердження: *однакове число молекул будь-яких газів за однакових умов займає однаковий об'єм*. Однакове число молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$) міститься в 1 моль будь-якого газу. Отже, із закону Авогадро випливає наслідок: *1 моль газу за однакових умов займає однаковий об'єм*. Цей об'єм називається **молярним об'ємом** газу (позначається V_m).

Молярний об'єм газу — це фізична величина, що дорівнює відношенню об'єму до кількості речовини:

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

Молярний об'єм газу вимірюється в кубічних метрах на моль ($\text{м}^3/\text{моль}$) або в літрах на моль ($\text{л}/\text{моль}$).

Встановлено, що за нормальних умов (н. у.) об'єм будь-якого газу, взятого кількістю речовини 1 моль, приблизно сталий і дорівнює 22,4 л.

Нормальні умови (н. у.) — це стандартні фізичні умови, що визначаються тиском $p = 101\,325 \text{ Па}$ (760 мм рт. ст.)

Молярний об'єм — це об'єм
1 моль газу

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

Молярний об'єм газу, взятого за нормальних умов, дорівнює 22,4 л/моль

Нормальні умови (н. у.):

$$\begin{aligned} p &= 100 \text{ кПа,} \\ T &= 273 \text{ К (0}^\circ\text{C)} \end{aligned}$$

і термодинамічною температурою $T = 273,15 \text{ К (}t = 0^\circ\text{C)}$. У 1984 р. Міжнародний Союз чистої і прикладної хімії (ІЮПАК) рекомендував вважати як стандартні тиск $10^5 \text{ Па (100 кПа)}$ і температуру $273 \text{ К (0}^\circ\text{C)}$.

Застосовуючи формулу

$$V_m = \frac{V}{\nu},$$

яка виражає залежність між молярним об'ємом газу, об'ємом і кількістю речовини, можна розв'язувати різні задачі.

Приклад 2. Обчисли молярний об'єм карбон(IV) оксиду CO_2 , якщо відомо, що за нормальних умов 0,5 моль його займає об'єм 11,2 л.

Розв'язування:

Дано: $\nu(\text{CO}_2) = 0,5 \text{ моль}$ $V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ л}$ <hr/> $V_m(\text{CO}_2) \text{ — ?}$	$V_m = \frac{V}{\nu}; V_m = \frac{11,2 \text{ л}}{0,5 \text{ моль}} = 22,4 \text{ л/моль.}$
---	---

Відповідь. $V_m(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль.}$

Приклад 3. Яку кількість речовини за н. у. становить кисень об'ємом 44,8 л?

Розв'язування:

Дано: $V(\text{O}_2) = 44,8 \text{ л}$ $V_m = 22,4 \text{ моль}$ <hr/> $\nu(\text{O}_2) \text{ — ?}$	$V_m = \frac{V}{\nu}; \text{ то } \nu = \frac{V}{V_m},$ $\text{звідси } \nu(\text{O}_2) = \frac{44,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 2 \text{ моль.}$
---	--

Відповідь. $\nu(\text{O}_2) = 2 \text{ моль.}$

Приклад 4. Який об'єм за н. у. займає тиме вуглекислий газ, узятий кількістю речовини 0,25 моль?

Розв'язування:

Дано: $v(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ моль}$ $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$	$V_m = \frac{V}{v}$; то $V = V_m \cdot v$, звідси $V(\text{CO}_2) =$ $= 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 5,6 \text{ л.}$
--	---

В і д п о в і д ь. $V(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ л.}$

Приклад 5*. Який об'єм кисню можна добути, якщо розкласти електричним струмом воду масою 180 г?

Розв'язування:

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$ $V(\text{O}_2) \text{ — ?}$	$2 \text{ H}_2\text{O} = 2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2$ $v = 2 \text{ моль} \qquad \qquad \qquad v = 1 \text{ моль}$ $M = 2 \cdot 18 = 36 \text{ г/моль} \quad V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ $m = 36 \text{ г} \qquad \qquad \qquad V = 22,4 \text{ л}$ $36 \text{ г} : 22,4 \text{ л} = 180 \text{ г} : x$ $x = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 180 \text{ г}}{36 \text{ г}} = 112 \text{ л.}$
---	--

В і д п о в і д ь. Якщо розкласти воду масою 180 г, то за н. у. можна добути кисень об'ємом 112 л.

ВИСНОВКИ

У рівняннях хімічних реакцій коефіцієнти перед формулами газуватих речовин відповідають об'ємам цих газів.

Будь-які гази кількістю речовини 1 моль за однакових умов займають однаковий об'єм. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу.

Молярний об'єм газу за н. у. дорівнює 22,4 л/моль.

Нормальні умови (н. у.) — тиск 100 кПа (1 атм) і температура 273 К (0 °C).

Завдання для самоконтролю

1. Азот N_2 кількістю речовини 2 моль за н. у. займає об'єм
(а) 22,4 л; (б) 11,2 л; (в) 44,8 л; (г) 5,6 л.
2. Карбон(II) оксид об'ємом 20 л спалили в кисні. При цьому утворився карбон(IV) оксид об'ємом
(а) 5 л; (б) 10 л; (в) 20 л; (г) 40 л.
3. На спалювання сірководню H_2S витрачено кисень об'ємом 15 л. Об'єм добутого при цьому сульфур(IV) оксиду дорівнює
(а) 5 л; (б) 10 л; (в) 20 л; (г) 40 л.
4. Чи вистачить 80 м^3 кисню для спалювання метану CH_4 об'ємом 50 м^3 ?
- 5*. Яка кількість речовини бертолетової солі $KClO_3$ розкладалася, якщо утворився кисень об'ємом 16,8 л (н. у.)?

Додаткові завдання

- 6*. Знайди масу калій перманганату $KMnO_4$, яку треба витратити, аби добути кисень об'ємом 28 л (н. у.).
- 7*. Змішали хлор об'ємом 2 л і водень об'ємом 3 л. Суміш підірвали. Які гази і в якому об'ємі залишаться після реакції?
- 8*. Для синтезу амоніаку NH_3 було взято азот N_2 об'ємом 15 м^3 і водень H_2 об'ємом 30 м^3 (н. у.). Які гази і в якому об'ємі залишаться після синтезу?
- 9*. Чи вистачить водню, що утворився внаслідок взаємодії цинку кількістю речовини 0,5 моль з хлоридною кислотою HCl , для відновлення заліза масою 11 г із залізної ожини Fe_3O_4 ?
- 10*. Скільки молекул міститься в 1 л кисню (н. у.)? Скільки молекул кисню (приблизно) є в хімічному кабінеті вашої школи?

§ 4. ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ

Тобі треба

розуміти: зміст поняття «відносна густина газів»;

уміти: обчислювати відносну густину газів.

З курсу фізики ти знаєш, що для порівняння маси й об'єму різних тіл, використовують фізичну величину — густину, яка чисельно дорівнює відношенню маси тіла до його об'єму (позначається грецькою літерою ρ — читається «ро»). Одиниця густини — кілограм на кубічний метр ($\text{кг}/\text{м}^3$) або грам на кубічний сантиметр ($\text{г}/\text{см}^3$):

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

Наприклад, для кисню O_2 , молярна маса якого 32 г/моль, а молярний об'єм (для будь-якого газу за нормальних умов) дорівнює 22,4 л/моль, густина становить:

$$\rho = \frac{M}{V_m};$$

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,43 \text{ г/л}.$$

Часто буває важливо знати легший чи важчий один газ від іншого чи від повітря (суміш газів). Це необхідно, аби визначити застосування газу в практичній діяльності людини чи зрозуміти, в яких шарах атмосфери він концентрується, а може, вирішити, як розмістити циліндр для збирання даного газу — догори дном чи отвором догори. З цією метою користуються поняттям «відносна густина газу».

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

Відносна густина газу — величина, що показує, у скільки разів відносна молекулярна маса одного газу більша або менша від відносної молекулярної маси іншого газу, взятого для порівняння.

$$D = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}}.$$

Оскільки в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул, то відносна густина газу показує, у скільки разів молекула одного газу важча або легша від молекули іншого газу.

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

Наприклад, відносна молекулярна маса кисню 32, а водню — 2. Це означає, що кисень у 16 разів важчий від водню, тобто його відносна густина за воднем дорівнює 16.

Найчастіше густину різних газів визначають саме відносно водню як найлегшого з усіх газів або відносно повітря. В станньому разі потрібно ділити на 29 — середню молекулярну масу повітря:

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M_r}{29}$$

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r}{2}; \quad D_{\text{пов.}} = \frac{M_r}{29}.$$

Відносну густину газу можна визначити і як відношення маси певного газу до маси такого самого об'єму іншого газу, взятих за однакових умов:

$$D = \frac{m_1}{m_2}.$$

Наприклад, маса 1 л CO_2 дорівнює 1,98 г, а маса 1 л H_2 за таких самих умов — 0,09 г. Звідси відносна густина карбон(IV) оксиду CO_2 за воднем становить $1,98 : 0,09 = 22$, тобто вуглекислий

газ CO_2 у 22 рази важчий від водню або водень у 22 рази легший від вуглекислого газу CO_2 .

Знаючи густину одного газу відносно іншого, можна визначити молекулярну, отже, й молярну масу газу за формулами:

$$M = 2D_{\text{H}_2}; M = 29D_{\text{пов.}}$$

Молярна маса газу дорівнює його густині відносно іншого газу, помноженій на молярну масу останнього.

Знаючи густину газу, можна обчислити його молярний об'єм за відношенням молярної маси газу до його густини:

$$V_m = \frac{M}{\rho} \text{ (л/моль)}.$$

ВИСНОВКИ

Відносна густина газу показує, у скільки разів один газ важчий або легший від іншого.

Відносну густину газу можна обчислити за будь-яким іншим газом. Найчастіше порівнюють гази з воднем або повітрям.

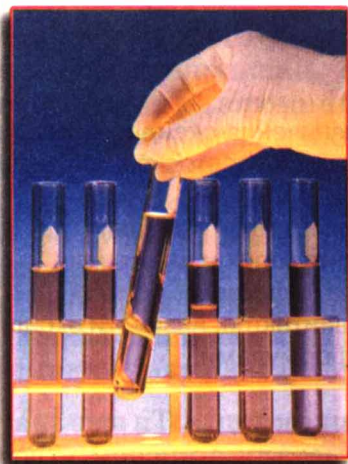
Знаючи густину, можна визначити молярну масу невідомого газу.

Завдання для самоконтролю

1. Густина сульфур(IV) оксиду за воднем дорівнює 32, отже, його відносна молекулярна маса становить
(а) 8; (б) 16; (в) 32; (г) 64.
2. Густина карбон(IV) оксиду за воднем дорівнює
(а) 10; (б) 22; (в) 20; (г) 25.
3. Молярна маса газуватої речовини, густина якої 1,96 г/л, дорівнює
(а) 11 г/моль; (б) 22 г/моль; (в) 44 г/моль; (г) 88 г/моль;
4. Якщо густина пари деякої речовини за воднем дорівнює 4, то її густина за гелієм становить
(а) 8; (б) 2; (в) 4; (г) 1.

Додаткові завдання

5. Які з названих газів — вуглекислий газ CO_2 , метан CH_4 , сульфур(IV) оксид SO_2 , гелій He — можна використати для наповнення дитячих повітряних кульок? Чому?
6. Формула газу, для якого відносна густина за повітрям становить 1,586, це
(а) N_2O ; (б) NO ; (в) NO_2 ; (г) SO_2 .
7. 1 л деякого газу за н. у. має масу 3,17 г. Густина цього газу за гелієм дорівнює
(а) 17,00; (б) 17,75; (в) 18,00; (г) 18,45.
- 8*. Хімічним аналізом встановлено, що газ має склад: 27,27 % С і 72,73 % О. Яка формула газу?
- 9*. Обчисли молярну масу газу, якщо його густина за воднем становить 8,5. Визнач формулу газу, знаючи, що масова частка Нітрогену в його складі становить 82,35 %, а Гідрогену — 17,65 %.



РОЗДІЛ **2** ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



§ 5. ОКСИДИ

Тобі треба

знати: назви і визначення оксидів; їх поширеність у природі й застосування; значення води;

описувати: колообіг води в природі;

вміти: наводити приклади оксидів; складати формули оксидів за валентністю; називати оксиди за їх формулами.

Оксиди — складні речовини, утворені двома елементами, одним із яких є Оксиген з валентністю 2

Склад і назви оксидів. Ти вже знаєш, що метали і неметали з киснем утворюють оксиди.

- Наведи один-два приклади рівнянь реакцій між:
 - а) металом і киснем;
 - б) неметалом і киснем.

Отже, внаслідок взаємодії багатьох простих речовин з киснем утворюються оксиди металів і оксиди неметалів.

Оксиди — це складні речовини, утворені двома елементами, одним з яких є Оксиген з валентністю 2.

За складом оксиди поділяються на оксиди металів і оксиди неметалів

Не кожна сполука хімічного елемента з Оксигеном є оксидом. Наприклад, гідроген пероксид $\overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{I}}{\text{O}}_2$, оксиген дифлуорид $\overset{\text{II}}{\text{O}}\overset{\text{I}}{\text{F}}_2$ до оксидів не належать. Про причини цього ти дізнаєшся в наступних класах.

Назви оксидів складаються з назви елемента та слова «оксид». Якщо елемент утворює кілька оксидів, то після назви елемента в дужках римською цифрою зазначають його валентність: CuO — купрум(II) оксид, Cu_2O — купрум(I) оксид.

Сталу валентність у назві оксиду не зазначають. Наприклад, Na_2O — натрій оксид, Al_2O_3 — алюміній оксид. Вживаються також назви, в яких акцентується увага на кількості атомів Оксигену, що припадає на один атом іншого елемента: SO_2 — сульфур діоксид, SO_3 — сульфур триоксид. Для окремих оксидів як синоніми зберігаються назви, що склалися історично і поширені в народній мові. Деякі з таких назв наведено в табл. 1.

Таблиця 1. Назви оксидів

Формула оксиду	Наукова назва	Традиційна назва
CO_2	Карбон(IV) оксид, карбон діоксид	Вуглекислий газ
CO	Карбон(II) оксид, карбон монооксид	Чадний газ
H_2O	Гідроген оксид	Вода
CaO	Кальцій оксид	Негашене вапно
MgO	Магній оксид	Палена магnezія
Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$)	Ферум(II) диферум(III) тетраоксид (не для запам'ятовування)	Залізна ожарина

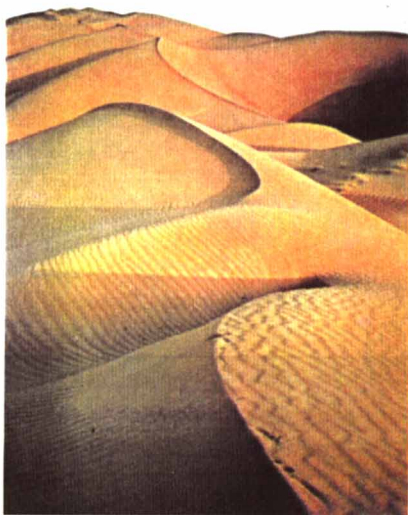
За стандартних умов оксиди можуть перебувати в різних агрегатних станах.

Стандартні умови — це фізичні умови, що визначаються тиском 100 кПа (1 атм) і температурою 298 К (25 °С).

- Наведи приклади оксидів, які являють собою: а) тверді речовини; б) рідини; в) гази. Запиши їх формули і зазнач назви.

Поширення у природі. Оксиди багатьох елементів дуже поширені в природі. Як ти гадаєш, чому? Наприклад, така добре відома сполука, як звичайний

Оксиди в природі



SiO_2



Al_2O_3



річковий пісок (з деякими домішками) є оксидом з формулою SiO_2 — силіцій(IV) оксид (кременезем). Майже чистим кременеземом є гірський криштал. Цей оксид разом з алюміній оксидом Al_2O_3 входить до складу глин та багатьох інших мінералів. З руд, які містять алюміній оксид Al_2O_3 , виплавляють алюміній. Звичайний наждак — це також алюміній оксид з домішками. Алюміній оксид з невеликим вмістом різних домішок може бути і коштовним каменем (рубін, сапфір).

Дуже поширені в природі й оксиди Феруму — це різні залізні руди. Україна має великі запаси залізних руд (Криворізьке та Керченське родовища). До складу повітря входить карбон(IV) оксид CO_2 (вуглекислий газ), об'ємна частка якого в повітрі становить 0,3 %. Однак найпоширенішим оксидом у природі є гідроген оксид H_2O (вода).

Вода — природний оксид. Вода — це найдивовижніша, найпоширеніша і найнеобхідніша речовина на нашій планеті. Три чверті земної поверхні вкрито водою, вона утворює океани, моря, ріки й озера. У вигляді великих мас снігу і криги лежить вода цілорічно на вершинах високих гір і в полярних країнах. У надрах Землі також є вода, що просочує ґрунт і гірські породи. Воді належить найважливіша роль у геологічній історії нашої планети.

Вода впливає на клімат, оскільки має велику теплоємність. Нагріваючись, вона поглинає теплоту, а охолоджуючись, віддає її і тим самим «вирівнює» клімат. Багато води перебуває у газуватому стані в

атмосфері. Молекули води, що розсіяні там (у хмарах у вигляді пари), захищають Землю від космічного холоду.

Вода має велике значення в житті людини, рослин і тварин. Взагалі без води неможливе існування живих організмів в умовах Землі. Вода є середовищем, в якому відбуваються хімічні процеси в усякому організмі. Вона визначає об'єм і пружність клітин, транспортує в клітину і з неї розчини речовин, охороняє клітину від різких коливань температури і сама бере участь у багатьох біохімічних реакціях, що забезпечують життєдіяльність організму. Відомо, що тіло людини приблизно на 65 % складається з води.

Велике значення вода має у промисловості, для транспорту, у будівництві. Особливо багато води потребують хімічна промисловість, металургійні підприємства, текстильні фабрики, цукрові й крохмале-патокові заводи. Так, на виробництво 1 т сталі витрачається 300 м³ води, 1 т паперу — 900 м³, 1 т хімічного волокна — понад 2000 м³.

Багато води потребує сільське господарство. Одній рослині соняшника треба за літо до 300 л води. На вирощування 1 т картоплі необхідно 100 м³, а 1 т зерна — 1000 м³ води.

Багато води витрачається у побуті. Кожна доросла людина щоденно споживає з їжею майже 2 л води. Значно більше вона витрачає її на побутові потреби. У великих містах витрати води становлять близько 100 л на людину щодоби. Не дивно, що загальний об'єм водовитрачання в Україні з урахуванням втрат досягає 30 км³ на рік, що становить 60 %



Вода — найпоширеніша речовина на Землі

Чи знаєш ти, що найбагатша водою тканина організму людини — склисте тіло ока? Воно містить 99 % води, а найбідніша — зубна емаль, 0,2 % H_2O

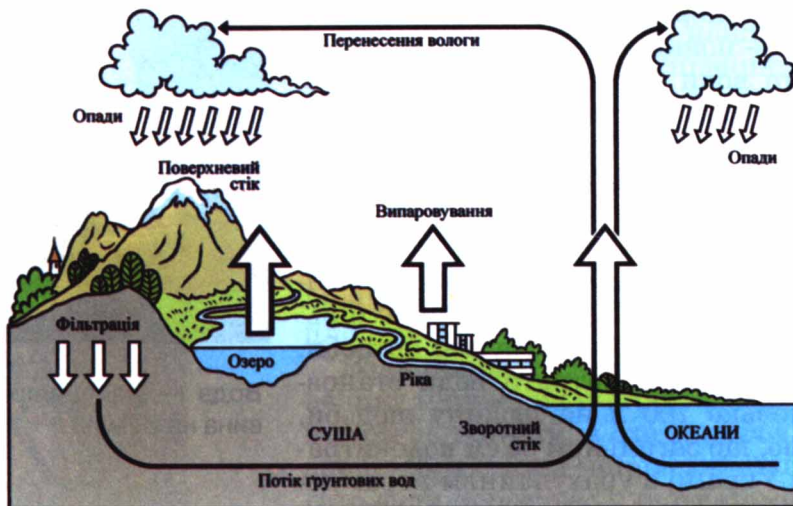
Вода — джерело життя на Землі, сировина для промисловості, джерело енергії, чинник, що визначає погоду, клімат Землі

Основні джерела води — моря й океани, річки й озера

Колообіг — процес, що завершується поверненням до вихідного стану й первісної форми

усього стоку її річок. Тому кожен з нас і ти особисто маєш усвідомити, що воду необхідно берегти.

Колообіг води в природі. Вода в природі постійно рухається, здійснюючи колообіг. Його рушійною силою є Сонце, а головним джерелом води — Світовий океан. Майже чверть усієї сонячної енергії витрачається на випаровування води з поверхні водойм. Близько 2/3 атмосферної води повертається у вигляді опадів знову у Світовий океан, а 1/3 випадає на сушу. Ця вода поповнює льодовики, ріки й озера. У свою чергу, поверхневі води знову стікають у моря й океани. Вода, що зволожує ґрунт, всмоктується корінням рослин. Разом з водою рослини одержують розчинні поживні речовини. В рослинах вода піднімається по стеблах і у вигляді пари надходить в атмосферу через листя, і все повторюється знову (мал. 2).



Мал. 2. Колообіг води

Колообіг води — винятково важливий процес. Він забезпечує сушу прісною водою, яка постійно оновлюється. Заміна води в річках відбувається в середньому 30 разів на рік, тобто кожні 12 діб. Волога, яка міститься в ґрунті, оновлюється за 1 рік. Води проточних озер повністю обмінюються за десятки років, а непроточних — за 200—300 років. Води Світового океану оновлюються в середньому за 3000 років.

Наведені дані дають уявлення про те, як багато часу потрібно для самоочищення водойм. Тому проблема охорони водних ресурсів від забруднення — це державна проблема. На підприємствах будують очисні споруди, аби забруднена вода не потрапляла у природні водойми. Розчинні у воді відходи вилучають і намагаються переробляти, а очищену воду знову використовують на тому самому виробництві (замкнений цикл водопостачання).

В Україні прийнято Закон про охорону й раціональне використання природних ресурсів, у тім числі й водних. Від кожного з нас і від тебе також залежить чистота природних водойм.

Застосування оксидів. Оксиди широко використовують у промисловості. Оксиди Феруму, Алюмінію, Урану тощо — джерела добування металів. Прозорі кристали корунду Al_2O_3 використовують в ювелірній промисловості як дорогі камені: рубін — червоного, сапфір — синього кольору. Непрозорі кристали корунду застосовують для виготовлення шліфувальних брусків та інших

Колообіг води — процес, що забезпечує сушу прісною водою, яка постійно оновлюється

Для всіх господарських потреб використовується прісна природна вода, тому її потрібно раціонально використовувати й оберегати від забруднення



Прикраса головного убору XVII ст.

абразивних матеріалів. SiO_2 — річковий пісок використовують у будівництві та для виготовлення скла. CO — як паливо, а також відновник під час виплавляння сталі. ZnO — для виготовлення білої фарби, Fe_2O_3 — коричневої, Cr_2O_3 — зеленої, CO_2 — для газування фруктової води.

ВИСНОВКИ

Оксиди — це складні речовини, що складаються з двох хімічних елементів, одним з яких є Оксиген із валентністю 2.

За складом оксиди поділяють на оксиди металів і оксиди неметалів.

Оксиди дуже поширені в природі, оскільки кисень є однією з найактивніших речовин.

Найважливішим природним оксидом є вода — джерело життя на Землі, сировина для промисловості, джерело енергії, чинник, що визначає погоду, клімат Землі. Основні джерела води — моря й океани, річки й озера. Для усіх господарських потреб використовується прісна природна вода після її очищення. Прісної води на Землі мало. Воду потрібно берегти.

Завдання для самоконтролю

1. Користуючись періодичною системою, напиши формули вищих оксидів Гідрогену, Магнію, Натрію, Карбону, Алюмінію, Силіцію, Фосфору, Сульфуру, Барію. Зазнач назву кожного оксиду.
2. Із наведеного переліку формул сполук H_2O , NaOH , H_2SO_4 , SO_3 , SiO_2 , H_3PO_4 , CaO випиши формули оксидів. Зазнач їх назви.
3. Як ти думаєш, чому колообіг води в природі є винятково важливим процесом?
4. Обчисли, в якому з оксидів — у нітроген(IV) оксиді чи у нітроген(V) оксиді — масова частка Нітрогену більша.
5. Яка кількість речовини алюміній оксиду містить Оксиген кількістю речовини 1,5 моль?
- 6*. Ферум утворює два оксиди, масова частка Феруму в яких становить 77,8 % і 70,0 %. Визнач формули цих оксидів і зазнач їх назви.

§ 6. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ

Тобі треба

знати: фізичні властивості оксидів; класифікацію оксидів; хімічну властивість оксидів — взаємодію з водою;

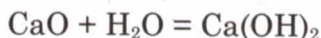
вміти: записувати рівняння реакцій взаємодії оксидів із водою.

Фізичні властивості. Оксиди мають різні фізичні властивості. За стандартних умов більшість оксидів — тверді речовини (BaO , CuO , P_2O_5), деякі — рідкі (Cl_2O_7 , H_2O) і газуваті (CO_2 , NO). Мають різний колір. Густина, температури плавлення і кипіння змінюються в широких межах.

Хімічні властивості. За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні, або байдужі. Несолетворних оксидів дуже мало, це — CO , SiO , NO , N_2O . Вони не утворюють солей.

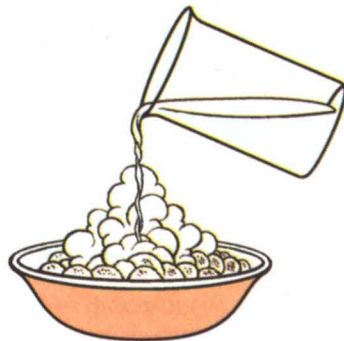
Оксиди за складом класифікують на оксиди металів і оксиди неметалів. Дізнаємося, як вони ставляться до води.

Дослід 1. У порцелянову чашку поміщаємо грудочки свіжопрожареного кальцій оксиду CaO (негашене вапно) і доливаємо до нього води (мал. 3). Спостерігається таке сильне розігрівання, що частина води перетворюється на пару, а грудочки розсипаються, перетворюючись на сухий пухкий порошок — гашене вапно, або кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Виділення теплоти засвідчує, що відбулася реакція. Запиши рівняння цієї реакції:



Приклади оксидів металів:
магній оксид MgO (білого кольору)
нікол(II) оксид NiO (темно-зеленого кольору)
ферум(III) оксид Fe_2O_3 (бурого кольору)

Приклади оксидів неметалів:
нітроген(IV) оксид NO_2 (бурого кольору)
хлор(IV) оксид ClO_2 (зеленкувато-жовтого кольору)
силіцій(IV) оксид SiO_2 (безбарвний)



Мал. 3. Гашення вапна

Приклади оксидів металів, що взаємодіють з водою:

натрій оксид Na_2O
літій оксид Li_2O
барій оксид BaO
кальцій оксид CaO

Осно́ви — гідроксиди металів

Приклади оксидів металів, що не взаємодіють з водою:

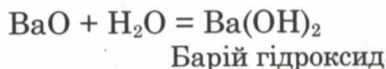
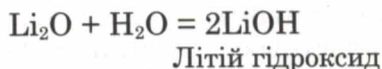
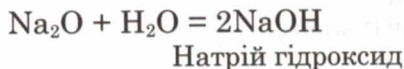
плюмбум(II) оксид PbO
хром(II) оксид CrO
манган(II) оксид MnO
ферум(II) оксид FeO

Оксиди, яким відповідають основи (незалежно від того, реагують оксиди з водою чи ні) називаються осно́вними

Усі осно́вні оксиди за стандартних умов — тверді речовини

- Пригадай, як називаються реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.

Так само, як кальцій оксид, сполучаються з водою й оксиди інших активних металів, наприклад оксиди Натрію, Літїю, Барію:



Гідроксиди металів називають *основами*. Основи, як і оксиди, утворюють клас неорганічних сполук.

Не всі оксиди металів безпосередньо реагують з водою. Більшість із них, наприклад CuO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 , ZnO , з водою не взаємодіє. То, може, відповідні цим оксидам гідроксиди (основи) не існують? Існують, але їх добувають непрямим шляхом, як саме — дізнаєшся далі. А поки що зверни увагу на формули гідроксидів металів, що відповідають оксидам:

Оксиди металів, що не взаємодіють з водою

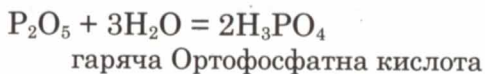
CuO	— купрум(II) оксид
Fe_2O_3	— ферум(III) оксид
Al_2O_3	— алюміній оксид
ZnO	— цинк оксид

Нерозчинні основи — гідроксиди металів

$\text{Cu}(\text{OH})_2$	— купрум(II) гідроксид
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	— ферум(III) гідроксид
$\text{Al}(\text{OH})_3$	— алюміній гідроксид
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	— цинк гідроксид

Оксиди, яким відповідають основи (незалежно від того, реагують оксиди з водою чи ні) називаються основними.

Дослід 2. У порцелянову чашку поміщаємо фосфор(V) оксид і додаємо води. Реакція також екзотермічна. Суміш розігривається так, що вода закипає. Утворюється нова речовина — фосфатна, або ортофосфатна, кислота. Якщо вода холодна, то утворюється метафосфатна кислота:



Під час взаємодії з водою багатьох оксидів неметалів, наприклад карбон(IV) оксиду CO_2 або сульфур(VI) оксиду SO_3 , також утворюються кислоти. Кислоти — це також певний клас неорганічних сполук:



- До якого типу належать розглянуті реакції взаємодії оксидів металів і неметалів з водою?

Виникає запитання, чи всі оксиди неметалів розчиняються у воді, утворюючи кислоти? Ні, не всі. Наприклад, силіцій(IV) оксид SiO_2 (річковий пісок) у воді не розчиняється й кислоти у такий спосіб не утворює. Але це не означає, що силікатна кислота H_2SiO_3 не існує. Вона так само, як і інші нерозчинні кислоти, що відпові-

Приклади оксидів неметалів, що взаємодіють з водою:

сульфур(IV) оксид SO_2
сульфур(VI) оксид SO_3
карбон(IV) оксид CO_2
фосфор(V) оксид P_2O_5

Під час взаємодії з водою багатьох оксидів неметалів утворюються кислоти

Оксиди, яким відповідають кислоти (незалежно від того, реагують оксиди з водою чи ні), називаються **КИСЛОТНИМИ**

Приклади кислотних оксидів, які за стандартних умов:

тверді — фосфор(V) оксид P_2O_5
рідкі — нітроген(III) оксид N_2O_3
газуваті — сульфур(IV) оксид SO_2

дають нерозчинним оксидам неметалів, може бути добута непрямим шляхом.

Оксиди, яким відповідають кислоти (незалежно від того, реагують оксиди з водою чи ні), називаються кислотними.

Про інші хімічні властивості оксидів ти дізнаєшся пізніше.

ВИСНОВКИ

Оксиди активних металів взаємодіють з водою, утворюючи розчинні гідроксиди металів, або основи.

Оксиди металів, яким відповідають основи, називаються основними оксидами.

Оксиди неметалів взаємодіють з водою, утворюючи розчинні кислоти.

Оксиди неметалів, яким відповідають кислоти, називаються кислотними оксидами.

Кислотним і основним оксидам, що не розчиняються у воді, відповідають нерозчинні кислоти й нерозчинні основи.

Кислотні й основні оксиди — солетворні.

Завдання для самоконтролю

1. Розстав коефіцієнти у таких схемах хімічних реакцій:



2. Які з наведених речовин можуть реагувати з водою: барій оксид, натрій оксид, сульфур(IV) оксид, купрум(II) оксид, силіцій(IV) оксид, сульфур(VI) оксид? Напиши рівняння реакцій.

3. Напиши рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:



4. Обчисли масові частки елементів у натрій оксиді.

Додаткові завдання

5. Яку масу свинцевої руди треба взяти для добування свинцю масою 10 т? Припускаємо, що домішок немає і руда являє собою чистий свинцевий блиск PbS.
- 6*. Визнач кількість речовини карбон(IV) оксиду, необхідного для повної взаємодії з водою масою 1,8 г.
- 7*. Унаслідок спалювання металу масою 3 г утворився його оксид масою 4,2 г, в якому валентність атома металу 2. Який це метал?
- 8*. Виведи формулу одного з оксидів Мангану, якщо відомо, що співвідношення маси Мангану в ньому до маси Оксигену становить 1 : 1.

§ 7. РОЗРАХУНКИ ЗА РІВНЯННЯМИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Тобі треба

знати: алгоритм розв'язування розрахункової задачі;

уміти обчислювати: масу речовини за відомою кількістю речовини; кількість речовини за відомою масою; об'єм газуватої речовини (н. у.) за відомою масою або кількістю речовини.

Ти вже знаєш, що хімічне рівняння — умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул. Його складають на основі закону збереження маси речовин, згідно з яким *маса речовин, що вступають у реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції*. Добираючи коефіцієнти до формул речовин, ти зрівнюєш число атомів кожного елемента в лівій і правій частинах і дістаєш хімічне рівняння, що відповідає закону збереження маси.

За хімічним рівнянням можна робити різні розрахунки — обчислювати кіль-

Хімічне рівняння — умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул

Пам'ятай! Для розрахунків важливо обирати такі одиниці вимірювання маси, об'єму, кількості речовини, які відповідають одна одній

кість речовини, масу, об'єм вихідних речовин або продуктів реакції. Для цього потрібно спочатку записати скорочену умову задачі, правильно використовуючи фізичні величини і їх позначення (табл. 2).

Таблиця 2. Співвідношення деяких фізико-хімічних величин та одиниць вимірювання

Одиниці вимірювання	Маса, m	Кількість речовини, ν	Молярна маса, M	Об'єм, V	Молярний об'єм, V_m
Найчастіше застосовуються під час вивчення хімії	г	моль	г/моль	л	л/моль
У 1000 разів більша	кг	кмоль	кг/кмоль	м ³	м ³ /кмоль
У 1000 разів менша	мг	ммоль	мг/ммоль	мл	мл/ммоль

Рівняння хімічної реакції дає змогу здійснювати розрахунки маси, об'єму або кількості речовини вихідних речовин чи продуктів реакції

Розглянемо конкретні приклади.

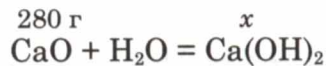
Приклад 1. Яку масу гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

Передусім запиши скорочену умову задачі та склади рівняння хімічної реакції.

Дано: $m(\text{CaO}) = 280 \text{ г}$ $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) \text{ — ?}$	Розв'язування: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
---	--

Варіант 1

Прочитай ще раз умову задачі та підкресли відоме (що дано) і невідоме (що треба взяти). Над підкресленими формулами простав вихідні дані з умови задачі:



Під формулами речовин запиши дані, які можна дістати з рівняння реакції:



$$M = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

$$v = 1 \text{ моль}$$

$$m = 1 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г}$$

$$M = 40 + 32 + 2 = 74 \text{ г/моль}$$

$$v = 1 \text{ моль}$$

$$m = 1 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 74 \text{ г}$$

З рівняння реакції виходить, що внаслідок взаємодії з водою 56 г CaO можна добути 74 г гашеного вапна Ca(OH)₂, а якщо взяти не 56 г, а 280 г CaO, то можна добути гашеного вапна у стільки разів більше, у скільки 280 г більше за 56 г. Тобто ти бачиш, що між величинами існує пряма пропорційна залежність. Отже, ти можеш скласти пропорцію і розв'язати її:

$$56 \text{ г} : 280 \text{ г} = 74 \text{ г} : x;$$

$$x = \frac{280 \text{ г} \cdot 74 \text{ г}}{56 \text{ г}} = 370 \text{ г}.$$

Відповідь. Унаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г, можна добути гашене вапно Ca(OH)₂ масою 370 г ($m(\text{Ca(OH)}_2) = 370 \text{ г}$).

Варіант 2



$$M = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$



$$M = 40 + 32 + 2 = 74 \text{ г/моль}$$

Обчисли, яку кількість речовини становлять 280 г.

$$v = \frac{m}{M}; \quad v(\text{CaO}) = \frac{280 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}.$$

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

З рівняння реакції видно, якщо взаємодіє з водою кальцій оксид кількістю речовини 1 моль, то й утворюється кальцій гідроксид кількістю речовини 1 моль.

Оскільки відносно магнію виявились різні одиниці вимірювання (грами і моля), треба визначити, яку кількість речовини становлять 3 г магнію:

$$n = \frac{m}{M} \quad M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{Mg}) = \frac{3 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,125 \text{ моль}.$$

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

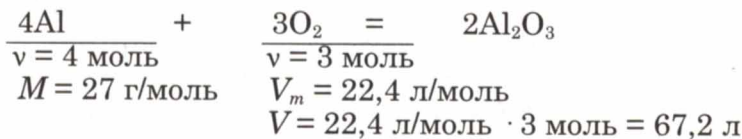
Рівняння реакції показує, якщо у взаємодію з киснем вступає 2 моль магнію, то утворюється 2 моль MgO. Отже, якщо в реакцію вступає 0,125 моль Mg, то й утворюється 0,125 моль MgO.

Відповідь. Якщо з киснем взаємодіє магній масою 3 г, то утворюється магній оксид MgO кількістю речовини 0,125 моль ($\nu(\text{MgO}) = 0,125 \text{ моль}$).

Приклад 4. Який об'єм кисню (н. у.) необхідний для окиснення алюмінію масою 54 г?

Дано: $m(\text{Al}) = 54 \text{ г}$ $V(\text{O}_2) \text{ — ?}$	Розв'язування:
---	----------------

Варіант 1



$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{Al}) = \frac{54 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

$$4 \text{ моль} : 2 \text{ моль} = 67,2 \text{ л} : x;$$

$$x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 67,2 \text{ л}}{4 \text{ моль}} = 33,6 \text{ л}.$$

Відповідь. Для окиснення алюмінію масою 54 г необхідно витратити кисень об'ємом 33,6 л (н. у.) ($V(\text{O}_2) = 33,6$ л).

Варіант 2



$$\nu = 4 \text{ моль}$$

$$M = 27 \text{ г/моль}$$

$$m = 27 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 108 \text{ г}$$

$$108 \text{ г} : 54 \text{ г} = 67,2 \text{ л} : x;$$

$$x = \frac{54 \text{ г} \cdot 67,2 \text{ л}}{108 \text{ г}} = 33,6 \text{ л.}$$

$$\nu = 3 \text{ моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}$$

Відповідь. Для окиснення алюмінію масою 54 г необхідно витратити кисень об'ємом 33,6 л (н. у.) ($V(\text{O}_2) = 33,6$ л).

