ВИДАВНИЦТВО
РАНОК

Олексій Григорович

Інтернет-підтримка

# ХІМІЯ

# 8 КЛАС

# Періодична система хімічних елементів (короткий варіант)

| Групи / Періоди | А I Б | А II Б | А III Б | А IV Б | А V Б | А VI Б | А VII Б | А VIII Б | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | **H** 1; 1,0079; $1s^1$; 2,20; Гідроген, Водень | | | | | | (H) | **He** 2; 4,0026; $1s^2$; —; Гелій | | | |
| 2 | **Li** 3; 6,941; $2s^1$; 0,98; Літій | **Be** 4; 9,012; $2s^2$; 1,57; Берилій | **B** 5; 10,81; $2s^2 2p^1$; 2,04; Бор | **C** 6; 12,011; $2s^2 2p^2$; 2,55; Карбон, Вуглець | **N** 7; 14,0067; $2s^2 2p^3$; 3,04; Нітроген, Азот | **O** 8; 15,999; $2s^2 2p^4$; 3,44; Оксиген, Кисень | **F** 9; 18,998; $2s^2 2p^5$; 3,98; Флуор, Фтор | **Ne** 10; 20,180; $2s^2 2p^6$; —; Неон | | | |
| 3 | **Na** 11; 22,990; $3s^1$; 0,93; Натрій | **Mg** 12; 24,305; $3s^2$; 1,31; Магній | **Al** 13; 26,982; $3s^2 3p^1$; 1,61; Алюміній | **Si** 14; 28,086; $3s^2 3p^2$; 1,90; Силіцій | **P** 15; 30,974; $3s^2 3p^3$; 2,19; Фосфор | **S** 16; 32,06; $3s^2 3p^4$; 2,58; Сульфур, Сірка | **Cl** 17; 35,453; $3s^2 3p^5$; 3,16; Хлор | **Ar** 18; 39,948; $3s^2 3p^6$; —; Аргон | | | |
| 4 | **K** 19; 39,098; $4s^1$; 0,82; Калій | **Ca** 20; 40,078; $4s^2$; 1,00; Кальцій | **Sc** 21; 44,956; $3d^1 4s^2$; 1,36; Скандій | **Ti** 22; 47,867; $3d^2 4s^2$; 1,54; Титан | **V** 23; 50,942; $3d^3 4s^2$; 1,63; Ванадій | **Cr** 24; 51,996; $3d^5 4s^1$; 1,66; Хром | **Mn** 25; 54,938; $3d^5 4s^2$; 1,55; Манган | | **Fe** 26; 55,845; $3d^6 4s^2$; Ферум, Залізо; 1,83 | **Co** 27; 58,933; $3d^7 4s^2$; 1,88; Кобальт | **Ni** 28; 58,693; $3d^8 4s^2$; Нікол, Нікель; 1,91 |
| | **Cu** 29; 63,546; $3d^{10} 4s^1$; Купрум, Мідь; 1,90 | **Zn** 30; 65,38; $3d^{10} 4s^2$; 1,65; Цинк | **Ga** 31; 69,72; $4s^2 4p^1$; 1,81; Галій | **Ge** 32; 72,63; $4s^2 4p^2$; 2,01; Германій | **As** 33; 74,922; $4s^2 4p^3$; 2,18; Арсен | **Se** 34; 78,96; $4s^2 4p^4$; 2,55; Селен | **Br** 35; 79,904; $4s^2 4p^5$; 2,96; Бром | **Kr** 36; 83,798; $4s^2 4p^6$; 3,00; Криптон | | | |
| 5 | **Rb** 37; 85,468; $5s^1$; 0,82; Рубідій | **Sr** 38; 87,62; $5s^2$; 0,95; Стронцій | **Y** 39; 88,906; $4d^1 5s^2$; Ітрій; 1,22 | **Zr** 40; 91,22; $4d^2 5s^2$; Цирконій; 1,33 | **Nb** 41; 92,906; $4d^4 5s^1$; Ніобій; 1,60 | **Mo** 42; 95,96; $4d^5 5s^1$; Молібден; 2,16 | **Tc** 43; [97,91]; $4d^5 5s^2$; Технецій; 1,90 | | **Ru** 44; 101,07; $4d^7 5s^1$; Рутеній; 2,20 | **Rh** 45; 102,905; $4d^8 5s^1$; Родій; 2,28 | **Pd** 46; 106,4; $4d^{10}$; Паладій; 2,20 |
| | **Ag** 47; 107,868; $4d^{10} 5s^1$; Аргентум, Срібло; 1,93 | **Cd** 48; 112,41; $4d^{10} 5s^2$; Кадмій; 1,69 | **In** 49; 114,82; $5s^2 5p^1$; 1,78; Індій | **Sn** 50; 118,71; $5s^2 5p^2$; Станум, Олово; 1,96 | **Sb** 51; 121,75; $5s^2 5p^3$; Стибій; 2,05 | **Te** 52; 127,60; $5s^2 5p^4$; Телур; 2,10 | **I** 53; 126,904; $5s^2 5p^5$; Йод; 2,66 | **Xe** 54; 131,29; $5s^2 5p^6$; Ксенон; 2,60 | | | |
| 6 | **Cs** 55; 132,905; $6s^1$; 0,79; Цезій | **Ba** 56; 137,34; $6s^2$; 0,89; Барій | *La 57; 138,905; $5d^1 6s^2$; Лантан; 1,10 | **Hf** 72; 178,49; $5d^2 6s^2$; Гафній; 1,30 | **Ta** 73; 180,948; $5d^3 6s^2$; Тантал; 1,50 | **W** 74; 183,84; $5d^4 6s^2$; Вольфрам; 2,36 | **Re** 75; 186,207; $5d^5 6s^2$; Реній; 1,90 | | **Os** 76; 190,23; $5d^6 6s^2$; Осмій; 2,20 | **Ir** 77; 192,22; $5d^7 6s^2$; Іридій; 2,20 | **Pt** 78; 195,08; $5d^9 6s^1$; Платина; 2,28 |
| | **Au** 79; 196,967; $5d^{10} 6s^1$; Аурум, Золото; 2,54 | **Hg** 80; 200,59; $5d^{10} 6s^2$; Меркурій, Ртуть; 2,00 | **Tl** 81; 204,38; $6s^2 6p^1$; 1,62; Талій | **Pb** 82; 207,2; $6s^2 6p^2$; Плюмбум, Свинець; 2,33 | **Bi** 83; 208,980; $6s^2 6p^3$; Бісмут; 2,02 | **Po** 84; [208,98]; $6s^2 6p^4$; Полоній; 2,00 | **At** 85; [209,99]; $6s^2 6p^5$; Астат; 2,20 | **Rn** 86; [222,02]; $6s^2 6p^6$; —; Радон | | | |
| 7 | **Fr** 87; [223,02]; $7s^1$; 0,70; Францій | **Ra** 88; [226,03]; $7s^2$; 0,90; Радій | **Ac** 89; [227,03]; $6d^1 7s^2$; Актиній; 1,10 | **Rf** 104; [267,12]; $6d^2 7s^2$; Резерфордій; — | **Db** 105; [270,13]; $6d^3 7s^2$; Дубній; — | **Sg** 106; [269,13]; $6d^4 7s^2$; Сиборгій; — | **Bh** 107; [270,13]; $6d^5 7s^2$; Борій; — | | **Hs** 108; [269,13]; $6d^6 7s^2$; Гассій; — | **Mt** 109; [278,16]; $6d^7 7s^2$; Майтнерій; — | **Ds** 110; [281,16]; $6d^9 7s^1$; Дармштадтій; — |
| | **Rg** 111; [281,17]; $6d^{10} 7s^1$; Рентгеній; — | **Cn** 112; [285,17]; $6d^{10} 7s^2$; Коперніцій; — | **Nh** 113; [286,18]; $7s^2 7p^1$; —; Ніхоній | **Fl** 114; [289,19]; $7s^2 7p^2$; —; Флеровій | **Mc** 115; [288,19]; $7s^2 7p^3$; —; Московій | **Lv** 116; [293,2]; $7s^2 7p^4$; —; Ліверморій | **Ts** 117; [293,21]; $7s^2 7p^5$; —; Теннессін | **Og** 118; [294,21]; $7s^2 7p^6$; —; Оганессон | | | |
| Вищі оксиди | $R_2O$ | $RO$ | $R_2O_3$ | $RO_2$ | $R_2O_5$ | $RO_3$ | $R_2O_7$ | $RO_4$ | | | |
| Леткі сполуки з Гідрогеном | | | | $RH_4$ | $RH_3$ | $H_2R$ | $HR$ | | | | |

Символ елемента — **F**
Порядковий номер — 9
Відносна атомна маса — 18,998
Електронна формула — $2s^2 2p^5$
Назва елемента — Флуор, Фтор
Назва простої речовини — Фтор
Електронегативність за Полінгом — 3,98

*s*-елементи
*p*-елементи
*d*-елементи
*f*-елементи

## *Лантаноїди

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Ce** 58; 140,12; $4f^1 5d^1 6s^2$; Церій; 1,12 | **Pr** 59; 140,91; $4f^3 6s^2$; Празеодим; 1,13 | **Nd** 60; 144,24; $4f^4 6s^2$; Неодим; 1,14 | **Pm** 61; [144,91]; $4f^5 6s^2$; Прометій; — | **Sm** 62; 150,36; $4f^6 6s^2$; Самарій; 1,17 | **Eu** 63; 151,96; $4f^7 6s^2$; Європій; — | **Gd** 64; 157,25; $4f^7 5d^1 6s^2$; Гадоліній; 1,20 | **Tb** 65; 158,93; $4f^9 6s^2$; Тербій; — | **Dy** 66; 162,50; $4f^{10} 6s^2$; Диспрозій; 1,22 | **Ho** 67; 164,93; $4f^{11} 6s^2$; Гольмій; 1,23 | **Er** 68; 167,26; $4f^{12} 6s^2$; Ербій; 1,24 | **Tm** 69; 168,93; $4f^{13} 6s^2$; Тулій; 1,25 | **Yb** 70; 173,05; $4f^{14} 6s^2$; Ітербій; — | **Lu** 71; 174,97; $4f^{14} 5d^1 6s^2$; Лютецій; 1,27 |

## **Актиноїди

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Th** 90; 232,04; $6d^2 7s^2$; Торій; 1,30 | **Pa** 91; 231,04; $5f^2 6d^1 7s^2$; Протактиній; 1,50 | **U** 92; 238,03; $5f^3 6d^1 7s^2$; Уран; 1,38 | **Np** 93; [237,05]; $5f^4 6d^1 7s^2$; Нептуній; 1,36 | **Pu** 94; [244,06]; $5f^6 7s^2$; Плутоній; 1,28 | **Am** 95; [243,06]; $5f^7 7s^2$; Америцій; 1,30 | **Cm** 96; [247,07]; $5f^7 6d^1 7s^2$; Кюрій; 1,30 | **Bk** 97; [247,07]; $5f^8 6d^1 7s^2$; Берклій; 1,30 | **Cf** 98; [251,08]; $5f^{10} 7s^2$; Каліфорній; 1,30 | **Es** 99; [252,08]; $5f^{11} 7s^2$; Ейнштейній; 1,30 | **Fm** 100; [257,10]; $5f^{12} 7s^2$; Фермій; 1,30 | **Md** 101; [258,10]; $5f^{13} 7s^2$; Менделевій; 1,30 | **No** 102; [259,10]; $5f^{14} 7s^2$; Нобелій; 1,30 | **Lr** 103; [262,11]; $5f^{14} 6d^1 7s^2$; Лоуренсій; — |

Олексій Григорович

# ХІМІЯ

# 8 КЛАС

Підручник для 8 класу
закладів загальної середньої освіти

*2-ге видання, перероблене*

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України

Харків
Видавництво «Ранок»
2021

УДК 54:37.016(075.3)
Г83

*Рекомендовано*
*Міністерством освіти і науки України*
(наказ Міністерства освіти і науки України
від 22.02.2021 № 243)

**Видано за рахунок державних коштів.**
**Продаж заборонено**

**Григорович О. В.**
Г83 Хімія : підруч. для 8 кл. закл. загал. серед. освіти / О. В. Григорович. — 2-ге вид., перероб. — Харків : Вид-во «Ранок», 2021. — 240 с. : іл.

ISBN 978-617-09-6979-8

**УДК 54:37.016(075.3)**

**Інтернет-підтримка**

ISBN 978-617-09-6979-8

© Григорович О. В., 2016
© Григорович О. В., перероблення, 2021
© ТОВ Видавництво «Ранок», 2021

Науковий світогляд, наповнений знаннями природи та математики, є найбільшою силою не лише сьогодення, але й майбутнього.

*В. І. Вернадський,*
*перший президент Української академії наук*

## Знайомство з підручником

Ви продовжуєте вивчати одну з найчудовіших наук — хімію. У 7 класі ви дізналися, що у світі існує безліч хімічних речовин, опанували хімічну мову, навчилися позначати хімічні елементи та речовини, складати рівняння хімічних реакцій.

У 8 класі на вас чекають нові хімічні таємниці. Ви переконаєтесь у тому, що хімічні елементи та їх сполуки підпорядковуються єдиним законам і правилам. Необхідно знати ці закони для глибшого розуміння хімії та розкриття її таємниць. Не соромтеся ставити запитання «чому?» і «як?». Уроки хімії — це уроки допитливих чомучок.

Цей підручник — ваш головний помічник у вивченні хімії. Кожний параграф поділено на частини. Невеликими порціями легше сприймати інформацію. Закінчується параграф висновками й практичним блоком, який складається з контрольних запитань, завдань для засвоєння матеріалу. Деякі запитання позначені зірочкою (*). Це завдання проблемно-пошукового змісту. На них ви не знайдете відповіді в тексті параграфа. Обміркуйте ці запитання у вільний час, зверніться до додаткових джерел інформації або обговоріть на уроці.

У підручнику розміщено додаткову інформацію: захопливі факти з історії хімії, відомості про видатних науковців та цікаві лінгвістичні задачі, які допоможуть вам запам'ятати певні терміни.

У підручнику є розробки лабораторних дослідів, практичних робіт та домашніх експериментів. Виконуючи їх, обов'язково дотримуйтеся правил безпеки.

Наприкінці підручника є додатки з корисною інформацією, алфавітний покажчик та відповіді до розрахункових задач.

Обсяг знань із хімії дуже великий, і в підручнику всього розповісти неможливо. Цікавтеся іншими джерелами хімічних знань: енциклопедіями, журналами, Інтернетом. Щиро сподіваюся, що цей підручник розширить ваш світогляд, підштовхне до пошуку нової інформації та збагачення своїх знань, а можливо, спонукатиме до отримання майбутньої професії — хіміка.

*Бажаю вам успіхів у навчанні!*

*Автор*

## Умовні позначення

— важлива інформація, яку необхідно запам’ятати;

— рубрика «Дізнайтеся більше» (інформація не обов’язкова для запам’ятовування);

— рубрика «Цікавий факт»;

— висновки до параграфа;

— контрольні запитання;

— завдання для закріплення знань;

— інтернет-підтримка.

# ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

## § 1. Найважливіші хімічні поняття

### Хімічні речовини, їх склад та властивості

Хімія — природнича наука, що вивчає речовини та їх перетворення. Речовини можуть складатися з молекул (речовини молекулярної будови) або з інших частинок — атомів, йонів (речовини немолекулярної будови). Для речовин немолекулярної будови замість терміна «молекула» використовують термін «формульна одиниця». Усі молекули та формульні одиниці утворюються з атомів.

♦ Речовини характеризують фізичними та хімічними властивостями.

**Фізичними властивостями** речовин є колір, запах, смак, температура плавлення та кипіння, густина, здатність проводити електричний струм і теплоту, розчинність у воді, пластичність тощо.

**Хімічні властивості** — це здатність речовин вступати в певні хімічні реакції.

♦ У хімічних реакціях одні речовини перетворюються на інші, тобто змінюється хімічний склад речовин,— це ознака **хімічних явищ**.

Явища, що відбуваються без зміни хімічного складу речовин (зміна форми, агрегатного стану тощо), називають **фізичними**.

Хімічні явища можна відрізнити від фізичних за певними ознаками: під час хімічних явищ може відбуватися зміна забарвлення, запаху або смаку речовин, утворення або зникнення осаду, виділення або поглинання газу та теплоти.

♦ Склад хімічних речовин записують **хімічними формулами**, наприклад: $H_2SO_3$, $P_2O_5$, $Ba(OH)_2$. У цих записах цифри, які наведено поряд із символами хімічних елементів,— *індекси*, показують кількість атомів певного елемента в молекулі (або формульній одиниці) речовини.

## Класифікація речовин

У 7 класі ви ознайомилися з кількома принципами класифікації речовин: за чистотою (чисті речовини та суміші), за складом (прості та складні) тощо. Отже, відомі вам групи речовин можна класифікувати за схемою 1.

♦ Речовини можуть складатися з атомів як однакових, так і різних елементів.

• **Прості речовини** утворені одним хімічним елементом.

• **Складні речовині** утворені з атомів декількох хімічних елементів. Складні речовини також називають *хімічними сполуками*.

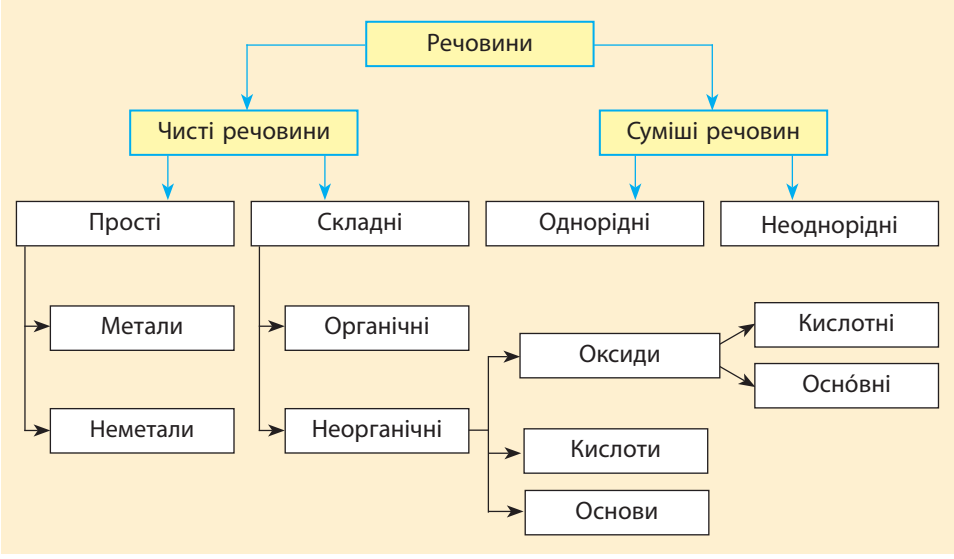
♦ Прості речовини поділяють на метали та неметали.

• **Метали** відрізняються від неметалів характерним металічним блиском і ковкістю, вони добре проводять електричний струм і теплоту. За звичайних умов усі метали (за винятком ртуті) перебувають у твердому агрегатному стані.

• **Неметали**, на відміну від металів, не мають металічного блиску (за винятком йоду та графіту). Вони крихкі й руйнуються від удару, погано проводять електричний струм і теплоту. Неметали можуть бути твердими, рідкими й газоподібними.

Метали утворені металічними хімічними елементами, а неметали — неметалічними.

**Схема 1. Класифікація речовин**



♦ Серед складних речовин вам уже відомі **оксиди** — бінарні сполуки хімічних елементів з Оксигеном. Щоб розрізняти оксиди, їм дають назви. Назви оксидів складаються з двох слів: назви хімічного елемента та слова «оксид», наприклад: $Na_2O$ — натрій оксид, $Al_2O_3$ — алюміній оксид. Якщо елемент виявляє змінну валентність, то в назві оксиду її вказують у дужках, наприклад: $Cu_2O$ — купрум(I) оксид, CuO — купрум(II) оксид.

Залежно від того, відповідає оксиду кислота чи основа, оксиди розділяють на *кислотні* та *осно́вні*.

Неметалічні елементи утворюють переважно кислотні оксиди, а металічні — осно́вні. Металічні елементи можуть утворювати також кислотні оксиди, якщо виявляють у цих оксидах високу валентність (IV та більше).

♦ Багато оксидів реагує з водою. Під час реакції кислотних оксидів із водою утворюються кислоти, а під час взаємодії осно́вних — основи.

• **Кислоти** складаються з атомів Гідрогену та кислотного залишку, наприклад: $H_2SO_4$, $H_2CO_3$.

• **Основи** складаються з атомів металічного елемента та гідроксильної групи OH, наприклад: KOH, $Mg(OH)_2$.

Оскільки у складі основ наявна група OH (гідроксильна група), то основи також називають *гідроксидами*.

Розчинні у воді основи називають *лугами*.

## Хімічні формули та валентність

♦ **Валентність** — це кількість хімічних зв'язків, які атом певного елемента може утворити з іншими атомами. Знаючи валентність хімічних елементів, можна складати формули речовин.

Деякі елементи виявляють *сталу валентність*: в усіх сполуках їм властиве лише одне певне значення валентності. Інші елементи можуть виявляти *різні валентності* в різних сполуках (табл. 1).

**Таблиця 1. Валентність деяких хімічних елементів**

| Елементи зі сталою валентністю | Елементи зі змінною валентністю |
|---|---|
| Одновалентні:<br>H, K, Na, F, Li | Fe, Co — II, III<br>Pb, Sn, C — II, IV<br>Cu — I, II<br>S — II, IV, VI<br>As, P — III, V<br>Cl, Br, I — I, III, V, VII |
| Двовалентні:<br>O, Ba, Ca, Mg, Zn, Be | |
| Тривалентні:<br>Al, B | |

♦ Для складання формул бінарних сполук за валентністю елементів користуються алгоритмом.

| | | |
|---|---|---|
| 1. Записуємо символи елементів у необхідному порядку та позначаємо їх валентність | $\overset{III}{Al}\ \overset{II}{O}$ | $\overset{IV}{C}\ \overset{II}{S}$ |
| 2. Обчислимо найменше спільне кратне (НСК) для значень валентностей елементів | НСК (3 і 2) = 6 | НСК (4 і 2) = 4 |
| 3. Кількість атомів певного елемента дорівнює відношенню НСК до валентності цього елемента | 6 : 3 = 2 (Al)<br>6 : 2 = 3 (O) | 4 : 4 = 1 (C)<br>4 : 2 = 2 (S) |
| 4. Записуємо отримані індекси після символів елементів | $\overset{III}{Al_2}\ \overset{II}{O_3}$ | $\overset{IV}{C}\ \overset{II}{S_2}$ |

## Закон збереження маси

♦ Усі хімічні перетворення описують за допомогою **рівнянь реакцій.** У лівій частині рівняння записують хімічні формули *реагентів* — речовин, що взаємодіють одна з одною, а в правій частині — формули *продуктів* їх взаємодії.

♦ Рівняння хімічної реакції є відображенням **закону збереження маси речовин у хімічних реакціях:** маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися в результаті реакції.

Щоб рівняння реакції відображало цей закон, кількість атомів кожного хімічного елемента у правій і лівій частинах рівняння має бути однаковою. Для цього необхідно *дібрати коефіцієнти* — цифри перед хімічними формулами, які вказують кількість молекул (атомів або формульних одиниць).

Добираючи коефіцієнти в рівнянні реакції, слід пам'ятати такі правила:

• коефіцієнт показує кількість молекул, окремих атомів або формульних одиниць у рівнянні реакції;

• коефіцієнт ставлять лише перед хімічною формулою речовини;

• коефіцієнт стосується всіх атомів, із яких складається молекула або формульна одиниця, перед якою він стоїть;

• коефіцієнт 1, як і індекс 1, не записують.

## Контрольні запитання

1. Поясніть класифікацію відомих вам груп речовин.
2. Що означає індекс у хімічній формулі?
3. У чому полягає різниця між поняттями: а) «хімічний елемент» і «проста речовина»; б) «проста речовина» і «складна речовина»; в) «складна речовина» і «суміш речовин»?
4. Наведіть приклади елементів, що виявляють: а) сталу валентність; б) змінну валентність.
5. Які оксиди називають кислотними, а які — осно́вними? Наведіть приклади.
6. Які речовини утворюються під час взаємодії з водою кислотних оксидів, а які — під час взаємодії осно́вних? Сформулюйте їх визначення та наведіть приклади.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формулу силікатної кислоти, якщо її молекула складається з двох атомів Гідрогену, одного атома Силіцію та трьох атомів Оксигену.
2. Із наведеного переліку випишіть назви неметалічних елементів: Гідроген, Аурум, Йод, Плюмбум, Аргентум, Сульфур, Меркурій.
3. Складіть формули сполук, утворених елементами: а) H і Al; б) C(IV) і S(II); в) Pb(IV) і O; г) Zn і Br(I); д) C(IV) і F; е) Fe(II) і O; є) Cl(IV) і O; ж) Cu(I) і O; з) Au(III) і Cl(I). У дужках указана валентність, яку виявляє елемент у цій сполуці.
4. Складіть формули оксидів: магній оксид, ферум(II) оксид, фосфор(V) оксид, плюмбум(IV) оксид, купрум(I) оксид, хром(III) оксид, манган(VII) оксид.
5. Визначте валентності елементів у наведених оксидах, складіть їхні назви: $K_2O$, $CaO$, $P_2O_3$, $NO_2$, $I_2O_5$, $SO_3$, $Cl_2O_7$.
6. Із наведеного переліку випишіть в окремі стовпчики формули: а) кислотних оксидів; б) осно́вних оксидів; в) кислот; г) основ.
   $Mg(OH)_2$, $Na_2O$, $H_2SiO_3$, $N_2O_5$, $NaOH$, $CO_2$, $SO_3$, $H_3PO_4$, $CrO$, $Fe(OH)_2$, $Cu_2O$, $H_2CO_3$, $SiO_2$, $HNO_3$, $Cl_2O_7$.
7. Доберіть коефіцієнти:

   а) $S + O_2 \rightarrow SO_2$
   $Fe + S \rightarrow FeS$
   $P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$

   б) $BaO_2 \rightarrow BaO + O_2\uparrow$
   $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2\uparrow$
   $N_2O_5 \rightarrow NO_2\uparrow + O_2\uparrow$
8. Унаслідок взаємодії метану $CH_4$ масою 8 г із киснем масою 32 г утворився вуглекислий газ масою 22 г. Складіть рівняння цієї реакції. Обчисліть, яка маса води утворилася в результаті цієї реакції.