Для розв'язування задачі треба знати формули, що виражають взаємозв'язок між величинами

Для кожної з речовин потрібно застосовувати одну й ту саму одиницю вимірювання

Виконуючи дії з іменованими числами і використовуючи при цьому будь-які зручні одиниці вимірювання, стеж за тим, у яких одиницях має бути відповідь.

Зверни увагу, майже кожна хімічна задача може бути розв'язана кількома способами. Намагайся знаходити різні варіанти розв'язування конкретної задачі, а обирай той з них, який є найраціональнішим.

Для розв'язування розрахункової задачі використовуй такий **алгоритм**:

1. Запиши скорочену умову задачі.
2. Склади рівняння хімічної реакції.
3. Підкресли в рівнянні формули речовин, про які йдеться в умові задачі (відомої і невідомої).
4. Над формулами речовин з умови задачі запиши відому величину й невідому з відповідними одиницями вимірювання (йдеться лише про чисті речовини, без домішок).

5. Під формулами речовин з відомою і невідомою величиною запиши відповідні значення цих величин, знайдені за рівнянням реакції.

6. Склади й розв'яжи пропорцію на підставі двох даних, узятих з рівняння реакції, і двох даних — з умови задачі.

7. Запиши повне формулювання відповіді.

ВИСНОВКИ

Рівняння хімічної реакції відображає матеріальний баланс процесу, тому воно дає змогу здійснювати розрахунки маси, об'єму або кількості речовини продуктів реакції чи вихідних речовин.

Щоб розв'язати хімічну задачу треба правильно написати формули речовин, вміти правильно скласти рівняння хімічної реакції і пам'ятати, що розв'язування задачі буде-ть-ся на використанні прямо пропорційної залежності між кількісними характеристиками величин.

Для розв'язування задачі треба знати формули, що виражають взаємозв'язок між величинами (див. форзац).

Можна використовувати будь-які величини, але для кожної з речовин (чи взятої з умови задачі, чи з рівняння реакції) потрібно застосовувати одну й ту саму величину.

Завдання для самоконтролю

1. У виробництві гуми як наповнювач використовують сажу (являє собою майже чистий вуглець). Її добувають неповним спалюванням природного газу метану CH_4 за рівнянням



Обчисли масу метану, необхідного для добування сажі масою 1000 т.

2. Унаслідок взаємодії магнію кількістю речовини 0,1 моль з киснем утворюється магній оксид масою

(а) 1 г; (б) 2 г; (в) 3 г; (г) 4 г.

3. Якщо в кисні спалити 4 г кальцію, то при цьому утвориться кальцій оксид масою
(а) 112 г; (б) 11,2 г; (в) 5,6 г; (г) 2,8 г.
4. Якщо утворився купрум(II) оксид масою 4 г, то з міддю прореагував кисень кількістю речовини і масою
(а) 0,025 моль, 0,8 г; (в) 1 моль, 160 г;
(б) 0,05 моль, 1,6 г; (г) 2 моль, 320 г.
5. Об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утворюється внаслідок повного згоряння вуглецю кількістю речовини 0,3 моль, становить
(а) 3,36 л; (б) 6,72 л; (в) 13,44 л; (г) 22,2 л.

Додаткові завдання

6. Обчисли маси ртуті й кисню, необхідні для добування меркурій(II) оксиду кількістю речовини 0,1 моль.
7. В якому випадку витратиться більший об'єм кисню (н. у.) — у разі спалювання літію кількістю речовини 1 моль чи спалювання такої ж кількості речовини кальцію? Відповідь підтвердь розрахунком.
- 8*. У зерносховищах для звільнення приміщення від шкідників зерна часто спалюють сірку з розрахунку, аби кожний кубічний метр повітря містив не менше, як 50 г сульфур(IV) оксиду SO_2 . Обчисли масу сірки, яку потрібно спалити в приміщенні об'ємом 5000 м^3 .
- 9*. Барій спалили в кисні об'ємом 5,6 л (н. у.). Яку масу барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ можна добути з утвореного оксиду?
- 10*. Фосфор масою 248 г спалили в кисні. Утворений оксид прокип'ятили з водою. Яка кількість речовини і якої з фосфатних кислот утворилася при цьому?

§ 8. КИСЛОТИ

Тобі треба

мати уявлення: про поширення кислот у природі; кислотний залишок; основність кислот;

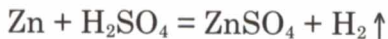
знати: формули і назви кислот; класифікацію кислот; правила поводження з кислотами;

уміти обчислювати: валентність кислотного залишку.

Склад кислот. Тобі вже відомі формули деяких кислот, наприклад HCl — хлоридна кислота, H_2SO_4 — сульфатна кислота, H_3PO_4 — ортофосфатна кислота. Зверни увагу, у формулах кислот на першому місці стоїть символ *Гідрогену*, а далі — атом або група атомів, що називаються *кислотним залишком*. Під час хімічних реакцій кислотний залишок переходить без змін з однієї сполуки в іншу.

Дослід. У демонстраційну пробірку наливаємо розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 , вміщуємо туди дві гранули цинку і закриваємо пробірку пробкою, в яку вставлена скляна трубочка з відтягнутим кінцем. Відбувається реакція, внаслідок якої виділяється газ. Це — водень H_2 . Він горючий. Перевіримо водень на чистоту, перш ніж підпалювати його. Адже суміш водню з киснем або повітрям здатна вибухати, а чистий водень горить спокійно (мал. 4).

Що ж відбулось у пробірці? Запиши рівняння реакції:

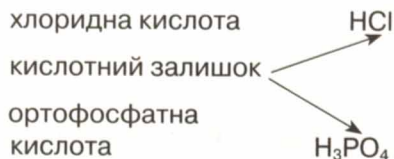


Як бачиш, група атомів SO_4 , не змінюючись, перейшла з однієї сполуки в іншу. Отже, SO_4 — кислотний залишок сульфатної кислоти.

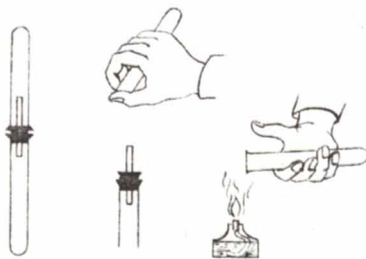
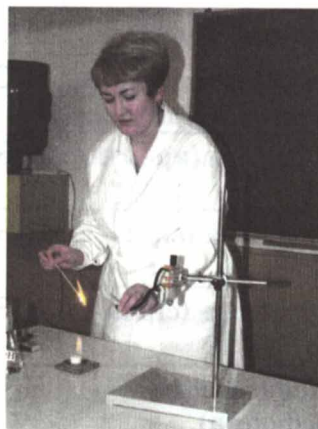
Як правило, кислотні залишки утворюють елементи-неметали. За формулами кислот можна визначати валентність кислотних залишків.

Валентність кислотних залишків дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на метал.

Приклади кислот:



Під час хімічних реакцій кислотний залишок, не змінюючись, переходить з однієї сполуки в іншу



Мал. 4. Перевірка водню на чистоту

Оце число атомів Гідрогену в кислоті називається *основністю кислоти*. Наприклад, сульфатна кислота H_2SO_4 двох-основна, а валентність її кислотного залишку SO_4 дорівнює 2 (табл. 3).

Таблиця 3. Склад, назви і властивості кислот

Назва кислоти	Формула кислоти	Кислотний залишок	Валентність кислотного залишку	Агрегатний стан кислоти за стандартних умов
Хлоридна (соляна)	HCl	Cl	I	Існує лише в розчині
Нітратна (азотна)	HNO_3	NO_3	I	Рідина
Карбонатна (вугільна)	H_2CO_3	CO_3	II	Існує лише в розчині
Силікатна (кремнієва)	H_2SiO_3	SiO_3	II	Тверда речовина
Сульфідна (сірководнева)	H_2S	S	II	Існує лише в розчині
Сульфатна (сірчана)	H_2SO_4	SO_4	II	Рідина
Ортофосфатна (фосфорна)	H_3PO_4	PO_4	III	Тверда речовина

Примітка. У дужках наведено традиційні назви кислот, які ще трапляються в літературі.

Чи знаєш ти, що першою кислотою, про яку дізналась людина, була, мабуть, оцтова кислота? Вона утворюється внаслідок скисання виноградного вина

Класифікація кислот. Кислоти поділяють:

а) за основністю на одно-, дво-, три- і багатоосновні (табл. 4).

Таблиця 4. Класифікація кислот за основністю

КИСЛОТИ		
Одноосновні	Двохосновні	Триосновні
HCl	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄
HNO ₃	H ₂ SiO ₃	
HPO ₃	H ₂ CO ₃	

б) за складом на оксигеновмісні й безоксигенові (табл. 5).

Таблиця 5. Класифікація кислот за складом

КИСЛОТИ			
Оксигеновмісні		Безоксигенові	
Формула	Назва	Формула	Назва
HNO ₃	Нітратна	HCl	Хлоридна
HPO ₃	Метафосфатна	HBr	Бромідна
H ₂ CO ₃	Карбонатна	HI	Йодидна
H ₂ SO ₄	Сульфатна	HF	Флуоридна
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна	H ₂ S	Сульфідна



Звичайний оцет — це розчин оцтової кислоти

Фізичні властивості кислот. За стандартних умов багато кислот — рідини (H₂SO₄, HNO₃), але є й тверді кислоти — ортофосфатна H₃PO₄, метафосфатна HPO₃, силікатна (драглиста маса) H₂SiO₃. Всі кислоти важчі за воду. Деякі кислоти леткі (HCl, HNO₃), вони мають задушливий запах. Майже всі кислоти безбарвні.

Кислоти — їдкі речовини. Особливо небезпечні сульфатна, нітратна та хлоридна кислоти. Вони роз'їдають папір, деревину, тканини. Бризки кислот, що потрапили на шкіру, можуть спричини-

Чи знаєш ти, що сульфатну кислоту людина знає вже 1000 років



Лимон містить лимонну кислоту



Яблуко містить яблучну кислоту



До складу мінеральних вод входить карбонатна кислота

ти хімічний опік. Тому поводитися з кислотами треба обережно. Особливо слід берегти очі. В хімічних лабораторіях під час роботи з кислотами очі захищають окулярами. Якщо бризки кислоти потрапили на шкіру або в очі, їх треба негайно змити великою кількістю води і звернутися до медпункту.

Поширення у природі. Мабуть, ти знаєш, що багато харчових продуктів кислі на смак. Такого смаку їм надають органічні кислоти (вивчатимуться пізніше). Кислий смак лимона зумовлений наявністю лимонної кислоти, яблука — яблучної кислоти, кислого молока — молочної кислоти. Щавель має кислий смак, бо в його листі міститься щавлева кислота. Оцет є розчином оцтової кислоти.

Неорганічні кислоти, які ти зараз вивчаєш, також трапляються у природі у вільному стані. Наприклад, сульфідна (сірководнева) кислота H_2S є у вулканічних газах і у водах мінеральних джерел (Мацеста — Сочі на Чорноморському узбережжі Кавказу, в Україні — Немирів). Хлоридна кислота HCl входить до складу шлункового соку. Карбонатна кислота H_2CO_3 — до складу природних мінеральних вод (Боржомі, Єсентуки, Нарзан на Кавказі, в Україні — Миргородська, Лужанська, Свалява, Трускавецька). Нітратна HNO_3 і сульфитна H_2SO_3 кислоти трапляються в дощовій воді («кислотні дощі»).

Застосування кислот. Найбільше значення має сульфатна кислота H_2SO_4 . Її використовують для добування ін-

ших кислот, солей, мінеральних добрив, пластмас, штучного волокна, ліків, фарб, вибухових речовин тощо. Серед найважливіших кислот — хлоридна HCl й нітратна HNO_3 . Їх застосовують для добування солей, ліків, мінеральних добрив, багатьох органічних сполук.

У життєдіяльності організмів кислоти відіграють важливу роль. Тому споживання їх у невеликих кількостях необхідне. В організм людини кислоти потрапляють з овочами, фруктами та іншими продуктами.

ВИСНОВКИ

Кислоти — складні речовини, що містять у своєму складі Гідроген, здатний заміщуватися на метал, і кислотний залишок.

За складом кислоти бувають оксигеновмісні та безоксигенові, а за основністю — одно-, дво-, три- і багатоосновні.

Основність кислоти визначається числом атомів Гідрогену, які заміщуються металом.

Від основності кислоти залежить валентність кислотного залишку — атома або групи атомів, що під час хімічної реакції переходить без змін з молекули кислоти до іншої сполуки.

Чи знаєш ти, що сульфатну кислоту H_2SO_4 називають хлібом хімічної промисловості? Без неї неможливо виробництво кислот, солей, добрив, барвників та багатьох інших речовин, а також здійснення майже всіх органічних синтезів

Приклади використання кислот у побуті:



Автомобільний акумулятор містить сульфатну кислоту

§ 9. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

Тобі треба

знати: суть поняття «індикатор»; хімічні властивості кислот; суть реакцій заміщення та обміну;

уміти: розпізнавати розчини кислот; користуватися рядом активності металів; скласти рівняння реакцій, що відображають хімічні властивості кислот.

ПРИКЛАДИ	КИСЛОТ
↓	↓
Оксигеновмісні	Безоксигенові
↓	↓
H_2SO_4	HCl
H_3PO_4	HBr
HNO_3	HF
H_2SO_3	HI

Індикатори — речовини, що змінюють своє забарвлення під дією кислот (чи лугів)

Тобі відомо, що хімічні властивості речовин виявляються тільки в процесі перетворення одних речовин на інші. Тому почнемо з дослідів, які продемонструють найхарактерніші властивості кислот.

1. Кислоти діють на індикатори (речовини-визначники).

Дослід 1. У три пробірки з розчином сульфатної кислоти H_2SO_4 додамо по кілька крапель індикаторів: у першу — лакмусу, розчин стає червоним; у другу — метилового оранжевого, розчин стає рожево-червоним; у третю — фенолфталеїну, розчин залишається безбарвним.

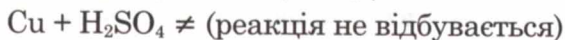
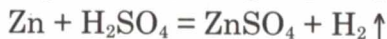
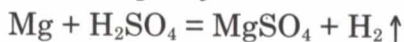
Речовини, які змінюють своє забарвлення під дією кислот (або лугів), називаються індикаторами.

Лакмус, метиловий оранжевий (метиловий оранж), фенолфталеїн — індикатори на кислоти і луги (див. таблицю на форзаці).

2. Кислоти взаємодіють з металами

Дослід 2. У три пробірки наливаемо розбавленої сульфатної кислоти. У першу вміщуємо кусочок магнію Mg, у другу — цинку Zn, у третю — міді Cu. Що

відбувається? Можна помітити, що магній енергійно реагує з кислотою, витісняючи водень, цинк — дещо повільніше, а мідь — не реагує.



Краплю розчину з першої і другої пробірки наносимо на скляну пластинку й нагріваємо в полум'ї спиртівки. Вода випаровується, а на пластинці залишаються білі плями, утворені дрібними кристаликами речовини, — це солі: магній сульфат MgSO_4 і цинк сульфат ZnSO_4 . Відбулися реакції, у процесі яких атоми Магнію і Цинку замінили атоми Гідрогену в сульфатній кислоті, внаслідок чого утворилися солі MgSO_4 і ZnSO_4 та виділилися водень H_2 . Такі реакції належать до *реакцій заміщення*.

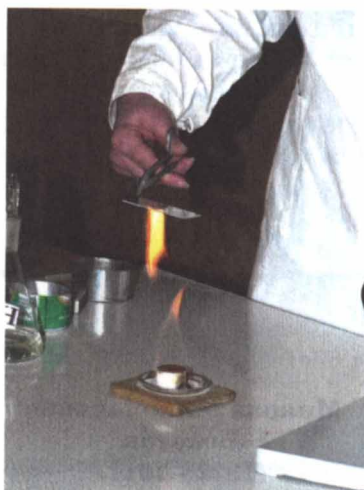
Реакції заміщення — це хімічні реакції, що відбуваються між простими і складними речовинами, в процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, утворюючи нову просту і нову складну речовини.

Виявляється, всі метали за активністю заміщення Гідрогену в кислоті (витіснення водню з кислоти) можна розмістити в ряд:

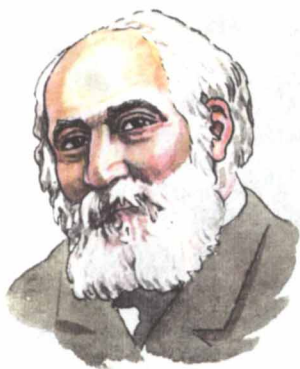
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe,

Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Утворився так званий ряд активності металів (витискувальний ряд). Уперше його склав на основі експериментальних даних видатний російський та україн-



Випарювання рідини
на скельці



**Микола Миколайович
Бекетов**
(1827—1911)

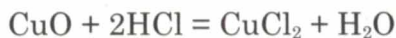
Російський і український фізико-хімік, академік Петербурзької Академії наук (з 1886), професор Харківського університету (з 1859), де вперше як самостійну наукову дисципліну читав курс фізичної хімії. Відкрив спосіб відновлення металів з їх оксидів алюмінієм, заклав основи алюмінотермії. Склав (1863) ряд активності металів, який було названо його іменем. Один із засновників фізичної хімії

Реакції заміщення — це хімічні реакції, що відбуваються між простими і складними речовинами, в процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині, утворюючи нову просту і нову складну речовини

ський учений М. М. Бекетов. Метали в цьому ряду розміщені в порядку зменшення їх активності. Метали, що стоять ліворуч від водню, здатні витіснити його з кислоти (крім нітратної), а ті, що стоять праворуч від водню, — ні¹.

3. Кислоти взаємодіють з основними оксидами.

Дослід 3. У пробірку з чорним порошком купрум(II) оксиду додаємо трохи розбавленої хлоридної кислоти і пробірку підігріваємо. З'являється зеленкуватоблакитне забарвлення. Такий колір має розчин купрум(II) хлориду CuCl_2 :



Відбулася реакція, у процесі якої атоми Купруму з купрум(II) оксиду CuO та атоми Гідрогену з хлоридної кислоти HCl обмінялися місцями. Такі реакції називаються *реакціями обміну*.

Реакції обміну — це реакції між двома складними речовинами, в процесі яких вони обмінюються своїми складовими, утворюючи дві нові складні речовини.

ВИСНОВКИ

Кислоти мають молекулярну будову. Завдяки наявності Гідрогену в їх молекулах, водні розчини кислот виявляють спільні властивості, а саме:
— змінюють колір індикатора: лакмус і метилоранж у кислому середовищі набувають червоного забарвлення;

¹ Під час взаємодії нітратної кислоти з металами виділяються інші гази.

- взаємодіють з металами, що стоять у ряду активності металів ліворуч від водню, утворюючи сіль і виділяючи водень, тобто вступають у реакції заміщення;
- взаємодіють з основними оксидами, утворюючи сіль і воду, тобто вступають у реакції обміну.

Реакції обміну — це реакції між двома складними речовинами, в процесі яких вони обмінюються своїми складовими, утворюючи дві нові складні речовини

Завдання для самоконтролю

1. Як виявити, що молоко вже почало скисати, хоча це ще не відчувається на смак?
2. Як хімічним шляхом відрізнити срібло від цинку?
3. В якому разі виділятиметься водень під час змішування: а) цинку і сульфатної кислоти; б) алюмінію і хлоридної кислоти; в) ртуті й хлоридної кислоти; г) магнію та сульфатної кислоти; д) барію та ортофосфатної кислоти. Напиши рівняння можливих реакцій.
4. Напиши рівняння хімічних реакцій, що відбуваються в разі таких перетворень: а) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$; б) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3$.
5. Яка кількість речовини ферум(III) сульфату утвориться внаслідок взаємодії ферум(III) оксиду з сульфатною кислотою масою 490 г?
6. Поміркуй, чи розширилися твої знання про хімічні властивості оксидів у результаті вивчення кислот? Відповідь обґрунтуй.

Додаткові завдання

7. Склади формули кислот, які містять такі кислотні залишки: ClO_4 із валентністю 1; SeO_4 із валентністю 2; AsO_4 із валентністю 3. Назви ці кислоти.
8. Напиши рівняння реакцій у тих випадках, де вони можливі:

$ZnO + HCl \rightarrow$	$Na_2O + HNO_3 \rightarrow$	$BaO + HNO_3 \rightarrow$
$Mg + H_3PO_4 \rightarrow$	$Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$	$K_2O + H_2SO_4 \rightarrow$
$Cu + HCl \rightarrow$	$Al + H_2SO_4 \rightarrow$	$Hg + H_2SO_4 \rightarrow$
9. Унаслідок взаємодії магнію з хлоридною кислотою кількістю речовини 0,5 моль можна добути водень об'ємом (н. у.)

(а) 4,2 л; (б) 8,4 л; (в) 5,6 л; (г) 22,4 л.
- 10*. Яка кількість речовини сульфатної кислоти необхідна для взаємодії з тим алюміній оксидом, який утворився внаслідок взаємодії з киснем алюмінію масою 216 г.

§ 10. ХЛОРИДНА КИСЛОТА І ХЛОРОВОДЕНЬ

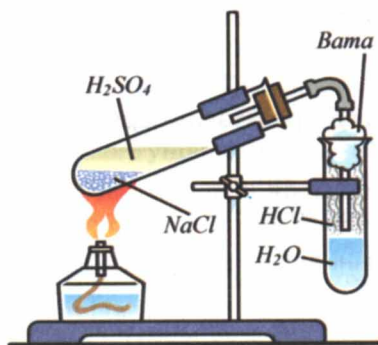


Тобі треба

мати уявлення: про застосування хлоридної кислоти та її значення;

знати: спосіб добування хлоридної кислоти в лабораторії; фізичні властивості хлороводню; хімічні властивості хлоридної кислоти;

вміти: складати рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості хлоридної кислоти.



Мал. 5. Добування хлоридної кислоти в лабораторії

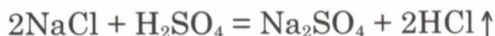
Добування хлоридної кислоти. Хлоридна кислота являє собою розчин газоватої речовини хлороводню HCl у воді. Отже, щоб дістати хлоридну кислоту, треба добути хлороводень і розчинити його у воді.

У лабораторних умовах хлороводень HCl добувають із кристалічного натрій хлориду NaCl (кухонна сіль) під час нагрівання з концентрованою сульфатною кислотою (мал. 5).

У разі слабого нагрівання не весь Гідроген сульфатної кислоти обмінюється на Натрій, тому утворюється так звана *кисла сіль* — натрій гідрогенсульфат NaHSO_4 :



У разі сильного нагрівання — натрій сульфат Na_2SO_4 (середня сіль):



Фізичні властивості хлороводню. Хлороводень HCl — безбарвний газ із різким запахом, трохи важчий за повітря, дуже добре розчиняється у воді: за температури 20°C в одному об'ємі води роз-

чиняється майже 500 об'ємів хлороводню, у вологому повітрі «димить». Чому?

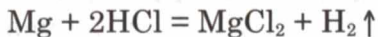
Якщо добутий хлороводень поглинути водою, як показано на мал. 5, то при цьому утвориться розбавлена хлоридна кислота. Зверни увагу на малюнок: кінець газовідвідної трубки, з якої виділяється хлороводень, не торкається поверхні води. Чому?

Концентрована хлоридна кислота (масова частка HCl дорівнює 37—40 %) — це безбарвний розчин, який «димить» у вологому повітрі, з різким запахом унаслідок виділення хлороводню.

Хімічні властивості хлоридної кислоти. Хлоридна кислота має високу хімічну активність. Вона виявляє загальні властивості, характерні для більшості кислот. Пригадай, які саме.

1. Зміна забарвлення індикаторів: лакмус у хлоридній кислоті червоніє, метилоранж — рожевіє, фенолфталеїн залишається безбарвним.

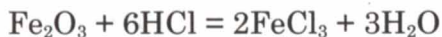
2. Взаємодія з металами:



Виконай **лабораторний дослід**. Візьми дві пробірки з хлоридною кислотою (по 1 мл в кожній). У першу обережно опусти гранулу цинку, а в другу — кусочок мідного дроту. Що спостерігається? Чому? Напиши відповідні рівняння реакцій.

З пробірки, в якій відбулася реакція між цинком і хлоридною кислотою, відбери піпеткою 1—2 краплі розчину, помісти на предметне скло і, тримаючи високо над полум'ям, випари розчин. Що залишилося на склі? Що це засвідчує?

3. Взаємодія з основними оксидами:



Хлороводень у 1,26 раза важчий за повітря, тому його збирають, опустивши газовідвідну трубку в суху посудину

Хлороводень легко розчиняється у воді з виділенням великої кількості теплоти

Хлоридна кислота — водний розчин хлороводню

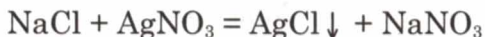
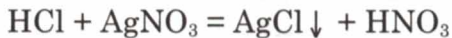
Аргентум нітрат AgNO_3 — реактив на хлоридну кислоту та хлориди

За якими ознаками можна висновувати про перебіг реакції?

На відміну від хлоридної кислоти сухий хлороводень за стандартних умов не реагує ні з металами, ні з їх оксидами. Тому його зберігають у сталевих балонах під тиском.

4. Якісна реакція на хлоридну кислоту та її солі.

Хлоридна кислота взаємодіє з розчином аргентум нітрату AgNO_3 , утворюючи білий сирнистий осад (схожий на звуржене молоко) аргентум хлориду AgCl , який не розчиняється ні у воді, ні в кислотах:



Цю особливу властивість хлоридної кислоти використовують, аби розпізнати її та її солі серед інших кислот та солей.

Аргентум нітрат AgNO_3 — реактив на хлоридну кислоту та її солі, хлориди.

Застосування хлоридної кислоти. З усіх безоксигенових кислот хлоридна кислота має особливо велике значення. Вона широко використовується в суспільному господарстві. Її застосовують для добування хлоридів металів (Цинку, Феруму, Мангану), для очищення поверхні металів від оксидів перед лудінням (вкриття оловом), нікелюванням, хромуванням. Щоб сам метал при цьому не реагував з кислотою, до неї додають спеціальні речовини — інгібітори (сповільнювачі реакцій), які захищають метал від руйнування в кислоті, але не

перешкоджають оксидам з нею взаємодіяти.

Хлоридна кислота використовується в медицині. Вона входить до складу шлункового соку (майже 0,3 %), сприяє перетравлюванню їжі й убиває хвороботворні бактерії. За нестачі в шлунковому соку хлоридної кислоти лікар призначає вживати її всередину (розбавлений розчин). Якщо ж вміст HCl у шлунковому соку підвищений, відчувається печія. У такому разі людина вживає ліки для нейтралізації надлишку хлоридної кислоти в шлунку.

Хлоридну кислоту перевозять у скляних суліях або сталевих посудинах, вкритих зсередини гумою. Якщо ж до кислоти додати інгібіторів, то її можна перевозити і в сталевих цистернах.

Інгібітори — речовини, що сповільнюють хімічні реакції

ВИСНОВКИ

Хлоридна кислота являє собою водний розчин хлороводню. Вона має високу хімічну активність. За стандартних умов виявляє властивості, характерні взагалі для кислот: змінює забарвлення індикаторів, взаємодіє з металами та оксидами металів.

Особливою хімічною властивістю хлоридної кислоти є здатність взаємодіяти з аргентум нітратом AgNO_3 , утворюючи білий осад AgCl , який не розчиняється ні у воді, ні в кислотах. Ця реакція використовується для розпізнавання хлоридної кислоти та її солей, тому називається якісною.

Завдання для самоконтролю

1. Що являє собою хлороводень і як його можна добути?
2. Напиши рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості хлоридної кислоти.
3. Як довести: а) що водний розчин — кислота; б) що ця кислота — хлоридна? Де треба, напиши рівняння реакції.
4. Напиши рівняння реакцій, що відображають такі перетворення:
а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2$; б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
5. Об'єм водню (н. у.), який можна добути внаслідок дії хлоридної кислоти на магній кількістю речовини 5 моль, дорівнює
(а) 14 л; (б) 28 л; (в) 56 л; (г) 112 л.

Додаткові завдання

6. Маса ферум(III) оксиду, яку можна зняти з поверхні металу, якщо взяти для очищення хлоридну кислоту, що містить хлороводень кількістю речовини 30 моль, дорівнює
(а) 800 г; (б) 400 г; (в) 200 г; (г) 100 г.
- 7*. Для синтезу хлороводню взято водень масою 32 кг і хлор масою 355 кг. Обчисли масу хлороводню, що утворився. Який газ і якої маси залишиться?
- 8*. Хлороводень, що утворився внаслідок обробки сульфатною кислотою кількістю речовини 0,02 моль суміші солей масою 6,46 г, яка містить кальцій хлорид, поглинули розчином аргентум нітрату. Визнач масу утвореного аргентум хлориду і масову частку кальцій хлориду в суміші солей (інших хлоридів у складі суміші немає).
- 9*. В одному об'ємі води розчинили 125 об'ємів хлороводню (н. у.). Обчисли масову частку HCl у добутому розчині хлоридної кислоти.
- 10*. Натрій хлорид масою 5,85 г прореагував з сульфатною кислотою. Газ, що при цьому виділився, пропустили через 200 мл розчину срібла нітрату з масовою часткою AgNO_3 10 % і густиною 1,1 г/мл. Визнач масу осаду, що утворився при цьому.

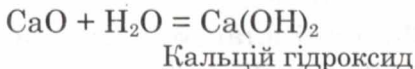
§ 11. ОСНОВИ

Тобі треба

знати: класифікацію основ; властивості основ; правила поводження з лугами;

уміти: розпізнавати розчини лугів; записувати формули основ і виводити їх назви; складати рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості основ.

Склад і назви основ. Вивчаючи хімічні властивості оксидів, тобі вже стало відомо, що оксиди активних металів (Натрію, Калію, Кальцію, Барію) взаємодіють з водою, утворюючи гідрати оксидів, або гідроксиди:



Гідроксиди металів із загальною формулою Me(OH)_n , де Me — метал, а n — валентність цього металу (як правило, $n \leq 3$), належать до класу основ.

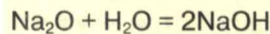
Основами називають складні речовини, до складу яких входять лише атоми металу і гідроксильні групи.

Гідроксильна група, або гідроксогрупа, утворюється з молекул води H_2O :



Її валентність завжди 1 (чому?). Кількість гідроксогруп у складі основи залежить від валентності металу. Відповідно і назви гідроксидів утворюються з назви металу в називному відмінку і слова «гідроксид». Наприклад, NaOH — натрій гідроксид, Al(OH)_3 — алюміній гідроксид. Для металів, що мають змінну валент-

Оксиди активних металів, взаємодіючи з водою, утворюють гідроксиди:



Основи — сполуки, що складаються з атома металу і гідроксогруп

Кількість гідроксогруп у складі основи залежить від валентності металу

Усі основи мають немолекулярну будову

ПРИКЛАДИ ОСНОВ

Розчинні (луги)	Нерозчинні
↓	↓
NaOH	Pb(OH) ₂
KOH	Mg(OH) ₂
Ca(OH) ₂	Fe(OH) ₃
Ba(OH) ₂	Cu(OH) ₂

Їдкі луги (NaOH, KOH) роз'їдають шкіру, тканини та інші речовини. Їх не можна брати руками (спричиняють опіки), а тільки пінцетом

Чи знаєш ти, звідки походить слово «луг»? Так називали мильний настій попелу, що використовувався для прання

ність, у дужках після назви металу римською цифрою зазначають його валентність в даному гідроксиді.

Наприклад, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — ферум(III) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — ферум(II) гідроксид.

Усі гідроксиди мають немолекулярну будову. Їх формули показують не склад молекул, оскільки в кристалах гідроксидів молекул немає, а співвідношення атомів металу і гідроксильних груп.

Класифікація основ. За розчинністю у воді основи поділяють на: а) розчинні, або луги, — NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂ тощо; б) нерозчинні — купрум(II) гідроксид Cu(OH)₂, ферум(III) гідроксид Fe(OH)₃ та ін.

Фізичні властивості основ. За стандартних умов усі луги — тверді речовини білого кольору, добре розчинні у воді. NaOH і KOH — милькі на дотик, дуже їдкі. Вони роз'їдають шкіру, тканини, папір та інші матеріали. За цю властивість їх називають їдкими лугами. Так, натрій гідроксид NaOH — їдкий натр, а калій гідроксид KOH — їдке калі.

У зв'язку з тим, що кристалічні їдкі луги, що потрапили на шкіру, спричиняють опіки, їх не можна брати руками, а тільки пінцетом. Якщо ж розчин лугу все ж таки потрапив на шкіру, необхідно відразу ж змити його великою кількістю води, аж доки щезне відчуття мильності, а потім нейтралізувати розчином борної кислоти H_3BO_3 .

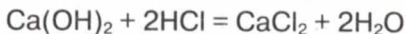
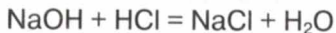
Нерозчинні основи також тверді речовини, але вони по-різному забарвлені. Так, купрум(II) гідроксид Cu(OH)₂ має блакитний із зеленкуватим відтінком ко-

лір, ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурий, а $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — блідо-зеленкуватий, майже білий.

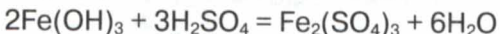
Основи — за стандартних умов тверді речовини

Хімічні властивості основ. Хімічні властивості лугів різноманітніші, ніж нерозчинних гідроксидів. Для ознайомлення з ними виконай лабораторні досліди, наведені нижче.

Дослід 1. У дві пробірки налий розчини: в першу — натрій гідроксиду, в другу — кальцій гідроксиду, а в третю — насип трохи ферум(III) гідроксиду і добавь сюди 1—2 мл води. У кожену пробірку добавь по 1—2 краплі фенолфталеїну (або лакмусу). Що спостерігаєш? Що це засвідчує? Далі до вмісту перших двох пробірок краплями додавай розбавленої хлоридної кислоти до повної нейтралізації лугу — натрій гідроксиду та кальцій гідроксиду. Що спостерігаєш? Які речовини утворилися? Запиши рівняння відповідних реакцій:

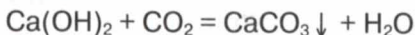


Дослід 2. На дно двох пробірок поклади за допомогою мікрошпателю або лопатки: в першу — купрум(II) гідроксид, у другу — ферум(III) гідроксид. В одну пробірку додай 0,5 мл розбавленої хлоридної кислоти, а в другу — стільки само розчину сульфатної кислоти. Перемішай вміст пробірок струшуванням. Що спостерігаєш? Якого кольору набули розчини? Які нові речовини утворилися? Запиши рівняння реакцій:



Реакції між основами і кислотами, внаслідок яких утворюються сіль і вода, називають реакціями нейтралізації. Вони належать до реакцій обміну.

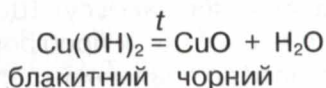
Дослід 3. У пробірку налий 1 мл вапняної води (прозорий розчин кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Через одноразову скляну трубочку (або поліетиленову для коктейлю) обережно видихай повітря у вапняну воду. Розчин каламутніє, оскільки утворюється нерозчинна сіль CaCO_3 — кальцій карбонат:



Що засвідчує даний дослід? Дослід засвідчує те, що розчинні основи (луги) можуть взаємодіяти з оксидами неметалів, тобто кислотними оксидами, утворюючи сіль і воду.

Зверни увагу, утворюється сіль тієї кислоти, яка відповідає даному кислотному оксиду. У даному разі кислотному оксиду CO_2 відповідає кислота H_2CO_3 , ось чому у формулі солі поряд з хімічним символом металу Ca стоїть не оксид CO_2 , а кислотний залишок CO_3 тієї кислоти, яка відповідає цьому оксиду.

Дослід 4. На дно сухої пробірки вмісти трохи купрум(II) гідроксиду. Пробірку закріпи похило в тримачі лабораторного штатива. Спочатку прогрій усю пробірку, а потім нагрівай те місце, де міститься купрум(II) гідроксид. Які зміни відбуваються з речовиною? Що спостерігаєш на стінках пробірки? Якого кольору утворюється нова тверда речовина? Запиши рівняння реакції:



Отже, нерозчинні основи під час нагрівання розкладаються на оксид металу (основний оксид) і воду.

Реакції нейтралізації належать до реакцій обміну

Узагальнимо набуті знання, порівнюючи хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ (табл. 6).

Таблиця 6. Хімічні властивості основ

ОСНОВА	
розчинна (луг)	нерозчинна
1. Діє на індикатори	На індикатори не діє
2. Усі основи взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль і воду, — реакція нейтралізації: $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
3. Взаємодіє з оксидами неметалів (кислотними оксидами): $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	З кислотними оксидами реакції не характерні
4. Їдкі луги NaOH і KOH під час нагрівання не розкладаються	Під час нагрівання розкладаються на основний оксид і воду: $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$

Застосування основ. Натрій гідроксид NaOH використовують у виробництві мила, паперу, штучного волокна, для очищення нафтопродуктів. Калій гідроксид KOH — у виробництві рідкого мила та як електроліт для лужних акумуляторів. Кальцій гідроксид Ca(OH)₂ (гашене вапно) — як будівельний матеріал.

Чи знаєш ти, що суміш піску, подрібненого каменю та вапна Ca(OH)₂ використовували в будівельній справі ще 2 000 років тому?

ВИСНОВКИ

Основи мають немолекулярну будову. Завдяки наявності гідроксильної групи в їхньому складі, водні розчини основ (луги) мають спільні властивості — змінюють колір індикаторів: лакмус у лужному середовищі синіє, фенолфталеїн набуває малинового забарвлення, а метилоранж — жовтого. Нерозчинні основи на індикатори не діють.

Спільною властивістю для всіх основ (і розчинних, і нерозчинних) є здатність взаємодіяти з кислотами, тобто вступати в реакцію нейтралізації, утворюючи сіль і воду.

Розчинні основи — луги — взаємодіють з кислотними оксидами (оксидами неметалів), утворюючи сіль тієї кислоти, що відповідає взятому оксиду, і воду.

Нерозчинні основи, на відміну від лугів, розкладаються під час нагрівання на основний оксид і воду.