## § 2. Кисень та вода. Реакції розкладу, сполучення

### Фізичні властивості кисню

Повітря — це складна суміш близько 15 різних газів. Уміст азоту в повітрі становить 78 % від об'єму повітря, а кисню — 21 %. Крім того, у повітрі міститься невелика кількість аргону (0,9 %), вуглекислого газу (0,03 %), озону, водяної пари й інших газів.

Для живих істот найважливішим компонентом повітря є кисень, оскільки він підтримує дихання та горіння.

За звичайних умов кисень — газ без кольору, смаку та запаху. Рідкий кисень має ясно-блакитне забарвлення.

Кисень малорозчинний у воді. Густина газоподібного кисню трохи більша за густину повітря.

### Добування кисню

Для добування кисню в лабораторії використовують гідроген пероксид $H_2O_2$. Гідроген пероксид за звичайних умов розкладається, але дуже повільно, навіть якщо його підігріти на пальнику. Але якщо в розчин гідроген пероксиду внести дрібку манган(IV) оксиду, то реакція відбувається дуже швидко:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$

У цій реакції манган(IV) оксид є *каталізатором* — речовиною, що змінює швидкість хімічної реакції, але в ній не витрачається.

Кисень із води можна отримати також реакцією розкладу води за сильного нагрівання або дією електричного струму:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{ел. струм}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

♦ Реакції добування кисню є прикладами *реакцій розкладу*.

**Реакції розкладу** — це реакції, у яких з однієї складної речовини утворюється дві або більше інших речовин.

У загальному вигляді рівняння реакції розкладу можна записати в такий спосіб:

$$\mathbf{A} = \mathbf{B} + \mathbf{C}$$

### Хімічні властивості кисню

Кисень — хімічно дуже активна речовина. Він взаємодіє майже з усіма простими речовинами та з багатьма складними. Реакції вза-

ємодії речовин із киснем часто відбуваються бурхливо, із виділенням великої кількості теплоти та світла, тобто відбувається *горіння*.

Під час взаємодії *простих речовин* із киснем утворюються оксиди:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O \qquad 4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$$
$$C + O_2 = CO_2 \qquad 2Mg + O_2 = 2MgO$$
$$S + O_2 = SO_2 \qquad 2Cu + O_2 = 2CuO$$

♦ В усіх цих рівняннях у лівій частині записані формули двох речовин, а у правій частині — однієї речовини. Такі реакції називають *реакціями сполучення*.

**Реакції сполучення** — це реакції, у яких із двох простих або складних речовин утворюється одна складна речовина.

У загальному вигляді рівняння реакції сполучення можна записати в такий спосіб:

$$\mathbf{A} + \mathbf{B} = \mathbf{C}$$

Деякі *складні речовини* також здатні горіти. У таких реакціях здебільшого утворюється декілька оксидів — оксидів тих елементів, що містилися у складній речовині:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$
$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

## Фізичні властивості води

Формула води (гідроген оксиду) — $H_2O$. За кімнатної температури вода перебуває в рідкому стані — це безбарвна рідина, у товстому шарі — блідо-блакитна.

За нормального атмосферного тиску й температури 0 °C вода перетворюється на лід, а за 100 °C — кипить. Густина води становить 1 г/см$^3$ (за 4 °C).

Чиста вода майже не проводить електричний струм і погано проводить теплоту. Вона має високу теплоємність, тобто повільно нагрівається й повільно вихолоняє.

Замерзаючи, вода розширюється, оскільки густина льоду менша за густину рідкої води.

## Взаємодія води з кислотними та оснóвними оксидами

Усі кислотні оксиди (за винятком силіцій(IV) оксиду $SiO_2$) вступають у реакції сполучення з водою з утворенням кислот:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3 \text{ (карбонатна кислота)}$$

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4 \text{ (ортофосфатна кислота)}$$

У разі взаємодії осно́вних оксидів із водою мають утворюватися основи, але більшість осно́вних оксидів із водою не взаємодіють.

**Зверніть увагу!** Осно́вні оксиди взаємодіють із водою лише в тому разі, якщо продуктом реакції є розчинна основа (луг), зокрема:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

### Контрольні запитання

1. Схарактеризуйте фізичні властивості кисню та води.
2. Чому лід завжди плаває на поверхні рідкої води?
3. Які реакції називають реакціями сполучення, а які — розкладу?
4. Наведіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості кисню.
5. Наведіть рівняння реакцій взаємодії води з кислотними та осно́вними оксидами.

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Які з наведених оксидів взаємодіють із водою? Складіть відповідні рівняння реакцій.
   $Na_2O$, $CO_2$, $SO_3$, $Cr_2O_3$, $SiO_2$.
2. У результаті згоряння сірковуглецю $CS_2$ витратився кисень масою 24 г й утворилися карбон(IV) оксид масою 11 г та сульфур(IV) оксид масою 32 г. Складіть рівняння цієї реакції та обчисліть масу сірковуглецю, що згорів.
3. Доповніть схеми реакцій та назвіть продукти реакцій:
   а) $K_2O + H_2O \rightarrow \ldots$; б) $SO_2 + H_2O \rightarrow \ldots$; в) $\ldots + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$.

## § 3. Обчислення за формулами хімічних речовин

### Відносна атомна та молекулярна маса

♦ Для характеристики маси атомів використовують **атомну одиницю маси** (а. о. м.), що дорівнює 1/12 маси атома Карбону.

Маси всіх атомів порівнюють із цією одиницею й визначають, у скільки разів маса певного атома більша за 1 а. о. м.

Масу атома, визначену в такий спосіб, називають **відносною атомною масою** і позначають $A_r$.

Відносні атомні маси хімічних елементів наведені в Періодичній системі.

Зазвичай точні значення відносних атомних мас округляють до цілих чисел. Лише значення відносної атомної маси Хлору округляють із точністю до десятих: $A_r(\text{Cl}) = 35{,}5$.

♦ **Відносна молекулярна маса** $M_r$ показує, у скільки разів маса певної молекули більша за 1/12 маси атома Карбону (1 а. о. м.).

Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних атомних мас усіх хімічних елементів, що містяться у складі молекули, з урахуванням кількості атомів кожного елемента.

Наприклад, відносна молекулярна маса вуглекислого газу $CO_2$:

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

♦ Для речовин немолекулярної будови замість терміна «молекулярна маса» використовують термін «формульна маса».

## Масова частка елемента у складній речовині

Щоб описати кількісний склад речовин, використовують масову частку елемента у сполуці, яку можна обчислити за хімічною формулою речовини.

**Масова частка елемента** показує, яка частина маси речовини припадає на атоми певного елемента. Її обчислюють як відношення відносної атомної маси елемента з урахуванням кількості його атомів у молекулі до відносної молекулярної (або формульної) маси речовини:

$$w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r},$$

де $w$(E) — масова частка хімічного елемента E, виражена в частках одиниці;
$n$ — кількість атомів елемента E, позначене індексом у формулі сполуки;
$A_r$ — відносна атомна маса елемента E;
$M_r$ — відносна молекулярна (або формульна) маса речовини.

Фізичний зміст масової частки полягає в тому, що вона показує масу атомів певного елемента в 100 г речовини. Масову частку можна виражати в частках одиниці або у відсотках. Щоб перевести частки одиниці у відсотки, слід одержане за формулою значення помножити на 100 %.

**Зверніть увагу!** Сума масових часток усіх елементів, що містяться у складі сполуки, має дорівнювати одиниці або 100 %.

**Приклад.** Обчисліть масові частки хімічних елементів у воді.
*Розв'язання:*
Обчислимо відносну молекулярну масу води:

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Обчислимо масову частку Гідрогену:

$$w(H) = \frac{2 \cdot A_r(H)}{M_r(H_2O)} = \frac{2}{18} = 0{,}111, \text{ або } 11{,}1\,\%$$

Сума масових часток усіх елементів у речовині дорівнює 1. Отже, масову частку Оксигену можна обчислити, віднімаючи від одиниці масову частку Гідрогену:

$$w(O) = 1 - w(H) = 1 - 0{,}111 = 0{,}889, \text{ або } 88{,}9\,\%$$

*Відповідь:* $w(H) = 11{,}1\,\%$, $w(O) = 88{,}9\,\%$.

## Контрольні запитання

1. Дайте визначення понять «відносна атомна маса» й «відносна молекулярна маса». Що в цьому випадку означає слово «відносна»?
2. Для яких речовин використовують термін «молекулярна маса», а для яких — «формульна маса»?
3. Як обчислюють відносну молекулярну масу?
4. Дайте визначення масової частки елемента в речовині. Наведіть формулу для її обчислення.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Обчисліть відносні молекулярні (формульні) маси таких речовин: хлор $Cl_2$, сульфатна кислота $H_2SO_4$, сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$, гідроген пероксид (перекис водню) $H_2O_2$, кальцій сульфат (гіпс) $CaSO_4$, крейда $CaCO_3$, малахіт $(CuOH)_2CO_3$.
2. Обчисліть масові частки всіх елементів у сполуках: а) $NO_2$; б) $PbCl_2$; в) $Na_2CO_3$; г) $H_2SO_4$; д) $Ba_3(PO_4)_2$.

# ТЕМА 1. БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- за яким принципом класифікують хімічні елементи;
- які існують групи хімічних елементів;
- що Періодична система — не звичайний перелік елементів;
- яку інформацію можна дізнатися за місцем хімічного елемента в Періодичній системі;
- чи справді Періодична система наснилася Менделєєву;
- що атом має складну будову;
- що порядковий номер хімічного елемента має великий фізичний зміст;
- що електрон є водночас і частинкою, і хвилею;
- що саме будова електронної оболонки атомів зумовлює періодичність змін характеру хімічних елементів та властивостей їх сполук.

## § 4. Перші спроби класифікації хімічних елементів

### Родини хімічних елементів

Відкриваючи нові хімічні елементи, науковці почали їх класифікувати за певними ознаками. Однією з перших спроб було виокремлення природних родин елементів.

**Природна родина хімічних елементів** — це група хімічних елементів, що мають подібні хімічні властивості.

Наприклад, Калій за багатьма ознаками схожий на Натрій. У сполуках вони одновалентні, а основи, які вони утворюють, є лугами. Саме тому їх називають лужними елементами. Також існують інші елементи, які за властивостями подібні до Калію й Натрію. Їх виділяють в окрему родину — *родину лужних елементів*.

Із відкриттям нових хімічних елементів та дослідженням їх властивостей кількість природних родин елементів збільшувалася.

Деякі родини отримали власні назви й у сучасній хімічній літературі частіше згадуються саме за ними (табл. 2).

**Таблиця 2. Родини хімічних елементів (за коротким варіантом Періодичної системи)**

| Період | Група | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | I | II | V | VI | VII | VIII |
| | Лужні елементи[1] | Лужно-земельні елементи[2] | Пніктогени[3] | Халькогени[4] | Галогени[5] | Інертні елементи[6] |
| 1 | | | | | | He |
| 2 | Li | | N | O | F | Ne |
| 3 | Na | | P | S | Cl | Ar |
| 4 | K | Ca | As | Se | Br | Kr |
| 5 | Rb | Sr | Sb | Te | I | Xe |
| 6 | Cs | Ba | Bi | Po | At | Rn |
| 7 | Fr | Ra | Mc | Lv | Ts | Og |

[1] — Утворюють луги. [2] — Утворюють землі (так раніше називали оксиди), що у воді перетворюються на луги. [3] — Утворюють задушливі речовини. [4] — Більшість елементів трапляються в природі у сполуках із Купрумом. [5] — Утворюють солі. [6] — Є інертними, тобто нездатними вступати в реакції.

Усі елементи, що належать до однієї родини, утворюють сполуки, що виявляють схожі хімічні й фізичні властивості.

Виявлення природних родин хімічних елементів започаткувало основи класифікації хімічних елементів і сприяло відкриттю одного з фундаментальних законів природи — Періодичного закону Д. І. Менделєєва.

## Перші спроби класифікації хімічних елементів

**Тріади Деберейнера**

Йоган Деберейнер — перший науковець, якому вдалося з'ясувати певні закономірності в характері хімічних елементів і їх сполук. Ґрунтуючись на спільних ознаках хімічних елементів, він запропонував об'єднати деякі елементи в групи, що містили по три елементи (*тріади*). Першою тріадою, запропонованою Деберейнером 1817 року, були лужноземельні металічні елементи Кальцій,

Німецький науковець. Народився в невеликому містечку в Баварії в бідній родині. З дитинства цікавився хімією й початкові хімічні знання здобув самостійно, а в 14 років став помічником аптекаря. Незважаючи на відсутність хімічної освіти, був радником із хімії поета Вольфґанґа Ґете, який на той час очолював уряд Веймарського герцогства. Деберейнер тричі робив спроби займатися комерцією, але банкрутував. Працюючи в університеті, він намагався систематизувати хімічні елементи, групуючи їх у тріади. Відкрив каталітичну дію платини, чим заснував новий розділ хімії, який сьогодні називають гетерогенним каталізом.

Йоган Вольфґанґ Деберейнер (1780–1849)

| Ca | Sr | Ba |
|---|---|---|
| 40 | 88 | 137 |

$(40 + 137) : 2 \approx 88$

| Li | Na | K |
|---|---|---|
| 7 | 23 | 39 |

$(7 + 39) : 2 = 23$

| S | Se | Te |
|---|---|---|
| 32 | 79 | 128 |

$(32 + 128) : 2 = 80$

Мал. 4.1. Приклади тріад — груп хімічних елементів, запропонованих Деберейнером. Під символами хімічних елементів наведені їх відносні атомні маси (округлені)

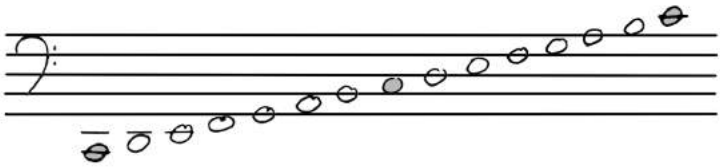
Стронцій і Барій. Через 12 років він установив іще дві тріади: лужних елементів (Літій, Натрій і Калій) і халькогенів (Сульфур, Селен і Телур). Учений помітив, що в межах цих тріад відносна атомна маса середнього елемента приблизно дорівнює середньому арифметичному мас двох інших (мал. 4.1). Закон тріад Деберейнера був підґрунтям для подальшої систематизації хімічних елементів.

**Октави Ньюлендса**

1864 року Джон Ньюлендс уперше розташував усі відомі на той час хімічні елементи в ряд за збільшенням їх відносних атомних мас. Він відзначив, що в цьому ланцюзі періодично з'являються хімічно подібні елементи. Пронумерувавши всі елементи й зіставивши номери з характером елементів, Ньюлендс дійшов висновку, що кожний восьмий елемент є подібним за властивостями першого елемента, так само, як у музиці восьма нота в октаві є подібною до першої (мал. 4.2, с. 18). Своє відкриття він назвав «закон октав»: номери подібних елементів відрізняються на сім або на число, кратне семи.

Англійський хімік. Народився в Лондоні в родині священника. Від 1864 року займався систематизацією хімічних елементів. Після відкриття «закону октав» 1866 року він доповів про це Лондонському королівському товариству, але його відкриття не підтримали. Із глузуванням йому запропонували розташувати елементи за алфавітом — може, так він помітить ще одну закономірність. Після відкриття Менделєєва Ньюлендс почав боротьбу за визнання пріоритету відкриття Періодичного закону за собою, але так і не домігся свого. На відміну від Ньюлендса, Менделєєв не лише відкрив цей закон, але й зробив певні передбачення на його основі. А втім, заслуги Ньюлендса були відзначені найвищою на той час нагородою — золотою медаллю Деві.

Джон Олександр Рейна Ньюлендс (1837–1898)




Мал. 4.2. Приклади октав у музиці та октав хімічних елементів, запропонованих Джоном Ньюлендсом

Отже, Ньюлендсом було вперше висунуто припущення про періодичність змін характеру хімічних елементів. Однак Ньюлендс не зміг виявити фізичний зміст свого відкриття.

**Таблиця Лотара Меєра**

Трохи пізніше від Ньюлендса, 1864 року, свою першу таблицю хімічних елементів опублікував німецький хімік Лотар Меєр. Таблиця складалася із 43 елементів з-поміж 63 відомих на той час (мал. 4.3). Меєр розташував елементи за збільшенням відношення молярної маси простої речовини до її молярного об'єму. Аналізуючи отримані дані, він спостерігав періодичну зміну характеру елементів. Але робота Меєра не була систематичною й не мала характеру закону. Меєр навіть не запідозрив, що для деяких елементів були неправильно визначені атомні маси, а це, своєю чергою, вносило

Німецький хімік. Народився в родині лікаря. Мав слабке здоров'я, тому середню освіту здобув лише у 20 років. Закінчив медичний факультет у Цюріху. Після цього вивчав газообмін у крові в лабораторії Бунзена. Працював переважно в галузі фізичної хімії. Уперше почав використовувати оксигеновий еталон для визначення відносних атомних мас. У своїй таблиці 1870 року Меєр правильно розташував елементи (залишив і порожні місця), але, на відміну від Менделєєва, не застосував свої результати ані для перерахунку атомних мас, ані для передбачення властивостей іще не відкритих елементів. Однак 1882 року за це відкриття був нагороджений золотою медаллю Деві разом із Менделєєвим.

Юліус Лотар Меєр (1830–1895)

| | 4-wertig | 3-wertig | 2-wertig | 1-wertig | 1-wertig | 2-wertig |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | – | – | – | – | Li = 7.03 | (Be = 9.3?) |
| Differenz = | – | – | – | – | 16.02 | (14.7) |
| | C = 12.0 | N = 14.04 | O = 16.00 | F = 19.00 | Na = 23.05 | Mg = 24.0 |
| Differenz = | 16.5 | 16.95 | 16.07 | 16.45 | 16.08 | 16.0 |
| | Si = 28.5 | P = 31.0 | S = 32.07 | Cl = 35.46 | K = 39.13 | Ca = 40.0 |
| Differenz = | 89.1:2 = 44.55 | 44.0 | 46.7 | 44.51 | 46.3 | 47.6 |
| | – | As = 75.0 | Se = 78.8 | Br = 79.97 | Rb = 85.4 | Sr = 87.6 |
| Differenz = | 44.55 | 45.6 | 49.5 | 46.8 | 47.6 | 49.5 |
| | Sn = 117.6 | Sb = 120.6 | Te = 128.3 | J = 126.8 | Cs = 133 | Ba = 137.1 |
| Differenz = | 89.4 = 2·44.7 | 87.4 = 2·43.7 | – | – | (71 = 2·35.5) | – |
| | Pb = 207.0 | Bi = 208.0 | – | – | (Tl = 204?) | – |

Мал. 4.3. Фрагмент таблиці Лотара Меєра

певні похибки в його відкриття й не давало загального розуміння класифікації хімічних елементів.

У більшості європейських країн, як і в Україні, Періодичну систему хімічних елементів називають ім'ям Дмитра Івановича Менделєєва. У деяких країнах її називають просто Періодичною системою без будь-якого імені, хоча визнають пріоритет її відкриття за Менделєєвим. А в США Періодичну систему називають ім'ям Лотара Меєра.

### *Лінгвістична задача*

У перекладі з грецької *галос* означає «сіль», *халько* — «мідь», *пнікто* — «задушливий», *генеа* — «народження». Яке значення, на вашу думку, мають назви родин «галогени», «халькогени» і «пніктогени»? Чому ці родини було названо саме так?

## Висновки

1. Від моменту відкриття певної кількості хімічних елементів хіміки намагалися їх класифікувати. Однією з перших удалих спроб було відкриття Деберейнером тріад — елементів із подібними властивостями, завдяки чому сьогодні виділяють багато природних родин хімічних елементів (лужні, інертні тощо).
2. До відкриття Періодичного закону були зроблені ще дві вдалі спроби класифікації хімічних елементів: октави Ньюлендса та таблиця Меєра. Але ці відкриття не набули статусу закону, оскільки їхні автори не змогли використати свої здобутки для формулювання загальних закономірностей і передбачення існування нових хімічних елементів.

## Контрольні запитання

1. Назвіть відомі вам родини хімічних елементів і стисло схарактеризуйте одну з них.
2. Визначте внесок Деберейнера, Ньюлендса та Меєра в класифікацію хімічних елементів. Чим цінні їхні відкриття? Чому вони не заслуговують на звання «закон»?
3. Укажіть, як називають елементи першої групи Періодичної системи: а) лужні; б) лужноземельні; в) рідкісноземельні.
4. Укажіть, як називають елементи сьомої групи Періодичної системи: а) халькогени; б) галогени; в) інертні.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Із наведеного переліку хімічних елементів випишіть окремо: а) лужні елементи; б) лужноземельні елементи; в) галогени; г) інертні елементи. Br, Na, Al, Ca, S, Xe, K, Cl, I, Li, Ba, Ne, Be, Rb, Sr, F, Fe, He, H.
2. Використовуючи Періодичну систему на форзаці, складіть формули сполук із Гідрогеном: а) галогенів; б) халькогенів; в) пніктогенів. У цих сполуках усі елементи виявляють нижчу валентність.
3. Складіть у загальному вигляді формули оксидів і гідроксидів металічних елементів: а) лужних; б) лужноземельних. Використовуючи ці формули, складіть у загальному вигляді рівняння реакцій оксидів лужних і лужноземельних елементів із водою.
4. Знайдіть у Періодичній системі принаймні три приклади хімічних елементів, що доводять установлені Деберейнером закономірності у відносних атомних масах елементів.
5. Як ви вважаєте, як назвав би свій закон Джон Ньюлендс, якби на той час були відомі інертні елементи?

## § 5. Лужні елементи, галогени та інертні елементи

Пригадайте:
- як взаємодіють різні оксиди з водою (за § 2);
- чому лужні елементи отримали таку назву (за § 4).

### Лужні елементи

**Лужні елементи** — це найактивніші металічні елементи, вони розміщені в I групі Періодичної системи.

**Лужні елементи:**
- найактивніші металічні елементи;
- виявляють сталу валентність I;
- здатні утворювати луги

**Загальні формули сполук:**
- оксидів — $R_2O$;
- гідроксидів (лугів) — ROH

**Лужні метали:**
- легкі, м'які;
- надзвичайно хімічно активні

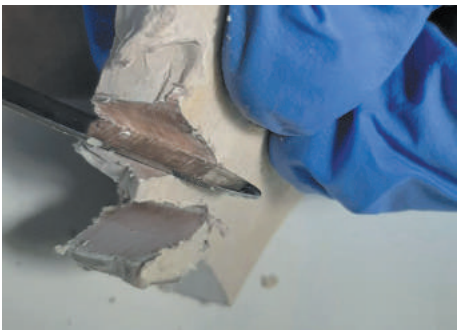
**Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs, Францій Fr**

Прості речовини метали, утворені цими елементами, також називають лужними. Вони значно легші за інші метали (залізо, мідь, алюміній), дуже м'які, їх можна різати ножем (мал. 5.1*а*).

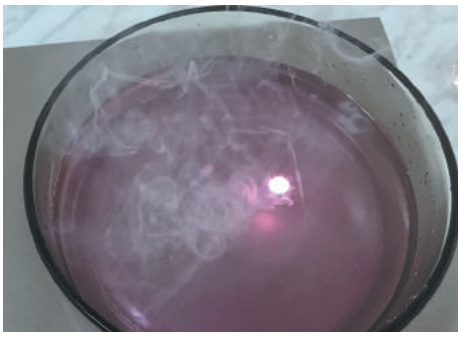
Лужні метали мають найяскравіше виявлені металічні властивості: вони вступають у реакції з киснем, водою й кислотами. Їх взаємодія з водою відбувається дуже активно, іноді з вибухом (мал. 5.1*б*).

Гідроксиди лужних елементів — розчинні основи (луги) із загальною формулою ROH, де R — будь-який із лужних елементів, наприклад:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$



*а*



*б*

Мал. 5.1. Натрій можна різати ножем (*а*); взаємодія калію з водою (*б*)

Гідроксиди Рубідію й Цезію такі активні, що їх концентровані розчини легко руйнують скло навіть за кімнатної температури, а розплави — залізо й навіть платину.

Лужні елементи утворюють оксиди із загальною формулою $R_2O$:

$$4Li + O_2 = 2Li_2O$$

Лужні метали настільки активні, що трапляються в природі виключно у вигляді сполук. Добувають їх зазвичай дією електричного струму на їхні сполуки. Натрій і калій уперше були добуті Майклом Фарадеєм саме в такий спосіб.

## Галогени

**Галогени** — це найактивніші неметалічні елементи, вони розміщені в VII групі Періодичної системи.

**Елементи-галогени:**
- найактивніші неметалічні елементи;
- виявляють змінну валентність, але всі можуть виявляти валентність I

**Загальні формули сполук:**
- оксидів — $R_2O_7$ (крім Флуору);
- летких сполук із Гідрогеном — HR;

**Прості речовини галогени:**
- утворені двоатомними молекулами $R_2$;
- надзвичайно хімічно активні

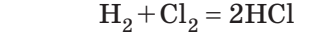
**Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I, Астат At, Теннессін Ts**

Для елементів-галогенів також характерні спільні властивості, зокрема, у сполуках усі вони здатні виявляти валентність I.

Прості речовини, утворені цими елементами, також називають галогенами (мал. 5.2). Галогени є речовинами молекулярної будови, молекули яких складаються з двох атомів: $F_2$, $Cl_2$, $Br_2$, $I_2$.

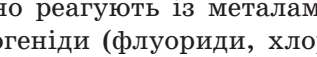
Мал. 5.2. Галогени за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах:
*а* — хлор — жовто-зелений газ;
*б* — бром — летка рідина червоно-бурого кольору; *в* — йод — летка кристалічна речовина чорно-фіолетового кольору з металічним блиском

Галогени — найактивніші неметали. Вони реагують із багатьма речовинами. А в атмосфері фтору навіть вода здатна горіти:

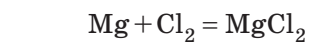


$$2F_2 + H_2O = 2HF + OF_2$$

Із воднем галогени також взаємодіють дуже активно, іноді з вибухом. Результатом реакції є леткі сполуки з Гідрогеном загального складу HR, водні розчини яких є кислотами:



$$H_2 + F_2 = 2HF$$



$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Галогени активно реагують із металами. Продуктами таких реакцій є солі — галогеніди (флуориди, хлориди, броміди, йодиди):

$$Mg + Cl_2 = MgCl_2$$

$$2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$$

Саме завдяки властивості утворювати солі ці елементи й назвали галогенами (від грец. *галос* — сіль).