Завдання для самоконтролю

1. Які речовини належать до основ і як їх класифікують? Наведи приклади.
2. Чому гідроксильна група має валентність 1?
3. Розкажи, що тобі відомо про натрій гідроксид?
4. Напиши рівняння реакцій, які ілюструють властивості таких основ: KOH і Fe(OH)₃.
5. Як здійснити такі перетворення:
$$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2?$$
Напиши відповідні рівняння реакцій.
6. Де більша масова частка Купрум(II) гідроксиді чи у купрум(I) гідроксиді? Відповідь обґрунтуй, не вдаючись до обчислень.
7. Який об'єм (н. у.) сульфур(IV) оксиду можна поглинути розчином, що містить барій гідроксид кількістю речовини 3 моль?

Додаткові завдання

8. У результаті прожарювання алюміній гідроксиду масою 312 т можна добути алюміній оксид масою
(а) 21 т; (б) 51 т; (в) 102 т; (г) 204 т.
9. Як здійснити такі перетворення:
$$P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2?$$

Напиши відповідні рівняння реакцій.
- 10*. Який об'єм (н. у.) водню виділиться, якщо розчинити у воді лужний метал кількістю речовини 1 моль?
- 11*. До розчину, що містить 2 моль натрій гідроксиду, додали розчин, що містить 2 моль сульфатної кислоти. Утворений розчин випарили досуха. Яка сіль утворилася при цьому? Визнач масу цієї солі.
- 12*. Скільки молекул води припадатиме на кожен молекулу натрій гідроксиду в розчині, добутому дією натрію масою 2,3 г на воду масою 19,8 г?
- 13*. Унаслідок спалювання двовалентного металу масою 6 г утворився його оксид масою 8,4 г. Який це метал? Яку масу гідроксиду цього металу можна добути, якщо утворений оксид розчинити у воді?
- 14*. Унаслідок взаємодії з водою одновалентного металу масою 19,5 г виділився водень об'ємом 5,6 л (н. у.). Назви метал і обчисли кількість речовини води, необхідної для взаємодії з металом зазначеної маси.

§ 12. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ Й ОКСИДИ

Тобі треба

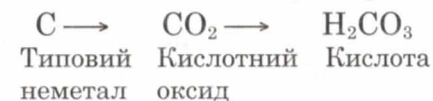
розуміти: зміст поняття «амфотерність»;

знати: типові амфотерні гідроксиди й оксиди;

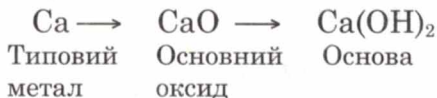
вміти: складати рівняння реакцій, що доводять амфотерність $Zn(OH)_2$ і ZnO .

Елементи-неметали, оксиди й гідрати оксидів яких виявляють лише кислотні властивості, — це типові неметали

Тобі вже відомо, що метали і неметали утворюють оксиди, яким відповідають певні основи або кислоти, наприклад:



Хімічні елементи-неметали, оксиди й гідрати оксидів яких виявляють тільки кислотні властивості, називають *типовими неметалами*. Наприклад, S, N, P, Cl тощо.



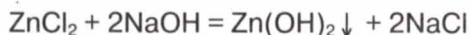
Хімічні елементи-метали, оксиди й гідроксиди яких виявляють тільки основні властивості, називають *типовими металами*. Наприклад, Na, K, Ba, Ca, Mg тощо.

Є ще й такі елементи, оксиди й гідроксиди яких здатні виявляти подвійні властивості — як кислотні, так і основні. До них належить Цинк. Його гідроксид, реагуючи з кислотою, виявляє основні властивості, а реагуючи з лугом, — кислотні.

Здатність речовини виявляти кислотні або основні властивості залежно від природи сполуки, з якою вона взаємодіє, називається амфотерністю.

Аби переконатися в цьому, виконай лабораторні досліді.

Дослід 1. У пробірку з розчином цинк хлориду ZnCl_2 додавай краплями розчин луку NaOH . Після додавання кожної краплі розчину луку злегка струшуй пробірку. Незабаром вона заповниться білим осадом цинк гідроксиду Zn(OH)_2 у вигляді драглистої маси або пластівців:



Дослід 2. Розділи вміст пробірки разом з утвореним осадом на дві порції, переливши половину в іншу пробірку. До однієї порції добавай трохи розбавленої хлоридної кислоти, а до другої — розчин луку. Що спостерігаєш? Чому осад зник, розчинився? Що це засвідчує? Напиши рівняння відповідних реакцій і зроби висновок про властивості (основні чи кислотні), що їх виявляє цинк гідроксид під час взаємодії з кислотою та з лугом.

Елементи-метали, оксиди й гідрати оксидів яких виявляють лише основні властивості, — це типові метали

Амфотерність — здатність речовини виявляти кислотні чи основні властивості залежно від природи другого компонента, який бере участь у взаємодії

ПРИКЛАДИ

Амфотерні
оксиди

BeO
Al₂O₃
ZnO
Cr₂O₃

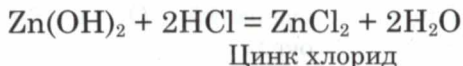
Амфотерні
гідроксиди

Be(OH)₂
Al(OH)₃
Zn(OH)₂
Cr(OH)₃

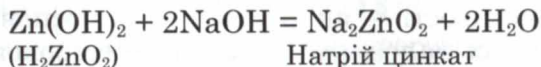
Амфотерна речовина, реагуючи з сильною кислотою, виявляє основні властивості, а реагуючи з сильною основою (лугом), — кислотні

Алюміній виявляє подвійні властивості. Він реагує з виділенням водню як з кислотами, так і з лугами (у водному розчині та в розплаві)

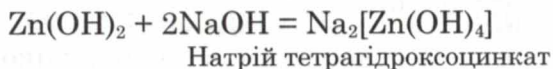
Як було помітно, осад цинк гідроксиду розчинився в обох пробірках. Отже, цинк гідроксид Zn(OH)₂ прореагував і з кислотою, і з лугом. Якщо Zn(OH)₂ реагує з кислотою, то він поводить себе як основа, утворюючи сіль і воду:



Якщо ж цинк гідроксид Zn(OH)₂ реагує з лугом, то він поводить себе як кислота H₂ZnO₂. Так, під час сплавлення з типовим лугом цинк гідроксид виявляє кислотні властивості, утворюючи також сіль і воду:

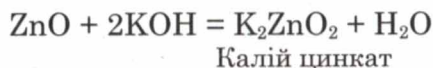
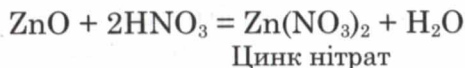


У розчинах процес зв'язаний не тільки із заміщенням атомів Гідрогену в Zn(OH)₂ на метал, а переважно з приєднанням гідроксид-іонів до молекул гідроксиду. Тому утворюються гідроксоцинкати (гідроксосолі слабких кислот):



Отже, цинк гідроксид Zn(OH)₂ легко взаємодіє і з кислотами з утворенням солей цинку, і з надлишком лугу з утворенням цинкатів. Це означає, що цинк гідроксид — амфотерна сполука.

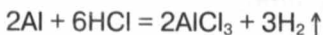
Такі ж подвійні властивості виявляє й цинк оксид:



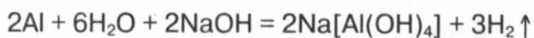
У реакції з кислотою цинк оксид виявляє властивості основного оксиду, а в реакції з лугом — кислотного оксиду. Отже, ZnO — амфотерний оксид.

Багато хімічних елементів утворюють амфотерні оксиди, наприклад BeO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , і відповідні їм амфотерні гідроксиди $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$.

Для Алюмінію, на відміну від інших елементів, характерно, що не тільки його оксид Al_2O_3 і гідроксид $Al(OH)_3$ — амфотерні сполуки, а й сам алюміній може виявляти подвійні властивості. Він реагує з виділенням водню як з кислотами, так і з лугами (у водному розчині і в розплаві):



Алюміній хлорид



Натрій тетрагідроксоалюмінат



Натрій ортоалюмінат

ВИСНОВКИ

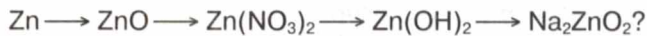
Під амфотерністю розуміють здатність хімічної сполуки виявляти кислотні або основні властивості залежно від природи іншої сполуки, яка бере участь у кислотно-основній взаємодії.

Амфотерна речовина, реагуючи з сильною кислотою, виявляє основні властивості, а реагуючи з сильною основою (лугом) — кислотні.

Типовими амфотерними гідроксидами є $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ тощо.

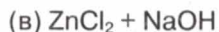
Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає суть амфотерності? Поясни на конкретному прикладі.
2. Як здійснити такі перетворення:



Напиши відповідні рівняння реакцій і зазнач назви продуктів реакції.

3. Для добування цинк гідроксиду можна використати реакцію, що відбувається за схемою



нестача



надлишок

розчин

Додаткові завдання

- 4*. На сплавлення берилій гідроксиду з лугом витрачено калій гідроксид масою 28 г. Кількість речовини калій берилату, що утворився при цьому, становить
(а) 1 моль; (б) 0,5 моль; (в) 0,25 моль; (г) 0,125 моль.
- 5*. Змішали розчин, що містить цинк нітрат кількістю речовини 2 моль, з розчином, що містить натрій гідроксид кількістю речовини 8 моль. Маса утвореної при цьому солі дорівнює
(а) 340 г; (б) 349 г; (в) 179 г; (г) 698 г.
- 6*. Визнач масову частку алюмінію і магнію в їхньому сплаві з міддю, якщо відомо, що внаслідок дії на сплав масою 2,6 г розчином лугу виділився водень об'ємом 1,12 л (н. у.), а при дії на таку саму масу сплаву хлоридної кислоти виділяється водень об'ємом 2,24 л (н. у.).

§ 13. СОЛІ

Тобі треба

мати уявлення: про поширення солей у природі;
знати: склад солей; фізичні властивості солей;
уміти: складати формули солей і виводити їх назви.

Склад солей. Ти вже знаєш, що в результаті багатьох реакцій, які відбуваються з оксидами, кислотами, основами, утворюються солі.

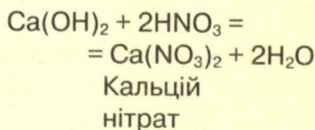
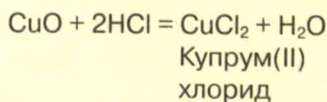
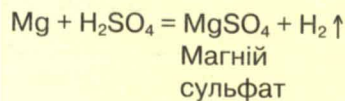
Солі — це складні речовини, до складу яких входять атоми металу й кислотні залишки.

Складаючи формулу солі, на першому місці треба написати хімічний символ металу, поруч — кислотний залишок, тоді зазначити валентність та розставити індекси. При цьому слід керуватися таким правилом:

сума одиниць валентності атомів металу має дорівнювати сумі одиниць валентності кислотних залишків.

Наприклад, тобі потрібно скласти формулу алюмінієвої солі сульфатної кислоти. Як треба діяти? Спершу напиши хімічний символ алюмінію Al, поруч — кислотний залишок сульфатної кислоти H_2SO_4 , тобто SO_4 . Над знаком Алюмінію напиши валентність 3 (визнач за періодичною системою хімічних елементів). Над кислотним залишком надпиши його валентність 2 (за основністю кислоти). За допомогою індексів зрівняй сумарні валентності. Найменше спільне кратне для чисел 3 і 2 дорівнює 6. Шукаємо індекс для Алюмінію, ділячи 6 на його валентність, дістаємо 2. Так само ділимо 6

Приклади реакцій, унаслідок яких утворюються солі:



Солі — складні речовини, утворені атомами металів і кислотними залишками

Сума одиниць валентності атомів металу має дорівнювати сумі одиниць валентності кислотних залишків

Формулами солей передають співвідношення атомів металу та кислотного залишку

Солі — речовини немолекулярної будови

на валентність кислотного залишку, дістаємо 3. Звідси формула



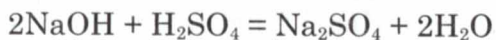
При цьому пам'ятай, хоча ми виражаємо склад солей хімічними формулами, але в кристалах солі молекул немає. Формули солей передають не склад молекул, а співвідношення атомів металу й кислотного залишку. Для алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ таке співвідношення дорівнює 2 : 3. Отже, солі — речовини немалекулярної будови.

За формулами солей можна обчислювати значення відносної молекулярної (формульної) і молярної мас, пам'ятаючи при цьому, що реальних молекул у кристалах солей немає, вони побудовані з інших частинок — йонів.

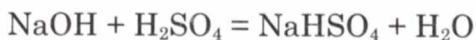
Назви солей. За міжнародною хімічною номенклатурою назва солі складається з назви елемента-металу й латинської назви кислотного залишку. Звичайно ж латинська назва кислотного залишку походить від латинської назви кислоти, яка, у свою чергу, походить від латинської назви елемента, що утворює кислоту. При цьому назва солі безоксигенової кислоти має суфікс -ид (-ід), а оксигеновмісної — -ат в разі максимальної валентності кислотоутворюючого елемента і -іт у разі його нижчої валентності. Для металів, що мають змінну валентність, у дужках після назви металу римською цифрою зазначають його валентність у даній солі (табл. 7).

Розглядаючи формули солей за табл. 7, ти можеш зробити висновок, що солі — це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на атоми металу. Якщо кислота

двох- чи багатоосновна, то атоми Гідрогену заміщуються не всі одночасно, а по- слідовно. Тоді може виникнути ситуація, коли один атом Гідрогену замістився на метал, а інший — залишився. У такому разі утворюється так звана кисла сіль, на відміну від солі середньої, яка атомів Гідрогену не містить:



2 моль 1 моль Натрій сульфат

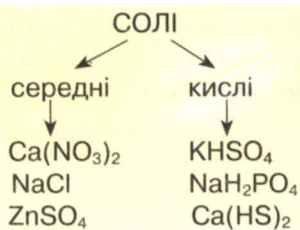


1 моль 1 моль Натрій гідрогенсульфат

Таблиця 7. Склад та назви солей

Формула кислоти, що утворює сіль	Кислотний залишок і його назва	Валентність кислотного залишку	Приклади солей
HCl	Cl — хлорид	I	NaCl — натрій хлорид; CaCl ₂ — кальцій хлорид
H ₂ S	S — сульфід	II	K ₂ S — калій сульфід; Na ₂ S — натрій сульфід
HNO ₃	NO ₃ — нітрат	I	NaNO ₃ — натрій нітрат; Cu(NO ₃) ₂ — купрум(II) нітрат
H ₂ CO ₃	CO ₃ — карбонат	II	CaCO ₃ — кальцій карбонат; MgCO ₃ — магній карбонат
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ — силікат	II	Na ₂ SiO ₃ — натрій силікат; CaSiO ₃ — кальцій силікат
H ₂ SO ₃	SO ₃ — сульфит	II	K ₂ SO ₃ — калій сульфит; Na ₂ SO ₃ — натрій сульфит
H ₂ SO ₄	SO ₄ — сульфат	II	Na ₂ SO ₄ — натрій сульфат; Fe ₂ (SO ₄) ₃ — ферум(III) сульфат; CuSO ₄ — купрум(II) сульфат
H ₃ PO ₄	PO ₄ — фосфат (ортофосфат)	III	K ₃ PO ₄ — калій ортофосфат; Ba ₃ (PO ₄) ₂ — барій ортофосфат

Солі — продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на атоми металу



- Дайте назви солей, формули яких наведено вище

Чи знаєш ти, що кухонна сіль NaCl — одна з найдавніших речовин? Коли і як вона стала відома людям, наука не знає. Кухонну сіль людина споживає, мабуть, стільки років, скільки їй самій. У минулому деякі народи Центральної Африки за 1 кг солі віддавали 1 кг золота. Потреба в солі дуже велика. Сучасна людина щороку споживає від 5 до 10 кг солі. Археологічні розкопки засвідчують, що в Прикарпатті видобували сіль кілька десятків тисячоліть тому. Нині головним джерелом солі є вода морів, океанів, солоних озер. На Землі запаси солі практично невичерпні

Як же взнати, яка сіль утвориться? Все залежить від кількості речовин, які реагують. Якщо є надлишок кислоти, то утворюється кисла сіль, якщо є надлишок лугу, — середня сіль.

Фізичні властивості солей. За стандартних умов усі солі — тверді кристалічні речовини різного кольору. Мають різну розчинність у воді (див. таблицю розчинності на форзаці). Так, усі солі нітратної кислоти — нітрати — добре розчинні (NaNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ та ін.). Усі солі Натрію і Калію також добре розчинні у воді (KCl , Na_2SO_4 та ін.). А солі фосфатної, карбонатної, силікатної кислот майже всі нерозчинні, за винятком солей Калію і Натрію. Є солі малорозчинні, наприклад кальцій сульфат CaSO_4 , і практично нерозчинні, наприклад аргентум хлорид AgCl і барій сульфат BaSO_4 .

Поширення у природі. Солі доволі поширені у природі й відіграють важливу роль у процесах обміну речовин у живих організмах. Солі містяться в клітинному соку, крові, слюзах, поті, входять до складу різних тканин: кісткової, нервової, м'язової.

Масова частка солей в організмі людини становить 5,5 %. Живі організми потребують постійного надходження солей. Тваринні організми одержують їх із питною водою та харчовими продуктами, а в рослини солі надходять з ґрунту разом з водою.

Солі мають велике значення і в суспільному господарстві. Їх використовують для добування багатьох металів, мінеральних добрив, скла, мінеральних фарб, м'яких засобів, кислот тощо.

ВИСНОВКИ

Солі мають немолекулярну будову. Це — продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на атоми металу. Вони являють собою складні речовини, що містять атоми металу й кислотні залишки.

Назви солей утворюються від назв відповідних кислот.

Солі поділяють на середні (продукти повного заміщення Гідрогену кислоти на метал) і кислі (продукти неповного заміщення Гідрогену кислоти на метал).

Завдання для самоконтролю

1. Напиши формули солей за їх назвою: а) кальцій хлорид; б) магній нітрат; в) алюміній сульфат; г) натрій силікат; д) цинк сульфід.
2. Напиши назви солей за їх формулами:
а) $MgCO_3$; б) $CuCl_2$; в) $CuCl$; г) Na_3PO_4 ; д) $Ba(NO_3)_2$.
3. Із наведеного переліку формул речовин випиши окремо формули середніх і кислих солей і зазнач їх назви: $Fe_2(SO_4)_3$, $FeSO_4$, Na_2SO_4 , $NaHSO_4$, K_2CO_3 , $CaHPO_4$, $Ba_3(PO_4)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$, $Cr(NO_3)_3$, $NaHCO_3$.
4. Як ти думаєш, чому одноосновні кислоти не утворюють кислих солей? Відповідь мотивуй.
5. Яка сіль — середня чи кисла — утвориться внаслідок дії надлишку кислоти на основний оксид металу? Покажи на конкретному прикладі.

§ 14. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

Тобі треба

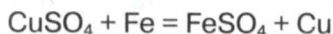
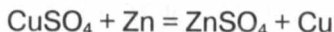
знати: хімічні властивості солей;

уміти: складати рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості солей.

Почнемо з лабораторних дослідів.

Дослід 1. У дві пробірки налий по 1 мл розчину купрум(II) сульфату й обережно (по стінці пробірки!) опусти в одну пробірку гранулу цинку, а в іншу — очищений від іржі залізний цвях. Що спостерігається? Чому? Який висновок можна зробити?

Висновок. Солі реагують з металами:



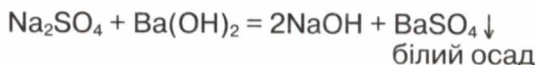
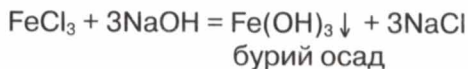
Але зверни увагу: солі реагують не з усіма металами, а лише з тими, які в ряду активності металів (див. § 9) розміщені ліворуч від того металу, який входить до складу солі. Наприклад, така реакція, як



Відбувається тільки така реакція, коли активніший метал витісняє менш активний метал з розчину його солі, внаслідок чого утворюється нова сіль і новий метал.

Пам'ятай! Для взаємодії солей з металами не можна брати дуже активні метали, наприклад Li, Na, K, Ca, оскільки вони взаємодіють з водою за стандартних умов, а реакція солей з металами відбувається у водному розчині.

Дослід 2. Візьми дві пробірки. У першу налий розчин ферум(III) хлориду і долий розчин натрій гідроксиду, а в другу — розчин натрій сульфату і долий розчин барій гідроксиду. Що спостерігається у пробірках? Що це засвідчує? Зроби висновок.

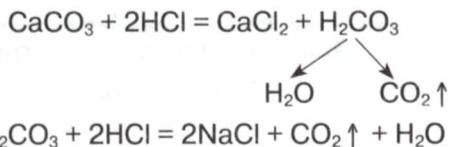


Висновок. Солі реагують з розчинними основами — лугами. Реак-

ція відбувається лише у водному розчині. Це означає, що для реакції треба брати не сухі кристалічні солі, а їх водні розчини. При цьому у водних розчинах речовини обмінюються своїми складовими, внаслідок чого утворюється нова сіль і нова основа.

Пам'ятай! Речовини, що реагують, треба підбирати так, щоб у результаті реакції одна з новоутворених речовин (основа або сіль) випадала в осад.

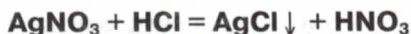
Дослід 3. В одну пробірку помісти (обережно!) кусочок мармуру CaCO_3 , а в іншу — розчин натрій карбонату Na_2CO_3 (1 мл). В обидві пробірки додай трохи розбавленої хлоридної кислоти HCl . Що спостерігається? Зроби висновок.



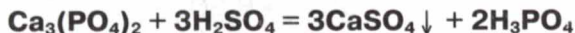
Висновок. Солі реагують з кислотами. Для реакції можна брати як суху сіль, так і її водний розчин. Відбувається реакція обміну, внаслідок якої утворюється нова сіль і нова кислота. Оскільки карбонатна кислота H_2CO_3 дуже нестійка, вона відразу ж розкладається на свій оксид — вуглекислий газ CO_2 і воду.

Пам'ятай! Реакція між сіллю і кислотою відбуватиметься лише тоді, коли:

— утворюється осад (нова сіль), не розчинний у кислотах:



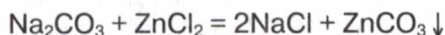
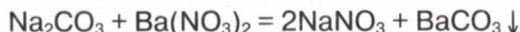
— кислота, що реагує, сильніша від тієї, якою утворена сіль:



— сіль утворена легкою кислотою, а реагуюча кислота нелетка:



Дослід 4. У дві пробірки налий розчину натрій карбонату об'ємом по 0,5 мл. В одну з пробірок додай стільки ж розчину барій нітрату, а в іншу — цинк хлориду. Що спостерігається? Чому? Зроби висновок. Зверни увагу на умови, за яких ці реакції відбуваються (див. таблицю розчинності на форзаці підручника).



Висновок. **Солі взаємодіють одна з одною.** У водному розчині відбувається реакція обміну, внаслідок якої утворюються дві нові солі.

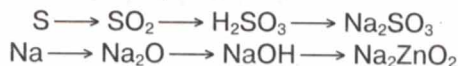
Пам'ятай! Реакція між двома солями відбуватиметься тільки тоді, коли обидві солі взято у розчині, а одна з новоутворених солей випадає в осад.

ВИСНОВКИ

Солі мають спільні хімічні властивості. За певних умов вони можуть взаємодіяти з металами, лугами, кислотами і між собою.

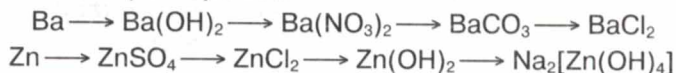
Завдання для самоконтролю

1. Які хімічні властивості характерні для солей? Відповідь ілюструй рівняннями реакцій.
2. З якими із зазначених речовин реагуватиме ферум(II) хлорид: а) мідь; б) кальцій карбонат; в) натрій гідроксид; г) аргентум нітрат; д) купрум(II) гідроксид; е) цинк. Напиши рівняння можливих реакцій.
3. Під час взаємодії заліза масою 7 г із розчином купрум(II) сульфату можна добути мідь масою
(а) 2 г; (б) 4 г; (в) 8 г; (г) 16 г.
4. Унаслідок нейтралізації нітратною кислотою калій гідроксиду кількістю речовини 2 моль утворюється калій нітрат масою
(а) 202 г; (б) 20,2 г; (в) 101 г; (г) 10 г.
5. Напиши рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення, і зазнач тип кожної реакції:



Додаткові завдання

- 6*. Як здійснити такі перетворення:



Напиши відповідні рівняння реакцій.

- 7*. Як трьома різними способами добути: а) купрум(II) хлорид; б) магній ортофосфат? Напиши відповідні рівняння реакцій.
- 8*. Обчисли масу осаду, який утвориться, якщо до розчину натрій сульфату масою 200 г з масовою часткою солі 7,1 % додати розчин барій хлориду.

- 9*. Залізну пластинку масою 50 г занурено в розчин купрум(II) сульфату. Коли вона вкрилася міддю, її маса збільшилась на 1,5 г. Обчисли масу заліза, що перейшло в розчин, і масу міді, що осіла на пластинці.
- 10*. Дано два розчини масою по 800 г кожний. В одному розчині міститься барій хлорид кількістю речовини 0,4 моль, а в іншому — калій хлорид кількістю речовини 0,6 моль. Визнач масову частину солі в кожному розчині.
- 11*. До розчину купрум(II) сульфату масою 62 г з масовою часткою CuSO_4 5 % додали розчин барій хлориду масою 31,2 г з масовою часткою BaCl_2 20 %. Розчин профільтрували. Які речовини та якої маси перейшли у фільтрат?

ПРАКТИЧНА РОБОТА 1

Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

На цьому занятті тобі треба застосувати набуті знання для дослідження деяких властивостей оксидів, кислот, основ, солей. Це надасть тобі змогу перекоонатися в значенні експериментального методу для вивчення властивостей речовини. Виконуй тільки ті два-три завдання, які призначить тобі вчитель. На закінчення склади звіт про виконану роботу, наведи короткі пояснення до дослідів та напиши хімічні рівняння всіх виконаних реакцій, зазнач їх тип і умови проведення.

Завдання 1. Тобі видано два метали — магній у вигляді порошку і мідь у вигляді дротинки (або пластинки). Добудь оксиди цих металів, використовуючи їхню властивість сполучатися з киснем повітря. Зазнач колір утворених оксидів.

Завдання 2. Користуючись виданими реагентами, добудь купрум(II) гідроксид і доведи, що ця речовина є основою.

Завдання 3. Доведи кислотні властивості сульфатної кислоти.

Завдання 4. Здійсни взаємодію купрум(II) оксиду із хлоридною кислотою. Які властивості купрум(II) оксиду характеризує це перетворення?

Завдання 5. Здійсни реакцію нейтралізації розчину сульфатної кислоти розчином натрій гідроксиду. Який реактив ще необхідний, аби довести, що реакція відбулась і розчин у пробірці — нейтральний?

Завдання 6. Як, використовуючи розчин вапняної води $\text{Ca}(\text{OH})_2$, можна

довести, що вуглекислий газ, який ти видихаєш, є кислотним оксидом?

Завдання 7. Порівняй відношення до нагрівання лугів і нерозчинних основ.

Завдання 8. Порівняй відношення до кислот розчинних і нерозчинних основ.

Завдання 9. Досліди, чи можуть дві різні солі вступати між собою в реакцію обміну. Зазнач умови, що необхідні для такої реакції.

Завдання 10. Досліди хімічні властивості:

а) хлоридної кислоти;

б) сульфатної кислоти;

в) кальцій гідроксиду;

г) натрій гідроксиду.

§ 15. ЗАГАЛЬНІ СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ, КИСЛОТ, ОСНОВ, СОЛЕЙ

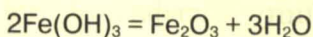
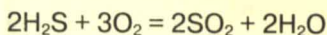
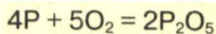
Тобі треба

знати: основні способи добування оксидів, кислот, основ, солей;

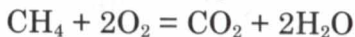
уміти: складати відповідні рівняння хімічних реакцій.

Добування оксидів. Оксиди можна добути різними способами. Головними є три.

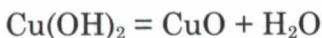
1. Безпосереднє сполучення простої речовини — металу або неметалу — з киснем за різних умов:



2. Горіння складних речовин:



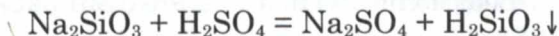
3. Розкладання під час нагрівання кисневих сполук (гідроксидів, карбонатів тощо):



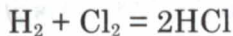
Добування кислот. Багато оксигеновмісних кислот можна добути взаємодією кислотних оксидів з водою, наприклад:



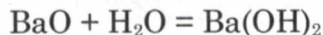
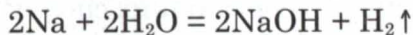
Але ти пам'ятаєш, що не всі кислоти можна добути, розчинюючи відповідний оксид у воді. Так, силіцій(IV) оксид SiO_2 — складова річкового піску — у воді не розчиняється. Проте і йому відповідає певна кислота — силікатна H_2SiO_3 , тільки добувають її не з оксиду, а іншим способом:



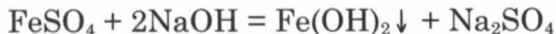
Безкисневі кислоти HCl , HBr , HI , H_2S добувають синтезом з водню та неметалу й наступним розчиненням водневої сполуки у воді:



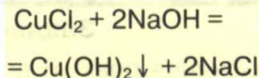
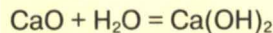
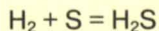
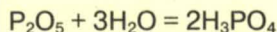
Добування лугів. Розчинні гідроксиди (луги) можна добути внаслідок взаємодії активних металів з водою або оксидів активних металів з водою:



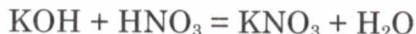
Нерозчинні у воді основи добувають дією лугів на водні розчини відповідних солей:



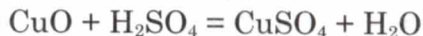
Добування солей. Найважливіші способи добування солей:



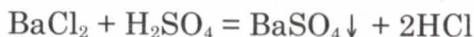
1. Реакція нейтралізації:



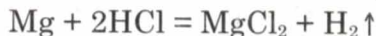
2. Взаємодія кислот з основними оксидами:



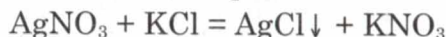
3. Взаємодія кислот із солями:



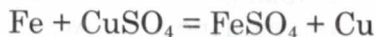
4. Взаємодія кислот з металами:



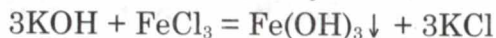
5. Взаємодія двох різних солей:



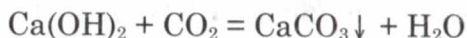
6. Взаємодія солей з металами:



7. Взаємодія солей з лугами:



8. Взаємодія лугів з кислотними оксидами:



9. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



10. Взаємодія металів із неметалами:



Є й інші способи добування солей. Отже, солі утворюються внаслідок хімічної взаємодії неорганічних сполук різних класів між собою та з простими речовинами.

Завдання для самоконтролю

1. Напиши рівняння реакцій добування: а) цинк оксиду і б) фосфор(V) оксиду двома способами.
2. Напиши рівняння реакцій добування: а) алюміній сульфату чотирма способами і б) магній хлориду п'ятьма способами.

Завдання для самоконтролю

3. Унаслідок дії нітратної кислоти на натрій карбонат кількістю речовини 0,25 моль виділяється карбон(IV) оксид об'ємом (н. у.)
(а) 22,4 л; (б) 11,2 л; (в) 5,6 л; (г) 2,8 л.
- 4*. Якщо пропускати надлишок сульфур діоксиду крізь розчин гашеного вапна, утворюється кисла сіль. Напиши рівняння реакції та обчисли об'єм сульфур діоксиду (н. у.), який прореагував з гашеним вапном, якщо при цьому добуто кальцій гідрогенсульфіт масою 50,5 кг.

§ 16. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН. УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ

Тобі треба

знати: класифікацію неорганічних сполук;

уміти: порівнювати склад і властивості речовин різних класів; виявляти залежність між складом, властивостями і застосуванням речовин; класифікувати речовини і реакції; встановлювати генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.

Тобі вже відомі деякі неорганічні речовини та ознаки їх поділу на окремі класи. Тепер треба передусім узагальнити знання про класифікацію речовин і перевірити уміння здійснювати її.

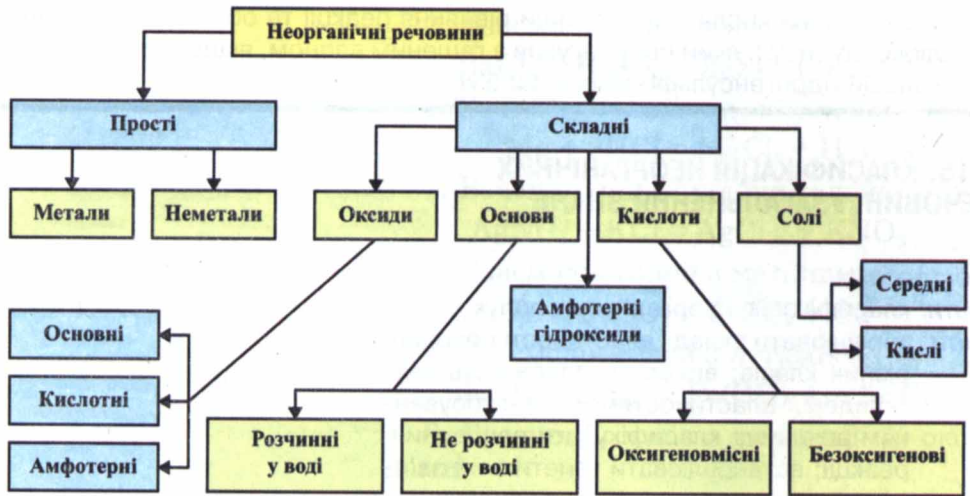
Поняття «класифікація» не є хімічним. Воно — загальнонаукове, оскільки рівною мірою належить усім наукам. Адже на ранніх етапах розвитку будь-якої науки спочатку збираються факти, далі їх класифікують, тобто об'єднують у групи за однією або кількома загальними ознаками і т. д.

Для класифікації неорганічних сполук основною ознакою є їх хімічний склад. Саме за складом усі неорганічні речовини поділяють на групи, класи, яким

Класифікація — розподіл об'єктів по групах, розрядах, класах

Основна ознака класифікації неорганічних сполук — їх хімічний склад

характерні спільні хімічні властивості. Повторити й узагальнити свої знання про них тобі допоможе схема класифікації неорганічних речовин (мал. 6).



Мал. 6. Схема класифікації неорганічних речовин

Розглядаючи схему, постарайся відповісти на запитання й виконати завдання, наведені нижче. Якщо ти відчуєш труднощі або захочеш перевірити правильність своєї відповіді, звернися до тексту підручників 7-го і 8-го класів, номери параграфів яких зазначено в дужках у кінці кожного запитання.

ЗАПИТАННЯ Й ЗАВДАННЯ

1. Які речовини називаються простими? На які дві групи вони поділяються? Наведи приклади (7 кл., § 7).
2. Які речовини називаються складними? (7 кл., § 7).
3. На які класи поділяються складні неорганічні речовини? Наведи відповідні приклади (8 кл., § 5, 8, 11, 13).

4. Які речовини називаються оксидами? За якою ознакою і як їх класифікують? (8 кл., § 5, 16).

Зверни увагу, коли розглядався клас оксидів, то вивчалася лише одна їх хімічна властивість — здатність оксидів неметалів взаємодіяти з водою, утворюючи кислоти, через що їх і називають кислотними оксидами, і здатність оксидів активних металів також взаємодіяти з водою, але утворювати при цьому луги (розчинні основи), через що їх називають основними оксидами. Під час вивчення хімічних властивостей інших класів сполук (кислот, основ, солей) траплялися реакції, що ілюструють інші хімічні властивості оксидів. Отже, тепер є нагода узагальнити знання про хімічні властивості оксидів (табл. 8).

Таблиця 8. Хімічні властивості оксидів

ОКСИДИ	
Основні	Кислотні
1. Реагують з водою:	
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
2. Реагують з кислотами:	2. Реагують з основами:
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
3. Реагують між собою:	
$\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$ (сплавляння)	

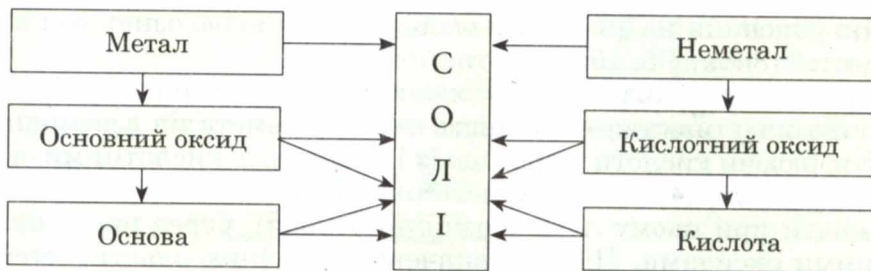
Зверни увагу на останнє рівняння реакції. Тут висвітлюється нова хімічна властивість оксидів — *здатність реагувати між собою з утворенням солі*, але за умови, що вони різні за складом, протилежні за властивостями: один — оксид металу (основний), інший — оксид неметалу (кислотний).

5. Що таке основа? Який склад цих речовин? Які властивості для них характерні? (8 кл., § 11).

6. Які речовини називають кислотами? Як їх класифікують? Які властивості для них характерні? (8 кл., § 8, 9).

7. Які речовини належать до солей? З якими речовинами можуть взаємодіяти солі? (8 кл., § 13, 14).

Ознайомлення з хімічними властивостями основних класів неорганічних сполук показує, що між ними існує взаємозв'язок, який можна подати такою схемою:



- Розглянь схему й подумай, які ще можливі шляхи одержання солей.

Усі речовини між собою взаємозв'язані

Із схеми видно, що існує два ряди речовин із протилежними властивостями (див. по вертикалі). Один ряд:

Метал \rightarrow Основний оксид \rightarrow Основа

характерний для елемента-металу. Другий ряд:

Неметал \rightarrow Кислотний оксид \rightarrow Кислота

характерний для елемента-неметалу. Простежується генетичний зв'язок між речовинами всередині ряду і між рядами. У взаємодії речовин (див. по горизонталі) виявляється протилежність властивостей: метали реагують з неметалами; основні оксиди — з кислотними оксидами і кислотами; основи — з кислотами та кислотними оксидами.