## Інертні елементи

Ще одну родину утворюють елементи VIII групи Періодичної системи. Їх називають **інертними елементами**.

**Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe, Радон Rn, Оганессон Og**

**Інертні елементи:**
- хімічно неактивні;
- у простих речовинах існують у вигляді окремих атомів

Прості речовини цих елементів називають *інертними* (*благородними*) *газами*, вони складаються з одноатомних молекул. Усі вони за звичайних умов є газами, які в незначних кількостях містяться в повітрі.

Донедавна вважали, що інертні гази взагалі не утворюють хімічних сполук (про що свідчить їхня назва). Однак за останні декілька десятиліть науковцям удалося добути багато сполук Криптону, Ксенону й Радону з Оксигеном та Флуором.

Найлегший з інертних елементів — Гелій — був першим хімічним елементом, виявленим поза Землею. Аналізуючи випромінювання Сонця за допомогою спектрального аналізу, П'єр Жансан 1868 року виявив світіння, не характерне для жодного з відомих на той час елементів. Саме тому цей елемент був названий Гелієм (від грец. *геліос* — сонце). Певна річ, складно відкрити елементи, які не утворюють сполук, але після відкриття Гелію науковці почали ретельніше вивчати гази й незабаром відкрили всі інертні елементи.

## Висновки

1. Найхарактерніші родини хімічних елементів — це лужні елементи, галогени та інертні елементи. Кожна родина характеризується спільними властивостями як елементів, так і утворених ними сполук.
2. Лужні елементи — активні металічні елементи, у сполуках виявляють валентність I. Прості речовини, утворені ними,— лужні метали — активно взаємодіють із водою, галогенами та іншими речовинами.
3. Галогени — активні неметалічні елементи. Усі галогени здатні виявляти валентність I. Прості речовини галогенів утворені двоатомними молекулами, вони виявляють високу хімічну активність, взаємодіють із багатьма речовинами.

## Контрольні запитання

1. Назвіть спільні ознаки лужних елементів, галогенів та інертних елементів, завдяки яким їх виокремлюють у родини.
2. Перелічіть хімічні елементи-галогени, випишіть їхні символи у стовпчик, укажіть, металічні ці елементи чи неметалічні.
3. Уміст Рубідію в земній корі майже такий самий, як і Купруму. Але, на відміну від останнього, Рубідій не утворює власних мінералів і, звичайно, руд. Запропонуйте пояснення цього факту.
4. Елементи VIII групи Періодичної системи називають: а) інертними; б) галогенами; в) лужними.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Уявіть, що перед вами однакові за формою й розміром зразки літію й заліза. Як відрізнити ці речовини, ґрунтуючись лише на відмінностях їх фізичних властивостей?
2. Складіть рівняння реакції взаємодії будь-якого з галогенів: а) із калієм; б) кальцієм; в) алюмінієм; г) воднем.
3. Силіцій взаємодіє з хлором з утворенням вищого хлориду. Складіть формулу сполуки Силіцію з Хлором, якщо останній виявляє в цій сполуці валентність I.
4. Калій за слабкого нагрівання бурхливо взаємодіє із сіркою, а розплавлений калій згоряє в атмосфері хлору. Складіть рівняння реакцій.
5. У якому оксиді лужних елементів масова частка Оксигену найбільша?

**6*.** Знайдіть у додатковій літературі інформацію про відкриття інертних газів. Як ви вважаєте, чим можна пояснити той факт, що всі благородні гази були відкриті майже одночасно: у період 1894–1900 рр.?

### *Лінгвістична задача*

У перекладі з грецької *хлорос* означає «зелений», *бромос* — «смердючий», *йодес* — «фіолетовий». Із якими властивостями хлору, брому та йоду пов'язані їхні назви?

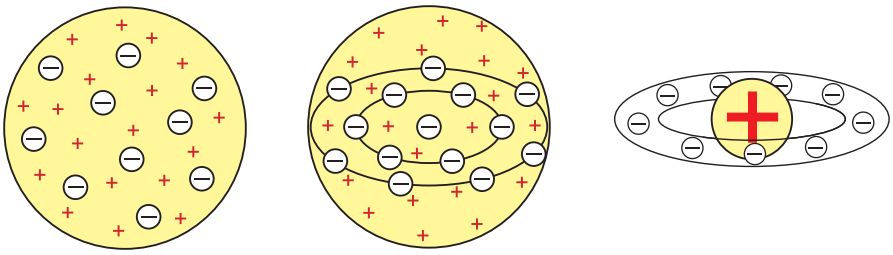
## § 6. Склад атомів: ядро та електрони

### Визначення складної будови атомів

Вам уже відомо, що всі речовини складаються з атомів, молекул або йонів. Своєю чергою, молекули та йони утворюються з атомів.

Тривалий час уважали, що атом неможливо розділити на дрібніші частинки. До початку XX століття була відома лише одна кількісна характеристика атомів — відносна атомна маса, саме її було взято за основу класифікації хімічних елементів. Однак, використовуючи лише масу атомів, не можна пояснити причини періодичності зміни їх властивостей. Було не зрозуміло, чому атоми з близькими масами, наприклад Алюміній і Силіцій, істотно відрізняються за властивостями, тимчасом як атоми з різними масами можуть мати подібні властивості. Отже, для характеристики атомів знання лише їх маси не достатньо. Усе це налаштовувало науковців на думку про те, що атом має складну будову. На початку XX століття було висловлено багато гіпотез щодо моделі внутрішньої будови атома, деякі з яких подані на малюнку 6.1.

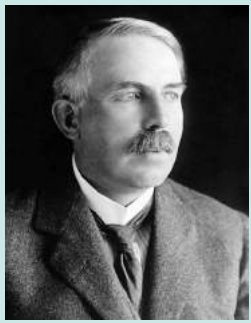
Найбільших успіхів у дослідженні атома досяг англійський науковець Ернест Резерфорд. 1909 року він здійснив експеримент, у якому бомбардував золоту фольгу позитивно зарядженими альфа-частинками. Більшість із них, проходячи крізь фольгу, не відхилялися від початкового напрямку, деякі трохи відхилялися, а невелика кількість альфа-частинок значно змінювали траєкторію й іноді навіть



*а* *б* *в*

Мал. 6.1. *а* — «кексова» модель атома Вільяма Томсона (1902), який уявляв атом як згусток позитивно зарядженої матерії, де рівномірно розподілені електрони, наче родзинки в кексі; *б* — «кексова» модель, удосконалена Джозефом Джоном Томпсоном (1904), у якій електрони розміщені в одній площині й утворюють концентричні кільця; *в* — модель атома Хантаро Нагаока (1904), який припустив, що атом схожий на планету Сатурн: половину об'єму займає позитивно заряджена куля, навколо якої супутники-електрони утворюють кільце

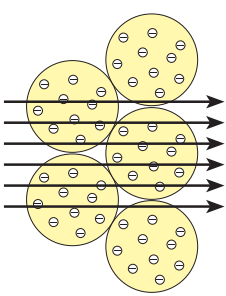
Англійський фізик, лауреат Нобелівської премії з хімії 1908 року. Народився в родині колісного майстра. Працював у Кембриджі, у лабораторії Кавендіша під керівництвом Томсона. Є засновником нового напрямку науки — ядерної фізики. Створив учення про радіоактивність та будову атома. Запропонував нову теорію будови атома, яка сьогодні є загальновизнаною. Цим він спростував ідею про неподільність атома й приголомшив увесь світ ідеєю, що всі тіла є здебільшого порожнім простором, у якому рухаються крихітні частинки. Здійснив першу штучну ядерну реакцію й продемонстрував можливості використання ядерної енергії. Передбачив існування нейтрона.



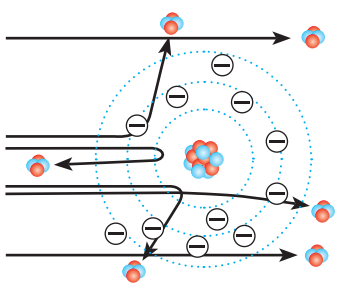
Ернест Резерфорд (1871–1937)

летіла у зворотному напрямку. Резерфорд писав, що це було так дивно, ніби ви вистрілюєте з гармати в аркуш паперу, а гарматне ядро відштовхується від нього й летить назад вам у чоло.

Результати цього експерименту суперечили популярним на той час моделям атомів. Якби «кексова» модель атома відповідала дійсності, то альфа-частинки мали б вільно проходити крізь атоми золотої фольги (мал. 6.2). Оскільки альфа-частинки заряджені позитивно, то для того, щоб відштовхнутися від фольги, вони мають стикатися з іншими позитивно зарядженими частинками у складі атомів, які утворюють золоту фольгу. Ґрунтуючись на результатах свого експерименту, Резерфорд довів, що позитивний заряд в атомі зосереджений у центрі атома в дуже невеликому об'ємі, який він назвав ядром. У ході екс-



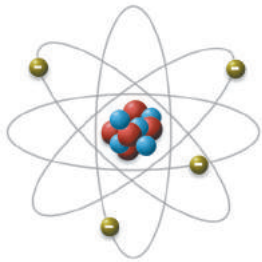
Мал. 6.2. Якби атоми фольги відповідали «кексовій» моделі, то альфа-частинки без опору проходили б крізь пластинку



Мал. 6.3. Зміна траєкторії альфа-частинок пов'язана з відштовхуванням від позитивно зарядженого ядра

перименту чим ближче до ядра пролітали альфа-частинки, тим сильніше викривлялася їхня траєкторія, а частинки, що влучили прямо в ядро, відштовхувалися від нього й летіли назад (мал. 6.3).

Резерфорд запропонував свою — *планетарну* — модель будови атома, якою з невеликими змінами ми користуємося до сьогодні (мал. 6.4). Згідно з цією моделлю, весь позитивний заряд атома зосереджений у центрі — ядрі,— яке оточене негативно зарядженими електронами. Електрони рухаються навколо ядра певними орбітами, наче планети навколо Сонця.



Мал. 6.4. Планетарна модель будови атома, запропонована Резерфордом

Атом — це електронейтральна, хімічно неподільна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів.

Модель атома Резерфорда, без сумніву, найбільше відповідала справжній будові атома, але й вона мала суттєве протиріччя: відповідно до відомих тоді законів фізики, електрон, якщо він обертається навколо ядра, має безперервно випромінювати енергію і з часом упасти на ядро. Модель атома Резерфорда вдосконалив данський фізик Нільс Бор. Він стверджував, що електрони можуть обертатися не на будь-якій орбіті, а лише на визначених відстанях від ядра, утворюючи концентричні сфери з електронів. Тому іноді планетарну модель атома називають моделлю Бора–Резерфорда.

## Склад атомів

Отже, атоми складаються з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Електричний заряд електрона називають *елементарним*, оскільки він найменший з усіх відомих зарядів і тому його абсолютну величину приймають за одиницю вимірювання. Саме в цих умовних одиницях зазвичай указують заряди всіх частинок: електронів, протонів, ядер, йонів тощо. Заряд самого електрона приймають за –1 (табл. 3, с. 28).

Електрон — найлегша з відомих елементарних частинок. Його маса становить $9{,}1 \cdot 10^{-28}$ г — це в 1837 разів менше за масу найлегшого з атомів — атома Гідрогену. Часто в розрахунках масою електрона нехтують (уважають такою, що дорівнює нулю).

**Таблиця 3. Частинки, з яких складається атом**

| Частинка | Позначення | Заряд, ум. од. | Маса | | Масове число |
|---|---|---|---|---|---|
| | | | г | а. о. м. | |
| Електрон | $e^-$ | −1 | $9{,}1094 \cdot 10^{-28}$ | 0,00055 | 0 |
| Протон | $p$ | +1 | $1{,}6726 \cdot 10^{-24}$ | 1,00728 | 1 |
| Нейтрон | $n$ | 0 | $1{,}6750 \cdot 10^{-24}$ | 1,00867 | 1 |

Після визначення будови атома було з'ясовано, що ядро атома також має складну будову. Воно складається із частинок двох видів — **протонів** і **нейтронів** (мал. 6.5). Протони й нейтрони називають **нуклонами**. Протони є позитивно зарядженими частинками із зарядом +1, а нейтрони не мають заряду (табл. 3). Це означає, що весь позитивний заряд ядра визначається лише протонами — їх кількість дорівнює заряду ядра:

**кількість протонів у ядрі чисельно дорівнює заряду ядра**

Будь-який атом є електронейтральним, тож кількість протонів із зарядом +1 завжди дорівнює кількості електронів із зарядом −1:

**кількість протонів у ядрі =**
**= кількість електронів в електронній оболонці**

Ядро — найважча частина атома: його маса становить близько 99,97 % від маси атома і визначається кількістю протонів і нейтронів у ядрі. Маси протона й нейтрона майже однакові і приблизно дорівнюють 1 а. о. м. Отже,

**відносна атомна маса ≈ масове число =**
**= кількість протонів + кількість нейтронів**

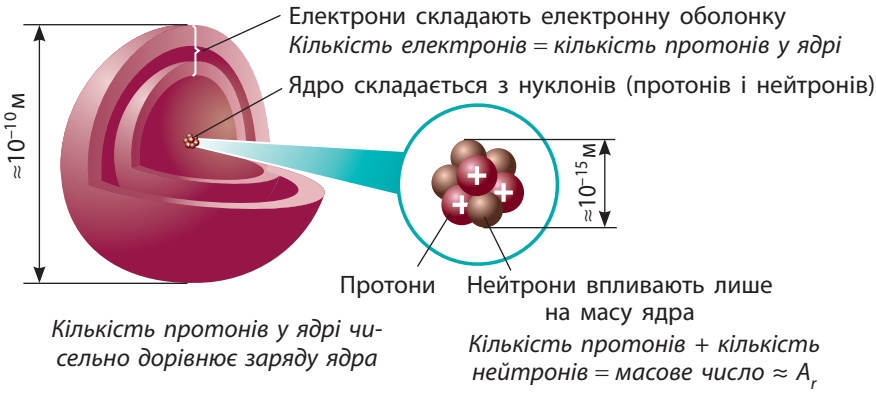
**Приклад.** Ядро атома містить 5 протонів та 5 нейтронів.