Отже, речовини взаємозв'язані. З речовин одного класу за допомогою різноманітних хімічних реакцій можна добути речовини іншого класу.

ВИСНОВКИ

Складні неорганічні речовини поділяються на класи: оксиди, основи, кислоти і солі. Кожний із цих класів, у свою чергу, поділяється на групи. Так, оксиди бувають основні, кислотні та амфотерні. Основи — розчинні у воді (луги) і нерозчинні. Кислоти за складом класифікують на оксигеновмісні та безоксигенові, а за основністю — на одно-, двох-, три- і багатоосновні. Солі поділяють на середні й кислі.

Усі речовини між собою взаємозв'язані за походженням і за реакціями як між простими речовинами, так і між простими і складними речовинами, між складними речовинами — представниками різних класів, між речовинами взагалі.

Існує підпорядкованість речовин та їх перетворень загальним законам. Знання взаємозв'язків між речовинами потрібні людині для керування їх перетвореннями, для добування нових сполук, потрібних у промисловому виробництві, сільському господарстві, побуті тощо.

Завдання для самоконтролю

1. Із наведеного переліку формул речовин випиши окремо формули оксидів, кислот, основ, солей і зазнач їх назви: HCl , H_2SiO_3 , K_2O , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2CO_3 , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2S , SO_2 , H_2SO_4 , Al_2O_3 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, FeSO_4 .
2. Порівняй склад: а) оксидів і основ; б) оксидів і кислот; в) кислот і солей; г) основ і солей. Чим вони подібні і чим відмінні?
3. З якими речовинами, формули яких наведено, може взаємодіяти кальцій оксид: HCl , NaOH , H_2O , CO_2 , H_2SO_4 , MgO ? Напиши рівняння можливих реакцій.
4. З якими речовинами, формули яких HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, FeO , CO_2 , H_2SO_4 , може реагувати натрій гідроксид? Напиши рівняння можливих реакцій.
5. У двох пробірках (без етикеток) містяться тверді речовини. Відомо, що це кальцій оксид і ферум(III) оксид. Як визначити, де яка речовина?
6. Склади чотири рівняння відомих тобі типів реакцій, в яких вода є або вихідним реагентом, або кінцевим продуктом.
7. Напиши рівняння реакцій, що показують зв'язок між речовинами різних класів, поданий у загальному вигляді такою схемою:



Додаткові завдання

- 8***. Напиши рівняння реакцій, що відповідають перетворенням у такому генетичному ряду: натрій \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій сульфат \rightarrow натрій хлорид \rightarrow натрій нітрат.
- 9***. Напиши рівняння реакцій добування: а) калій гідроксиду трьома способами; б) кальцій ортофосфату чотирма способами.
- 10***. Якщо на натрій гідроксид подіяти карбон(IV) оксидом, який виділяється внаслідок взаємодії з хлоридною кислотою кальцій карбонату масою 500 кг, то можна добути натрій карбонат масою
(а) 550 кг; (б) 530 кг; (в) 520 кг; (г) 510 кг.
- 11***. Воднем (н. у.), що виділяється внаслідок взаємодії алюмінію з сульфатною кислотою масою 588 г, можна відновити з ферум(III) оксиду залізо кількістю речовини
(а) 1 моль; (б) 2 моль; (в) 3 моль; (г) 4 моль.
- 12***. Цинкову пластинку масою 20,1 г занурено в розчин плюмбум(II) нітрату. Після завершення реакції маса пластинки стала 27,1 г. Маса свинцю, що осів на пластинці (вважати, що весь свинець виділився), дорівнює
(а) 10,2 г; (б) 20,4 г; (в) 5,1 г; (г) 51 г.
- 13***. Обчисли масу купрум(II) сульфіді, що утворився внаслідок пропускання сірководню об'ємом 5,6 л (н. у.) крізь розчин купрум(II) сульфату об'ємом 208,9 мл з масовою часткою розчиненої речовини 18 % і густиною 1,2 г/мл. Яка маса купрум(II) сульфату залишиться в розчині?

ПРАКТИЧНА РОБОТА 2

Розв'язування експериментальних задач

На цьому занятті тобі треба застосувати набуті знання про оксиди, кислоти, основи і солі для виконання й пояснення дослідів. Уважно прочитай завдання. Продумай план проведення досліду. Підбери необхідні реактиви й посуд. І лише після цього починай виконувати досліди. Не забудь, що у видані пробірки нічого додавати не можна, бо зіпсуєш задачу. Бери лише пробу, тобто потроху відливай в іншу пусту пробірку. Закінчивши дослід, одразу ж записуй рівняння виконаної реакції. При цьому зазначай, де треба, агрегатний стан вихідних речовин і продуктів реакції, їх колір і умови перебігу.

Задача 1. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини натрій хлориду, натрій гідроксиду і хлоридної кислоти. Доведи, у якій пробірці міститься кожний із них.

Задача 2. У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини сульфатної кислоти, калій сульфату, калій гідроксиду. Доведи, в якій пробірці міститься кожний із них.

Задача 3. Добудь цинк гідроксид і доведи практично, що він — амфотерна сполука.

Задача 4. З натрій гідроксиду добудь натрій хлорид.

Задача 5. Добудь купрум(II) гідроксид, а з нього — купрум(II) оксид.

Задача 6. З купрум(II) сульфату добудь купрум(II) хлорид.

Задача 7. З купрум(II) хлориду добудь купрум(II) нітрат.

Задача 8. З ферум(III) оксиду добудь ферум(III) гідроксид.

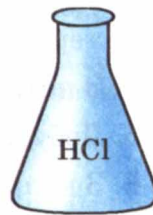
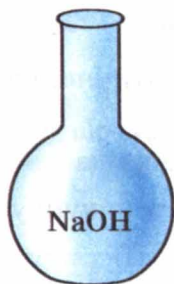
Задача 9. З купрум(II) оксиду добудь купрум(II) гідроксид.

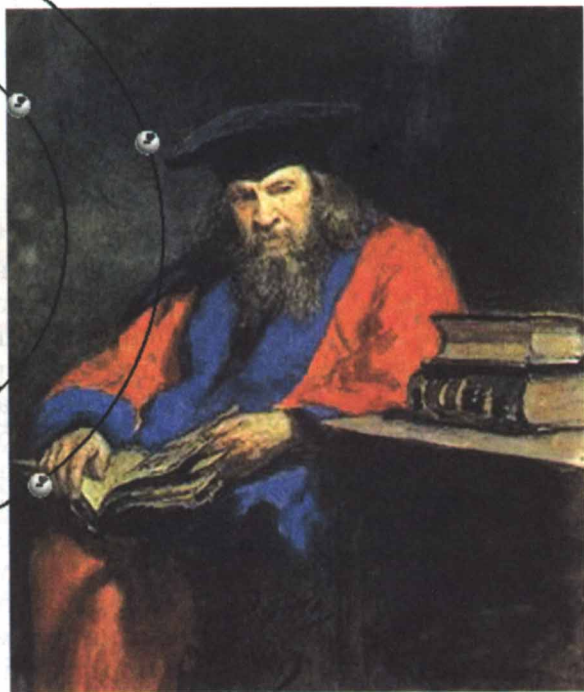
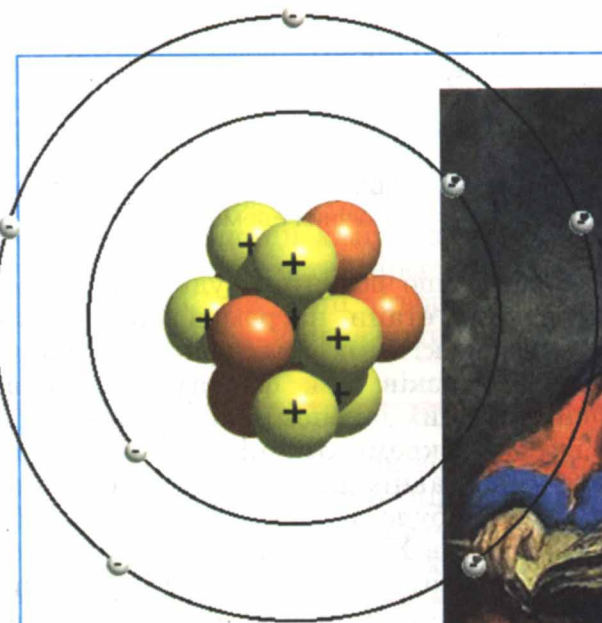
Задача 10. Здійсни практично такі перетворення:

- а) магній \rightarrow магній сульфат \rightarrow магній гідроксид \rightarrow магній хлорид;
- б) купрум(II) оксид \rightarrow купрум(II) хлорид \rightarrow купрум(II) гідроксид \rightarrow купрум(II) сульфат;

в) купрум(II) карбонат \rightarrow купрум(II) нітрат \rightarrow купрум(II) гідроксид \rightarrow купрум(II) оксид;

г) ферум(III) сульфат \rightarrow ферум(III) гідроксид \rightarrow ферум(III) оксид \rightarrow ферум(III) хлорид.

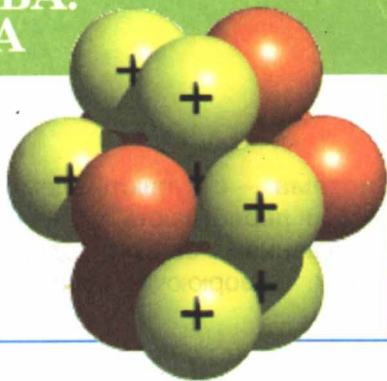




РОЗДІЛ

3

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН
І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА
ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ
Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА.
БУДОВА АТОМА



§ 17. СПРОБИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Тобі треба

мати уявлення: про перші спроби класифікації хімічних елементів.

Перша класифікація хімічних елементів — це їх поділ на метали і неметали

Відомо, що розвиток будь-якої науки проходить етапи нагромадження і вивчення фактів, їх класифікації і виявлення зв'язків між фактами, встановлення певних закономірностей. Так само і в хімії. Окремі хімічні елементи були відомі за давніх-давен, коли хімії як науки ще не було. Проте наприкінці XVIII і особливо в XIX ст. число елементів почало стрімко збільшуватися. До середини XIX ст. вже було відомо 63 хімічні елементи, які утворювали сотні тисяч хімічних сполук. Нагромадження знань про хімічні елементи та їхні сполуки спричинило необхідність привести цю багатоманітність у певну систему.

Поняття «система» у перекладі з грецької означає «ціле, складене з частин». Система відрізняється від простої суми частин тим, що в ній між частинами встановлюються взаємозв'язки і залежності. В системі знань про хімічні елементи також необхідно встановити залежність, природні зв'язки між відомими на той час елементами.

Одну з перших спроб класифікації хімічних елементів здійснив у 1804 р. шведський хімік Я. Берцеліус. Він поділив усі відомі тоді 32 елементи на дві групи — метали і неметали за відмінністю властивостей простих речовин. Але ця класифікація виявилася непридатною,

Система — сукупність елементів, які перебувають у певних відношеннях і зв'язках один з одним, утворюючи цілісність, єдність

оскільки вона не враховувала властивості перехідних металів, які утворюють амфотерні оксиди і гідроксиди, а тому посідають проміжне місце між металами і неметалами.

Пошуки тривали. Хіміки брали за основу класифікації хімічних елементів подібність властивостей простих і складних речовин, які вони утворюють. Так були виокремлені кілька родин подібних хімічних елементів.

ВИСНОВКИ

Першою класифікацією хімічних елементів був їх поділ на метали і неметали. Виявлення природних груп подібних за властивостями елементів стало дальшим кроком на шляху розвитку їх класифікації.

§ 18. ПОНЯТТЯ ПРО ЛУЖНІ МЕТАЛИ

Тобі треба

знати: фізичні й хімічні властивості лужних металів;

уміти: складати рівняння відповідних реакцій; пояснювати характер змінення властивостей лужних металів залежно від відносної атомної маси відповідних елементів.

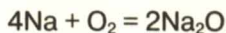
До родини лужних металів належать елементи: Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr (радіоактивний елемент).

Пригадай, що згідно з новою українською термінологією назви хімічних елементів пишуться з великої літери, а назви простих речовин, утворених цими елементами, — з малої.

I	
H 1,0079 1s ¹ Гідроген	1
Li 6,941 [He]2s ¹ Літій	3
Na 22,990 [Ne]3s ¹ Натрій	11
K 39,098 [Ar]4s ¹ Калій	19
29 63,546 [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Cu Купрум	
Rb 85,468 [Kr]5s ¹ Рубідій	37
47 107,87 [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Ag Аргентум	
Cs 132,91 [Xe]6s ¹ Цезій	55
79 196,97 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Au Аурум	
Fr (223) [Rn]7s ¹ Францій	87

Лужні метали —
найактивніші метали

Під час повільного окиснення натрію або горіння в умовах нестачі кисню утворюється оксид:



Чи знаєш ти,
що калій навіть займається,
коли на нього потрапляє волога?
Його гасять кухонною сіллю
NaCl чи содою Na₂CO₃

- Знайди лужні метали за періодичною системою хімічних елементів.

Усі лужні метали в сполуках виявляють валентність 1. Утворені ними прості речовини — метали. Вони мають однакову кристалічну структуру, металічний блиск, м'які (легко ріжуться ножом), пластичні, легкоплавкі. Мають невелику густину (легші за воду). Добре проводять електричний струм і теплоту.

У хімічному відношенні порівняно з рештою металів лужним металам властива висока хімічна активність. Так, якщо розрізати ножом кусок натрію або калію, то на свіжому зрізі він матиме яскравий металічний блиск, який одразу ж, практично миттєво, тьмянішає через окиснення киснем повітря.

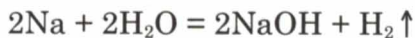
- Напиши рівняння реакції окиснення літію киснем повітря.

Тому й зберігають літій, натрій, калій у посудинах під шаром гасу, а рубідій і цезій — у запаяних ампулах, з яких видалено повітря.

Висока хімічна активність лужних металів виявляється й під час взаємодії їх з водою.

Дослід 1. У склянку з водою опускаємо кусочок натрію (мал. 7). Він одразу ж спливе на її поверхню (чому?) і розплавиться, бо при цьому виділяється теплота. Блискуча крапля натрію швидко рухається по поверхні води, шипить і зменшується в розмірі, доки не щезне. Крапля рухається, бо її штовхає газ, що виділяється при цьому. Аби дізнатися, який це газ, зберемо його в пробірку і піднесемо

до полум'я. Чутно характерний приглушений звук «п-пах», властивий горінню чистого водню. Якщо водень не чистий (змішаний з повітрям) — різкий «гавкаючий» звук. Отже, в результаті взаємодії натрію з водою виділяється водень H_2 й утворюється луг $NaOH$:



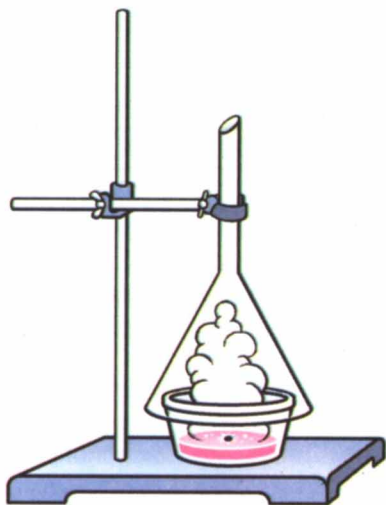
Наявність лугу $NaOH$ можна виявити, якщо до розчину додати 1—2 краплі фенолфталеїну або на предметне скло помістити 1—2 краплі розчину і випарити з нього воду. Залишається тверда біла речовина — натрій гідроксид $NaOH$ (ідкий натр).

Лужні метали енергійно реагують також з хлором Cl_2 , сіркою S та іншими неметалами.

- Знаючи валентність Хлору 1, а Сульфуру 2, напиши відповідні рівняння реакцій.

Деякі властивості лужних металів наведено в табл. 9.

- Різна хімічна активність лужних металів відносно кисню та води пов'язана зі зміною відносної атомної маси: чим вона більша, тим більша активність лужного металу.



Мал. 7. Взаємодія натрію з водою

Таблиця 9. Властивості лужних металів

Хім. елемент		Проста речовина				Сполуки			Розчинність гідроксидів у воді
Сим-вол	Відносна атомна маса	$t_{пл.}, ^\circ C$	Густина, $г/см^3$	Хімічна активність	Умови горіння	Оксид	Основа	Сіль (хлорид)	
Li	7	180,5	0,53	п о с и л ю ю е т ь с я ↓	Загоряються під час нагрівання	Li ₂ O	LiOH	LiCl	з р о с т а є ↓
Na	23	97,8	0,79			Na ₂ O	NaOH	NaCl	
K	39	63,6	0,85			K ₂ O	KOH	KCl	
Rb	85,5	39,3	1,52		Загоряються за стандартних умов	Rb ₂ O	RbOH	RbCl	
Cs	133	28,6	1,87			Cs ₂ O	CsOH	CsCl	
Fr	223	20,0	2,4			Fr ₂ O	FrOH	FrCl	

З таблиці видно, що властивості простих і складних речовин закономірно змінюються в міру збільшення відносних атомних мас елементів. Так, температура плавлення лужних металів у ряду літій — францій знижується, а густина — збільшується.

ВИСНОВКИ

Лужні метали — одна з природних родин подібних за властивостями елементів. Усі вони утворюють: а) прості речовини — типові метали, які мають подібні фізичні й хімічні властивості, й б) основні оксиди складу R_2O та відповідні їм гідроксиди — луги складу ROH .

Зі збільшенням відносної атомної маси лужних металів температура плавлення простих речовин (лужних металів, утворених цими елементами) знижується, а густина зростає.

Лужні метали за стандартних умов активно взаємодіють з водою, киснем повітря та іншими неметалами. Різна хімічна активність відносно кисню та води також зв'язана зі зміною від-

носної атомної маси: чим вона більша, тим більша активність лужного металу.

Відмінність між лужними металами проявляється в тім, що спільні для них властивості у різних металів виражені різною мірою: зі збільшенням відносної атомної маси закономірно змінюються їх фізичні властивості, збільшується хімічна активність відносно кисню й води.

Завдання для самоконтролю

1. Назви елементи, які утворюють родину лужних металів, і, користуючись даними, що наведені в табл. 9, порівняй їх фізичні властивості.
2. Який із лужних металів можна розплавити, тримаючи в руці запаяну ампулу з цим металом? Чому його не можна просто покласти на долоню, як інші метали, наприклад залізо або мідь? Відповідь поясни.
3. Як ти думаєш, чому лужні метали мають таку назву? Відповідь поясни.
4. Які спільні хімічні властивості мають лужні метали? Відповідь ілюструй рівняннями реакцій.
5. Напиши рівняння реакцій, що відбуваються між: а) літій оксидом і сульфур(VI) оксидом; б) літій оксидом і хлоридною кислотою; в) натрій гідроксидом і сульфатною кислотою; г) рубідій гідроксидом і нітратною кислотою.

Додаткові завдання

6. Напиши рівняння реакцій між: а) калієм і хлором; б) цезієм і сіркою; в) рубідієм і водою; г) цезій оксидом і водою; д) калій гідроксидом і ортофосфатною кислотою.
7. Якими двома способами можна добути натрій гідроксид? Напиши рівняння відповідних реакцій.
- 8*. Одновалентний метал масою 17 г спалили в кисні об'ємом 1,12 л (н. у.). Назви метал, який було спалено.
- 9*. На нейтралізацію нітратної кислоти масою 25,2 г витрачено гідроксид лужного металу масою точно 22,4 г. Напиши формулу цього гідроксиду і зазнач його назву.
- 10*. Дано схему генетичного ряду елемента R:



Визнач, до якої родини належить цей елемент і напиши відповідні рівняння реакцій.

- 11*. На лужний метал масою 3,5 г подіяли водою. При цьому виділився водень об'ємом 5,6 л (н. у.). Який лужний метал прореагував з водою?

§ 19. ПОНЯТТЯ ПРО ГАЛОГЕНИ

Тобі треба

знати: фізичні й хімічні властивості галогенів;
уміти: складати рівняння відповідних реакцій; пояснювати характер змінення властивостей галогенів залежно від відносної атомної маси хімічних елементів.

VII	
F 18,998 [He]2s ² 2p ⁵	9
Флуор	
Cl 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵	17
Хлор	
Mn 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ²	25
Манган	
Br 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	35
Бром	
Tc 43 (99) [Kr]4d ⁵ 5s ²	43
Технецій	
I 126,90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	53
Йод	
Re 186,21 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	75
Реній	
At (210) [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	85
Астат	
Bh (262) [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	107
Борій	

Галогени — найактивніші неметали

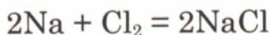
До галогенів належать Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I і Астат At (радіоактивний елемент). Це ще одна природна родина подібних за властивостями хімічних елементів.

- За періодичною системою знайди елементи-галогени.

Ці елементи утворюють прості речовини, які також називаються галогенами. Вони являють собою типові неметали. За стандартних умов фтор F₂ — газ, хлор Cl₂ — газ, бром Br₂ — рідина, йод I₂ — легкоплавка кристалічна речовина (t_{пл.} = 113,5 °C).

Галогенам властива леткість і надзвичайно висока хімічна активність. Вони вступають у взаємодію майже з усіма простими речовинами. Особливо швидко і з виділенням великої кількості теплоти відбувається сполучення галогенів із металами.

Дослід 1 (у витяжній шафі). У колбу заповнену хлором, вносимо металічну ложку для спалювання речовин з розплавленим натрієм. В атмосфері хлору натрій згоряє зі сліпучим спалахом, а на стінках циліндра з'являється білий наліт натрій хлориду:



Мідь, залізо та багато інших металів згоряють у хлорі, утворюючи відповідні солі.

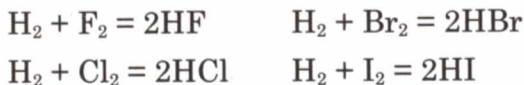
Дослід 2 (у витяжній шафі). На дно великої колби або банки насипаємо шар піску, аби колба (банка) не лопнула під час досліду, і всипаємо свіжоподрібнений порошок кристалічного стибію. Він загоряється в хлорі яскравим світлом, утворюючи білий дим — SbCl_5 і SbCl_3 (отруйні).

• Напиши рівняння реакцій.

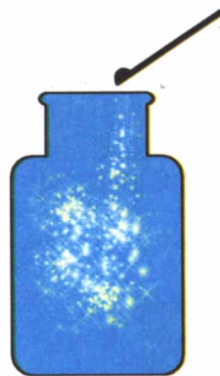
Подібно взаємодіють з металами бром і йод.

За здатність безпосередньо сполучатись із металами з утворенням типових солей елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод називають галогенами, що з грецької буквально означає «солеродні» (ті, що народжують солі).

Галогени взаємодіють з багатьма неметалами, у тім числі з воднем. Так, фтор F_2 у суміші з воднем вибухає навіть у темряві й на холоді, хлор Cl_2 з воднем вибухає на яскравому світлі або під час нагрівання (за стандартних умов без освітлення хлор практично не взаємодіє з воднем). Бром Br_2 взаємодіє з воднем менш енергійно і лише під час нагрівання. Йод реагує з воднем лише при досить сильному нагріванні і не повністю, оскільки утворений йодоводень HI — нестійка сполука:



Мал. 8. Горіння натрію в хлорі



Мал. 9. Горіння стибію в хлорі

Галогени — хімічно активні елементи, тому в природі вони трапляються лише у складі сполук, виявляючи валентність 1. Приклади природних сполук галогенів: Флуору — плавиковий шпат CaF_2 ; Хлору — кам'яна (кухонна) сіль NaCl ; сполуки Броду та Йоду є у воді бурових свердловин, у воді морів та деяких озер, а також у морських водоростях

Хоча активність галогенів при цьому різна, та склад продуктів реакції однаковий: утворюються газуваті сполуки — галогеноводні HF, HCl, HBr, HI, водні розчини яких є кислотами. Деякі властивості галогенів подано в табл. 10.

Таблиця 10. Властивості галогенів

Хімічний елемент			Проста речовина				Сполуки	
Назва	Символ	Відносна атомна маса	Формула	Агрегатний стан	Забарвлення	Хімічна активність ↑ П О С И Л Ю Є Т Ь С Я	Кислота	Сіль (приклад)
Флуор	F	19	F ₂	Газ	Зеленкувато-жовте		HF	MgF ₂
Хлор	Cl	35,5	Cl ₂	Газ	Жовто-зелене		HCl	MgCl ₂
Бром	Br	80	Br ₂	Рідина	Червоно-буре		HBr	MgBr ₂
Йод	I	127	I ₂	Тверда речовина	Чорно-фіолетове	HI	MgI ₂	

V	
N 7 14,007 [He]2s ² 2p ³ Нітроген	V 23 50,942 [Ar]3d ³ 4s ² Ванадій
P 15 30,974 [Ne]3s ² 3p ³ Фосфор	As 33 74,922 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Арсен
Nb 41 92,906 [Kr]4d ⁴ 5s ¹ Ніобій	Ta 73 180,95 [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал
Sb 51 121,75 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Стибій	Bi 83 208,98 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Бісмут
Db 105 (262) [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Дубній	

VI	
O 8 15,999 [He]2s ² 2p ⁴ Оксиген	Cr 24 51,996 [Ar]3d ⁴ 4s ¹ Хром
S 16 32,066 [Ne]3s ² 3p ⁴ Сулфур	Se 34 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Селен
Mo 42 95,94 [Kr]4d ⁵ 5s ¹ Молибден	Te 52 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ Телур
W 74 183,85 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Вольфрам	Po 84 (209) [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ Полоній
Sg 106 (263) [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Сиберій	

Учені поступово дізналися й про інші групи елементів, що мають подібні властивості. Так, одну групу подібних елементів склали Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут, іншу — Оксиген, Сульфур, Селен, Телур (див. періодичну систему хімічних елементів).

Виявлення природних груп подібних за властивостями елементів стало важливим етапом на шляху розвитку класифікації хімічних елементів. Якщо першою класифікацією був поділ елементів на металічні й неметалічні (на основі протилежних властивостей їх простих речовин — металів і неметалів), то далі було виявлено природні групи, всередині яких спостерігався взаємозв'язок між елементами. Проте такі групи елементів розглядалися відособлено. Загального

зв'язку між елементами ще не виявили. Адже було важко припустити, що між елементами, протилежними за властивостями, наприклад між лужними металами і галогенами, існує взаємозв'язок.

Але спроби робилися. Багато вчених намагалося розібратись у величезній кількості фактів. Так, у 1864 р. німецький хімік Лотар Мейер опублікував таблицю, в якій йому вдалося із 63 відомих на той час елементів розмістити 27 за зростанням їх відносних атомних мас. Усі відомі елементи Лотар Мейер не зміг включити у цю таблицю, оскільки для більшості з них ще не були визначені відносні атомні маси.

Історія розвитку хімії показала, що Лотар Мейер був на правильному шляху у своїх спробах класифікувати елементи. Адже він за основу брав єдину на той час загальну для всіх хімічних елементів фізичну величину — масу. Проте відкрити закон, який об'єднує всі елементи у струнку систему, вдалося у 1869 р. великому російському вченому, професору Петербурзького університету Д. І. Менделєєву.



**Юліус Лотар Мейер
(1830—1895)**

Німецький хімік. Склав таблицю (1864) 27 хімічних елементів, розміщених за зростанням атомних мас і валентністю, але не зробив теоретичних узагальнень. Слідом за Менделєєвим (1870) склав повну таблицю хімічних елементів. Побудував криві атомних об'ємів елементів

ВИСНОВКИ

Галогени — природна родина елементів, що являють собою типові неметали. Зі збільшенням відносної атомної маси цих елементів темнішає їх забарвлення й закономірно змінюється агрегатний стан від газуватої до твердої речовини.

Галогени активно взаємодіють з металами, утворюючи солі. Вони реагують з воднем, утворюючи газуваті галогеноводні, водні розчини яких є кислотами. Зі збільшенням відносної атомної маси хімічна активність галогенів послаблюється.

Галогени за властивостями протилежні лужним металам: якщо галогени — типові неметали, то лужні метали — типові метали.

Багато спроб класифікації елементів зробили різні вчені, а успіху досяг великий російський учений Д. І. Менделєєв, якому вдалося об'єднати всі елементи (подібні й відмінні за властивостями) в єдину систему хімічних елементів.

Завдання для самоконтролю

1. За якими ознаками хімічні елементи об'єднані: а) в родину лужних металів; б) у родину галогенів?
2. Напиши рівняння реакцій, що ілюструють хімічні властивості галогенів.
3. Які властивості галогенів засвідчують, що вони є типовими неметалами? Напиши рівняння реакцій.
4. За якими ознаками галогени відрізняються: а) один від одного; б) від лужних металів? Відповідь мотивуй.
5. Схарактеризуй хімічні властивості бромю. Сформулюй закономірність зміни властивостей галогенів зі збільшенням відносної атомної маси.
6. Визнач, до якої родини належить хімічний елемент, якщо формула його оксиду R_2O . Напиши рівняння реакцій, які ілюструють хімічні властивості цього оксиду.
7. Якщо розчинити у воді лужний метал кількістю речовини 1 моль, то можна дістати водень об'ємом (н. у.)
(а) 5,6 л; (б) 11,2 л; (в) 22,4 л; (г) 44,8 л.

Додаткові завдання

8. В одну з природних груп елементів були об'єднані Кальцій, Стронцій та Барій, які дістали назву лужноземельних металів. Знайди їх у періодичній системі хімічних елементів, напиши формули їх оксидів та гідроксидів і зазнач назви цих сполук.
- 9*. Вищий оксид хімічного елемента має склад RO . Визнач валентність елемента в цій сполуці. Напиши формулу гідроксиду, що відповідає даному оксиду, і передбач його властивості. Напиши рівняння хімічних реакцій, що підтверджують передбачені властивості.
10. Чи вистачить 2 л хлору (н. у.), аби добути стибій(V) хлорид унаслідок спалювання стибію масою 5 г?
11. Кількість речовини алюмінію броміду, що утворюється внаслідок взаємодії алюмінію з бромом масою 12 г, становить
(а) 1 моль; (б) 0,1 моль; (в) 0,01 моль; (г) 0,05 моль.

§ 20. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Тобі треба

мати уявлення: про відкриття періодичного закону;

знати: менделєєвське формулювання періодичного закону;

розуміти суть: такої закономірності, як періодичність.

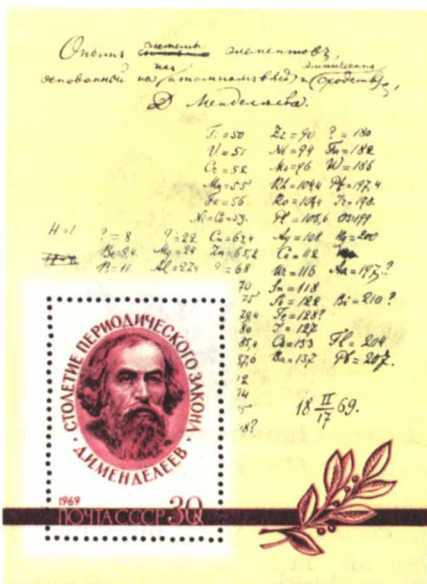
Ти вже знаєш, що вчені за часів Д. І. Менделєєва, намагаючись класифікувати відомі хімічні елементи, поділили їх на родини. Було відомо 6 груп подібних за властивостями елементів: лужні метали, лужноземельні метали, галогени, група Оксигену, група Нітрогену і група Карбону (знайди їх за періодичною системою). Але згрупувати всі відомі на той час 63 хімічні елементи не вдавалося. Знання про них були уривчасті. У той час учені думали, що природні групи елементів, особливо протилежні за властивостями, ніяк між собою не зв'язані. І хоча вони звертали увагу на зв'язок властивостей речовин з відносною атомною масою елемента, що утворює цю речовину, їм не вдалося об'єднати всі елементи в єдину систему. Спираючись на праці своїх попередників, це завдання розв'язав великий російський учений Д. І. Менделєєв.

На відміну від своїх попередників Д. І. Менделєєв був глибоко переконаний, що між усіма хімічними елементами, як подібними за властивостями, так і відмінними, повинен існувати природ-



Дмитро Іванович Менделєєв
(1834—1907)

Російський хімік, різнобічний учений, педагог, прогресивний громадський діяч. Працював викладачем гімназії в Одесі. Професор Петербурзького університету (з 1865). Очоловав Головну палату мір та вагів (з 1893). Відіграв значну роль у розвитку хімії та інших галузей природознавства. Відкрив (1869) періодичний закон хімічних елементів — один із головних законів природи



Перший варіант періодичної системи, створеної Д. І. Менделєєвим у 1869 р.

Чи знаєш ти, що назви одних елементів пов'язані з назвами планет Сонячної системи (Селен Se, що з грецької означає Місяць), інших — з назвами континентів і держав (Європій Eu, Рутеній Ru — на честь стародавньої назви Росії — Рутенія), ще інших — з іменами вчених (Нобелій No — на честь Альфреда Нобеля, вченого-хіміка, винахідника динаміту, який заповів свої капітали для премій за наукові відкриття)? Знайди за періодичною системою ще інші приклади

ний загальний зв'язок, який об'єднував би всі елементи в єдину систему.

За основу систематизації хімічних елементів Д. І. Менделєєв (так само, як і раніше Лотар Мейєр) обрав відносну атомну масу, вважаючи її головною характеристикою елемента, оскільки вона не змінюється під час утворення елементом простих і складних речовин. Водночас Д. І. Менделєєв не розглядав масу як єдину характеристику елемента. Він надавав великого значення ще й його хімічним властивостям.

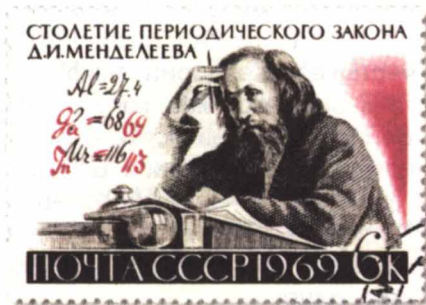
Згрупувавши більшість відомих тоді хімічних елементів у кілька горизонтальних рядів так, щоб вертикальні стовпчики включали елементи, подібні за хімічними властивостями, Д. І. Менделєєв у 1869 р. розробив періодичну систему у формі таблиці — прообраз сучасної періодичної системи хімічних елементів. А далі добудовував і доповнював цю первісну таблицю, доки не включив до неї всі відомі на той час 63 елементи. Один із останніх варіантів періодичної системи, створеної Д. І. Менделєєвим, за формою мало чим відрізняється від відомої нам сучасної періодичної системи (див. форзац).

- Розглянь фрагмент періодичної системи (табл. 11) і зроби висновок, як у порядку зростання відносних атомних мас елементів змінюються: а) властивості елементів; б) властивості простих і складних речовин, утворених елементами; в) валентність елементів (у сполуках з Оксигеном); г) валентність елементів (у сполуках з Гідроґеном).

Таблиця 11. Зміна властивостей хімічних елементів

Символ хімічного елемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Відносна атомна маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Гідрат оксиду	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
Летка сполука з Гідрогеном	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—
Символ хімічного елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Гідрат оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Летка сполука з Гідрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Загальна формула вищого оксиду	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	—
Загальна формула леткої сполуки з Гідрогеном	—	—	—	RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH	—

Вивчаючи зміну властивостей елементів, розміщених у ряд у порядку зростання їх відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв виявив повторення однакових ознак у хімічних елементів і назвав цю закономірність *періодичністю*. Виявлену закономірність він сформулював у вигляді періодичного закону, суть якого опублікував у 1869 р.:



властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

ВИСНОВКИ

Періодичний закон відкрив російський учений Д. І. Менделєєв у 1869 році. Його суть, за Д. І. Менделєєвим, полягає в тому, що властивості хімічних елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від атомної маси елементів.

§ 21. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Тобі треба

знати: структуру короткої форми періодичної системи хімічних елементів;

розуміти суть: закономірностей періодичної системи; понять «період» і «група»;

уміти: складати формули вищих оксидів хімічних елементів, відповідних гідроксидів і визначати їх характер; бінарних сполук хімічних елементів із Гідрогеном.

Чи знаєш ти, що назви деяких елементів записані з міфології народного епосу? Так, Титан Тi названий на честь казкової цариці ельфів Титанії зі старонімецького епосу. Ванадій V — на честь скандинавської богині краси Ванадіс. Прометій Рm — міфічного героя Прометея, який нібито вкрав з неба вогонь і передав його людям, тощо

Заслуга Д. І. Менделєєва полягає в тому, що виявлену залежність він зрозумів як об'єктивну закономірність природи, чого не змогли зробити його попередники. Завдяки відкриттю періодичного закону було виявлено, що всі елементи взаємозв'язані, підпорядковані єдиному закону і становлять єдину систему, яка справедливо була названа на честь уче-

ного «періодичною системою хімічних елементів Д. І. Менделєєва».

Одним із способів зображення періодичної системи елементів є графічне (табличне) вираження періодичного закону хімічних елементів, так званий короткий варіант побудови періодичної системи (див. форзац).

Для побудови системи Д. І. Менделєєву довелося припустити інші значення відносних атомних мас майже у 20 елементів. Так, більшість учених вважали відносну атомну масу Берилію такою, що дорівнює 13,5 (знайди Be за періодичною системою). Однак за сукупністю властивостей Д. І. Менделєєв розмістив Берилій між Літієм і Бором, зробивши висновки, що відносна атомна маса Берилію має дорівнювати 9. Пізніше експериментальні дослідження довели справедливість припущення Д. І. Менделєєва. Це було перше практичне застосування періодичної системи.

Будуючи періодичну систему, Д. І. Менделєєв залишив багато клітинок вільними. Серед 63 відомих тоді елементів ще не було таких, які за величиною відносних атомних мас і сукупністю властивостей могли б зайняти ці місця. Тим самим він довів, що повинні існувати елементи, котрі були ще невідомі. Він дійшов висновку, що їх властивості мають бути проміжними між властивостями сусідніх елементів, що розміщуються ліворуч і праворуч у тому самому ряду, й сусідніх елементів, що стоять вище і нижче. Це такі елементи, як Галій Ga, Германій Ge і Скандій Sc. Д. І. Менделєєв назвав їх,

Властивості елементів, а тому і властивості утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів

Li Літій	³ 6,941 [He]2s ¹	Be Берилій	⁴ 9,0122 [He]2s ²	B Бор	⁵ 10,811 [He]2s ² 2p ¹
--------------------	--	----------------------	---	-----------------	---

↑
Визначення атомної маси Берилію — перше практичне застосування періодичної системи

Чи знаєш ти, звідки пішов вираз «танталові муки», який вживається, коли людина не може домогтися своєї мети, хоча вона й близько? Тантал — син міфічного бога Зевса — за провину був приречений на вічний голод і спрагу, стоячи по горло у воді під деревом зі стиглими плодами. Учені-хіміки, які добували елемент Тантал Ta з руд, також зазнавали «танталових мук». У 1802 р. шведський учений Екеберг відкрив оксид елемента, а вважав його за метал. Металічний тантал добули лише через 100 років

Чи знаєш ти, що хімічний елемент Гелій He вперше був відкритий на Сонці (1868) і лише через 27 років англійському вченому У. Рамзаю вдалося виявити газувату речовину гелій в умовах Землі?

Період — горизонтальний ряд хімічних елементів, що починається лужним металом і закінчується інертним елементом

відповідно, екаалюміній, екасиліцій та екабор¹.

Тріумфом періодичного закону було відкриття в 1875 р. французьким ученим Лекок де Буабодраном нового елемента, названого Галієм (на честь стародавньої назви Франції). Властивості Галію, визначені експериментально, повністю збігалися із властивостями екаалюмінію, передбаченими Д. І. Менделєєвим.

Впродовж наступних 15 років передбачення Д. І. Менделєєва блискуче підтвердились: були відкриті прості речовини, утворені передбаченими елементами.

Проте наприкінці XIX ст. були відкриті інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe). Їх молекули одноатомні. На відміну від усіх інших неметалів, вони не утворюють сполук із Гідрогеном і металами. Несподіване відкриття інертних газів стало важким випробуванням для періодичної системи, оскільки для них не було вільних клітинок. Д. І. Менделєєв утворив для них окрему групу (нульову), розмістивши інертні гази між галогенами і лужними металами. У результаті періоди набули свого логічного завершення. Все це зумовило загальне визнання періодичного закону і періодичної системи елементів.

Яка ж структура короткої форми періодичної системи? Основними структурними одиницями є *періоди і групи*.

Період — це горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщених у по-

¹ Ека — слово, запозичене Д. І. Менделєєвим зі стародавньої писемної мови Індії — санскриту. «Ека» означає «один». Пропонуючи заздалегідну назву елемента № 31 екаалюміній, Д. І. Менделєєв виходив із того, що він «іде за алюмінієм», перший його аналог.

ряду зростання їх відносних атомних мас, що починається лужним металом і закінчується інертним газом.

- Визнач за періодичною системою, які періоди є винятком з цього правила (чому?).

Усього періодів сім. Із них перші три — малі періоди, бо кожний складається з одного ряду хімічних елементів. Починаючи з четвертого, ідуть великі періоди (кожний складається з двох рядів). Усього рядів десять. Кожний період містить певне число хімічних елементів:

- 1-й період (малий) — 2 елементи;
- 2-й період (малий) — 8 елементів;
- 3-й період (малий) — 8 елементів;
- 4-й період (великий) — 18 елементів;
- 5-й період (великий) — 18 елементів;
- 6-й період (великий) — 32 елементи;
- 7-й період (великий) — досі ще не завершений, містить поки що 24 елементи.

Група — це вертикальний стовпчик, в якому один під одним розміщені подібні за властивостями хімічні елементи.

Усього груп вісім. Кожна з них поділяється на дві підгрупи: А — *головну*, до складу якої входять елементи малих періодів (типові) і Б — *побічну*, яка складається тільки з елементів великих періодів, вони є неповними аналогами типових елементів і навіть можуть дуже відрізнятися від них за властивостями. Так, сьома група складається з головної підгрупи — Флуор, Хлор (типові елементи) та їх аналоги — Бром, Йод, Астат, і побічної, до складу якої входять елементи тільки великих періодів — Манган,

VII	
F 18,998 [He]2s ² 2p ⁵ Флуор	9
Cl 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵ Хлор	17
25 54,938 [Ar]3d ⁵ 4s ² Mn Манган	7
Br 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Бром	35
43 (99) [Kr]4d ⁵ 5s ² Технецій	75
I 126,90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ Йод	53
75 186,21 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Рений	75
At (210) [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ Астат	85
107 (262) [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² Борій	107

головна підгрупа

побічна підгрупа

Елементи кожної підгрупи — хімічні аналоги

У періодах металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються (у великих періодах це відбувається повільніше, ніж у малих)

Технецій, Реній. Елементи головної підгрупи — активні неметали, а елементи побічної — метали.

Основні закономірності періодичної системи:

1. У малих періодах із зростанням відносних атомних мас елементів спостерігається поступове *послаблення металічних і наростання неметалічних властивостей*.

2. У великих періодах спостерігається деяка періодичність у зміні властивостей всередині самих періодів. У парних рядах великих періодів металічні властивості елементів послаблюються повільно, в результаті всі елементи парних рядів — метали. У непарних рядах великих періодів властивості елементів змінюються так само, як і в елементів малих періодів: *металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються*.

3. Особливу подібність властивостей виявляють елементи, розміщені всередині великих періодів, наприкінці кожного парного ряду. Це так звані *тріади*: Ферум — Кобальт — Нікол, що утворюють *родину Феруму*, і дві інші: Рутеній — Родій — Паладій та Осмій — Іридій — Платина, що утворюють *родину платинових металів* (платиноїдів). Виділяють ще *родину лантанойдів* (14 елементів шостого періоду) і *родину актиноїдів* (14 елементів сьомого періоду). Елементи кожної з цих родин за властивостями дуже подібні між собою.

4. У групах у міру зростання відносних атомних мас елементів їх *металічні властивості посилюються, а немета-*

26 55,847 [Ar]3d ⁶ 4s ²	Fe Ферум	27 58,933 [Ar]3d ⁷ 4s ²	Co Кобальт	28 58,69 [Ar]3d ⁸ 4s ²	Ni Нікол
---	--------------------	---	----------------------	--	--------------------

родина Феруму

44 101,07 [Kr]4d ⁷ 5s ¹	Ru Рутеній	45 102,91 [Kr]4d ⁸ 5s ¹	Rh Родій	46 106,42 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰	Pd Паладій
---	----------------------	---	--------------------	--	----------------------

76 190,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	Os Осмій	77 192,22 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	Ir Іридій	78 195,08 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	Pt Платина
---	--------------------	--	---------------------	--	----------------------

родина платинових металів

лічні — послаблюються (в елементів побічних підгруп бувають винятки).

5. У періодичній системі посилення металічних властивостей елементів у групах зверху вниз і послаблення їх у періодах зліва направо зумовлюють появу *діагональної подібності*. Так, Берилій більше подібний до Алюмінію, ніж до Магнію, а Бор — до Силіцію, ніж до Алюмінію (див. періодичну систему).

6. У періодах валентність елементів зростає: у малих періодах — від 1 до 8, у великих періодах — двічі, що й дало Д. І. Менделєєву підставу розмістити елементи великих періодів у два ряди.

7. У групах валентність елементів, як правило, відповідає номеру групи. Деякі елементи побічних підгруп можуть виявляти й іншу валентність. Так, Купрум — елемент I групи побічної підгрупи — утворює оксиди Cu_2O і CuO та гідроксиди CuOH та $\text{Cu}(\text{OH})_2$, де валентність Купруму дорівнює 1 і 2.

8. Елементи перших трьох груп — метали, вони легких сполук з Гідрогеном не утворюють. Це характерно для елементів головних підгруп IV—VII груп. При цьому валентність елемента дорівнює різниці між числом 8 і номером групи, в якій розміщується елемент.

У групах металічні властивості посилюються, а неметалічні — послаблюються

Завдання для самоконтролю

1. Як змінюються властивості елементів у періодах і групах? Назви найактивніші метал і неметал.
2. В якого з елементів металічні властивості виявлені сильніше:
а) Ca, Rb, Mn; б) Bi, P, N? Відповідь мотивуй.
3. За хімічними властивостями радіоактивний елемент Радій найбільш подібний до (а) Францію; (б) Актинію; (в) Барію; (г) Лантану.

4. Металічний характер властивостей елементів у ряду Mg—Ca—Sr—Ba
(а) послаблюється; (в) не змінюється;
(б) посилюється; (г) спочатку послаблюється, а далі посилюється.
5. Найслабші металічні властивості виявляє елемент
(а) Mg; (б) Na; (в) Al (г) Si.
6. Хімічний елемент, що виявляє амфотерні властивості, — це
(а) Be; (б) Ca; (в) Ba; (г) N.
7. Лужному металу відповідає порядковий номер
(а) 10; (б) 11; (в) 12; (г) 13.
8. Хімічний елемент, що належить до галогенів, — це
(а) Ферум; (б) Манган; (в) Йод; (г) Неон.
9. Летка сполука елемента з Гідрогеном має загальну формулу RH_3 . Елемент належить до групи
(а) III; (б) IV; (в) V; (г) VI.

Додаткові завдання

10. Неметалічні властивості елементів у ряду N—P—As—Sb—Bi
(а) послаблюються; (в) не змінюються;
(б) посилюються; (г) спочатку послаблюються, а далі посилюються.
11. Серед зазначених нижче елементів 4-го періоду елемент, що може виявляти однакові значення валентності за Оксигеном і Гідрогеном, — це
(а) Бром; (б) Селен; (в) Арсен; (г) Германій.
- 12*. Відносна атомна маса елемента дорівнює 31. Він утворює оксид, в якому масова частка цього елемента становить 0,437. Формула цього оксиду
(а) P_2O_3 ; (б) P_2O_5 ,
а характер оксиду
(в) основний; (г) кислотний; (д) амфотерний.
- 13*. Визнач валентність Хлору в перхлоратній (хлорній) кислоті $HClO_4$, напиши формулу оксиду, який відповідає цій кислоті, і формулу леткої сполуки Хлору з Гідрогеном.

§ 22. БУДОВА АТОМА. ФІЗИЧНИЙ ЗМІСТ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ

Тобі треба

мати уявлення: про радіоактивність;

знати: сучасне формулювання періодичного закону; будову атома;

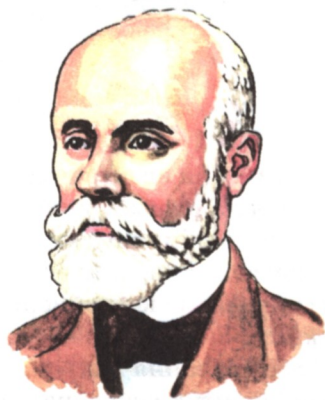
уміти: визначати протонне число атома елемента

Тобі вже відомо, що Д. І. Менделєєв узагальнив великий обсяг знань і відкрив фундаментальний закон природи — періодичний закон. Але рівень тогочасних знань не давав змоги розкрити фізичний зміст періодичного закону, виявити причини періодичної зміни властивостей елементів залежно від зростання їх атомних мас. Це стало можливим лише після з'ясування будови атома.

У науці довго панувала думка, що атоми — найменші частинки речовини і не містять інших, простіших складових частинок. Тому вони неподільні і не можуть перетворюватися на інші атоми. Проте наприкінці XIX ст. фізики експериментально підтвердили складність будови атома. Відкриття рентгенівських променів (1895), явища радіоактивності (1896), електрона (1897) спричинили революцію в природознавстві, зокрема сприяли перегляду уявлень про структуру і властивості речовини, оскільки атом виявився складним утворенням. Саме відкриття радіоактивності відіграло велику роль у встановленні складної природи атома і розкритті його структури.

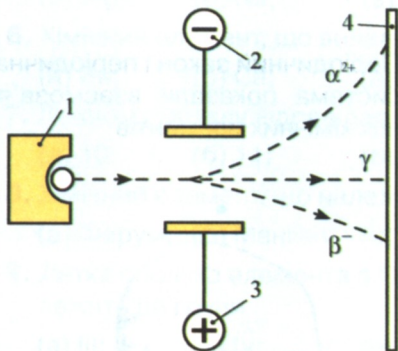
Поняття про радіоактивність. Досліджуючи солі Урану, французький

Періодичний закон і періодична система показали взаємозв'язок хімічних елементів



Антуан Анрі Беккерель
(1852—1908)

Французький фізик, член Паризької Академії наук (з 1889). Його наукові праці присвячені фотохімії, електрохімії, магнетизму, оптиці, електриці, метеорології. Відкрив разом із подружжям Марії і П'єра Кюрі природну радіоактивність солей Урану, за що був удостоєний Нобелівської премії (1903)



Мал. 10. Дія електричного поля на радіоактивне випромінювання:

- 1 — джерело випромінювання у свинцевому контейнері;
 2 — катод; 3 — анод; 4 — екран для реєстрування випромінювання (вкритий речовиною, що може світитися під впливом якогось джерела енергії)

фізик А. Беккерель виявив, що елемент Уран випромінює невидимі для ока промені, подібні до рентгенівських. Його дослідями зацікавилися інші вчені. Зокрема, Марія Склодовська-Кюрі встановила, що сполуки Торію Th також мають цю здатність. Разом зі своїм чоловіком, французьким фізиком П'єром Кюрі, вона відкрила два нові елементи, названі за її пропозицією Полонієм Po (від лат. *Polonia* — Польща) і Радієм Ra (від лат. *radius* — промінь), які виявилися значно потужнішими джерелами випромінювання, ніж Уран і Торій. Таку здатність деяких елементів назвали *радіоактивністю*, а елементи — *радіоактивними*.

Вивчаючи природу радіоактивного випромінювання, англійський фізик Ернест Резерфорд установив, що воно неоднорідне: під дією електричного поля поділяється на три пучки, один з яких не змінює свого початкового напрямку, отже, не несе електричного заряду, — це γ -випромінювання (електромагнітні хвилі), а два інші — відхиляються у протилежні боки до зарядів електричного поля (мал. 10). Це α -проміння (ядра атомів елемента Гелію) і β -проміння (потік електронів).

Вчення про радіоактивність підтвердило складність будови атома.

Будова атома. Вивчаючи розсіювання α -частинок, які проходять крізь тонкі металеві пластинки, Е. Резерфорд у 1911 р. запропонував схему будови атома, що дістала назву *ядерна модель атома*. Згідно з цією моделлю атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що обертаються

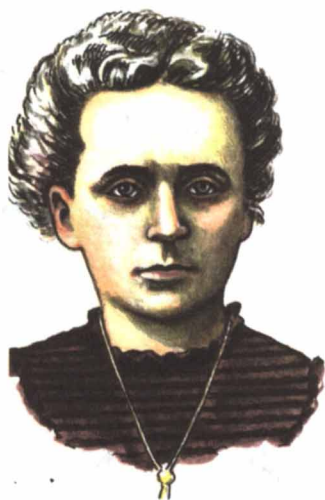
навколо нього. Позитивний заряд ядра нейтралізується сумарним негативним зарядом електронів, так що атом загалом електронейтральний.

Порядковий номер елемента — заряд ядра його атома. Численні експериментальні дослідження англійських учених (Е. Резерфорда, Г. Мозлі, 1917 р.) показали, що

заряд ядра атома дорівнює порядкувому номеру елемента в періодичній системі.

Так було розкрито фізичний зміст порядкувого номера. Він виявився дуже важливою константою, що виражає величину заряду ядра. Оскільки атом електронейтральний, то й число електронів у атомі також дорівнює порядкувому номеру елемента. Наприклад, порядкувий номер елемента Феруму Fe — 26. Це означає, що заряд ядра його атома +26, а оскільки атом електронейтральний, то й електронів повинно бути 26, сумарний негативний заряд яких становить -26 (заряд електрона — найменший негативний заряд, прийнятий за одиницю).

Відкриття фізичного змісту порядкувого номера дало нове обґрунтування розміщенню елементів у періодичній системі. З'ясувалося, що елементи розміщені не стільки за зростанням атомної маси, скільки за зростанням заряду ядер їх атомів. Дістала пояснення й удавана суперечність у системі Д. І. Менделєєва — розміщення трьох пар елементів (Аргон і Калій, Кобальт і Нікол, Телур і Йод) не в порядку зростання їх атомних мас, а навпаки. Виявилось, що таке роз-



Марія Склодовська-Кюрі
(1867—1934)

Польська і французька вчена — фізик і хімік, одна з творців учення про радіоактивність. Виявила радіоактивність Торію. Разом із П'єром Кюрі відкрила Полоній і Радій. Запропонувала термін «радіоактивність». Добула металічний радій (1910) і дослідила його властивості. Лауреат Нобелівської премії з фізики (1903) разом із П. Кюрі та А. Беккерелем. Лауреат Нобелівської премії з хімії (1911)

Елементи в періодичній системі розміщені за зростанням величини заряду ядер їх атомів

ПЕРІОДИ	3	<table border="1"> <tr> <td>Ar</td> <td>18</td> </tr> <tr> <td>39,948</td> <td>[Ne]3s²3p⁶</td> </tr> <tr> <td>Аргон</td> <td></td> </tr> </table>		Ar	18	39,948	[Ne]3s ² 3p ⁶	Аргон											
	Ar	18																	
	39,948	[Ne]3s ² 3p ⁶																	
Аргон																			
4	<table border="1"> <tr> <td>K</td> <td>19</td> <td>27</td> <td>Co</td> <td>28</td> <td>Ni</td> </tr> <tr> <td>39,098</td> <td>[Ar]4s¹</td> <td>58,913</td> <td>[Ar]3d⁷4s²</td> <td>58,69</td> <td>[Ar]3d⁸4s²</td> </tr> <tr> <td>Калій</td> <td></td> <td>Кобальт</td> <td></td> <td>Нікель</td> <td></td> </tr> </table>	K	19	27	Co	28	Ni	39,098	[Ar]4s ¹	58,913	[Ar]3d ⁷ 4s ²	58,69	[Ar]3d ⁸ 4s ²	Калій		Кобальт		Нікель	
K	19	27	Co	28	Ni														
39,098	[Ar]4s ¹	58,913	[Ar]3d ⁷ 4s ²	58,69	[Ar]3d ⁸ 4s ²														
Калій		Кобальт		Нікель															
5	<table border="1"> <tr> <td>Te</td> <td>52</td> <td>I</td> <td>53</td> </tr> <tr> <td>127,60</td> <td>[Kr]4d¹⁰5s²5p⁴</td> <td>126,90</td> <td>[Kr]4d¹⁰5s²5p⁵</td> </tr> <tr> <td>Телур</td> <td></td> <td>Іод</td> <td></td> </tr> </table>	Te	52	I	53	127,60	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	126,90	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	Телур		Іод							
Te	52	I	53																
127,60	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	126,90	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵																
Телур		Іод																	



Ернест Резерфорд
(1871—1937)

Англійський фізик, член Лондонського королівського товариства (з 1903), один із творців учення про радіоактивність і будову атома. Відкрив α - і β -промені та визначив їхню природу (1899). Вперше експериментально виявив перетворення нерадіоактивних елементів (Нітрогену в Оксиген) внаслідок опромінювання α -частинками. Запропонував ядерну модель будови атома (1911). Здійснив першу штучну ядерну реакцію (1919). Передбачив існування нейтрона. Лауреат Нобелівської премії (1908)

міщення відповідає величині зарядів ядер атомів цих елементів. Отже, суперечності немає.

На основі відкриття фізичного значення порядкового номера періодичний закон Д. І. Менделєєва нині формулюється так:

властивості елементів і утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів.

Уточнення формулювання періодичного закону — необхідний наслідок дальшого розвитку пізнання. Періодичний закон — це об'єктивний закон природи. Він реально існує і діє незалежно від людської свідомості, а його формулювання відображає рівень розуміння людством цього закону. З часом формулювання законів (як і понять) може змінюватись, якщо нові відкриття дають змогу глибше зрозуміти їхню суть. Саме так відбулось і з періодичним законом, через що виникла необхідність уточнити його формулювання. Приклад із формулюванням періодичного закону дає тобі змогу зрозуміти *закономірності процесу пізнання: від вивчення й узагальнення фактів — до виявлення закону природи і далі до пояснення цього закону на основі нових фактів.*

Властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атом

ВИСНОВКИ

Наукові відкриття наприкінці XIX ст. — відкриття рентгєнівських променів, радіоактивності, електрона — сприяли перегляду поглядів на атом як найпростішу, найменшу частинку речовини.

Атом — складне утворення. Він складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Величина заряду ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

Елементи в періодичній системі розміщені за зростанням величини заряду ядер їх атомів.

Властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів.

Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає суть радіоактивності? Хто і як відкрив це явище? Назви два-три радіоактивні елементи.
2. Що являє собою атом? Хто вперше запропонував модель атома?
3. У чому полягає фізичний зміст порядкового номера елемента?
4. Визнач заряд ядра атомів Нітрогену, Неону, Магнію, Сульфуру і число електронів у атомах цих елементів.
5. Наведи сучасне формулювання періодичного закону і порівняй його з менделєєвським (див. § 20). Як ти думаєш, чи принижує велич менделєєвського відкриття зміна з часом формулювання відкритого ним закону? Відповідь обґрунтуй.

§ 23. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР. ІЗОТОПИ

Тобі треба

мати уявлення: про стабільні й радіоактивні ізо-
топи; радіаційну безпеку;

розуміти зміст і вміти користуватися поняттями:
протон, протонне число; нейтрон; нуклон-
не число; нуклід; ізотопи;

уміти визначати: число нейтронів у ядрі певного
нукліда.

Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів

Ядро атома складається з протонів і нейтронів

Ти вже знаєш, що атом складається з ядра й електронів. У свою чергу, ядро атома, згідно з сучасними уявленнями, складається з *протонів* і *нейтронів*, загальна назва яких *нуклони* (від лат. *nucleus* — ядро).

Що собою являють оці субатомні частинки? Аби відповісти на це запитання, розглянь табл. 12.

Таблиця 12. Характеристика субатомних частинок

Частинка	Символ	Система атомних одиниць	
		Маса, а. о. м.	Заряд, а. о. з.
Електрон	e	0 (точніше 0,0005486)	-1
Протон	p	1 (точніше 1,007277)	+1
Нейтрон	n	1 (точніше 1,008695)	0

Число протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента і визначає його місце в періодичній системі

Виявляється, протон (символ p) має заряд +1, а нейтрон (символ n) заряду не має (електронейтральний). Число протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента і визначає його місце у періодичній системі. Тому порядковий номер елемента називають *протонним числом*. Отже,

протонне число (порядковий номер) дорівнює величині заряду ядра атома елемента.

Маса протона майже така сама, як і маса нейтрона, і становить одну атомну одиницю маси (а. о. м.), що в 1836 разів більше за масу електрона. Це означає, що практично вся маса атома зосереджена в його ядрі.

Маса атома та його розміри надзвичайно малі. Ще менше ядро атома. Воно у 10—100 тисяч разів менше за атом. Якби атом можна було збільшити до розмірів Землі, то його ядро мало б радіус лише 30—60 м.

Як же утримуються протони й нейтрони в ядрі? Адже всі протони — позитивно заряджені, а нейтрони — електронейтральні. Чому ж ядро не розсипається на окремі частинки? Протони і нейтрони утримуються в ядрі специфічними ядерними силами. Ці сили діють лише на дуже малих відстанях (не більше 10^{-13} см) і досягають надзвичайної величини, яка в 100—1000 разів перевищує кулонівське відштовхування одноіменно заряджених протонів. Природа ядерних сил остаточно ще не з'ясована.

А як можна визначити склад атомних ядер? Ти знаєш, що протонне число (порядковий номер) елемента відповідає величині заряду ядра його атома, тобто числу протонів. І знаєш відносну атомну масу елемента, яка дорівнює переважно сумі протонів і нейтронів, тому легко обчислити число нейтронів у ядрі. Наприклад, протонне число елемента Калію дорівнює 19. Це означає, що заряд ядра його атома +19, тобто в ядрі міститься 19 протонів. Оскільки відносна атомна маса Калію — 39, то в ядрі його атома міститься $39 - 19 = 20$ нейтронів.

Кожний вид атомів, незалежно від того, якому елементу він належить, однозначно описується сумою протонів і

Порядковий номер елемента в періодичній системі (протонне число) дорівнює величині заряду його ядра

Маса атома визначається масою його ядра

Протони і нейтрони утримуються в ядрі ядерними силами

Кількість нейтронів у ядрі дорівнює різниці між масою атома і масою протонів

Нуклонне число — сума протонів і нейтронів

Нукліди — різновиди атомів (атомних ядер) з певним значенням нуклонного числа

Приклади нуклідів

Назва	Позначення
Калій-39	^{39}K
Калій-40	^{40}K

Ізотопи — нукліди одного хімічного елемента, які мають однакове число протонів, але різне число нейтронів

Позначення нуклідів Оксигену:

Оксиген-16, Оксиген-17, Оксиген-18 або ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O

нейтронів — нуклонним числом. Саме тому видів атомів більше, ніж елементів. Кожний окремих вид атомів (вид ядра) називається нуклідом.

Нукліди — це різновиди атомів (атомних ядер) з певним числом протонів і нейтронів.

Термін «нуклід» вживається для позначення будь-яких атомів, що відрізняються складом ядра (або різним числом нуклонів, або при однаковому числі нуклонів різним співвідношенням протонів і нейтронів).

Для позначення нукліда використовують або назву елемента, до якої через дефіс приєднують нуклонне число (Оксиген-16), або символ елемента, зверху ліворуч від якого також зазначають нуклонне число (^{16}O).

Якщо нукліди належать одному й тому самому хімічному елементу і мають однакову кількість протонів, але різняться за кількістю нейтронів, то вони називаються *ізотопними нуклідами*, або просто ізотопами (від гр. ἴσος (чит. *ісос*) — однаковий і τόπος (чит. *топос*) — місце).

Ізотопи — це нукліди одного хімічного елемента, які мають однакове протонне число (заряд ядра).

Зверни увагу, термін «ізотопи» вживається лише у множині (застаріле «ізотоп» і є нуклід). Наприклад, природний Оксиген, крім нуклідів ^{16}O , містить ще атоми з нуклонними числами 17 і 18. Це означає, що в природному Оксигені є різні види атомів, які в ядрі містять однакову кількість протонів (по 8), але різну кількість нейтронів (відповідно 8, 9, 10). Саме тому

вони й різняться між собою атомною масою. Зазначені нукліди ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O і є ізотопами Оксигену.

Назви і символи ізотопів збігаються з назвами і символами відповідного хімічного елемента. Виняток становлять лише ізотопи найлегшого з елементів — Гідрогену. Вони мають нуклонні числа 1, 2, 3 і власні назви та символи (табл. 13).

Таблиця 13. Ізотопи Гідрогену й Карбону

Нукліди		Кількість		Нуклонне число
позначення	назва	протонів	нейтронів	
^1_1H	Протій	1	0	1
^2_1H	Дейтерій	1	1	2
^3_1H	Тритій	1	2	3
$^{12}_6\text{C}$	Карбон-12	6	6	12
$^{13}_6\text{C}$	Карбон-13	6	7	13
$^{14}_6\text{C}$	Карбон-14	6	8	14

Відкриття ізотопів дало змогу поглибити знання про *хімічний елемент як вид атомів, що характеризується однаковим протонним числом (зарядом ядра)*.

Звичайно в природі більшість хімічних елементів існує у вигляді ізотопів. Тому відносна атомна маса таких елементів визначається величинами відносних атомних мас кожного з нуклідів з урахуванням їх масової частки в природі. Наприклад, елемент Оксиген являє собою суміш ізотопів — нуклідів ^{16}O 99,757 %, ^{17}O 0,039 % і ^{18}O 0,204 %. Аби знайти відносну атомну масу Оксигену, треба:

$$A_r = \frac{16 \cdot 99,757 + 17 \cdot 0,039 + 18 \cdot 0,204}{100} = 15,99447.$$

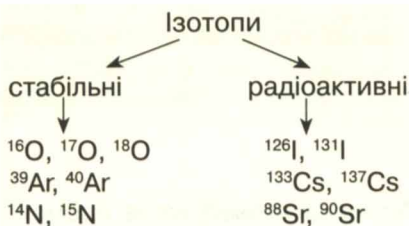
Заокруглюємо знайдене середнє значення, виходить $A_r(\text{O}) = 16$.

У періодичній системі ізотопи займають одне й те саме місце

Хімічний елемент — вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом)

Відносна атомна маса елемента в періодичній системі — це середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природному елементі

Усі ізотопи елемента практично мають однакові хімічні властивості



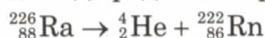
Саме тому, що майже всі елементи — це суміші нуклідів, їх відносні атомні маси не цілочислові, а дробові.

Але ти можеш заперечити, чому ж тоді відносна атомна маса таких елементів як Натрій, Алюміній, Фосфор, Флуор, які не мають ізотопів, не є цілочисловою, а лише наближається до неї? Це пояснюється тим, що Карбон, який береться за точку відліку атомних мас інших елементів, сам складається з двох природних ізотопів ^{12}C і ^{13}C , а для визначення відносної атомної маси береться один із природних ізотопів, саме ^{12}C , або Карбон-12.

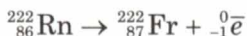
Оскільки ізотопи певного елемента мають однакове протонне число (заряд ядра), а отже, й однакове число електронів, які однаково розміщені за енергетичними рівнями, то їх хімічні властивості також практично однакові. Тому можна говорити про хімічні властивості, наприклад Хлору, не беручи до уваги його ізотопний склад.

Ізотопи (окремі нукліди) поділяють на *стабільні* і *радіоактивні (радіонукліди)*. Стабільні нукліди мають усі «парні» елементи і більшість «непарних» з протонним числом (зарядом ядра) ≤ 83 . Нукліди всіх елементів, розміщених у періодичній системі після Бісмуту, радіоактивні.

Радіоактивний розпад хімічних елементів. У процесі радіоактивного випромінювання атоми радіоактивних елементів розпадаються, перетворюючись на атоми інших елементів. Так, кожен атом Радію Ra розщеплюється на атом Гелію He та атом Радону Rn. Відповідні прості речовини — гелій і радон — належать до родини інертних газів:



Радон також радіоактивний. Він випромінює електрон і перетворюється на нуклід Францію-222 і т. д.:



На відміну від хімічних реакцій, під час яких атоми залишаються незмінними, у наведених рівняннях процесів радіоактивного розпаду відбувається перетворення одних атомів на інші. Такі процеси належать до *ядерних реакцій*.

Кожний радіонуклід має свою швидкість радіоактивного розпаду, яку неможливо ні збільшити, ні зменшити. Ця швидкість не залежить від конкретних чинників і характеризується *періодом піврозпаду*. Він показує, що протягом деякого часу розпадається половина первинної кількості наявного радіонукліда. В наступний такий самий інтервал часу розпадається половина залишку, тобто вдвічі менше, ще в наступний — ще вдвічі менше, ніж у попередній, і т. д. Спостерігаючи, наприклад, за зміною кількості Радону-222, встановили, що через 3,85 доби залишається половина його початкової кількості, ще через 3,85 доби — тільки 1/4, потім 1/8 і т. д.

Інтервал часу, протягом якого кількість радіоактивних атомів даного елемента зменшується вдвічі, називають періодом піврозпаду.

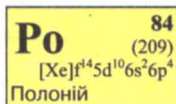
Ця величина характеризує тривалість життя елемента. Для різних радіоактивних елементів вона коливається від часток секунди до мільярдів років. Так, для Полонію ${}^{218}\text{Po}$ період піврозпаду становить 3 хв, для Радію ${}^{226}\text{Ra}$ — 1620 років, для Урану ${}^{238}\text{U}$ — 4,5 млрд років, що можна порівняти з віком Землі, а для Торію ${}^{232}\text{Th}$ — втричі більше — 14 млрд років. Зрозуміло, що аварія на Чорно-

Радіонукліди — нестійкі ізотопи, що спонтанно перетворюються на інші нукліди, виділяючи енергію

Ядерні реакції — процеси радіоактивного розпаду, під час яких відбувається перетворення одних атомів на інші

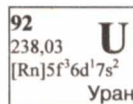
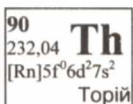
Період піврозпаду — інтервал часу, протягом якого кількість радіоактивних атомів даного елемента зменшується вдвічі

VI група періодичної системи



II група періодичної системи

III група періодичної системи



(родина актиноїдів)

Тривалий вплив навіть малих доз радіації чинить руйнівну дію на живі організми

бильській АЕС (1986 р.), унаслідок якої на Україну (та інші країни) «звалилася» майже вся таблиця Менделєєва з багатьма радіоактивними елементами, завдала непоправної шкоди передусім нашому народу.

Радіоактивне випромінювання (радіація) небезпечне тим, що воно невидиме, не має ні запаху, ні смаку, тому людина його ніяк не відчуває. Проте воно, особливо γ -промені, має велику проникну здатність. Проникаючи всередину живих організмів, радіація викликає йонізацію молекул біологічної системи, руйнує клітинні мембрани, вражає клітини кісткового мозку тощо. А це призводить до генетичних ушкоджень, які передаються у спадок майбутнім поколінням клітин, якщо клітини не встигли загинути. У свою чергу, це призводить до порушень імунної системи, зниження опірності живого організму різним захворюванням тощо.

До недавнього часу вважалося, що існує безпечний рівень, нижче за який радіація не впливає на здоров'я людини. Нині такий погляд спростовано. Триваллий вплив малих доз радіації чинить руйнівну дію на живі організми. Багато які захворювання, що раніше ніколи не пов'язувалися з рівнем радіації (грип, пневмонія, діабет, хвороби серця і нирок, параліч), насправді суттєво залежать навіть від малих доз опромінення, втім числі й внутрішнього, що спричинюється потраплянням радіонуклідів всередину організму разом із питною водою і продуктами харчування.

Зменшити вплив радіації на здоров'я людини можна, якщо вживати таких за-

ходів: не споживати забруднені радіонуклідами продукти харчування і питну воду; якомога частіше вживати такі продукти, які містять пектини (яблука, лимони, особливо їхня шкірка), що здатні «виводити радіацію»; вживати сорбенти — речовини, здатні вбирати і виводити з організму радіонукліди; боротися з пилом: регулярно чистити одяг, взуття, мити підлогу, бо пил може містити радіоактивні елементи.

Після відкриття явища радіоактивного розпаду стало зрозуміло, що хімічні елементи не є вічними і незмінними. Вони можуть перетворюватися один на одний. Цей факт засвідчує взаємозв'язок усіх елементів, їх спорідненість.

Чи знаєш ти, що на відміну від м'яса сало не забруднюється радіонуклідами? Тому в Англії, коли вирощують свиней для одержання бекону, час від часу контролюють товщину шарів сала та м'яса, згодуючи тваринам короткоживучі радіонукліди та вимірюючи радіоактивність м'яса тварин

ВИСНОВКИ

Ядра атомів мають складну будову. Вони складаються з двох видів частинок — протонів і нейтронів, що утримуються ядерними силами. Протон p — позитивно заряджена частинка із зарядом $+1$ і масою, яка практично дорівнює 1, тому ядра атомів заряджені позитивно. Величина їх заряду чисельно дорівнює кількості протонів — протонному числу.

Нейтрон n — електронейтральна частинка, маса якої також практично дорівнює 1.

Маса атома визначається масою його ядра. Загальне число протонів і нейтронів — нуклонне число — обумовлює масу атома. Кількість нейтронів у ядрі чисельно дорівнює різниці між масою атома і масою протонів.

Загальна назва атомів (атомних ядер) з певним значенням нуклонного числа — нукліди.

Ізотопи — це нукліди одного хімічного елемента. Вони мають однакове число протонів, але різне число нейтронів. У періодичній системі ізотопи займають одне й те саме місце.

Нукліди бувають стабільні та радіоактивні. Останні самочинно розпадаються, що супроводжується випромінюванням — радіацією, яка шкідливо впливає на все живе.

§ 24. СТАН ЕЛЕКТРОНІВ У АТОМІ

Тобі треба

мати уявлення: про рух електронів у атомі; спін електрона;

розуміти суть понять: орбіталь; електронна густина;

уміти: схематично позначати орбіталь з двома електронами, що мають протилежні спіни; характеризувати *s*- і *p*-орбіталі.

Відомо, що в атомі будь-якого елемента електрони рухаються. Вони не можуть бути нерухомими, бо під дією сили притягання до позитивно зарядженого ядра вони впали б на ядро. Але **електрони не обертаються навколо ядра**, як думали раніше (згадай планетарну (ядерну) модель атома Е. Резерфорда, § 22). Як же вони рухаються в атомі?

Щоб зрозуміти стан електрона в атомі, треба взяти до уваги подвійну природу електрона і той факт, що світ атома — це мікросвіт. Він не підкоряється законам, вияв яких ми звикли спостерігати в житті, тобто в умовах макросвіту. Рух електрона в атомі неможливо описати певною траєкторією (неперервною лінією, яку описує матеріальна точка як тіло під час руху). Можна говорити лише про *більшу чи меншу ймовірність перебування електрона в обмеженому об'ємі простору біля ядра* (можлива й нульова ймовірність). Рухаючись в атомі, електрон займає тривимірну ділянку простору біля ядра, що називається *атомною орбіталлю*.

Ділянка простору поблизу ядра, в якій найімовірніше перебування електрона, називається орбіталлю.

В атомі будь-якого елемента електрони рухаються, але вони не обертаються навколо ядра

Атомна орбіталь — тривимір-на ділянка простору біля ядра, в якій перебування електрона найімовірніше

У місцях електронної хмари, куди електрон потрапляє найчастіше, утворюється зона найбільшої електронної густини

Зрозуміло, що чітко визначити межі орбіталі неможливо, вони розпливчасті. Електрон заповнює простір поблизу ядра у формі хвилі, яку можна уявити як «електронну хмару». Негативний заряд електрона виявляється «розмазаним» в усьому об'ємі простору біля ядра, яке оточене тривимірною електронною хмарою. Густина електронної хмари різна в різних місцях. У тих місцях, куди електрон потрапляє найчастіше, утворюється зона найбільшої електронної густини. У міру віддалення від ядра електронна густина дуже швидко зменшується й стає такою малою, що нею можна знехтувати.