1. Визначимо заряд ядра та кількість електронів в атомі:

кількість протонів у ядрі = 5 → заряд ядра = +5 → кількість електронів = 5

2. Визначимо атомну масу:

кількість протонів = 5
кількість нейтронів = 5
кількість електронів = 5
→ маса протонів = 5 а. о. м.
маса нейтронів = 5 а. о. м.
маса електронів = 0
→ маса ядра = 10 а. о. м.
маса атома = 10 а. о. м.




Мал. 6.5. Склад атома

І хоча саме в ядрі зосереджена вся маса атома, проте розміри ядра надзвичайно малі: його радіус приблизно в сто тисяч разів менший за радіус атома (мал. 6.5). Уявіть: якщо розмір ядра збільшити до розміру звичайного яблука, то сам атом буде розміром із земну кулю.

## Порядковий номер хімічного елемента

В усіх атомів одного хімічного елемента кількість протонів завжди однакова (і дорівнює заряду ядра), а кількість нейтронів може бути різною, тому маса атомів одного елемента також може бути різною. Це означає, що не маса, а саме заряд ядра є основною характеристикою, що відрізняє атоми одного виду від атомів іншого виду. Завдяки цьому на початку XX століття змінилося визначення поняття хімічного елемента.

Хімічний елемент — це різновид атомів з однаковим зарядом ядра.

Подальше вивчення будови атома виявило, що протонів в атомах міститься не довільна кількість, а така, що дорівнює порядковому номеру хімічного елемента в Періодичній системі хімічних елементів. Отже, і заряд ядра також дорівнює порядковому номеру:

**кількість протонів у ядрі = заряд ядра = = порядковий номер елемента**

Виявилося, що, навіть не здогадуючись про складну будову атомів, Менделєєв під час складання своєї Періодичної системи розташував елементи за порядком збільшення зарядів їх атомних ядер.

- Фізики впевнені, що протони, нейтрони та інші частинки складаються з кварків — справжніх елементарних частинок. Однак науковцям ніяк не вдається виокремити кварки й у такий спосіб остаточно довести їх існування. Тож електрон дотепер уважають елементарною частинкою.
- Ернест Резерфорд проводив дослідження переважно в галузі фізики й одного разу заявив, що всі науки можна розділити на дві групи — на фізику та колекціонування марок. Однак Нобелівську премію Резерфорд здобув саме з хімії, що було несподіваним як для нього, так і для інших учених. Пізніше він зазначив, що з усіх перетворень, які йому вдалося спостерігати, найшвидшим виявилося власне перетворення з фізика на хіміка.

## Висновки

1. Загальноприйнятою є планетарна модель будови атомів, згідно з якою атом складається з позитивно зарядженого ядра, навколо якого на певній відстані обертаються негативно заряджені електрони, утворюючи електронну оболонку атома.
2. Ядро атома складається з нуклонів: позитивно заряджених протонів та нейтральних нейтронів. Кількість протонів у ядрі певного атома дорівнює порядковому номеру відповідного хімічного елемента в Періодичній системі. Оскільки атом електронейтральний, то кількість протонів у ядрі атома дорівнює кількості електронів в електронній оболонці.

## Контрольні запитання

1. Схарактеризуйте планетарну модель атома Резерфорда.
2. Які частинки містяться у складі: а) атома; б) атомного ядра? Які в них заряд і маса?
3. Ядро атома: а) має негативний заряд; б) має позитивний заряд; в) не має заряду.
4. Як визначити кількість протонів у ядрі атома: а) за порядковим номером елемента в Періодичній системі; б) за номером періоду; в) за номером групи?
5. Які характеристики атома вам відомі? Як їх можна визначити?
6. Дайте визначення поняттям «атом» і «хімічний елемент».

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Ядро атома Гелію має заряд +2. Скільки електронів містить атом Гелію?
2. Атом Карбону містить 6 електронів. Чому дорівнює заряд: а) атома Карбону; б) ядра атома Карбону?
3. Визначте кількість протонів у ядрах і заряди атомів: а) Літію; б) Сульфуру; в) Феруму; г) Плюмбуму.
4. Визначте заряд ядра, кількість електронів та масу атома, якщо атомне ядро містить: а) 8 протонів і 9 нейтронів; б) 25 протонів і 30 нейтронів; в) 89 протонів і 117 нейтронів. Назвіть відповідні хімічні елементи.

5*. Опишіть суть експерименту Резерфорда з визначення будови атома. Які результати цього досліду дозволили йому зробити висновки про планетарну будову атома?

# § 7. Хімічний елемент: нукліди

Пригадайте:
- характеристики частинок, із яких складаються атоми (за табл. 3);
- атомна одиниця маси — одиниця вимірювання мас атомів, вона дорівнює 1/12 масі атома Карбону.

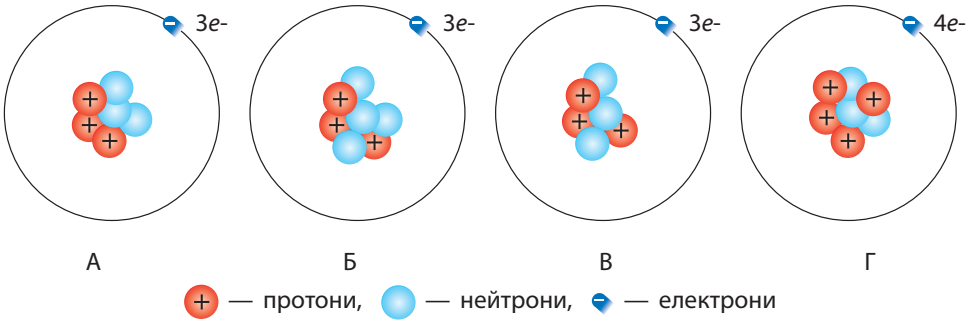
## Поняття про нукліди

Як ви вже знаєте, ядра атомів складаються з протонів та нейтронів.

Ядра різних атомів можуть містити різну або однакову кількість протонів та нейтронів. Наприклад, на малюнку 7.1 на с. 32 зображені моделі чотирьох атомів. У ядрах цих атомів міститься по три або чотири протони та нейтрони. Але бачимо, що ядра атомів А та В мають однаковий склад: вони містять по три протони та три нейтрони. Ядро атома Б подібне до них, воно містить також три протони, але в ньому нейтронів чотири. Хоча в ядрі атома Г також сім частинок, як в атома Б, але розподіл по протонах та нейтронах інший.

Отже, на малюнку 7.1 на с. 32 зображено три різновиди атомів. Кожний такий різновид атомів називають **нуклідом**. Ви бачите, що атоми А та В — це атоми одного нукліда, атоми Б — другого, а атоми Г — третього.

Нуклід — це різновид атомів із певною кількістю протонів і нейтронів у ядрі.




Мал. 7.1. Моделі деяких атомів

Кожний нуклід характеризують певними числами:

**протонне число** $Z$ указує кількість протонів у ядрі атома даного нукліда;

**нейтронне число** $N$ указує кількість нейтронів;

**масове число**, або **нуклонне число**, $A$ — це кількість нуклонів, що дорівнює сумі протонів й нейтронів.

**Масове число = протонне число + нейтронне число**

$$A = Z + N$$

Оскільки маси протона й нейтрона дорівнюють приблизно 1 а. о. м., а маса електрона мізерна, то масове число атома приблизно дорівнює його відносній атомній масі, округленій до цілого числа.

## Позначення нуклідів

У науці використовують спеціальні позначення нуклідів: заряд ядра, тобто протонне число, пишуть ліворуч унизу від символу хімічного елемента, а масове число — ліворуч угорі (мал. 7.2).

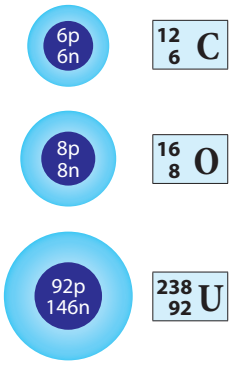
Наприклад, для нукліда Оксигену:

Масове число → $^{16}_{8}O$ ← Символ хімічного елемента

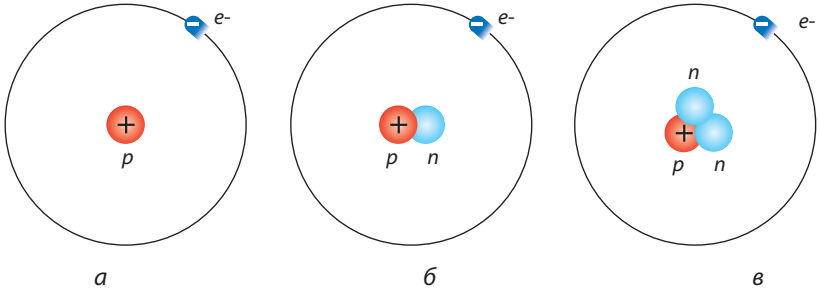
Заряд ядра (протонне число) →

Іноді протонне число опускають і пишуть просто $^{16}O$, оскільки й так відомо, що в усіх нуклідів Оксигену протонне число має бути 8. Нукліди можна позначати як хімічними символами, так і з використанням назв хімічних елементів, наприклад: Оксиген-16, Оксиген-18.

Нукліди єдиного елемента — Гідрогену,— крім таких позначень, іще мають власні назви: звичайний Гідроген H ($^{1}_{1}H$) — Протій, ядра його атомів містять лише один протон (мал. 7.3*а*); важкий Гідроген D ($^{2}_{1}H$) — Дейтерій, у ядрах його атомів, окрім одного протона, міститься ще один нейтрон (мал. 7.3*б*); надважкий Гідроген T ($^{3}_{1}H$) — Тритій, у ядрах атомів якого, крім одного протона, містяться два нейтрони (мал. 7.3*в*). Науковцям удалося добути ще супернадважкий Гідроген $^{4}_{1}H$, але власної назви він іще не має.




Мал. 7.2. Нукліди деяких елементів




Мал. 7.3. Нукліди Гідрогену: *а* — Протій; *б* — Дейтерій; *в* — Тритій

- На Землі трапляються лише два нукліди Гідрогену: Протій та Дейтерій, частка останнього становить 0,08 % від усіх атомів Гідрогену. Тритій у мізерній кількості утворюється в атмосфері під дією космічного випромінювання.
- Під час перегонки великої кількості води на дні перегінного куба збирається небагато важкої води, утвореної важким нуклідом Гідрогену — Дейтерієм. Така вода $D_2O$ зовні схожа на звичайну воду, але відрізняється від неї низкою властивостей. Вона замерзає не за 0 °C, а за 3,8 °C, перетворюючись на лід, який, на відміну від звичайного льоду, не плаває на поверхні води, а тоне.
  Важка вода не отруйна, але більшість тварин загине, якщо половину води в їхньому організмі замінити на важку. У важкій воді хімічні реакції відбуваються повільніше, що впливає на життєдіяльність організму.

## Обчислення складу атомів

Знаючи порядковий номер елемента й масове число нукліда, легко обчислити, скільки електронів, протонів і нейтронів містить цей атом:

• кількість електронів дорівнює кількості протонів $Z$, яка збігається з порядковим номером (зарядом ядра);

• кількість нейтронів $N$ дорівнює різниці між масовим числом $A$ і зарядом ядра: $N = A - Z$.

**Приклад.** Скільки протонів, нейтронів і електронів міститься в нукліді Плюмбум-210?

*Розв'язання:*

Масове число цього нукліда Плюмбуму дорівнює 210. Оскільки Плюмбум має порядковий номер 82, то в атомі нукліда Плюмбуму-210 міститься 82 протони і 82 електрони. Кількість нейтронів обчислимо як різницю між масовим числом і кількістю протонів:

$N = 210 - 82 = 128$.

*Відповідь:* 82 протони, 128 нейтронів, 82 електрони.

## Нукліди в природі

Усього відомо понад 2000 нуклідів. Оскільки хімічних елементів сьогодні налічують 118, то можна припустити, що в середньому на кожний елемент припадає близько 10 нуклідів. Але, звичайно, кожний хімічний елемент має різну кількість нуклідів.

Рекордсменами за кількістю нуклідів є Ксенон і Цезій: кожен із них існує у вигляді 36 нуклідів, але більшість із них є нестабільними.

У більшості хімічних елементів є *природні нукліди*, тобто ті, що трапляються в природних тілах. Таких нуклідів існує близько 300. Усі інші нукліди добуто штучно.

У природі елементи зазвичай існують у вигляді суміші декількох нуклідів, наприклад Карбон ($^{12}C$, $^{13}C$ і $^{14}C$), Нітроген ($^{14}N$ і $^{15}N$), Оксиген ($^{16}O$, $^{17}O$, $^{18}O$). Рекордсменом за кількістю природних нуклідів (10) є Станум. А деякі хімічні елементи мають лише один природний нуклід, наприклад Флуор ($^{19}F$), Натрій ($^{23}Na$), Алюміній ($^{27}Al$), Фосфор ($^{31}P$).

Ви, напевно, помітили, що значення відносних атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі, не є цілими: $A_r(C) = 12{,}011$, $A_r(Cl) = 35{,}453$. А масові числа всіх нуклідів є цілими числами. Це пов'язано з тим, що більшість елементів трапляються в природі у вигляді декількох нуклідів, і значення, наведене в таблиці, є серед-

нім, обчисленим з урахуванням умісту кожного нукліда в природі. Так, природний Хлор на 75 % складається з атомів $^{35}Cl$ і на 25 % — з $^{37}Cl$, тому його відносна атомна маса дорівнює 35,5.

## Поняття про ізотопи

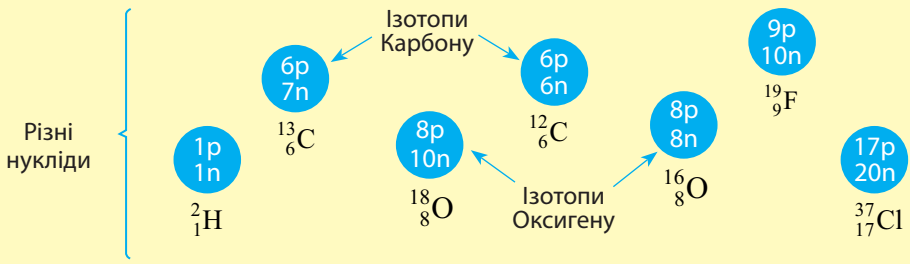
Ми вже з'ясували, що ядра атомів одного хімічного елемента містять однакову кількість протонів, що дорівнює порядковому номеру цього елемента в Періодичній системі. Але якщо протонів в атомних ядрах певного хімічного елемента має міститися чітко визначена кількість, то кількість нейтронів у ядрі таких атомів може бути різною, оскільки це не впливає на заряд ядра, а лише на його масу.

За малюнком 7.1 на с. 32 ми розглянули моделі деяких атомів. І хоча атоми А та Б є атомами різних нуклідів, у їхніх ядрах міститься однакова кількість протонів (по три). Отже, ці нукліди являють собою один і той самий хімічний елемент: вони виявляють однакові хімічні властивості, але мають різну масу.

Усі нукліди, що мають однаковий заряд (протонне число) і різне нейтронне число, називають ізотопами (див. мал.). Оскільки нукліди з однаковим протонним числом належать до одного хімічного елемента, то:

ізотопи — це різні нукліди одного хімічного елемента.

Наприклад, у ядрі атомів Оксигену міститься 8 протонів (порядковий номер Оксигену в Періодичній системі — 8). А кількість нейтронів може бути 7, 8, 9 і навіть 10. Отже, серед атомів Оксигену можна виділити чотири різні нукліди: $^{15}_{8}O$, $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$. Але всі ці нукліди є ізотопами.




Ізотопи деяких елементів

- Усі нукліди поділяють на стабільні та нестабільні. Стабільні нукліди існують протягом нескінченно тривалого часу. Більшість атомів, що нас оточують, належать саме до стабільних нуклідів.
  Хімічні елементи можуть мати як стабільні, так і нестабільні нукліди. Хімічні елементи, що не мають стабільних нуклідів, називають *радіоактивними*. До них належать усі елементи, розміщені в Періодичній системі за Бісмутом, а також Технецій і Прометій. Більшість радіоактивних елементів добуті штучно й у природі не трапляються. У Періодичній системі замість відносної атомної маси таких радіоактивних елементів зазначені масові числа найстабільніших із їхніх нуклідів.
- Хоча про складну будову ядра атома дізналися на початку XX століття, але вперше штучно розщепити ядро вдалося лише 1932 року науковцям А. К. Вальтеру, Г. Д. Латишеву, О. І. Лейпунському, К. Д. Синельникову з Харківського фізико-технічного інституту. 2016 року на базі цього інституту було відкрито ядерну установку «Джерело нейтронів», яка дозволить одержувати до 50 радіоактивних нуклідів для діагностики багатьох захворювань, зокрема раку. Сьогодні українські науковці з наукових установ Києва, Львова та Харкова є членами міжнародної наукової групи, що вивчає теорію будови елементарних частинок за результатами експериментів на Великому адронному колайдері.

### *Лінгвістична задача*

Латиною *nucleos* означає «ядро», а *eidos* — «різновид». Знаючи це, поясніть визначення терміна «нуклід».

- Радіоактивний хімічний елемент Астат — найрідкісніший елемент з усіх, що трапляються в природі. Якщо зібрати весь Астат у земній корі, то отримаємо не більше за один грам.
- Радіоактивний радон використовують у медичній практиці, зокрема для лікування злоякісних пухлин.

## Висновки

1. Різновид атомів із певною кількістю протонів та нейтронів називають нуклідом. Різні нукліди позначають, указуючи масове число поряд із символом елемента, а нукліди Гідрогену мають власні назви: Протій, Дейтерій, Тритій.
2. Кожний нуклід описують певними числами: протонне число $Z$ — кількість протонів у ядрі, нейтронне число $N$ — кількість нейтронів у ядрі, масове число $A$ — нуклонне число, яке дорівнює сумі протонного й нейтронного чисел.

**3.** Кожний елемент може існувати у вигляді кількох нуклідів. Нукліди, що трапляються в природі, називають природними. Нукліди, що можуть існувати нескінченно довго, називають стабільними, а нукліди, які з часом зазнають радіоактивного розпаду,— радіоактивними.

## Контрольні запитання

**1.** Дайте визначення поняття «нуклід».
**2.** Чим відрізняються стабільні й нестабільні нукліди? Наведіть приклади стабільних і нестабільних нуклідів.
**3.** Як визначити кількість протонів, нейтронів та електронів у атомі?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**1.** Ядро атома хімічного елемента містить два протони й один нейтрон. Запишіть позначення цього атома: укажіть хімічний символ, порядковий номер і масове число.
**2.** Скільки протонів і нейтронів містять ядра $^{17}O$, $^{14}C$, $^{137}Cs$?
**3.** Чим відрізняються за своїм складом ядра атомів нуклідів: а) Літію $^{6}Li$ та $^{7}Li$; б) Урану $^{235}U$ та $^{239}U$?
**4.** Який нуклід Натрію містить таку саме кількість нейтронів, що й нуклід $^{24}Mg$?
**5.** Назвіть елементи, ядра атомів яких містять: а) 2 протони і 2 нейтрони; б) 15 протонів і 16 нейтронів; в) 35 протонів і 45 нейтронів. Напишіть позначення цих нуклідів.
**6.** Із наведеного переліку виберіть: а) нукліди з однаковим нейтронним числом; б) нукліди одного хімічного елемента; в) нукліди з однаковим нуклонним числом; $^{16}_{8}O$, $^{14}_{6}C$, $^{14}_{7}N$, $^{12}_{6}C$, $^{15}_{7}N$.
**7.** Скільки різних видів молекул води може бути утворено з трьох різних нуклідів Гідрогену і трьох різних нуклідів Оксигену, про які згадано в тексті параграфа?
**8.** Відносна атомна маса Бору становить 10,81. Як ви вважаєте, які нукліди Бору трапляються у природі?
**9*.** Нестабільні нукліди зазнають радіоактивного розпаду, унаслідок чого виникає радіоактивне випромінювання. У додаткових джерелах знайдіть інформацію про види радіоактивного випромінювання та їх уплив на живі організми.
**10*.** У додаткових джерелах інформації знайдіть приклади використання ядерних реакцій у різних галузях людської діяльності. На яких процесах вони ґрунтуються? Як впливають на довкілля? У який спосіб можна забезпечити захист від радіоактивного опромінення?

## § 8. Рух електронів у атомі. Електронні орбіталі

Пригадайте: як визначити склад атомів та властивості субатомних частинок (за § 6).

### Подвійність поведінки електрона

Частинки з такими малими розмірами, як в електрона, мають унікальні властивості, що відрізняють їх від звичайних тіл, із якими ми маємо справу в щоденному житті. 1923 року видатний французький фізик Луї де Бройль висловив припущення про хвильову природу електрона, унаслідок чого була встановлена його дуалістина природа: **електрон одночасно виявляє властивості і частинки, і хвилі**. Як і інші частинки, електрон має певну масу й заряд. Разом із цим під час руху електрон виявляє хвильові властивості. Хвиля відрізняється від частинки тим, що її положення в просторі в певний момент не можна точно визначити.

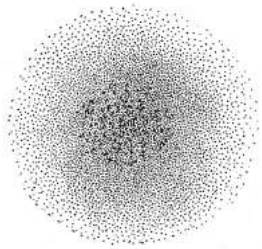
Через це для електрона неможливо водночас визначити швидкість руху та напрямок. Якщо ми знаємо, у якому напрямку рухається електрон, то не можемо визначити його швидкість руху, і навпаки. Тому неможливо з'ясувати, якою траєкторією рухається електрон в атомі. Цей принцип уперше визначив німецький науковець Вернер Гейзенберг.

Отже, планетарна модель атома Резерфорда не зовсім відповідає дійсності в тому, що електрон обертається навколо ядра за певною орбітою. Для електрона поняття «траєкторія» застосовувати взагалі не можна. Про електрон можна стверджувати, що в певній точці простору є певна ймовірність його перебування.

### Поняття про орбіталі

Дайте відповідь на запитання: «Де під час футбольного матчу перебуває воротар?». Відповідь «у воротах» не зовсім правильна. Воротар постійно рухається в межах певного простору навколо воріт. Найімовірніше його місце — безпосередньо поблизу воріт, із меншою ймовірністю можна знайти його в середині футбольного поля, і ще менша ймовірність, що він буде у воротах супротивника або за воротами. І майже неймовірно під час матчу знайти воротаря на трибунах. Отже, якщо сліди від взуття воротаря позначити на умовній схемі, то отримаємо зображення, як на малюнку 8.1. Можна сказати, що сліди воротаря утворюють так звану «хмарку» навколо воріт. Там, де щільність «хмарки» найбільша, воротар перебуває частіше за все, а там, де він перебуває рідко,— «хмарка» розріджена.

Мал. 8.1. Якщо крапками позначити сліди воротаря, то найбільша ймовірність його перебування — орбіталь — буде біля воріт



Мал. 8.2. Електронна хмара в атомі Гідрогену

Так і електрон в атомі перебуває не в одній конкретній точці, а утворює під час руху електронну хмару, густина якої (електронна густина) показує, у яких місцях електрон перебуває частіше, а в яких — рідше. Якщо відмітити слід електрона в просторі, то для атома Гідрогену отримуємо хмару, як на малюнку 8.2. Ту частину електронної хмари, у якій електрон перебуває найбільше часу, тобто в якій електронна густина достатньо велика, називають **атомною орбіталлю**. Якщо подовжити аналогію з переміщенням воротаря під час матчу, то «орбіталь» воротаря — це місце навколо воріт (мал. 8.1). Атомна орбіталь — це частина простору, де найімовірніше перебуває електрон.

Орбіталь — це частина простору, де ймовірність перебування електрона вища за 90 %.

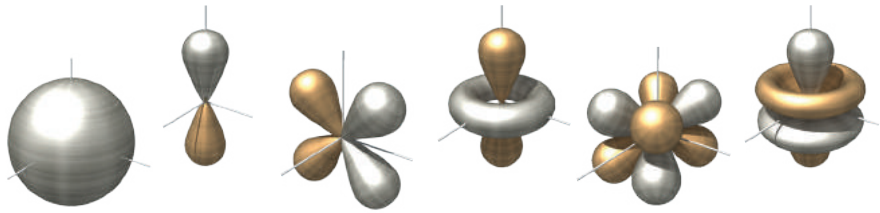
Електронні хмари, що утворюються окремими електронами в атомі, разом утворюють спільну електронну хмару атома — **електронну оболонку**.

## Різновиди електронних орбіталей

Зазвичай електронну оболонку атомів утворює не один електрон. Їх може бути до декількох десятків і навіть близько сотні. Вони не можуть міститися на одній орбіталі. Тому в більшості атомів електрони перебувають на різних орбіталях, серед яких виділяють чотири типи. Кожний тип орбіталей характеризується різними властивостями, зокрема, вони мають різну форму.

Орбіталі різної форми позначають різними буквами: *s*, *p*, *d* і *f*.

*s*-Орбіталі мають форму кулі (мал. 8.3*а*, с. 40), інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають



*а* *б* *в* *г* *д* *е*

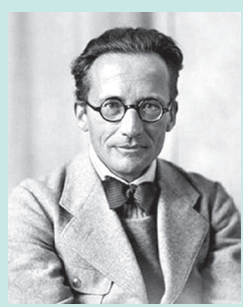
Мал. 8.3. Атомні орбіталі: *а* — *s*-орбіталь; *б* — *p*-орбіталь; *в* і *г* — різні види *d*-орбіталей; *д* і *е* — різні види *f*-орбіталей

*s*-електроном), більшість часу перебуває в межах сфери. *p*-Орбіталі мають форму об'ємної вісімки (мал. 8.3*б*). Форми *d*- і *f*-орбіталей набагато складніші (мал. 8.3*в*–*е*).