Спін — рух електрона навколо власної осі (спрощено)

Окрім руху біля ядра, електрон має ще свій власний рух — *спін*. Спрощено спін (від англ. *spin* — обертання) можна уявити як рух електрона навколо власної осі. Якщо два електрони мають однакові напрямки обертання, то говорять, що це електрони з *паралельними спінами*, а якщо напрямки обертання у них протилежні (один електрон обертається навколо власної осі за годинниковою стрілкою, а інший — проти годинникової стрілки), то це електрони з *антипаралельними спінами*. Два електрони з протилежними спінами створюють навколо себе магнітне поле з протилежно спрямованими силовими лініями, що забезпечує умови для взаємного притягання електронів.

На одній орбіталі може перебувати лише два електрони з антипаралельними спінами

На одній орбіталі може перебувати лише два електрони, які мають протилежні спіни. Схематично атомну орбіталь позначають так:



де квадрат (комірка) — це орбіталь, а стрілки — електрони з протилежними спінами. Одноелектронна орбіталь зображується так:

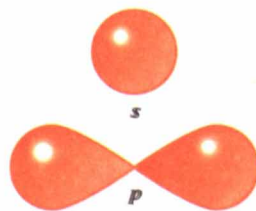


Характеристика орбіталей. Якщо йдеться про ту частину електронної хмари (орбіталі), де її густина найбільша, то можна говорити про її розмір і форму. Так, залежно від величини енергії електронної хмари розрізняються за розмірами. Чим сильніше притягається електрон до ядра, тим його електронна хмара (орбіталь) менша за розміром, але щільніша (електронна густина більша).

Орбіталі (електронні хмари) розрізняються не лише за розмірами, а й за формою. Так, єдиний електрон в атомі Гідрогену, рухаючись біля ядра, утворює електронну хмару сферичної форми (форма кулі). Такі орбіталі позначають буквою s , а електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, називають s -електронами (мал. 11).

Проте орбіталі можуть мати й іншу форму, наприклад форму гантелі (об'ємної «вісімки») або ще складнішу. Такі орбіталі позначають буквою p , а електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають p -електронами (див. мал. 11). Центри орбіталей збігаються з центром ядра.

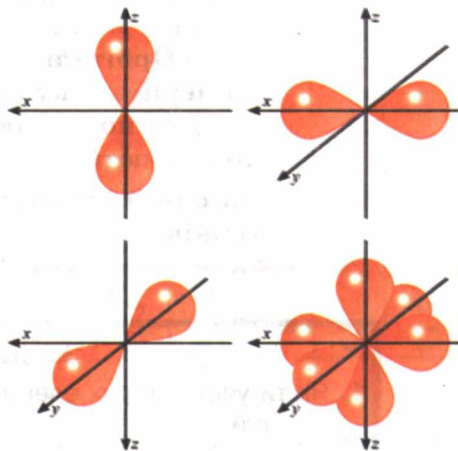
p -Орбіталі відрізняються одна від одної розміщенням у просторі: вони розміщуються вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат (мал. 12). Орбіталі складніших форм позначаються буквами d , f та ін.



Мал. 11. Форми s - і p -орбіталей

Орбіталі, що мають сферичну форму, називаються s -орбітальями

p -Орбіталі мають гантелеподібну форму



Мал. 12. Схема взаємного розміщення p -орбіталей у просторі

Орбіталі різних форм відрізняються між собою ще й силою притягання до ядра. *s*-Електрони, орбіталі яких мають сферичну форму, притягуються до ядра сильніше, ніж *p*-електрони, орбіталі яких мають форму гантелі. А електрони з іще складнішими формами орбіталей притягуються ще слабкіше.

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі перебувають у постійному русі, але вони не обертаються навколо ядра, як планети навколо Сонця. Простежити шлях, по якому рухається електрон, неможливо, бо в нього немає траєкторії руху. Електрон займає тривимірну ділянку простору біля ядра, в якій його перебування найімовірніше. Таку ділянку простору прийнято називати орбіталлю.

Орбіталі бувають різної форми — *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбіталі. Орбіталі, що мають сферичну форму, називаються *s*-орбітальями. *p*-Орбіталі мають гантелеподібну форму. Вони взаємно перпендикулярно орієнтовані у просторі вздовж осей *x*, *y* і *z* і позначаються відповідно *p_x*, *p_y*, *p_z*. Найсильніше притягуються до ядра *s*-орбіталі, *p*-орбіталі слабкіше і т. д. На одній орбіталі може перебувати не більше двох електронів.

Завдання для самоконтролю

1. Як ти уявляєш рух електрона в атомі хімічного елемента? Відповідь обґрунтуй.
2. Яку форму має: а) *s*-орбіталь; б) *p*-орбіталь? Намалюй їхні моделі.
3. Накресли три осі координат і намалюй уздовж них три *p*-орбіталі.
4. Виліпи з пластиліну модель *s*-орбіталі. За допомогою сірників зобрази її розміщення відносно осей координат. Так само виготуй моделі *p*-орбіталей і розмісти їх у просторі одну відносно одної.

§ 25. БУДОВА ЕЛЕКТРОННОЇ ОБОЛОНКИ АТОМА

Тобі треба

розуміти зміст понять: електронна оболонка атома; енергетичний рівень (електронний шар);

знати: закономірності розподілу електронів у атомах перших 20-ти елементів; зв'язок електронної будови атома з місцем елемента в періодичній системі;

уміти записувати: електронні формули атомів хімічних елементів; графічні схеми розподілу електронів у атомах перших 20-ти елементів.

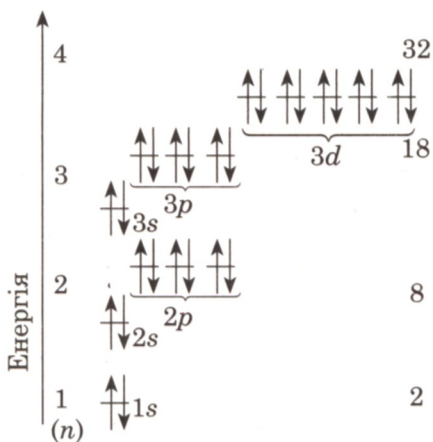
p-елементи

10,8 B Бор 5	12,0 C Карбон 6	14,0 N Нітроген 7	16,0 O Оксиген 8	19,0 F Флуор 9	20,2 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	79,9 Br Бром 35	83,8 Kr Криптон 36
114,8 In Індій 49	118,7 Sn Станум 50	121,8 Sb Стибій 51	127,6 Te Телур 52	126,9 I Іод 53	131,3 Xe Ксенон 54
204,4 Tl Талій 81	207,2 Pb Плюмбум 82	209,0 Bi Бісмут 83	(209) Po Полоній 84	(210) At Астат 85	(222) Rn Радон 86

Число електронів на оболонці дорівнює числу протонів у ядрі атома і визначається протонним числом елемента

Ти вже знаєш, що атом складається з ядра й електронів, які утворюють *електронну оболонку* атома. Число електронів на оболонці дорівнює числу протонів у ядрі атома і визначається протонним числом елемента (порядковим номером). Аби зрозуміти, як побудована електронна оболонка атома, потрібно з'ясувати, як розподіляється електронна густина біля ядра, тобто визначити ділянку простору, де можуть перебувати електрони даного атома.

Електрони в атомі розміщуються на різній відстані від ядра. Це пояснюється тим, що електрони мають різний запас енергії. Одні з них сильніше притягуються до ядра і розміщуються ближче до нього, вони міцніше зв'язані з ядром і їх важче вирвати з електронної оболонки. Інші — слабкіше притягуються і перебувають далі від ядра. А чим далі електрони від ядер, тим легше їх відірвати. Виходить, що в міру віддалення від ядра



Мал. 13. Схема будови енергетичних рівнів

Електрони в атомі мають різну енергію зв'язку з ядром, тому розміщуються навколо ядра електронними шарами

Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває хімічний елемент

Який номер рівня, стільки й форм орбіталей, що його утворюють

атома запас енергії електрона збільшується (мал. 13).

Електрони, що рухаються поблизу ядра, заслоняють (екранують) ядро від інших електронів, які притягуються до нього слабкіше і рухаються на більшій відстані від ядра. Так утворюються *електронні шари* в електронній оболонці атома. Кожний електронний шар складається з електронів з близькими значеннями енергії, тому електронні шари називають ще *енергетичними рівнями*.

Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває хімічний елемент. Отже, електронна оболонка атомів елементів першого періоду містить один енергетичний рівень, другого періоду — два, третього — три і т. д.

Кожний енергетичний рівень складається з орбіталей певної форми: перший містить одну *s*-орбіталь, другий — *s*- і *p*-орбіталі, третій — *s*-, *p*-, *d*-орбіталі. Отже, зверни увагу: який номер рівня, стільки й форм орбіталей, що його утворюють.

Число орбіталей на енергетичних рівнях різне, воно дорівнює n^2 , де n — номер рівня. На першому рівні ($n = 1$) одна *s*-орбіталь, на другому ($n = 2$) — чотири: одна *s*- і три *p*-орбіталі, на третьому ($n = 3$) — дев'ять: одна *s*-, три *p*- і п'ять *d*-орбіталей (див. мал. 13). Зважаючи на те, що на кожній з орбіталей може перебувати не більше двох електронів, максимальна кількість електронів на тому чи іншому енергетичному рівні дорівнює $2n^2$ (див. мал. 13). Схематично будову електронної оболонки атома можна показати так:



Число ж електронів на зовнішньому енергетичному рівні електронної оболонки атома дорівнює номеру групи для хімічних елементів головних підгруп. Ці електрони називаються валентними. Саме вони визначають властивості елемента.

Тепер розглянемо конкретні приклади. Атом Гідрогену має найменший заряд ядра (+1), отже, й один електрон. Він розміщується на єдиній s-орбіталі, утворюючи перший енергетичний рівень (див. мал. 13). Таке уявлення можна передати за допомогою схеми

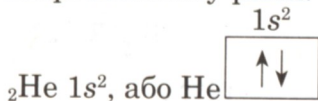


(див. § 24) і за допомогою електронної формули $1s^1$, де

Номер енергетичного рівня $\rightarrow 1s^1 \leftarrow$ Число електронів

↑
Форма орбіталі

За Гідрогеном іде Гелій. Його атом містить ядро із зарядом +2, біля якого рухаються два електрони на тому самому першому енергетичному рівні:



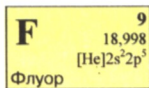
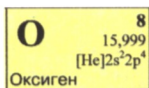
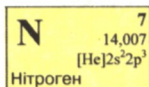
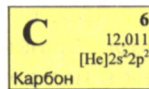
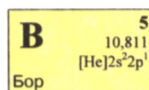
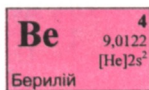
Оскільки на першому енергетичному рівні може перебувати тільки два електрони, то в атомі Гелію перший рівень є завершеним.

В елементів другого періоду починає формуватися другий енергетичний рі-

Число орбіталей на енергетичному рівні дорівнює n^2 , а максимальна кількість електронів на ньому — $2n^2$, де n — номер рівня

Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома дорівнює номеру групи для елементів головних підгруп

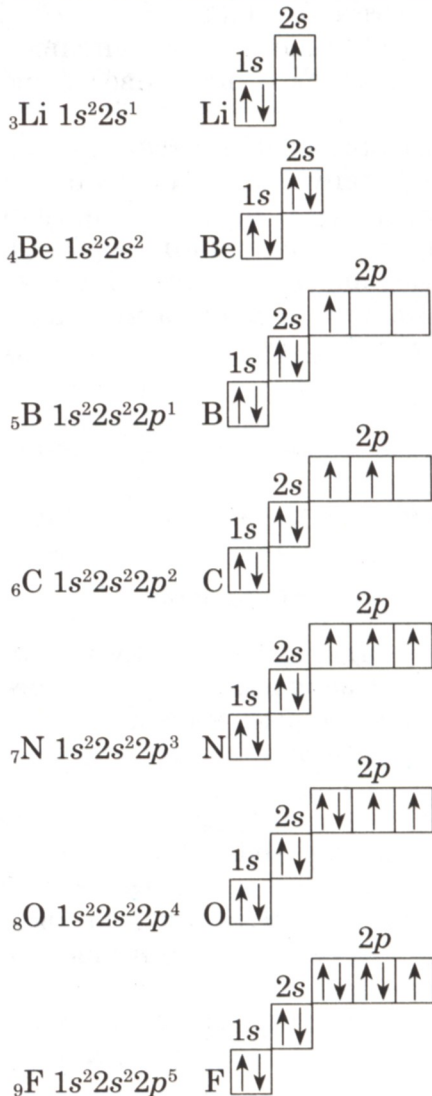
Валентні електрони — електрони зовнішнього енергетичного рівня; вони визначають властивості елемента

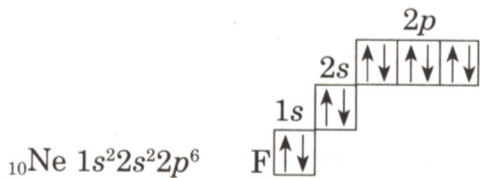


Електрони заповнюють енергетичні рівні в порядку послаблення притягання їх до ядра: спочатку s-, потім p-орбіталі, далі по одному, а якщо їх більше за число орбіталей, то по два, утворюючи електронні пари з протилежними спінами

вень, на якому може перебувати не більше 8 електронів (див. мал. 13).

Спробуй самостійно записати електронні формули елементів другого періоду і покажи розподіл електронів за енергетичними комірками. Ось що виходить:

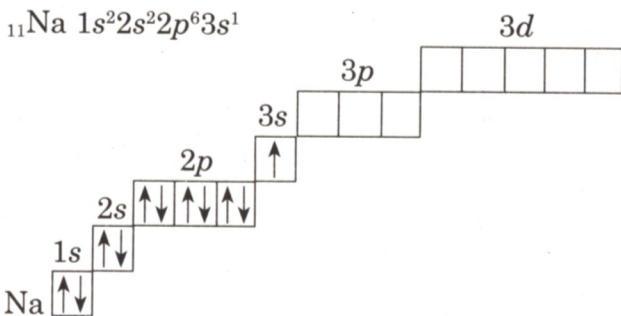




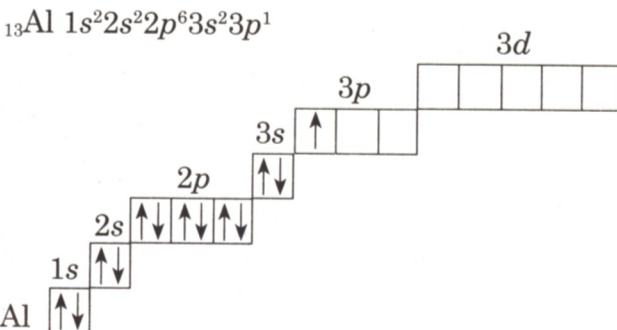
Ne	10
	20,179
Неон	$[\text{He}]2s^2 2p^6$

Оскільки на зовнішньому енергетичному рівні не може бути більше 8 електронів, то в атомі Неону другий рівень є завершеним.

В електронній оболонці атомів елементів третього періоду починає формуватися третій енергетичний рівень. Згідно з формулою $2n^2$ на ньому може бути максимально 18 електронів (див. мал. 13), але повністю забудуватися він не встигає (чому?).

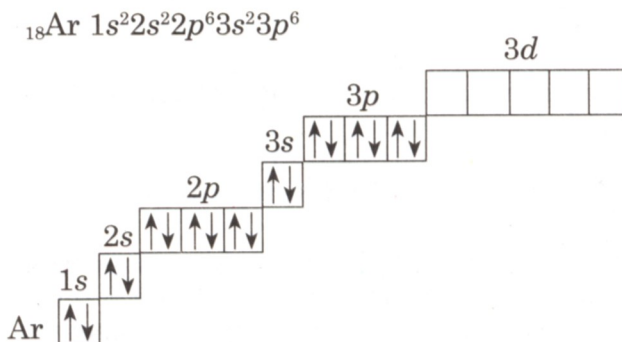


Na	11
	22,990
Натрій	$[\text{Ne}]3s^1$



Al	13
	26,982
Алюміній	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$

Ar	18
	39,948
Аргон	[Ne]3s ² 3p ⁶



Енергетичні рівні та підрівні, орбіталі яких заповнені максимально, називаються завершеними

Спіни поодиноких електронів, що перебувають на різних орбіталах, паралельні

Електронні конфігурації атомів — це умовне зображення розподілу електронів по орбіталах на енергетичних рівнях і підрівнях

В атомі Аргону зовнішній енергетичний рівень містить 8 електронів, отже, він *завершений*. Проте забудова третього рівня цим не вичерпується, бо він може містити загалом 18 електронів, тобто ще 10 електронів на *d*-підрівні. Цей підрівень формуватиметься далі, у наступному періоді (вивчатиметься пізніше).

Записані вище електронні формули у поєднанні з графічними схемами розподілу електронів у так званих *енергетичних комірках* відбивають будову електронної оболонки атома, його *електронну конфігурацію*.

Складаючи схеми будови електронних оболонок атомів, керуйтеся таким алгоритмом:

1. Спершу визнач загальне число електронів на електронній оболонці за протонним числом елемента.

2. Далі визнач кількість енергетичних рівнів у електронній оболонці за номером періоду.

3. Визнач максимальну кількість електронів на кожному енергетичному рівні за формулою $2n^2$ (на зовнішньому рівні — за номером групи для елементів головних підгруп).

4. Пригадай, що кількість форм орбіталей, які утворюють даний енергетичний рівень, дорівнює номеру цього рівня.

5. Не забудь, що на кожній орбіталі може перебувати максимум два електрони (з протилежними спінами).

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі мають різну енергію зв'язку з ядром: чим вона більша, тим ближче до ядра розміщується електрон. У результаті електрони в атомі розподіляються шарами, на різних енергетичних рівнях. Максимальна кількість електронів на даному рівні дорівнює $2n^2$: на першому рівні може бути тільки два електрони, на другому — вісім. Такі рівні є завершеними.

Число енергетичних рівнів дорівнює номеру періоду, в якому перебуває елемент.

Число електронів на зовнішньому рівні атома хімічного елемента дорівнює номеру групи (для елементів головних підгруп).

Електрони заповнюють енергетичні рівні в порядку послаблення притягання їх до ядра (від 1-го до наступних): спочатку *s*-орбіталі, потім *p*-орбіталі, далі по одному, а якщо їх більше за число орбіталей — то по два, утворюючи електронні пари з протилежними спінами. Розподіл електронів у атомі по орбіталях показує електронна формула.

Завдання для самоконтролю

1. Запиши електронні формули атомів Mg, Si, Cl і графічно зобрази розміщення електронів за енергетичними комірками.
2. Максимальне число електронів, які можуть займати 3s-підрівень, дорівнює
(а) 1; (б) 2; (в) 6; (г) 8.
3. На зовнішньому енергетичному рівні атома Сульфуру міститься електронів
(а) 2; (б) 4; (в) 6; (г) 8.

4. Скільки завершених енергетичних рівнів міститься в атомах хімічних елементів із протонними числами: а) 4; б) 10; в) 17? Відповідь поясни.
5. Число протонів у ядрі атома Феруму дорівнює
(а) 2; (б) 8; (в) 26; (г) 56.
6. Заповнення електронами р-підрівня відбувається в атомі
(а) Калію; (б) Сульфур; (в) Гелію; (г) Алюмінію.
7. Число електронів на зовнішньому електронному р-підрівні атома Хлору дорівнює
(а) 7; (б) 3; (в) 5; (г) 6.
8. Елемент, атом якого має конфігурацію $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, — це
(а) Al; (б) Ca; (в) Cl; (г) Na.

Додаткові завдання

9. Запиши електронну конфігурацію атома Калію.
 10. Електронна конфігурація $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ відповідає атому
(а) Кальцію; (б) Калію; (в) Скандію; (г) Аргону.
Склади схему розподілу електронів даного атома за енергетичними комірками.
 - 11*. Електронну конфігурацію атома інертного газу має
(а) Te^{2-} ; (б) Cu^+ ; (в) Fe^{2+} ; (г) Cr^{3+} .
 - 12*. Число електронів у йоні Хрому ${}^{52}_{24}Cr^{3+}$ дорівнює
(а) 21; (б) 24; (в) 27; (г) 52.
 - 13*. Частинки Ne^0 , Na^+ , F^- мають однакове
(а) нуклонне число; (в) число електронів;
(б) число нейтронів; (г) протонне число.
 - 14*. Скорочена електронна конфігурація основного стану $\dots 3d^5 4s^2 4p^0$ відповідає атому із зарядом ядра
(а) 20; (б) 25; (в) 30; (г) 35.
 - 15*. Серед наведених позначень електронних конфігурацій неможливими є
(а) $1p^1$; (б) $1s^2$; (в) $2d^4$; (г) $3f^2$.
- Відповідь мотивуй.
- 16*. Одну вільну р-орбіталь має на зовнішньому електронному рівні атом
(а) Берилію; (б) Алюмінію; (в) Карбону; (г) Скандію.

§ 26. ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ВІД ПЕРІОДИЧНОЇ ЗМІНИ ЕЛЕКТРОННИХ СТРУКТУР АТОМІВ

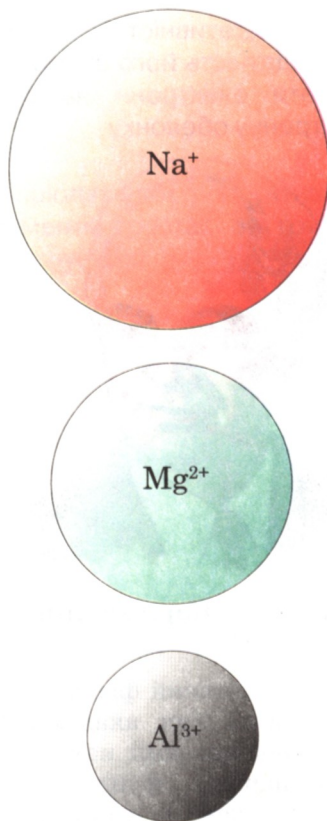
Тобі треба

розуміти: зміст понять «радіус атома», «електронегативність»; причини періодичного повторення властивостей хімічних елементів;

уміти: визначати характер хімічних властивостей елементів.

Тобі вже відомо, що в періодах у міру зростання заряду ядра атомів елементів послідовно змінюється структура зовнішнього енергетичного рівня (кількість валентних електронів). Саме з цим пов'язана зміна властивостей елементів, тобто тих ознак, які становлять їх відмінну особливість. Такими ознаками можуть бути радіус атома, електронегативність, металічний або неметалічний характер елемента та його сполуч тощо.

Радіус атома. У періодах із зростанням зарядів ядер атомів елементів притягання ядром електронної оболонки посилюється — відбувається своєрідне «стискання» їх, і радіус атомів і йонів зменшується (мал. 14). Наприклад, у разі переходу від Літію до Неону заряд ядра поступово збільшується (від +3 до +10), що зумовлює зростання сил притягання електронів до ядра. Розміри атомів при цьому зменшуються. Тому на початку періодів розміщуються елементи, в яких невелике число валентних електронів (на зовнішньому енергетичному рівні) і великий радіус атома. А в групах навіпа-



Мал. 14. Порівняльний розмір йонів

Електронегативність елемента — здатність його атома притягувати електрони на свою електронну оболонку



Лайнус Карл Полінг
(1901—1994)

Американський фізик і хімік, громадський діяч, академік Національної академії наук США. Автор перших фундаментальних досліджень із застосування квантової механіки до вивчення хімічного зв'язку. Досліджував структуру білків, імунохімію, молекулярну генетику. Розрахував величини йонних радіусів, сформулював загальні правила утворення йонних кристалічних структур, пояснив напрямленість валентностей. Виступав проти випробування ядерної зброї. Учасник руху прихильників миру в США. Лауреат Нобелівської премії з хімії (1954), Нобелівської премії миру (1962), Міжнародної Ленінської премії (1970)

ки: зі збільшенням кількості енергетичних рівнів радіус атома збільшується.

У періодах із зростанням протонного числа радіус атомів елементів зменшується, а в групах (головних підгрупах) — збільшується.

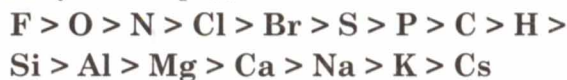
Зрозуміло, чим більший радіус атома, тим далі від ядра перебувають валентні електрони і тим слабкіше вони зв'язані з ядром, отже, легше від нього відриваються. Така структура атома характерна для елементів-металів.

- Схарактеризуй електронну будову атомів елементів, розміщених у періодичній системі наприкінці періодів, наприклад 2-го чи 3-го. До яких родин елементів вони мають належати?

Електронегативність. Відносна легкість відривання електронів є головною особливістю елементів з металічними властивостями. Атоми металів порівняно легко віддають валентні електрони і не можуть приєднувати їх для побудови свого зовнішнього енергетичного рівня до його завершення. В цьому разі говорять, що для атомів металів електронегативність не характерна.

Електронегативністю елемента називають властивість його атомів притягувати на себе електронну густину (порівняно з іншими елементами сполуки).

Чим вище електронегативність елемента, тим яскравіше виявлені у нього неметалічні властивості. За зниженням електронегативності елементи розміщуються у такий ряд:



Отже, найбільша здатність до притягання електронів у Флуору, а найменша — у Цезію.

Уперше шкалу електронегативностей елементів розробив американський хімік Лайнус Полінг (1932 р.). Він виявив загальну тенденцію зміни електронегативностей елементів у періодичній системі:

у періодах електронегативність елементів зростає зліва направо, а в групах — знизу вгору.

Як пояснити таку закономірність? Вона пояснюється тим, що в періодах у міру зростання зарядів ядер атомів кількість валентних електронів збільшується, радіус атомів зменшується, а їх здатність до приєднання електронів, яких не вистачає до завершення зовнішнього рівня, зростає. Отже, електронегативність збільшується. А в головних підгрупах навпаки: радіус атомів зростає, зв'язок валентних електронів з ядром послаблюється і приєднання нових електронів утруднюється, тобто електронегативність зменшується.

Зміна металічних і неметалічних властивостей елементів. Металічний або неметалічний характер елемента залежить від електронної будови його атома.

Розглянемо, наприклад, елементи 3-го періоду. Зверни увагу, як закономірно змінюється електронна конфігурація їх атомів.

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$

У періодах електронегативність елементів зростає, а в групах — зменшується

У періодах зліва направо електронегативність елементів зростає, металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються

У групах (головних підгрупах) знизу вгору електронегативність елементів зростає, неметалічні властивості посилюються, а металічні — послаблюються

В атомах елементів від Na до Al на зовнішньому рівні мало електронів (1, 2, 3). Радіус атомів зменшується. Отже, зв'язок зовнішніх електронів з ядром поступово посилюється за рахунок притягання до ядра, і здатність атомів віддавати ці електрони зменшується. Це означає, що металічні властивості елементів від Na до Al послаблюються (Алюміній — перехідний елемент). Неметалічні ж властивості навпаки посилюються від Силіцію до Фосфору і Сульфуру. Найяскравіше вони виражені у Хлору — галогену. Це пояснюється тим, що зростає кількість електронів зовнішнього рівня, радіус атомів зменшується, отже, притягання до ядра посилюється й посилюється електронегативність, тобто здатність до приєднання електронів. А це означає, що неметалічні властивості посилюються.

Завершується 3-й період інертним елементом Аргоном, який повторює головним чином властивості Неону. В атомі Аргону зовнішній енергетичний рівень (8 електронів) так само завершений. Тому при переході до наступного періоду властивості елементів різко змінюються, і 4-й період знову починається лужним металом Калієм, який повторює переважно властивості Натрію.

Відповідно змінам електронної будови зовнішнього енергетичного рівня закономірно змінюється значення вищої валентності елементів, отже, й склад їх оксидів:



Послаблення основних властивостей

Посилення кислотних властивостей

Властивості хімічних елементів періодично повторюються, оскільки періодично повторюється будова зовнішніх енергетичних рівнів у їх атомах

Виконай **лабораторні дослід.**
У дві пробірки налий розчини натрій гідроксиду і сульфатної кислоти, до кожної додай по 2 краплі метило-ранжу. До першої пробірки додавай краплинами розчин кислоти, до другої — лугу. Що спостерігаєш? Чому? Напиши рівняння виконаних реакцій і зроби висновок про характер гідратів оксидів Na і S(VI).

У пробірку налий розчин алюміній хлориду і додавай краплинами розчин лугу до утворення драглистої маси. Вміст пробірки розділи на дві частини. До першої додай розчин кислоти, до другої — лугу. Що спостерігається? Який висновок про характер алюміній гідроксиду можна зробити?

Отже, так само можна простежити й зміну характеру гідратів оксидів, що відповідають вищій валентності елементів:



Послаблення основних властивостей

Посилення кислотних властивостей

ВИСНОВКИ

Розміри атомів визначаються зарядом ядра і будовою електронної оболонки. Ось чому зміна радіусів атомів зі збільшенням протонного числа має чітко виражений періодичний характер. У періодах радіус атомів поступово зменшується, а в головних підгрупах — збільшується.

Електронегативність характеризує здатність атома будь-якого елемента в хімічній сполуці притягувати електрони на свою електронну оболонку.

Властивості хімічних елементів, розміщених у порядку зростання заряду ядра, змінюються періодично: у межах періоду металічні властивості елементів поступово послаблюються, а неметалічні — посилюються; основні властивості оксидів і гідроксидів елементів поступово послаблюються, а кислотні — посилюються. У головних підгрупах елементів навпаки.

Властивості хімічних елементів періодично повторюються, оскільки періодично повторюється будова зовнішніх енергетичних рівнів у їх атомах.

Завдання для самоконтролю

1. Поясни причину періодичності в зміні властивостей хімічних елементів, розміщених у порядку зростання заряду ядра їх атомів.
2. Як пояснити з погляду теорії будови атома зміну властивостей елементів у періодах від металічних до неметалічних?
3. Як пояснити хімічну пасивність інертних газів?
4. Наведи приклади періодично повторюваних явищ, які відомі тобі в результаті вивчення інших предметів.
5. Хімічні елементи H, O, F, S, P розмісти у порядку зростання їх електронегативності.
6. Зростання атомних радіусів спостерігається в ряду елементів
(а) Na, Mg, Al, Si; (в) O, S, Se, Te;
(б) C, N, O, F; (г) I, Br, Cl, F.
7. Максимальний радіус атома має елемент
(а) Be; (б) Mg; (в) Ca; (г) Ra.
8. Найінтенсивніше реагуватимуть між собою
(а) Fe і P; (в) Na і Cl₂;
(б) Bi і Br₂; (г) Au і I₂.
9. Серед наведених електронних конфігурацій атома Оксигену неправильно є



10. Характеристики атомів елементів, що перебувають у періодичній залежності від заряду ядра, — це
(а) маса; (в) валентність;
(б) радіус; (г) металічні та неметалічні властивості.

Додаткові завдання

11. Скільки завершених енергетичних рівнів міститься в атомах елементів з протонними числами: а) 5; б) 12; в) 18? Відповідь поясни.
12. Елементи розміщені у порядку зростання електронегативності в ряду
(а) F, Cl, Br, I; (в) C, N, O, F;
(б) Li, Na, K, Rb; (г) O, S, Se, Te.
13. Формула вищого оксиду елемента із величиною заряду ядра +24 — це
(а) EO; (б) E₂O₇; (в) EO₃; (г) E₂O₃.
14. Формула гідрогенної сполуки елемента з протонним числом +32 — це
(а) EH; (б) EH₂; (в) EH₃; (г) EH₄.
- 15*. Знаючи протонні числа елементів 8, 13, 18, але не користуючись періодичною системою, напиши електронні формули цих елементів і визнач їх хімічний характер.
- 16*. Елемент зі скороченою електронною конфігурацією незбудженого стану атома ...3d¹4s²
(а) метал;
(б) розміщується у 3-му періоді;
(в) розміщується у головній підгрупі III групи;
(г) має валентність 3.
- 17*. Кислотні властивості сполук, формули яких наведені нижче, зростають у ряду
(а) N₂O₅, P₂O₅, As₂O₅; (в) H₂SeO₃, H₂SO₃, H₂SO₄;
(б) HF, HBr, HI; (г) Al₂O₃, P₂O₅, Cl₂O₇.
- 18*. Елемент із протонним числом 114 повинен мати хімічні властивості, подібні до властивостей
(а) Платини Pt; (в) Плюмбуму Pb;
(б) Арсену As; (г) Меркурію Hg.

§ 27. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У СВІТЛІ СУЧАСНИХ УЯВЛЕНЬ ПРО БУДОВУ АТОМА

Тобі треба

мати уявлення: про довгу форму періодичної системи;

знати: зв'язок періодичної системи елементів з будовою їх атомів; структуру довгої форми періодичної системи;

уміти: характеризувати елемент за його місцем у періодичній системі.

Незважаючи на те, що нині відомо багато варіантів зображення періодичної системи хімічних елементів, їх суть не змінюється: елементи в періодичній системі утворюють послідовність, що відповідає зарядам ядер їх атомів

Існує понад 500 різних видів зображення періодичної системи — у вигляді таблиць, графіків, схем тощо. Найпоширенішими є табличні варіанти. Один із них ти вже знаєш. Це — короткоперіодний варіант, або коротка форма періодичної системи (див. перший форзац). Використовується ще довгоперіодний варіант, або довга форма періодичної системи (див. другий форзац). Він також був розроблений Д. І. Менделєєвим.

Нині у світі великого поширення набула довга форма. Вона дедалі стає популярнішою, оскільки краще узгоджується з будовою атомів хімічних елементів. Але за своєю суттю і коротка, і довга форми періодичної системи в цілому ідентичні (тотожні, рівнозначні). Вони доповнюють одна одну. Але в їх структурі є деякі відмінності.

У довгій формі періоди займають лише одну горизонталь, на два ряди не поділяються. Ліворуч розміщуються *s*-елементи (позначені рожевим кольором), в атомах яких заповнюються *s*-орбіталі (порівняй з короткою формою періодичної системи). Праворуч розміщуються *p*-елементи (по-

значені жовтим кольором). У s - і p -елементів забудовується зовнішній енергетичний рівень.

У середній частині періодів розміщуються перехідні елементи (синій колір), в атомах яких заповнюються d -орбіталі передзовнішнього рівня.

Родини лантанойдів та актиноїдів (зелений колір) — це f -елементи. В їх атомах заповнюється третій ззовні рівень. Як правило, ці родини виносять за межі таблиці, як у короткій, так і в довгій формах. Відмінність у послідовності заповнення енергетичних рівнів (зовнішніх і розміщених глибше) пояснює причину різної довжини періодів.

Довга форма періодичної системи включає 16 груп (підгруп немає). З них 8 груп А, що складаються з s - і p -елементів (відповідають головним підгрупам короткої форми) і 8 груп Б, що складаються з d -елементів (відповідають побічним підгрупам короткої форми).

Періодична повторюваність будови зовнішніх енергетичних рівнів атомів є причиною періодичної зміни властивостей хімічних елементів. У цьому полягає фізична суть періодичного закону, яка не залежить від форми подання періодичної системи елементів.

Знаючи місце елемента в періодичній системі, можна судити про будову його атома, а відтак — і про властивості простої речовини, утвореної цим елементом, характер його оксиду й гідрату оксиду тощо.

- Користуючись довгою формою періодичної системи, схарактеризуй хімічний елемент Натрій. Що ти можеш сказати про нього на

s-елементи	
1,0 H Гідроген 1	4,0 He Гелій 2
6,9 Li Літій 3	9,0 Be Берилій 4
23,0 Na Натрій 11	24,3 Mg Магній 12
39,1 K Калій 19	40,1 Ca Кальцій 20
85,5 Rb Рубідій 37	87,6 Sr Стронцій 38
132,9 Cs Цезій 55	137,3 Ba Барій 56
(223) Fr Францій 87	(226) Ra Радій 88

Фізична суть періодичного закону: періодична повторюваність будови зовнішніх енергетичних рівнів атомів — причина періодичної зміни властивостей елементів

Порядковий номер елемента дорівнює заряду ядра і показує кількість електронів у атомі

Номер періоду показує число енергетичних рівнів у електронній оболонці атома, а номер енергетичного рівня — кількість форм орбіталей

підставі того місця, яке він займає у періодичній системі?

Перевір себе. Ось що у тебе повинно вийти.

Натрій Na — хімічний елемент, розміщений у 3-му періоді, в 1A групі. Протонне число (порядковий номер) — 11. Відносна атомна маса $A_r(\text{Na}) = 23$.

Ядро атома Натрію містить 11 протонів, оскільки заряд ядра +11, і $23 - 11 = 12$ нейтронів. В атомі Натрію є 11 електронів, які розподіляються на 3-х енергетичних рівнях (згідно з номером періоду): на першому рівні 2 *s*-електрони, на другому — 8 (2 *s* і 6 *p*-електронів), на третьому — 1 *s*-електрон (який номер рівня, стільки й форм орбіталей). Отже, Натрій — *s*-елемент, в його атомі починає формуватися 3-й рівень.

Атом Натрію має великий радіус, отже, притягання до ядра одного зовнішнього електрона невелике, і атом легко його втрачає, тому Натрій виявляє яскраво виражені металічні властивості, його валентність дорівнює 1.

Проста речовина, утворена атомами Натрію як хімічного елемента, натрій — це типовий метал. Хімічний елемент Натрій утворює основний оксид Na_2O , якому відповідає гідроксид NaOH — типова основа, луг.

У такий спосіб можна схарактеризувати будь-який елемент. При цьому варто дотримуватися такої послідовності: місце в періодичній системі → склад → будова → властивості.

Розглянь ще один приклад — Хлор Cl і зверни увагу, що ті самі відомості можна подати у дещо скороченому вигляді,

якщо обґрунтування зрозуміле і ти можеш навести його усно.

1. Місце в періодичній системі: 3-й період, 7A група, протонне число — 17, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

2. Склад атома: $\text{Cl} = 17p^+$,
 $35 - 17 = 18n^0, 17\bar{e}$.

3. Будова атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

4. Властивості: Хлор міститься наприкінці 3-го періоду, в його атомі добудовується 3-й період. Радіус атома невеликий, отже, притягання 7-ми зовнішніх ($3s^2 3p^5$) електронів збільшується, і атом легко приєднує на свою електронну оболонку один електрон, якого не вистачає до завершення зовнішнього рівня. Тому Хлор виявляє високу електронегативність. Він має яскраво виражені неметалічні властивості.

Проста речовина, утворена атомами Хлору — газуватий хлор Cl_2 — типовий неметал. Найвищий оксид Cl_2O_7 , йому відповідає гідрат оксиду HClO_4 — хлорна кислота.

ВИСНОВКИ

Незважаючи на те, що в наш час відомо багато варіантів зображення періодичної системи хімічних елементів, їх суть від цього не змінюється: елементи в періодичній системі утворюють послідовність, що відповідає зарядам ядер їх атомів.

Порядковий номер елемента в періодичній системі (протонне число) дорівнює заряду ядра і показує кількість електронів у атомі.

Номер періоду в періодичній системі показує число енергетичних рівнів у електронній оболонці атомів елементів, а номер енергетичного рівня — кількість форм орбіталей.

Номер A групи в періодичній системі показує число електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Схарактеризувати хімічний елемент можна у такий спосіб:

- 1) місце в періодичній системі;
- 2) склад;
- 3) будова;
- 4) властивості

Завдання для самоконтролю

1. Знаючи місце Алюмінію в періодичній системі, схарактеризуй цей елемент.
2. В якого елемента сильніше виявлені металічні властивості: а) у Літію чи Берилію; б) у Берилію чи Магнію? Відповідь поясни.
3. В якого елемента сильніше виявлені неметалічні властивості: а) у Сульфур чи Фосфору; б) у Сульфур чи Селену? Відповідь поясни.
4. За розподілом електронів по енергетичних рівнях в атомі хімічного елемента — 2, 8, 2 електронів, визнач: а) місце елемента в періодичній системі; б) властивості простої речовини; в) склад і властивості вищого оксиду й відповідного йому гідроксиду; г) склад леткої гідрогенної сполуки, якщо даний елемент її утворює.
5. Зазнач відповідність оксиду його характеру:
1) кислотний; а) Na_2O ;
2) основний; б) P_2O_5 ;
3) амфотерний. в) SiO_2 ;
 г) ZnO .
6. Періодично змінюються в періодичній системі
(а) величина заряду ядра атома;
(б) відносна атомна маса елемента;
(в) кількість енергетичних рівнів у електронній оболонці атома;
(г) кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
7. У межах періоду збільшення протонного числа елемента супроводжується
(а) збільшенням атомного радіуса і зменшенням електронегативності;
(б) збільшенням атомного радіуса і збільшенням електронегативності;
(в) зменшенням атомного радіуса і зменшенням електронегативності;
(г) зменшенням атомного радіуса і збільшенням електронегативності.
8. Знаючи протонні числа хімічних елементів № 30, № 11, № 18, визнач, чи будуть їх вищі оксиди взаємодіяти з кислотою, і напиши рівняння можливих реакцій.

Додаткові завдання

- 9*. Формула вищого гідроксиду елемента зі скороченою електронною конфігурацією $\dots 3s^2 3p^4$
(а) $\text{E}(\text{OH})_2$; (б) HEO_4 ; (в) H_2EO_4 ; (г) $\text{E}(\text{OH})_3$.
- 10*. Елемент зі скороченою електронною конфігурацією $\dots 3s^2 3p^3$
(а) неметал;
(б) перебуває у 3-му періоді;

- (в) має п'ять зовнішніх (валентних) електронів;
 (г) перебуває у 3А групі.

11*. Скорочені електронні конфігурації атомів елементів 7А групи

- (а) $\dots 3s^2 3p^5$;
 (б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
 (в) $\dots 2s^2 2p^3$;
 (г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

12*. Конфігурація зовнішнього електронного шару елемента $4s^1$. Склади повну електронну формулу атома цього елемента. Зазнач період і групу періодичної системи, де він розміщений, а також склад ядра його атома і назви елемент.

13*. За розподілом електронів по енергетичних комірках зовнішнього рівня визнач елемент з найбільш сильно вираженими властивостями

1) металічними:

2) неметалічними:



14*. Найбільш сильно виражені металічні властивості в елемента, скорочена електронна конфігурація якого

- (а) $1s^2 2s^2$; (в) $\dots 3d^9 4s^2$;
 (б) $\dots 3s^2 3p^3$; (г) $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$.

15*. Елементи, що розміщені в одній і тій самій групі А, — це

- (а) $\dots 2s^1$; (в) $\dots 3d^8 4s^2$;
 (б) $\dots 3s^2 3p^3$; (г) $\dots 4s^2 4p^3$.

§ 28. ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ І ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Тобі треба

розуміти значення періодичного закону:

наукове; світоглядне

Періодичний закон Д. І. Менделєєва — один із найфундаментальніших і найзагальніших законів природи, якому підпорядковані всі хімічні елементи Всесвіту. Адже з хімічних елементів складається вся жива і нежива природа. Отже, періодичний закон — це не тільки основний закон хімії, а й основний закон природи. Його відкриття справило величезний вплив на розвиток хімії та фізики і не втратило свого значення й досі.

Наукове значення. Відомо, що до Д. І. Менделєєва вчення про хімічні елементи являло собою сукупність розрізнених, мало зв'язаних між собою знань. Завдання щодо об'єднання цих знань у струнку цілісну систему блискуче виконав Д. І. Менделєєв, відкривши періодичний закон, який, за визначенням академіка О. М. Баха, послужив і продовжує слугувати провідною зіркою для тисячі нових досліджень і творчих пошуків у найрізноманітніших галузях природознавства. Велич наукового подвигу Д. І. Менделєєва полягає в тому, що він розкрив внутрішній об'єктивний зв'язок між хімічними елементами, закон їх розвитку.

Періодичний закон озброює дослідників надійним засобом для пояснення явищ, у яких беруть участь хімічні еле-

Періодичний закон хімічних елементів — один з основних законів природи. Після його створення природознавство пережило наукову революцію, було розроблено нові теорії (будови речовини, відносності, квантової механіки), знайдено нові елементи, але ці відкриття не тільки не зруйнували періодичний закон і періодичну систему, а й розвинули їх, надали їм нового змісту, затвердили їх фундаментальність

менти, і для передбачення нових фактів. А це є найсуттєвішою ознакою будь-якої наукової теорії.

Передбачувальна сила періодичного закону повною мірою виявилася ще за життя Д. І. Менделєєва. Він указував на можливість існування багатьох невідомих елементів, відкриття яких (особливо Галію, Скандію, Германію) продемонструвало велике прогностичне значення періодичного закону і періодичної системи елементів для подальших досліджень.

На підставі періодичного закону Д. І. Менделєєв виправив відносні атомні маси 9-ти елементів, що були визначені неточно, і передбачив існування 10-ти елементів. Ці прогнози повністю справдилися.

Д. І. Менделєєв усвідомлював об'єктивність відкритого закону і вірив у його майбутнє. Він писав, що «... періодичному законові майбутнє не загрожує руйнуванням, а тільки надбудова і розвиток передбачаються». Так, Д. І. Менделєєв не вважав періодичну систему завершеною 92-м елементом (Ураном). Він передбачав можливість існування зауранових елементів. Усі вони тепер добуті штучно в результаті ядерних перетворень. Сьогодні відомо вже 112 хімічних елементів.

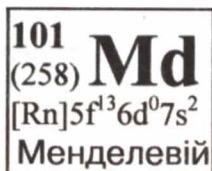
Велику роль відіграв періодичний закон у розвитку теорії будови атома. Вказавши на глибокий внутрішній зв'язок між елементами, він дав змогу зробити висновок, що всі атоми побудовані принципово однаково. Тому створення моделей атомів стало можливим лише після відкриття періодичного закону і створення періодичної системи елементів. У свою

Найбільше значення періодичного закону та періодичної системи полягає в передбаченні існування нових елементів

Періодичний закон і періодична система показали взаємозв'язок хімічних елементів. У наш час закономірності періодичної зміни властивостей елементів використовуються в сучасній хімії, геології, геохімії, ядерній хімії, космохімії, різноманітних технологіях

Періодична система має величезне значення для розуміння матеріального світу

Періодичний закон — провідна зірка для нових відкриттів і в хімії, і в фізиці, для пошуку і добування нових хімічних елементів, для створення речовин і матеріалів із наперед заданими властивостями



Періодичну систему використовують під час розробки методів синтезу напівпровідників, нових каталізаторів тощо

чергу, знання будови атома дало змогу глибше зрозуміти суть періодичного закону і періодичної системи елементів, пояснити причину періодичності у зміні властивостей хімічних елементів.

Світоглядне значення. Крім наукового, періодичний закон і періодична система елементів мають суттєве світоглядне значення. Вони показують, що всі елементи як подібні, так і відмінні за властивостями, містяться в єдиній системі, де їх властивості змінюються закономірно, шляхом переходу кількісних змін (заряд ядра) у якісні (властивості елементів). Властивості будь-якого елемента в періодичній системі виявляються у зв'язку з іншими елементами. Отже, періодична система елементів переконливо доводить, що природа не є скупченням речовин, ізольованих одна від одної і не зв'язаних між собою. Вона ясно показує, що існує спорідненість між усіма хімічними елементами, що розвиток має місце не лише у світі тварин і рослин, а й в неорганічній природі.

Періодичний закон — провідна зірка для нових відкриттів і в хімії, і в фізиці, для пошуку і добування нових хімічних елементів, для створення речовин і матеріалів із наперед заданими властивостями. Він є тією науковою основою, яка зумовлює подальший розвиток сучасної хімії, теорії будови атома, ядерної фізики та багатьох інших наук. Ось чому добутий групою американських учених під керівництвом Глена Сіборга у 1955 р. хімічний елемент № 101 був названий ними Менделевієм на честь великого російського вченого.

§ 29. ЖИТТЯ Й ДІЯЛЬНІСТЬ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Тобі треба

мати уявлення про: життя Д. І. Менделєєва;
його наукову діяльність;
зв'язок з Україною.

Дмитро Іванович Менделєєв народився у 1834 р. в Тобольську в родині директора гімназії. Ще гімназистом він виявив великий інтерес до природничих наук, а після закінчення гімназії вступив до природничо-математичного факультету Петербурзького педагогічного інституту. Закінчив інститут із золотою медаллю і був направлений учителем природознавства у Сімферополь.

У цей час йшла Кримська війна (1853—1856), і гімназія не працювала. Д. І. Менделєєв влаштувався в архіві, а згодом переїхав до Одеси і домігся посади викладача Першої одеської гімназії при Ришельєвському ліцеї. Тут він розробив гідратну теорію розчинів, потім блискуче захистив магістерську дисертацію «Про питомі об'єми». Незабаром 23-річний Менделєєв став доцентом і здобув право читати лекції у Петербурзькому університеті. Молодий учений продовжував наукові дослідження стану і властивостей речовин. Він відбув дворічне наукове відрядження до Гейдельберзького університету (Німеччина), де досліджував властивості газів, уперше визначив критичні температури багатьох із них і довів, що за певної температури всі гази можна перетворити на рідини.



Д. І. Менделєєв у мантиї
Оксфордського університету
(1894)



Д. І. Менделєєв у період роботи над курсом органічної хімії

У Німеччині Д. І. Менделєєв зблизився з багатьма видатними вченими. Серед них були М. М. Бекетов, О. П. Бородин, І. М. Сеченов та інші. У 1860 р. він узяв участь у Першому Міжнародному конгресі хіміків у Карлсруе.

Повернувшись до Петербурга, Менделєєв продовжував наукову і педагогічну роботу в університеті. Після захисту в 1865 р. докторської дисертації «Про сполучення спирту з водою і розуміння розчинів як асоціацій» його було обрано професором Петербурзького технологічного інституту, а потім — університету, в якому він керував кафедрою неорганічної хімії протягом 23-х років. Тут він з великою цікавістю працював над фундаментальним підручником «Основи хімії». Пристрасне бажання об'єднати розрізнені хімічні знання у певну систему породило у Менделєєва ідею пошуку спорідненості всіх хімічних елементів. Ця теоретична й експериментальна робота зумовила видатне відкриття всесвітнього значення — відкриття періодичного закону в 1869 р., коли Менделєєву було 35 років.

Одночасно Менделєєв проводив велику громадську роботу. За його ініціативи у 1868 р. було створено Російське фізико-хімічне товариство, де він уперше доповів про відкриття періодичного закону.

Теорія і практика завжди нерозривно поєднувались у діяльності Менделєєва. Навіть перелік питань, які вирішував учений, показує широчінь і важливість його праці. Менделєєв багато зробив у галузі точних вимірювань, заклав основи теорії розчинів, запропонував про-

мисловий спосіб фракційного розділення нафти, винайшов новий вид бездимного пороху, пропагував використання мінеральних добрив, зрошування посушливих земель. Він є автором фундаментальних досліджень не тільки в хімії, а й у галузях хімічної технології, фізики, метеорології, повітроплавання, метрології, сільського господарства, економіки, народної освіти тощо. Менделєєв турбувався про розумне використання корисних копалин, про економічно доцільне розміщення заводів на території держави. Д. І. Менделєєв був палким патріотом і сміливим захисником прогресивних ідей, що викликало невдоволення серед реакційних кіл Петербурзької академії наук. І хоча Д. І. Менделєєв був обраний почесним членом усіх академій світу, у себе на батьківщині його кандидатура до складу академії була забалотована, незважаючи на величезні заслуги перед наукою.

У 1890 р. під час студентських заворушень Д. І. Менделєєв підтримував студентів, виступив на їх захист, за що дістав грубу відповідь від царського міністра освіти і змушений був залишити університет. Проте його наукова й практична діяльність на цьому не припинилась. Він став організатором і першим директором Головної палати мір і ваги, брав участь у складанні митних тарифів, розробляв питання господарського розвитку країни.

Багатогранна діяльність Д. І. Менделєєва була тісно пов'язана з розвитком науки, освіти та економіки України. Відомі його широкі зв'язки з багатьма передовими українськими хіміками та іншими вченими, особливо Київського і



Д. І. Менделєєв
(з картини М. Ярошенка)

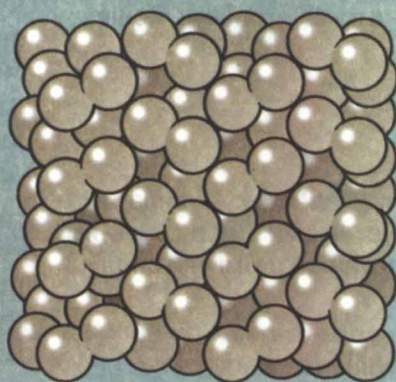
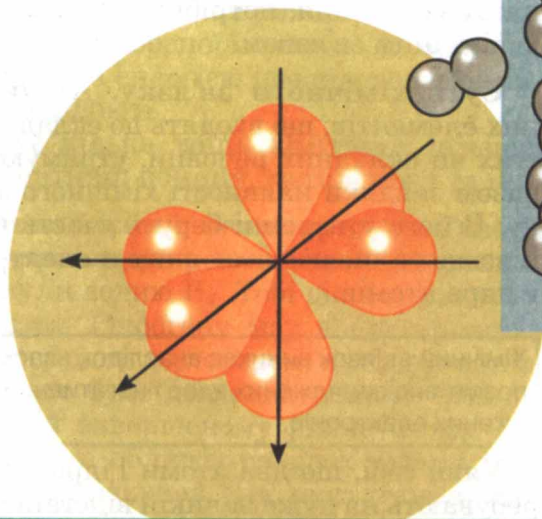
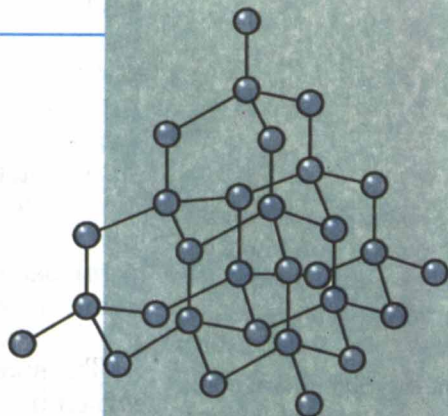
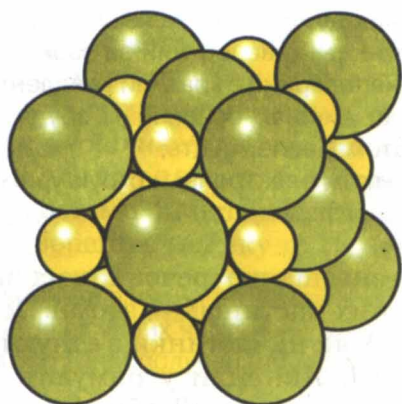


Харківського університетів. Ще у 1871 р. Д. І. Менделєєв брав активну участь у 3-му з'їзді природознавців, що відбувся у Києві.

Д. І. Менделєєв приділяв велику увагу організації вищої освіти, зокрема у 1898 р. брав активну участь у створенні Київського політехнічного інституту (тепер — Національний технічний університет «КПІ»), на території якого перед входом до хімічного корпусу йому встановлено пам'ятник. У 1903 р. він був головою екзаменаційної комісії першого випуску інженерів та агрономів цього навчального закладу.

Д. І. Менделєєв плідно працював над розвитком вугільної промисловості в Україні. Після перебування на Донбасі, де він вивчав питання видобутку й транспортування кам'яного вугілля, Д. І. Менделєєв висунув нову для того часу ідею підземної газифікації вугілля, яку вперше було втілено в життя лише в 1937 р. у м. Горлівці (Донбас).

1907 р. Д. І. Менделєєв помер. Тисячні юрби народу проводжали його в останню путь. Попереду траурної процесії несли періодичну систему хімічних елементів. В особі Менделєєва світ втратив блискучого різнобічного вченого, ідеї якого продовжують жити. Їх розвивають учені нашої Батьківщини і закордонних країн.



РОЗДІЛ

4

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК
І БУДОВА
РЕЧОВИНИ

§ 30. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Тобі треба

розуміти: природу хімічного зв'язку;

знати суть понять: ковалентний зв'язок полярний і неполярний; кратний ковалентний зв'язок; диполь; основний і збуджений стан атома; валентність;

уміти: записувати електронні й структурні формули сполук.

Речовини не є суцільними, вони складаються з різних частинок — атомів, молекул, йонів

Хімічний зв'язок — сила, яка утримує атоми (або будь-які інші частинки) в хімічній сполуці

В утворенні хімічного зв'язку беруть участь кулонівські сили, носіями яких є електрони та ядра атомів

Хімічний зв'язок виникає внаслідок взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів

Ти вже знаєш, що речовини складаються з різних частинок — атомів, молекул, йонів. А як ці частинки з'єднуються одна з одною? Які сили утримують їх у молекулах чи кристалах? Аби відповісти на ці запитання, потрібно ознайомитись із хімічним зв'язком.

Суть хімічного зв'язку. Атоми різних елементів, що входять до складу простих чи складних речовин, утримуються разом завдяки наявності хімічного зв'язку. В його утворенні беруть участь кулонівські сили, носіями яких є електрони і ядра атомів.

Хімічний зв'язок виникає внаслідок взаємодії позитивно заряджених ядер і негативно заряджених електронів.

Уяви собі, що два атоми Гідрогену перебувають на дуже великій відстані один від одного. Вони не взаємодіють між собою. У разі їх зближення починають діяти сили притягання між ядром одного атома та електроном іншого, а також сили відштовхування між ядрами і між електронами обох атомів. На деякій відстані сили притягання переважають сили від-

штовхування. При дальшому зближенні атомів, навпаки, сили відштовхування починають переважати сили притягання. Тому потенціальна енергія системи у разі зближення атомів Гідрогену спочатку знижується, а потім підвищується. Якщо ж *сили притягання дорівнюють силам відштовхування, то енергія системи в цьому випадку найменша*. Такий стан системи найстійкіший, він відповідає утворенню молекули H_2 . Отже,

хімічний зв'язок — це взаємодія атомів або будь-яких інших частинок у речовині, яка зумовлює їхнє сполучення в молекули чи кристали.

Така взаємодія спричинює зменшення енергії утвореної молекули (кристала) порівняно з енергією поодиноких атомів, що взаємодіють.

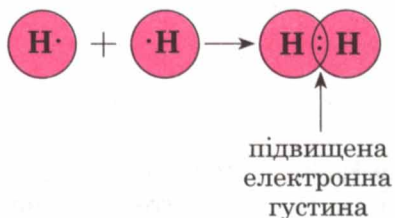
Існує кілька типів хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металічний та ін.

Ковалентний неполярний зв'язок.

Для прикладу розглянемо утворення молекули водню H_2 . Тобі відомо, що кожний атом Гідрогену має в електронній оболонці один s -електрон, а завершеним для нього буде двоелектронний рівень, подібний завершеному рівню атома Гелію. У разі зближення двох атомів Гідрогену за рахунок сил притягання, що діють між їхніми ядрами та електронами, s -електронні хмари сферичної форми обох атомів частково перекриваються. У місці перекривання виникає підвищена електронна густина, яка притягує до себе ядра обох атомів і забезпечує міцність їхнього сполучення в молекулу.

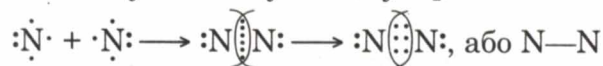
Хімічний зв'язок — це взаємодія двох або кількох атомів (чи будь-яких інших частинок), унаслідок якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула чи кристал)

Утворення хімічного зв'язку супроводжується зменшенням повної енергії системи



ковою мірою. Такий ковалентний зв'язок називають *неполярним*. Він виникає під час взаємодії атомів неметалів одного й того самого хімічного елемента, оскільки в них однакова електронегативність. Так, у молекулах H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 існує неполярний ковалентний зв'язок.

Кратність ковалентного зв'язку. Бувають випадки, коли два атоми усуспільнюють кілька пар валентних електронів. У такому разі говорять про *кратність ковалентного зв'язку*. Якщо між атомами виникла одна спільна електронна пара, то такий ковалентний зв'язок називають *одинарним*, якщо дві — *подвійним*, якщо три — *потрійним*. Розглянь, наприклад, схему утворення потрійного ковалентного зв'язку в молекулі азоту N_2 :



Ковалентний полярний зв'язок. Якщо атоми, що взаємодіють, мають різну електронегативність (атоми різних неметалів), то спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю. У цьому разі виникає *полярний ковалентний зв'язок*. Наприклад, у молекулі флуороводню HF зв'язок ковалентний полярний:

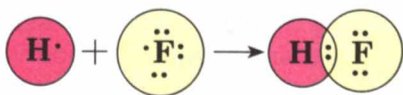
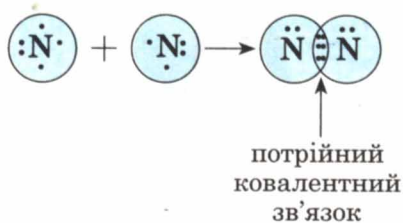


У результаті зміщення електронної пари в молекулі HF (стрілка показує напрямок зміщення) молекула стає полярною, виникає *диполь*.

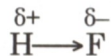
Диполь — це система з двох зарядів, однакових за величиною і протилежних за знаком.

Якщо спільна електронна пара належить обом атомам однаковою мірою, то такий ковалентний зв'язок називають **неполярним**

Якщо зв'язок утворюється за допомогою однієї спільної електронної пари, його називають **одинарним**, якщо двох — **подвійним**, якщо трьох — **потрійним**



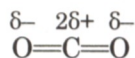
Вважають, що атом, до якого зміщена електронна пара, набуває деякого негативного заряду, а атом, від якого зміщена електронна пара, — деякого позитивного заряду:



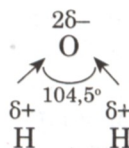
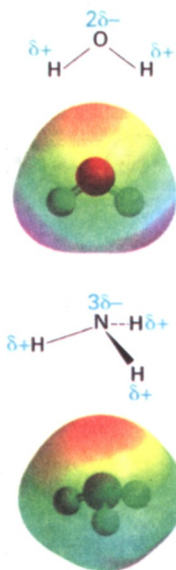
Якщо спільна електронна пара зміщується до атома з більшою електронегативністю, то такий ковалентний зв'язок називають **полярним**

(гр. літера δ (дельта) позначає частковий заряд, тобто менший за одиничний).

Полярний ковалентний зв'язок незавжди зумовлює утворення диполя. Наприклад, у разі формування молекули карбон(IV) оксиду CO_2 електронні пари зміщуються до Оксигену як до більш електронегативного елемента. Але диполь не виникає, бо молекула симетрична, вона має лінійну будову:



Молекули води H_2O , навпаки, мають кутову будову. Полярні зв'язки $\text{O}-\text{H}$ розміщені під кутом $104,5^\circ$, що спричинює несиметричність структури і полярність молекул води:



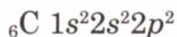
Кутові молекули сірководню H_2S , пірамідальні молекули амоніаку NH_3 також мають несиметричну структуру, тому вони полярні (мал. 15).

Бувають випадки, коли кількість хімічних зв'язків, утворених атомом у сполуці, більша за кількість неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома. Так, у атомі Карбону на зовнішньому рівні всього два неспарені

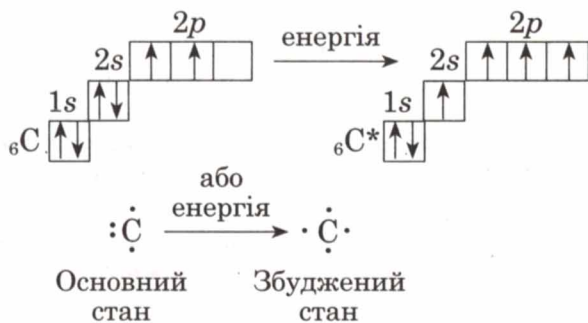
Мал. 15. Полярні молекули води та амоніаку

електрони, але номер групи, в якій він розміщений, засвідчує, що в атомі має бути 4 валентні електрони. Звідки ж беруться ще два неспарені електрони?

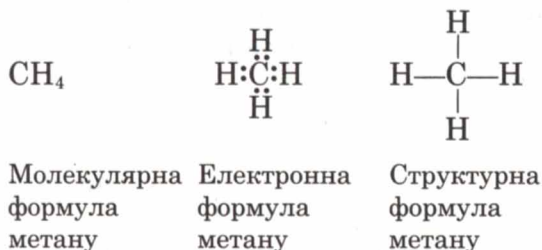
Згадаємо електронну формулу Карбону:



Додаткові два неспарені електрони з'являються в результаті розпаровування 2s-електронної пари, яке відбувається безпосередньо в процесі взаємодії атомів Карбону з іншими атомами. При цьому атом переходить з основного стану у збуджений:



Як бачиш, за рахунок розпаровування електронної пари атом Карбону може утворювати 4 ковалентні зв'язки з іншими атомами, наприклад:



Електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, називаються **валентними**

CO_2	$\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
Молекулярна формула карбон(IV) оксиду	Електронна формула карбон(IV) оксиду	Структурна формула карбон(IV) оксиду

Валентність — здатність атома приєднувати певне число інших атомів

За кількістю утворених ковалентних зв'язків визначають валентність елемента. *Валентність* (від лат. *valentia* — сила) — *це здатність атома приєднувати певне число інших атомів*. Ця здатність залежить від кількості неспарених електронів атома в основному або збудженому стані, що беруть участь в утворенні спільних електронних пар з електронами інших атомів. Величина валентності визначається, як правило, числом ковалентних зв'язків, які даний атом утворює з іншими атомами. Саме тому валентність не має знака — ні плюс, ні мінус. Якщо атом Гідрогену утворює один ковалентний зв'язок, то він одновалентний, якщо атом Карбону утворює чотири зв'язки, то він — чотиривалентний.

ВИСНОВКИ

Хімічний зв'язок — це сила, яка утримує атоми (будь-які частинки) в хімічній сполуці. Вона виникає внаслідок взаємодії ядер і електронів.

Хімічний зв'язок, що зумовлений утворенням спільних електронних пар, називається ковалентним. Він може бути полярним і неполярним залежно від того, які атоми з'єднуються: якщо однакові — неполярний, якщо різні за електронегативністю — полярний.

Залежно від кількості спільних електронних пар, ковалентний зв'язок буває одинарним, подвійним, потрійним.

Спільні електронні пари утворюються внаслідок об'єднання неспарених валентних електронів атомів неметалів.

За кількістю неспарених електронів атома або кількістю утворених ковалентних зв'язків визначають валентність елемента.

У результаті утворення хімічного зв'язку атоми набувають стійкого завершеного зовнішнього енергетичного рівня.

Завдання для самоконтролю

1. Як ти розумієш зміст поняття «хімічний зв'язок»? За рахунок чого він виникає?
2. Як утворюється ковалентний зв'язок? Які види ковалентного зв'язку ти знаєш? Чим вони подібні й чим відрізняються один від одного? Відповідь ілюструй прикладами.
3. В яких речовинах існує лише неполярний ковалентний зв'язок? Чому?
4. Чому молекули інертних газів, на відміну від усіх інших неметалів, у вільному стані одноатомні?
5. Напиши електронну і структурну формули гідроген пероксиду H_2O_2 . Обчисли, скільки електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні атома Оксигену, скільки хімічних зв'язків у цій молекулі. Визнач тип кожного хімічного зв'язку.
6. Намалюй схему перекривання: а) *s*-електронних хмар двох атомів; б) *s*-електронної хмари одного атома і *p*-електронної хмари іншого атома (за будь-якою з осей *x*, *y*, *z*).
7. Наведи електронну конфігурацію атома Оксигену і схему розподілу електронів за орбіталями зовнішнього енергетичного рівня атома. Зроби висновок, скільки електронів атома Оксигену можуть брати участь в утворенні ковалентних зв'язків з атомами Гідрогену?
8. Напиши електронні й структурні формули хлору Cl_2 , сірководню H_2S , амоніаку NH_3 .
9. На підставі будови атомів Сульфуру й Гідрогену, поясни склад і будову молекули гідроген сульфіді H_2S .

Додаткові завдання

- 10*. Неполярні молекули у речовини
(а) HCl ; (в) NH_3 ;
(б) CF_4 ; (г) H_2S .
- 11*. Прикладом неполярної молекули, що містить полярний ковалентний зв'язок, є
(а) N_2 ; (в) NH_3 ;
(б) H_2O ; (г) CCl_4 .
- 12*. Під час утворення молекули HCl перекриваються орбіталі типу
(а) $p \text{ і } p$; (в) $s \text{ і } s$;
(б) $s \text{ і } p$; (г) $d \text{ і } p$.

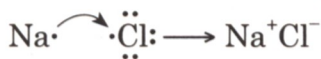
§ 31. ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК

Тобі треба

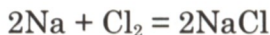
розуміти суть понять: йонний зв'язок; йон;

уміти: пояснювати утворення йонного зв'язку в сполуках; характеризувати особливості йонного зв'язку.

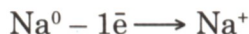
Під час утворення сполук з елементів, значення електронегативностей яких дуже різняться, спільні електронні пари повністю зміщуються до більш електронегативного атома



Ти вже розумієш, як взаємодіють між собою неметали: між їх атомами встановлюється ковалентний зв'язок. А тепер розглянемо, як взаємодіють неметали з металами. Атоми цих елементів дуже відрізняються за своєю електронегативністю, тому спільна електронна пара, яка утворює зв'язок, настільки зміщується до атома з більшою електронегативністю, що практично належить тільки цьому атому. Наприклад, натрій взаємодіє з хлором:



Зовнішній енергетичний рівень атома Натрію (як і будь-якого лужного металу) далекий від завершення — містить один електрон, який слабо зв'язаний з ядром, бо великий радіус атома. Тому під час хімічних перетворень атоми Натрію легко втрачають єдиний валентний електрон і перетворюються з нейтральних атомів на *позитивно заряджені йони*:



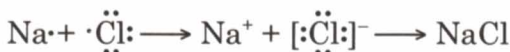
Заряд позитивного йона дорівнює числу електронів, які атом втратив, заряд негативного йона — числу електронів, що атом приєднав

Передостанній енергетичний рівень з восьми електронів стає останнім, зовнішнім, і атом Натрію набуває стійкого енергетичного рівня, подібно до атома Неону Ne.

Зовнішній енергетичний рівень атома Хлору має сім валентних електронів. Він близький до завершення. Радіус атома Хлору невеликий, а електронегативність дуже велика. Тому атом Хлору приймає один електрон від атома Натрію, добудовуючи зовнішній рівень до октету (восьмиелектронної структури). У цьому разі атом Хлору набуває негативного заряду -1 , перетворюючись на *негативно заряджений йон*:

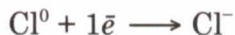
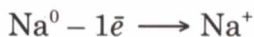


Отже, валентний електрон атома Натрію під час взаємодії з атомом Хлору повністю переходить на зовнішній рівень атома Хлору. Схематично цей процес можна передати так:



Йони — це електрично заряджені частинки речовини, що утворилися з атомів або атомних груп унаслідок втрати або приєднання електронів.

Різнорізно заряджені йони Натрію Na^+ і Хлору Cl^- , притягуючись один до одного завдяки наявності сили притягання, утворюють сполуку — натрій хлорид NaCl . Цей процес можна записати ще й у такий спосіб:



Йони — це електрично заряджені частинки речовини, що утворилися з атомів або атомних груп унаслідок втрати або приєднання електронів

Протилежно заряджені йони притягуються один до одного й утворюють йонні сполуки

Речовини, що складаються з йонів, називаються **йонними сполуками**

Зв'язок між йонами — це йонний зв'язок

Хімічний зв'язок, утворений за допомогою взаємодії йонів, називають йонним зв'язком.

Приклади речовин з йонним типом хімічного зв'язку:

NaCl, NaBr, NaF, MgCl₂, MgS, NaOH, Li₂O, Ca₃P₂, AlCl₃, BaO, KCl

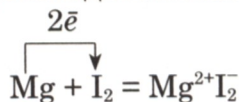
Йонний зв'язок — крайній випадок полярного ковалентного зв'язку

Йонний зв'язок не має напрямленості

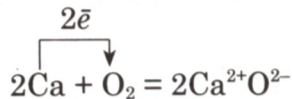
Речовини, що складаються з йонів, називаються *йонними сполуками*. Вони утворені типовими металами і типовими неметалами. Атоми металів віддають електрони, а атоми неметалів їх приймають.

Розглянь рівняння реакцій утворення деяких йонних сполук:

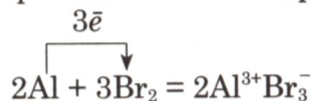
а) взаємодія магнію з йодом:



б) окиснення кальцію:



в) горіння алюмінію в бромі:



Зверни увагу, заряд йонів позначають зверху, праворуч від хімічного знака: спочатку — цифру, а потім — знак «+» або «-».

Йонний зв'язок є крайнім випадком полярного ковалентного зв'язку. Йонні сполуки в твердому стані — кристалічні речовини. У йонних кристалах електростатичне поле кожного йона поширюється у всіх напрямках, тому *йонний зв'язок не має напрямленості*.

ВИСНОВКИ

Йонний зв'язок обумовлений взаємодією між різнойменно зарядженими йонами.

Сполуки з йонним типом хімічного зв'язку виникають у тому разі, коли взаємодіють атоми елементів з дуже відмінною електронегативністю — атоми типового металу і типового неметалу, тобто елементи, розміщені на початку і в кінці періодів періодичної системи. Найтиповіший йонний зв'язок виникає в солях, утворених лужними металами і галогенами.

Йонний зв'язок і неполярний ковалентний зв'язок — два крайні випадки розподілу електронної густини. неполярному зв'язку відповідає рівномірний розподіл спільної двохелектронної хмари між однаковими атомами. Якщо зв'язок йонний, навпаки, спільна електронна пара практично повністю належить одному з атомів, у якого електронегативність більша.

Завдання для самоконтролю

1. Що таке йонний зв'язок? Між якими елементами він виникає?
2. Чим відрізняється йонний зв'язок від ковалентного полярного і неполярного? Відповідь поясни.
3. Напиши схеми утворення йонного зв'язку: а) у калій броміді KBr ; б) у натрій сульфіді Na_2S ; в) у кальцій нітриді Ca_3N_2 . Поясни схеми.
4. Серед наведених формул речовин зазнач сполуки з йонним, полярним і неполярним ковалентними зв'язками і поясни їх будову: HI , H_2O , PH_3 , CaS , $ZnCl_2$, SiH_4 , CCl_4 .
5. Запиши формули сполук, до складу яких входять такі йони: а) Na^+ і Br^- ; б) Ca^{2+} і Cl^- ; в) K^+ і S^{2-} . Назви ці сполуки.
6. Яскраво виражений йонний зв'язок у парі атомів
(а) $K-F$; (в) $F-F$;
(б) $O-F$; (г) $P-F$.
7. Хлор у сполуках утворює йонні зв'язки з
(а) K ; (б) H ; (в) Ca ; (г) C .

Додаткові завдання

8. Пара елементів, атоми яких під час хімічної взаємодії виявляють максимальну тенденцію до утворення сполуки з йонним зв'язком, — це
- (а) Cu і F ; (в) Na і F ;
(б) C і N ; (г) Li і H .
9. Між атомами елементів з протонними числами 3 і 9 виникає зв'язок
- (а) ковалентний полярний; (б) ковалентний неполярний; (в) йонний.
- 10*. У натрій гідроксиді йонними є зв'язки
- (а) між Натрієм і Оксигеном;
(б) між Гідрогеном і Оксигеном;
(в) між Натрієм і Гідрогеном;
(г) усі зв'язки.
- 11*. Порівняй будову йонів Mg^{2+} і F^- з будовою атома Неону. Знайди подібні й відмінні ознаки.
- 12*. На що перетворився б атом Аргону, якби з його ядра зник один протон, а електронна оболонка залишилася без змін?
- 13*. В якій з двох речовин: (а) LiH ; (б) CsH йонний тип хімічного зв'язку між атомами виражений сильніше? Чому?

§ 32. КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ

Тобі треба

розуміти: залежність фізичних властивостей речовин від їх кристалічної будови;

знати типи кристалічних ґраток: йонні; атомні; молекулярні;

уміти: прогнозувати властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку і типу кристалічних ґраток.

Тобі вже відомі такі частинки, як атоми, молекули, йони. Це відносно проста форма організації речовини. У стандартних умовах ці частинки, як правило, індивідуально не існують. За допомогою

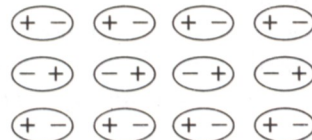
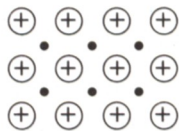
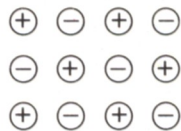
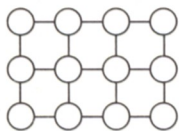
різних типів хімічних зв'язків вони об'єднуються й утворюють вищу форму організації речовини — хімічні сполуки, що поділяються на прості і складні речовини, які існують у твердому, рідкому та газуватому стані. Якщо гази характеризуються повною неупорядкованістю розташування молекул одна відносно одної, то в рідинах деяка впорядкованість частинок спостерігається. Адже для рідин характерна наявність певного об'єму, хоча й відсутня певна форма. Рідини займають проміжне місце між газами і твердими тілами, яким властивий суворий порядок розташування частинок, що утворюють речовину.

У твердих речовинах частинки розташовані у просторі суворо закономірно для кожної речовини. Щоб якось уявити цю закономірність, у тривимірному просторі подумки об'єднай центри молекул прямими лініями, які перетинаються. При цьому утвориться просторовий каркас, який називають *кристалічними ґратками*. Місця, в яких лінії перетинаються, називають *вузлами* кристалічних ґраток. Залежно від природи частинок, що містяться у вузлах кристалічних ґраток, розрізняють *йонні, атомні, молекулярні* кристалічні ґратки. Відомі ще й металічні кристалічні ґратки, їх вивчатимеш пізніше (мал. 16).

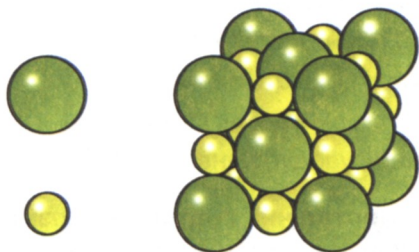
Йонні кристалічні ґратки. Типовим представником сполук з йонним типом кристалічних ґраток є натрій хлорид NaCl . Його кристалічні ґратки утворені йонами Натрію Na^+ та йонами Хлору Cl^- , які по чергово розміщуються у вузлах

У твердих речовинах відстані між частинками (молекулами, атомами, йонами) малі, а сили взаємодії між ними — великі. Тверде тіло має певні об'єм і форму, більшу густину, ніж гази і рідини, його частинки не рухаються вільно, як у газах і рідинах, а розташовані у просторі певним чином

Кристалічні ґратки — розміщення в просторі йонів, атомів або молекул у певному систематичному порядку



Мал. 16. Типи кристалічних ґраток:
а — атомні; б — йонні; в — металічні;
г — молекулярні



Мал. 17. Схема зображення йонних кристалічних ґраток натрій хлориду



У вузлах йонних кристалічних ґраток містяться позитивно й негативно заряджені йони, які чергуються один з одним

ґраток (мал. 17). Йони утримуються один з одним силами притягання, і кристал солі є ніби єдиним цілим.

Оскільки в кристалі сили притягання поширюються однаково в усіх напрямках, йони Натрію і Хлору сполучаються дуже міцно, хоча кожний із них не зафіксований нерухомо. Йони безперервно здійснюють теплові коливання навколо свого положення в ґратках. Міцність йонних кристалів залежить також і від заряду та радіуса йонів. Однак їх поступальний рух уздовж ґраток не відбувається, тому *всі речовини з йонним зв'язком за стандартної температури — тверді (кристалічні), з досить високою температурою плавлення і ще вищою — кипіння.*

Молекул у йонних кристалах немає, є тільки йони. Лише у газуватому стані (пара) натрій хлорид існує у вигляді молекул NaCl.

Подібно до натрій хлориду майже *всі солі, основні оксиди, гідроксиди складаються не з молекул, а з йонів.*

Зверни увагу, хімічні формули йонних сполук передають лише співвідношення позитивно і негативно заряджених йонів у кристалічних ґратках. Йонні сполуки в цілому електронейтральні. Наприклад, згідно з формулою йонного

кристала CaF_2 співвідношення позитивно заряджених йонів Ca^{2+} і негативно заряджених йонів F^- у ґратках дорівнює 1 : 2. Оскільки кожен два позитивні заряди Ca^{2+} нейтралізуються двома негативними зарядами 2F^- , то речовина CaF_2 — електронейтральна.

Хоча реальних молекул у йонних кристалах не існує, для однаковості з ковалентними речовинами прийнято за допомогою формул NaCl , CaF_2 тощо передавати найпростіший склад йонної речовини та характеризувати її також певним значенням відносної молекулярної (формульної) маси на підставі її формульного складу. А поняття про валентність як певне число ковалентних зв'язків до йонних сполук застосувати неможливо (тому й будемо говорити про ступінь окиснення елементів).

Атомні кристалічні ґратки. У вузлах атомних кристалічних ґраток містяться окремі атоми, сполучені між собою ковалентними зв'язками. Такі кристалічні ґратки має алмаз (мал. 18). У його кристалі кожен атом Карбону сполучений ковалентними зв'язками з чотирма сусідніми атомами Карбону, тобто утворює чотири спільні електронні пари. Ось чому можна говорити, що Карбон — чотиривалентний елемент.

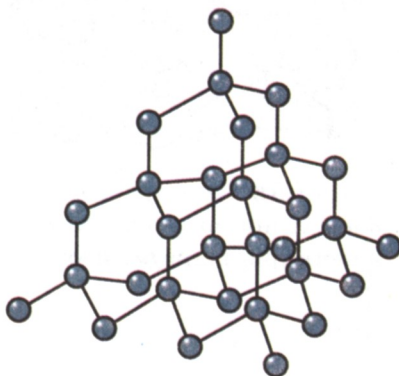
Ступінь окиснення Карбону також -4 або $+4$, залежно від того, з яким елементом він взаємодіє — $\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_4$, $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$.

Алмаз та інші речовини, які мають атомні кристалічні ґратки, характеризуються великою твердістю, дуже високими температурами плавлення і кипіння,

Йонні кристалічні ґратки характерні для більшості солей, основних оксидів і гідроксидів

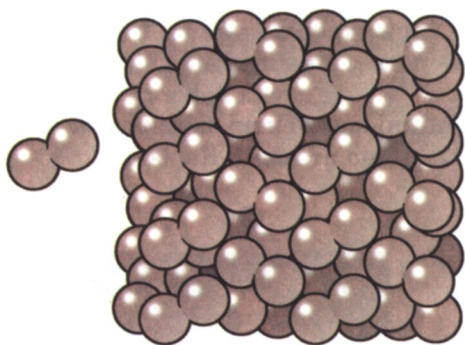
Хімічні формули йонних сполук передають лише співвідношення позитивно й негативно заряджених йонів у кристалічних ґратках

Міцні ковалентні зв'язки між усіма атомами Карбону



Мал. 18. Схематичне зображення атомних кристалічних ґраток алмазу

У вузлах атомних кристалічних ґраток містяться атоми, що сполучені між собою ковалентними зв'язками (спільними електронними парами)



Мал. 19. Схематичне зображення молекулярних кристалічних ґраток йоду

вони практично не розчиняються в жодних розчинниках, не проводять електричний струм, оскільки вільних електронів немає, всі 4 валентні електрони беруть участь в утворенні ковалентних зв'язків. Атомні ґратки мають лише деякі речовини у твердому стані (силіцій Si, бор B, силіцій(IV) оксид SiO_2 , силіцій(IV) карбід SiC та ін.).

Молекулярні кристалічні ґратки.

У вузлах молекулярних кристалічних ґраток містяться молекули як неполярні, так і полярні. Наприклад, у вузлах кристалічних ґраток йоду містяться молекули йоду I_2 (мал. 19). Сили міжмолекулярної взаємодії, так звані сили Ван-дер-Ваальса, значно слабкіші за сили ковалентного зв'язку. Тому речовини з молекулярними ґратками мають невелику твердість, вони легкоплавкі і леткі. До таких речовин належать, наприклад, йод, нафтаген, бром, вода, спирт, хлор, амоніак NH_3 , метан CH_4 .

Отже, будова речовини та її властивості пов'язані. Тому якщо відома будова речовини, можна прогнозувати її властивості, і навпаки, якщо відомі властивості речовини, можна робити висновки про її будову.

Зв'язок будови і властивостей речовин показаний в узагальнюючій табл. 14.

Таблиця 14. Тип кристалічних ґраток і властивості речовин

Ґратки	Структурна частинка	Хімічний зв'язок	Міцність зв'язку	Температура плавлення	Електрична провідність	Механічні властивості
Йонні	Йон	Йонний	Велика	Висока	Діелектрик	Твердість, крихкість
Атомні	Атом	Ковалентний	Велика	Висока	Діелектрики, напівпровідники	Велика твердість
Молекулярні	Молекула	Міжмолекулярний	Мала	Низька	Діелектрики	Крихкість

ВИСНОВКИ

У кристалічних речовинах атоми, молекули, йони розміщуються в певному порядку, утворюючи кристалічні ґратки. Розрізняють атомні, молекулярні, йонні та металічні кристалічні ґратки.

Між будовою речовини, яка визначається типом хімічного зв'язку і типом кристалічних ґраток, та її властивостями існує певна залежність: чим міцніший хімічний зв'язок, що утримує частинки у вузлах кристалічних ґраток, тим міцніші кристали, тим твердіша речовина, тим вищі її температури плавлення і кипіння.

Завдання для самоконтролю

1. У чому полягає відмінність йонних, атомних і молекулярних кристалічних ґраток?
2. Як, знаючи фізичні властивості речовини, можна дійти висновку про тип її кристалічних ґраток? Покажи на прикладі.
3. Поясни причину відмінності температури плавлення речовин із різним типом кристалічних ґраток.
4. За якими ознаками можна віднести до речовин з молекулярними кристалічними ґратками: а) лід; б) нафтален?

5. Молекулярні кристалічні ґратки можуть мати речовини з хімічним зв'язком
 (а) йонним; (в) ковалентним полярним;
 (б) металічним; (г) ковалентним неполярним.
6. Речовини з молекулярними кристалічними ґратками
 (а) легкоплавкі; (в) добре проводять електричний струм;
 (б) леткі; (г) мають низьку теплопровідність.
7. Речовина, що має найвищу температуру плавлення, — це
 (а) йод; (б) лід; (в) кальцій флуорид.

Додаткові завдання

- 8*. Яке передбачення про кристалічні ґратки речовини можна висловити, якщо відомо, що за стандартних умов вона перебуває у газуватому стані, а за температури $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$ ця речовина являє собою безбарвні кристали, які не проводять електричний струм?
- 9*. Речовина, хімічні зв'язки в якій сформовані між атомами елементів із зарядами ядер $+1$ і $+16$, у твердому стані має кристалічні ґратки
 (а) йонні; (б) молекулярні; (в) атомні.
- 10*. Речовина, утворена елементами із скороченими електронними конфігураціями атомів $\dots 3s^1 3p^0$ і $\dots 3s^2 3p^5$, має кристалічні ґратки
 (а) атомні; (б) йонні; (в) молекулярні.

§ 33. ВАЛЕНТНІСТЬ І СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ

Тобі треба

розуміти: сучасний зміст поняття валентності; зміст поняття «ступінь окиснення»;

уміти: складати формули бінарних сполук за ступенем окиснення елементів; визначати ступінь окиснення елементів за формулами бінарних сполук.

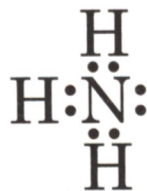
Пригадуеш, ми вивчали раніше поняття «валентність» і на його підставі склали формули різних сполук та їх назви

за сучасною номенклатурою. І ти вже знаєш, що *валентність* — це здатність атома приєднувати або заміщувати певне число інших атомів або атомних груп з утворенням хімічного зв'язку. А чому це так? Зрозуміти фізичний зміст валентності допомогла електронна теорія будови атома і хімічного зв'язку. З розвитком цієї теорії змінилося і саме поняття валентності. У наш час

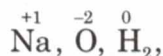
валентність визначається числом ковалентних зв'язків, якими атом з'єднаний з іншими атомами.

А число зв'язків, які може утворювати атом, дорівнює числу його неспарених електронів, які йдуть на утворення спільних електронних пар. При цьому полярність утворених зв'язків не враховується, а тому валентність не має знака. Вона не може бути ні позитивною, ні негативною. Наприклад, у молекулах азоту N_2 та амоніаку NH_3 атом Нітрогену N тривалентний, оскільки він з'єднаний з N і з H трьома спільними електронними парами (три зв'язки). Отже, валентність визначається тільки числом ковалентних зв'язків. Ось чому поняття «валентність» не можна застосовувати для сполук немалекулярної будови (з йонним, атомним, металічним зв'язками). Саме тому замість поняття «валентність» використовується поняття «ступінь окиснення».

Ступінь окиснення — це умовний заряд атома в речовині, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома.



Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може мати позитивне, негативне і нульове значення. Це значення зі знаком плюс чи мінус перед арабською цифрою зазначається над символом елемента або римською цифрою без знака у дужках після назви елемента. Наприклад:



де ступені окиснення Натрію +1, Оксигену -2, Гідрогену 0; або Ферум(III), Купрум(II), Нітроген(V) тощо.

Якщо сполука бінарна, то один із елементів має позитивний ступінь окиснення, а інший — негативний. Так, у більшості сполук Гідроген має ступінь окиснення +1, а Оксиген -2. Наприклад, у формулі води:



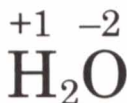
Але це зовсім не означає, що атоми елемента, наприклад Гідрогену, несуть на собі заряд +1, а атоми Оксигену -2. Це умовні числа, якими домовилися позначати ступінь окиснення.

А як дізнатися, який елемент у сполуці виявляє позитивний ступінь окиснення, а який — негативний?

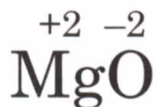
З цією метою потрібно звернутися до ряду електронегативності хімічних елементів:

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

У бінарних сполуках хімічний елемент, що стоїть у цьому ряду лівіше, виявляє негативний ступінь окиснення, а



той, що стоїть правіше, — позитивний. Так, у сполуці MgO хімічний елемент Магній має позитивний ступінь окиснення +2, а Оксиген — негативний ступінь окиснення -2.



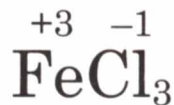
Позитивні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які віддали свої електрони іншим атомам (зв'язувальна електронна хмара зміщена від них). Наприклад, атоми металів.



Негативні значення ступенів окиснення мають ті атоми, які приєднали електрони від інших атомів (зв'язувальна електронна хмара зміщена до них). Негативне значення ступеня окиснення -1 завжди має Флуор у всіх сполуках.



Нульове значення ступенів окиснення мають атоми в простих речовинах, наприклад Cl₂, N₂, H₂, O₂, Br₂, F₂, оскільки у них зв'язувальна електронна пара не зміщена в жоден бік, а розміщена симетрично.



Під час обчислення ступенів окиснення слід пам'ятати, що:

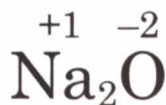
1) алгебрична сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці має дорівнювати нулю, наприклад у ферум(III) хлориді FeCl₃ сума усіх ступенів окиснення дорівнює:

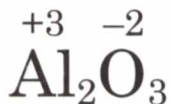
$$+3 + (-1) \cdot 3 = 0;$$

2) ступінь окиснення елементів у простих речовинах дорівнює нулю;

3) ступінь окиснення лужних металів завжди дорівнює +1;

4) ступінь окиснення Гідрогену в сполуках, як правило, дорівнює +1;





5) Флуор в усіх сполуках має ступінь окиснення -1 ;

6) ступінь окиснення Оксигену в сполуках, як правило, дорівнює -2 .

Наприклад,



Ступінь окиснення не слід ототожнювати з валентністю навіть у тому разі, коли їхні значення збігаються. Наприклад, у хлороводні HCl ступінь окиснення Гідрогену $+1$, Хлору -1 і валентність того й іншого елемента $-I$. А в молекулі азоту N_2 ($\text{N}\equiv\text{N}$) є три електронні пари між атомами Нітрогену, тому він тривалентний. Проте ступінь окиснення Нітрогену дорівнює нулю, оскільки спільні електронні пари розміщені симетрично й однаковою мірою належать обом атомам. Через це в усіх простих речовинах ступінь окиснення елементів дорівнює нулю.

Періодична система елементів дає змогу за місцем того чи іншого елемента в ній дізнатися про ступінь його окиснення (табл. 15).

Таблиця 15. Деякі значення ступенів окиснення елементів 3-го періоду періодичної системи

Групи	I	II	III	IV	V	VI	VII
Хімічний елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Найвищий позитивний ступінь окиснення	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Негативний ступінь окиснення				-4	-3	-2	-1

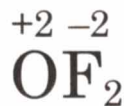
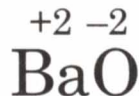
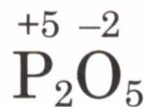
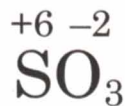
Наприклад, для Сульфуру як елемента VI групи ступінь окиснення дорівнює $+6$, для Нітрогену, елемента V групи, $+5$, для Барію, елемента II групи, $+2$. На під-

ставі теорії будови атома це легко пояснити. Адже зовнішній електронний шар атомів цих елементів містить відповідно 6, 5 і 2 валентні електрони. Під час взаємодії з більш електронегативним елементом, наприклад з Оксигеном, електрони зміщуються в бік Оксигену, а сполучені з ним елементи набувають ступеня окиснення відповідно +6, +5, +2. Прикладами можуть бути сполуки SO_3 , P_2O_5 , BaO .

Винятком є Флуор та Оксиген як найбільш електронегативні елементи (Флуор ніколи не виявляє позитивного ступеня окиснення, а Оксиген інколи виявляє, тільки у сполуках з Флуором, наприклад флуорид оксигену OF_2), а також деякі елементи VIII групи і підгрупи Купруму з I групи.

Найвищий ступінь окиснення у сполуках з Оксигеном, що чисельно дорівнює номеру групи, виявляють елементи не лише головних підгруп, а й побічних, незважаючи на те, що на зовнішньому електронному шарі їхніх атомів найчастіше міститься 1—2 електрони незалежно від того, в якій групі вони перебувають. Наприклад, в оксиді мангану(VII) Mn_2O_7 ступінь окиснення Мангану, елемента VII групи, дорівнює +7, хоча на зовнішньому електронному шарі атома Мангану містяться два електрони (ще 5 валентних електронів розміщені на передостанньому шарі).

Поняття «ступінь окиснення», хоча й є формальним, широко використовується в хімії (особливо в неорганічній) під час класифікації хімічних процесів, складання хімічних рівнянь тощо.



ВИСНОВКИ

З розвитком науки змінився зміст поняття «валентність». Воно має чіткий і однозначний сенс тільки для сполук молекулярної будови, де хімічні зв'язки — ковалентні, що здійснюються парою електронів.

Поняття «валентність» не можна застосовувати до атомів елементів, що входять до складу сполук немoleкулярної будови.

У неорганічній хімії замість валентності використовується ступінь окиснення. Це поняття умовне, реального змісту воно не має.

Ступінь окиснення елемента можна визначати за періодичною системою хімічних елементів, у якій найвищий позитивний ступінь окиснення елемента чисельно дорівнює номеру групи, в якій розміщено елемент.

Про негативний ступінь окиснення елемента можна дізнатися, якщо від номера групи, де він розміщений, відняти 8.

Знання ступенів окиснення дає змогу складати формули бінарних сполук. У свою чергу, за формулами бінарних сполук можна обчислювати ступені окиснення елементів.

Завдання для самоконтролю

1. Як ти розумієш зміст поняття «ступінь окиснення»? У чому виявляється його подібність і відмінність порівняно з поняттям «валентність»?
2. Визнач ступені окиснення атомів елементів у сполуках, формули яких:
 - (а) N_2 , NO_2 , NO , N_2O_5 , N_2O , N_2O_3 ;
 - (б) $MnSO_4$, MnO_2 , Mn_2O_7 , Mn_2O_3 ;
 - (в) As_2O_3 , AsH_3 , H_2 , H_2O ;
 - (г) Cl_2O_7 , Cl_2 , Cl_2O , O_2 , Cl_2O_5 , Cl_2O_3 .
3. Визнач ступені окиснення атомів елементів у сполуках, формули яких:
 - (а) H_2SO_4 , SO_2 , SO_3 , H_2SO_3 , $MgSO_4$;
 - (б) $HClO_4$, HPO_3 , $Ba(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, P_2O_5 ;
 - (в) $Ca_3(PO_4)_2$, $Al(NO_3)_3$, K_2SO_3 , Na_2SO_4 .

4. У молекулі білого фосфору P_4 валентність і ступінь окиснення атома Фосфору дорівнюють відповідно

(а) 1 і +3; (б) 3 і +3; (в) 3 і 0; (г) 2 і 0.

5. Атоми Нітрогену мають однаковий ступінь окиснення в сполуках, формули яких

(а) HNO_3 ; (б) Ca_3N_2 ; (в) NH_4Cl ; (г) N_2O_3 .

Додаткові завдання

6. Найменший ступінь окиснення атомів Сульфуру має речовина, формула якої

(а) H_2SO_4 ; (б) Na_2SO_3 ; (в) SO_3 ; (г) $Al_2(SO_4)_3$.

7*. Ступінь окиснення атома Фосфору в йоні HPO_4^{2-} дорівнює

(а) +5; (б) +3; (в) 0; (г) -5.

8*. Передбач мінімальний і максимальний ступені окиснення Селену.

9*. Визнач ступені окиснення атомів елементів у таких сполуках:

O_2 , H_2O , H_2O_2 , OF_2 , H_2 , BaH_2 , $NaNH_2$, H_2S .

Відповіді

- § 1 2. $n(\text{Cu}) = 18 \cdot 10^{23}$; $n(\text{Fe}) = 3 \cdot 10^{23}$
3. $N(\text{N}_2) = 12 \cdot 10^{23}$; $n(\text{N}_2) = 24 \cdot 10^{23}$
4. $v(\text{S}) = 0,5$ моль; $v(\text{Br}_2) = 3$ моль
6. (б)
7. 18 см³ води — це 1 моль води, тобто $6 \cdot 10^{23}$ молекул
- § 2 1. $v(\text{Al}) = 0,1$ моль
2. $m(\text{S}) = 16$ г; $m(\text{Zn}) = 32,5$ г
3. $v(\text{CH}_4) = 0,06$ моль
4. $N(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 10^{23}$ молекул
5. Cu_2O
6. $m(\text{O}_2) = 80$ г
7. $v(\text{NaCl}) = 17$ моль
8. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 102$ т
9. FeCl_3
10. SO_2
- § 3 1. (в)
2. (в)
3. (б)
4. Не вистачить
5. $v(\text{KClO}_3) = 0,5$ моль
6. $m(\text{KMnO}_4) = 395$ г
7. 1 л H_2 і 4 л HCl
8. 5 м³ N_2 і 20 м³ NH_3
9. Вистачить
10. В 1 л будь-якого газу за н. у. міститься $6 \cdot 10^{23}/22,4 = 2,7 \cdot 10^{22}$ молекул.
Якщо площа кабінету хімії 30 м², висота стелі 4 м, то об'єм — 120 м³. Об'єм O_2 (у перерахунку на н. у.)
 $120 \cdot 0,21 = 25,2$ м³. Число молекул
 $2,7 \cdot 10^{22} \cdot 25,2 \cdot 1000 =$
 $= 6,8 \cdot 10^{26}$.
- § 4 2. (б)
3. (в)
4. (б)
6. (в)
7. (б)
8. CO_2
9. NH_3
 $W(\text{Mg}) = 46,2$ %
- § 5 5. $v(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,5$ моль
6. FeO ; Fe_2O_3
- § 6 4. $W(\text{Na}) = 74$ %
5. $m(\text{PbS}) = 11,5$ т
6. $v(\text{CO}_2) = 0,1$ моль
7. Ca
8. Mn_2O_7
- § 7 1. $m(\text{CH}_4) = 1333$ т
2. (г)
3. (в)
4. (а)
5. (б)
6. $m(\text{Hg}) = 20,1$ г
 $m(\text{O}_2) = 1,6$ г
8. $m(\text{S}) = 125$ кг
9. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 85,5$ г
10. $v(\text{H}_3\text{PO}_4) = 8$ моль
- § 9 5. $v(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 1,66$ моль
9. (в)
10. $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12$ моль
- § 10 5. (г)
6. (а)
7. $m(\text{HCl}) = 365$ кг
 $m(\text{H}_2) = 2$ кг
8. $W(\text{CaCl}_2) = 34,3$ %
 $m(\text{AgCl}) = 2,87$ г
9. $W(\text{HCl}) = 16,9$ %
10. $m(\text{AgCl}) = 14,35$ г
- § 11 7. $v(\text{SO}_2) = 67,2$ л
8. (г)
10. $v(\text{H}_2) = 11,2$ л
11. $m(\text{NaHSO}_4) = 240$ г
12. 10 молекул H_2O

13. Ca; $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 11,1 \text{ г}$

4. K; $v(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ моль}$

§ 12 3. (B)

4. (B)

5. (Г)

6. $W(\text{Al}) = 34,6 \%$

11. (Г)

§ 14 3. (B)

4. (a)

8. $m(\text{BaSO}_4) = 23,3 \text{ г}$

9. $m(\text{Fe}) = 9,5 \text{ г}$

$m(\text{Cu}) = 12 \text{ г}$

10. $W(\text{BaCl}_2) = 10,4 \%$

$W(\text{KCl}) = 5,58 \%$

11. $m(\text{BaCl}_2) = 2,21 \text{ г}$

$m(\text{CuCl}_2) = 2,61 \text{ г}$

§ 15 3. (B)

4. $V(\text{SO}_2) = 5,6 \text{ м}^3$

§ 16 10. (б)

11. (Г)

12. (a)

13. $m(\text{CuS}) = 24 \text{ г}$

$m(\text{CuSO}_4) = 5,12 \text{ г}$

§ 18 8. Rb

9. KOH

11. Li

§ 19 7. (б)

10. Не вистачить

11. $v(\text{AlBr}_3) = 0,05 \text{ моль}$

§ 20 3. (B)

4. (б)

5. (б)

6. (a)

7. (б)

8. (B)

9. (B)

10. (a)

11. (Г)

12. (б); (Г)

13. Cl_2O_7 ; HCl

§ 23 2. (б)

3. (б); (B)

4. (a)

5. (a)

6. (Г)

7. (B)

9. (б)

10. (Г)

9. (B)

10. (a)

11. (Г)

§ 25 2. (б)

3. (B)

5. (B)

6. (a)

7. (B)

8. Al

10. (a)

11. (a)

12. (a)

13. (B)

14. (б)

15. (a); (B); (Г)

16. (B)

§ 26 6. (B)

7. (Г)

8. (B)

9. (б)

12. (B)

13. (B)

14. (Г)

16. (a); (Г)

17. (б); (B); (Г)

18. (B)

§ 27 5. 1) (б); (B)

2) (a)

3) (Г)

6. (B); (Г)

7. (Г)

9. (B)

10. (а); (в)
 11. (а); (г)
 12. Калій
 13. (а); (ж)
 14. (г)
 15. (б); (г)
- § 30 10. (б)
 11. (г)
 12. Si P
- § 31 6. (а)
 7. (а); (в)
 8. (в)
 9. (в)

10. (а)
 12. Ar⁻
 13. (б)
- § 32 5. (в); (г)
 6. (а); (б); (г)
 7. (в)
 9. (б)
 10. (б)
- § 33 4(в)
 5. (б); (в)
 6. (б)
 7. (а)
 8. -2; +6

Тлумачний словничок

Абразивний (лат. *abrado* — зіскоблюю) — шліфувальний.

Алгоритм (лат. *algorithmus*) — система правил для розв'язування певного класу задач. Від імені середньовічного узбецького математика аль-Хорезмі.

Бінарний (лат. *binarius*) — подвійний; бінарні сполуки — сполуки, що складаються з двох елементів.

Генетичний — той, що вказує на походження, розвиток.

Дискретний (лат. *discretus* — відокремлений, відособлений) — переривний, протилежний неперервному.

Еталон (фр. *etalon*) — 1) зразкова міра або зразковий вимірювальний

прилад; 2) переносно — зразок, мірило.

Ідентичний (лат. *identicus*) — рівнозначний, тотожний, однаковий.

Йонізація (нім. *ionisation*) — створення електрично нейтральних частинок середовища (атомів, молекул) на заряджені частинки — йони.

Каркас (фр. *carcasse*, італ. *carcassa*) — несуча основа виробу або конструкції, що забезпечує їх міцність.

Класифікація — розподіл об'єктів по групах, розрядах, класах.

Компонент (лат. *componens, componentis*) — складова.

Конфігурація (лат. *configuratio*, від *configuro* — надаю подібної форми) —

1) загальний вигляд, зовнішній обрис;
2) взаємне розміщення предметів;
3) електронна конфігурація атома — розподіл електронів у атомі відносно ядра та один одного.

Мікро... (від гр. малий) — частина складних слів, що означає дуже малий, найдрібніший, так само як «макро» — великий, а «мега» — величезний. Наприклад, мегасвіт — це світ планет і зірок.

Номенклатура (лат. *nomenclatura* — перелік, список) — система назв, уживаних у будь-якій галузі науки, техніки, мистецтва тощо.

Октет (італ. *ottetto*, від лат. *octo* — вісім) — вісім.

Світовий океан — безперервна водяна оболонка Землі, що оточує материки й острови і яка має спільний солевий склад.

Стандартні умови — фізичні умови, що визначаються тиском $p = 100$ кПа (1 атм) і термодинамічною температурою 298 К (25 °С).

Суб... (лат. *sub...*) — префікс, що означає: 1) розміщення під чимсь чи біля чогось, наприклад субтропіки; 2) підпорядкований, неосновний, неголовний.

Тенденція (нім. *Tendenz*, лат. *tendentia*, від *tendo* — прагну, прямую) — 1) напрям розвитку якогось явища; 2) прагнення, схильність, що властиві чому-небудь або кому-небудь.

Форзац (нім. *Vorsatz*) — подвійний аркуш паперу, яким книжковий блок з'єднується з палітуркою.

Фундаментальний (лат. *fundamentalis*) — основний, головний, обґрунтований, солідний, позитивний.

Іменний покажчик

Авогадро А., 15
Бекетов М. М., 60
Беккерель А., 119, 121
Берцеліус Я., 98
Гей-Люссак Ж. Л., 23
Кюрі П., 119, 121
Мейер Л., 107

Менделєєв Д. І., 4, 109, 161
Мозлі Г., 121
Полінг Л., 146
Резерфорд Е., 120, 122
Сіборг Г., 160
Скловдовська-Кюрі М., 120, 121

Предметний покажчик

- А**
Авогадро число, 15
Амфотерність, 73
Атом, 8
— заряд ядра, 121
— збуджений стан, 171
— основний стан, 171
— радіус, 145
— ядерна модель, 120
- В**
Валентні електрони, 139, 171
Валентність, 10, 172, 184
Вандерваальсові сили, 182
- Г**
Галогени, 104
Гамма-промені, 120
Гідроксогрупа, 67
Групи елементів, 115
Густина газів, 29, 30
- Д**
Дейтерій, 127
Диполь, 169
Діагональна подібність, 117
- Е**
Електронегативність, 146
Електронна густина, 167
— конфігурація, 142
— оболонка атома, 137
— хмара, 135
Електронний шар, 138
Енергетичний рівень, 138
Енергетичні комірки, 140
- З**
Завершений рівень, 139, 142
Закон(и)
— Авогадро, 15, 24
— збереження маси речовин, 12
— об'ємних відношень, 23
— періодичний, 109
Закономірності періодичної системи, 116
- І**
Ізотопи, 126
Інгібітори, 65
Індикатори, 58
- К**
Кислоти, 52
— властивості, 55, 58
— добування, 87
— застосування, 56
— основність, 54
Кислотний залишок, 53
Кількість речовини, 14
Класифікація, 89
— кислот, 54
— неорганічних сполук, 89
— основ, 68
— солей, 78, 80
— хімічних елементів, 98
Ковалентний зв'язок, 166
— кратність, 169
— неполярний, 167
— одинарний, 169
— подвійний, 169
— полярний, 169
— потрійний, 169

Колообіг води, 38
Кристалічні ґратки, 178
— атомні, 181
— йонні, 179
— молекулярні, 182

Л

Луги, 68, 87
Лужні метали, 99

М

Масова частка, 10, 11
Молекулярна маса, 19
Моль, 14, 15
Молярна маса, 18, 19
Молярний об'єм, 25

Н

Нейтрони, 124
Нукліди, 126
Нуклони, 124
Нуклонне число, 125

О

Оксиди, 34
— амфотерні, 74, 75
— властивості, 41
— добування, 86
— застосування, 39
— кислотні, 43
— назви, 34, 35
— основні, 42
— поширення в природі, 35

Орбіталь, 133

Основи, 67

— амфотерні, 72–75
— властивості, 68
— добування, 87
— застосування, 71

П

Період піврозпаду, 129
Періодична система, 112
— довга форма, 152
— коротка форма, 112
Періодичність, 111
Полярність молекул, 170
Протони, 124
Протонне число, 124
Порядковий номер елемента, 121

Р

Радіація, 130
Радіоактивний розпад, 128
Радіоактивність, 119
Радіонукліди, 129
Реакції хімічні, 11
— заміщення, 59
— нейтралізації, 69
— обміну, 60, 69
Ряд активності металів, 59

С

Солі, 77
— властивості, 80, 82
— добування, 87, 88
— кислі, 79
— поширення в природі, 80
— середні, 77
Спін, 134
Стандартні умови, 35
Ступінь окиснення, 184, 185

Т

Типові

— метали, 73
— неметали, 73
Тритій, 127

Ф

- Формула хімічна, 9
— електронна, 171
— молекулярна, 9, 171
— структурна, 168, 171

Х

- Хімічний зв'язок, 166
— йонний, 174

- ковалентний, 167, 169
— кратність, 169
— полярність, 170

Я

- Ядерні реакції, 129
— сили, 125

ББК 24.Ія721
Б91

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(лист № 179 від 17.03.08 р.)*

Буринська, Н. М.

Б91 Хімія : 8 : підруч. для загальноосвіт. навч. закл. / Н. М. Буринська.
— К. ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 2008. — 200 с. : іл.
ISBN 978-966-569-255-3.

ББК 24.Ія721

© ВТФ «Перун», 2008
© Н. М. Буринська, 2008

Увага! ©

Авторські та видавничі права ВТФ «Перун» захищено Законом України
«Про авторське право і суміжні права».

Навчальне видання

Буринська Ніна Миколаївна

ХІМІЯ
8 клас

Підручник для загальноосвітніх навчальних закладів
(за програмою 12-річної середньої школи)

Відповідальна за випуск *Т. П. Боброва*
Коректор *Ю. М. Добридень*

Художнє оформлення обкладинки та шмуцтитулів *Є. О. Ільницького*
Художник *В. Ю. Холоденко*

Комп'ютерна верстка *В. І. Перехреста*

Координатори поліграфічного виконання: *Т. П. Боброва, Д. О. Петкевич*
Відповідальні за випуск від МОН України: *С. С. Фіцайло, О. А. Дубовик*

На фотографіях: вчитель вищої категорії *О. В. Круглова* та учні *Жеріхіна Олександра, Яма Святослав*
(шк. № 21 м. Києва); вчитель вищої категорії *Л. Г. Ніколенко* та учні *Бондар Вікторія,*
Жуков Антон (гімназія № 167 м. Києва).

Підп. до друку 06.05.08. Формат 70×84/16. Гарнітура «School Book».
Папір офсетний. Друк офсетний.
Ум. друк. арк. 13,62. Ум. фарбовідб. 56,66. Обл.-вид. арк. 14,73. Тираж 183 300.
Зам. № 8–260.

Видавничо-торгова фірма «Перун». 08200, Ірпінь, вул. Київська, 73-а.
Свідоцтво про внесення до державного реєстру: серія ДК № 18 від 20.03.2000 р.

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено.

Віддруковано у ВАТ «Поліграфкнига» корпоративне підприємство ДАК «Укрвидавполіграфія».
03057, Київ, вул. О. Довженка, 3.
Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавців, виготівників
і розповсюджувачів видавничої продукції ДК № 3089 від 23.01.2008 р.

Видруковано в Україні. Printed in Ukraine.

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	—	—	—	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка. Р — розчиняється, М — мало розчиняється, Н — практично не розчиняється, риска — сполука розкладається водою або не існує.

Періодична система хімічних елементів (довга форма)

ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ

PERIODS	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIb	VIIIb	IB	IIb	IIIA	IVa	VA	VIa	VIIa	VIIIA
---------	----	-----	------	-----	----	-----	------	-------	----	-----	------	-----	----	-----	------	-------

s-елементи

1.0	H
1	Гідроген

p-елементи

4.0	He
2	Гелій

d-елементи

6.9	Li	Be	4.0	B	5.0	C	6.0	N	7.0	O	8.0	F	9.0	Ne	
Літій	Берилій	Бор	Карбон	Нітроген	Оксиген	Фтор	Неон	Літій	Берилій	Бор	Карбон	Нітроген	Оксиген	Фтор	Неон
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18

f-елементи

10.8	12.0	14.0	16.0	19.0	20.2
Алюміній	Синтій	Фосфор	Силіцій	Хлор	Аргон
13	14	15	16	17	18

39.1	40.1	45.0	47.9	50.9	52.0	54.9	55.9	58.9	58.7	63.5	65.4	69.7	72.6	74.9	79.0	79.9	83.8
Калій	Кальцій	Скандій	Титан	Ванадій	Хром	Манган	Ферум	Кобальт	Нікель	Мідь	Цинк	Галій	Германій	Арсен	Селен	Бром	Криpton
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36

83.5	87.6	88.9	91.2	92.9	95.9	(99)	101.1	102.9	106.4	107.9	112.4	114.8	118.7	121.8	127.6	126.9	131.3
Рубідій	Стронцій	Йтрій	Цирконій	Ніобій	Молибден	Технецій	Рутеній	Родій	Паладій	Срібло	Кадмій	Индій	Станум	Свинець	Телур	Йод	Ксенон
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54

132.9	137.3	138.9	178.5	181.0	183.9	186.2	190.2	192.2	195.1	197.0	200.6	204.4	207.2	209.0	(209)	(210)	(222)
Цезій	Барій	Лантан	Гафній	Тантал	Вольфрам	Рений	Осній	Ірідій	Платина	Золото	Ртуть	Талій	Свинець	Бісмут	Полоній	Астат	Радон
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86

140.1	140.9	144.2	146.1	158.9	162.5	164.9	167.5	168.9	173.0	175.0
Церій	Прозероній	Неодим	Прометій	Тербій	Диспрозій	Гольмій	Ербій	Тим	Йттрій	Люцій
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68

232.0	(231)	238.1	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(249)	(252)	(257)	(288)	(289)	(299)	(300)
Торій	Протактиній	Уран	Нептуній	Плутоній	Америцій	Кюріум	Беркелій	Каліфорній	Ейнштейній	Фермій	Менделєєв	Нобелій	Лоренцій	
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	

**