Як дізналися про форми орбіталей? Звичайно, орбіталь побачити неможливо ані неозброєним оком, ані за допомогою сучасних приладів. Орбіталь — це лише частина простору. А як можна побачити простір? Так само й неможливо побачити електрон, що перебуває на орбіталі. Про форму орбіталей ми знаємо завдяки математичним методам моделювання руху частинок.

1926 року австрійський фізик Ервін Шредінґер вивів фундаментальне рівняння (рівняння Шредінґера), яке описує рух електрона в атомі, що дозволило обчислити ймовірність перебування електрона в тій чи іншій частині простору, а отже, визначити форму орбіталей. Відкриття Шредінґера було однією з передумов виникнення квантової хімії, яка вивчає будову електронних оболонок атомів і молекул.

Австрійський фізик, лауреат Нобелівської премії з фізики 1933 року. Народився у Відні в родині фабриканта. Середню освіту здобув удома, 1906 року вступив до Віденського університету, а вже через чотири роки захистив докторську дисертацію. Проводив дослідження в галузі загальної теорії відносності, статистичної механіки тощо. Найбільший внесок зробив у квантову механіку, сформулювавши хвильову функцію (рівняння Шредінґера), яке описує поведінку мікрочастинок — електронів, протонів, атомів тощо. Це відкриття стало поштовхом у розвитку теоретичної фізики й хімії.



Ервін Шредінґер (1887–1961)

## Висновки

1. Електрон виявляє подвійні властивості: і частинки, і хвилі. Тому для визначення положення електронів в атомі використовують поняття про орбіталь як частину простору, де перебування електрона найімовірніше.
2. Розрізняють чотири типи орбіталей: *s*, *p*, *d* і *f*.

## Контрольні запитання

1. Яка незвичайна властивість електрона відрізняє його від звичайних фізичних тіл?
2. У чому полягає двоїста природа електрона?
3. Що називають: а) електронною хмарою; б) атомною орбіталлю?
4. Яку форму мають *s*- і *p*-орбіталі?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Чим відрізняються *s*-орбіталі та *p*-орбіталі?
2. Як ви вважаєте, завдяки яким взаємодіям електрони притягуються до ядра й відштовхуються один від одного?
3. Як ви вважаєте, чому атомні орбіталі мають саме таку форму? Чим це зумовлене?

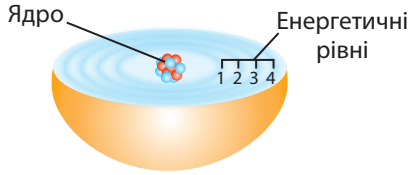
# § 9. Структура електронної оболонки атома

## Енергетичні, або електронні, рівні

В електронних оболонках атомів орбіталі існують не хаотично. Вони утворюють чіткі структури, що різняться кількістю і типом орбіталей.

Структуру орбіталей в атомі можна порівняти з багатоповерховим будинком, у якому окремі кімнати — це орбіталі. Кожний поверх — це енергетичний рівень, або енергетичний шар.

**Енергетичний рівень** об'єднує певну кількість орбіталей, що мають приблизно однакову енергію (мал. 9.1).

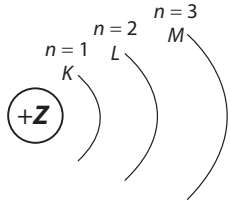



Мал. 9.1. Орбіталі з близькою енергією утворюють певний енергетичний рівень. Чим далі від ядра розміщений енергетичний рівень, тим більшу енергію мають електрони, що на ньому перебувають

Кожний енергетичний рівень позначають числом $n$ ($n = 1$, 2, 3, ...) або великою латинською літерою ($K$, $L$, $M$ і далі за алфавітом).

Для першого (найближчого до ядра) рівня $n = 1$ (рівень $K$), для другого $n = 2$ (рівень $L$), для третього $n = 3$ (рівень $M$) тощо. Шарувату

будову електронної оболонки атомів можна зобразити так: окружністю позначене ядро, що має певний заряд, а дугами — енергетичні рівні:




**Кожний рівень із номером $n$ містить $n^2$ орбіталей**

## Енергетичні підрівні

Отже, перший енергетичний рівень складається з однієї орбіталі, другий — із чотирьох, третій — із дев'яти тощо.

У багатоповерховому будинку кожний поверх розділяють на різні квартири. Але наш будинок незвичайний. Кількість квартир на кожному поверсі дорівнює номеру поверху, тобто на першому поверсі одна квартира, на другому — дві тощо. Так само і в електронній оболонці кожний енергетичний рівень складається з **енергетичних підрівнів**.

**Кількість енергетичних підрівнів на енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня**

Енергетичні підрівні позначають так само, як і орбіталі.

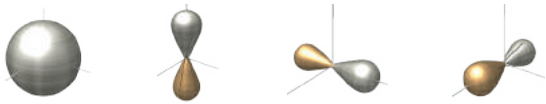
| Номер енергетичного рівня | Кількість підрівнів та їхній тип |
|---|---|
| $n = 1$ | Один підрівень: *s* |
| $n = 2$ | Два підрівні: *s* та *p* |
| $n = 3$ | Три підрівні: *s*, *p* та *d* |
| $n = 4$ | Чотири підрівні: *s*, *p*, *d* та *f* |

Зазвичай квартири в будинках розділяють на кімнати. У нашому випадку кімнати — це орбіталі.

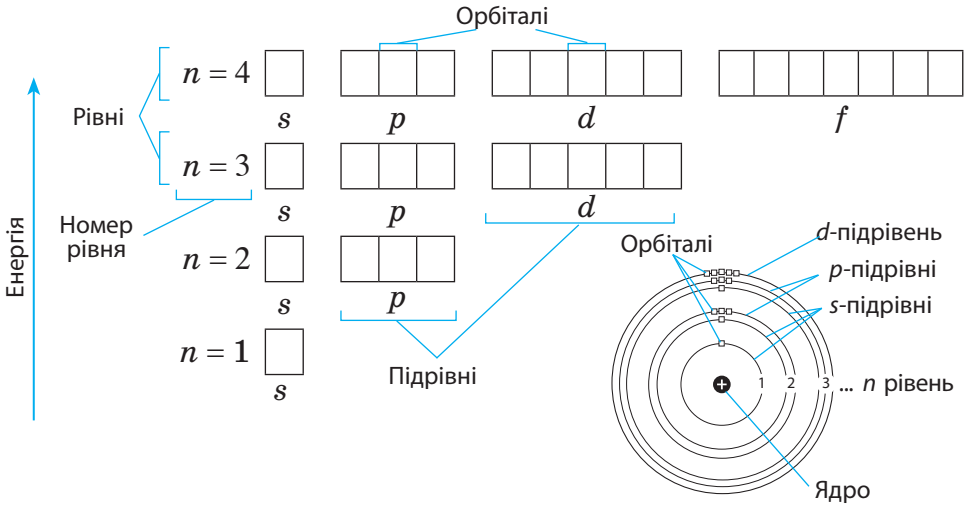
Кожний енергетичний підрівень може містити лише певну кількість орбіталей, що відповідає його типу:

| Тип підрівня | Кількість орбіталей на підрівні |
|---|---|
| *s* | 1 |
| *p* | 3 |
| *d* | 5 |
| *f* | 7 |

Тож можна перелічити орбіталі, з яких складають енергетичні рівні та підрівні, у такий спосіб (для перших трьох рівнів):

| | |
|---|---|
| **Перший рівень** $n = 1$ | ***s*-підрівень** складається з однієї *s*-орбіталі |
| **Другий рівень** $n = 2$ |  ***s*-підрівень** складається з однієї *s*-орбіталі; ***p*-підрівень** складається з трьох *p*-орбіталей |
| **Третій рівень** $n = 3$ | ***s*-підрівень** складається з однієї *s*-орбіталі; ***p*-підрівень** складається з трьох *p*-орбіталей ***d*-підрівень** складається з п'яти *d*-орбіталей |

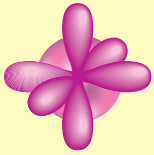
Графічно орбіталь прийнято позначати квадратом. Отже, орбіталі перших чотирьох енергетичних рівнів будуть виглядати так:



Як ми бачимо, перший енергетичний рівень складається з одного *s*-підрівня, утвореного однією *s*-орбіталлю. Другий рівень складається з двох підрівнів (*s* та *p*), утворених однією *s*-орбіталлю і трьома *p*-орбіталями (усього чотири). Третій рівень складається з трьох підрівнів (*s*, *p* та *d*), утворених однією *s*-орбіталлю, трьома *p*-орбіталями і п'ятьма *d*-орбіталями (усього дев'ять). На четвертому рівні додається ще сім *f*-орбіталей, і загалом четвертий рівень складається з 16 орбіталей. Отже, загальна кількість орбіталей на рівні $n$ дорівнює $n^2$.

Зверніть увагу, що нумерація енергетичних рівнів на графічному зображенні відбувається знизу вгору. У такий спосіб підкреслюють, що знизу вгору збільшується енергія енергетичних рівнів. Це означає, що перший енергетичний рівень є найближчим до ядра й найнижчим за енергією. Електрони, що на ньому перебувають, мають найменшу енергію. Чим вище розміщений енергетичний рівень, тим далі від ядра він перебуває й тим більшу енергію матимуть електрони.

Отже, електронні оболонки атомів мають досить складну, але чітку структуру з енергетичних рівнів, підрівнів та орбіталей. Як вони заповнюються електронами, ви дізнаєтеся в наступному параграфі.



- В атомі орбіталі розташовуються таким чином, що ядро атома збігається із центром кожної орбіталі. Якщо підрівень складається з декількох орбіталей, то вони розташовуються так, щоб бути максимально віддаленими одна від одної. Наприклад, три *p*-орбіталі будуть розміщені вздовж взаємно перпендикулярних осей із центром у ядрі атома.
- На графічному зображенні орбіталей електронної оболонки атомів на п'ятому енергетичному рівні необхідно додавати *g*-орбіталі, але в жодному хімічному елементі вони не заповнюються електронами, тому структуру енергетичних рівнів, починаючи із четвертого, зображують однаково такими, що складаються із чотирьох підрівнів.

Англійський фізик Чарльз Баркла, пропонуючи позначати енергетичні рівні буквами, спочатку використовував букви *A*, *B*, *C* і далі. Але потім припустив, що можуть існувати ще нижчі (глибші) енергетичні рівні, тому, щоб залишити букви алфавіту для нижчих рівнів, він почав позначення з букви *K* (потім *L*, *M* і далі). Згодом виявилося, що він відкрив найнижчі рівні, але інші букви присвоювати їм так і не стали.

Позначення енергетичних підрівнів (*s*, *p*, *d*, *f*) жодним чином не пов'язано з формою орбіталей. Назви підрівням давали науковці, які вивчали випромінювання атомів із цих орбіталей. Вони назвали їх за формою смуг випромінювання: *sharp* — виразна, *principal* — головна, *diffuse* — розмита, дифузна, *fundamental* — основна. А коли відкрили наступний підрівень, його просто позначили наступною буквою після *f*, тобто *g*.

### Висновки

Орбіталі утворюють енергетичні рівні. Кожний енергетичний рівень складається з енергетичних підрівнів, що, своєю чергою, складаються з певної кількості орбіталей.

### Контрольні запитання

1. Що називають: а) енергетичним рівнем; б) енергетичним підрівнем?
2. Які енергетичні підрівні є на першому, другому та третьому енергетичних рівнях?
3. Зі скількох орбіталей складається кожен із відомих вам енергетичних підрівнів?

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Зобразіть графічно структуру орбіталей в атомі для перших трьох енергетичних рівнів.
2. Як ви уявляєте просторове розташування однієї *s*-орбіталі та трьох *p*-орбіталей в атомі? Зобразіть це на малюнку, за початок координат прийміть центр атомного ядра.

## § 10. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів

Пригадайте:
- як визначити склад атомів (за § 6);
- структуру електронної оболонки атома (за § 9).

### Місткість орбіталей

Електрони розподіляються по орбіталях за певними правилами.

На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони.

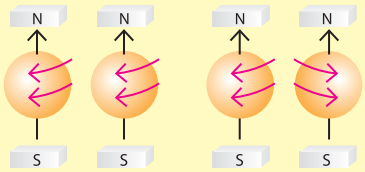
Графічно орбіталь зображують у вигляді квадрата, а електрони — у вигляді стрілок, спрямованих догори або донизу:

□ — вільна (вакантна, або незаповнена) орбіталь;

↑ — орбіталь, що містить один електрон; такий електрон називають **неспареним;**

↑↓ — заповнена орбіталь, що містить два електрони; такі електрони називають **спареними,** або **електронною парою.**

Спін електрона — це його внутрішня властивість, що характеризує відношення електрона до магнітного поля. Наочно цю властивість можна уявити як можливість обертання електрона навколо своєї осі.




*а* *б*

Електрони з паралельними (*а*) та антипаралельними спінами (*б*) у магнітному полі

Якщо два електрони обертаються навколо власної осі в одному напрямку, то говорять, що їх спіни паралельні, а якщо в різних — то їх спіни антипаралельні (див. мал.).

Одна орбіталь може містити лише такі два електрони, спіни яких є антипаралельними. Це правило називають принципом заборони Паулі.

На одній орбіталі можуть перебувати не більше ніж два електрони, причому їх спіни мають бути антипаралельними.

Австрійський та швейцарський фізик, лауреат Нобелівської премії з фізики 1945 року. У 20 років написав статтю про загальну та спеціальну теорію відносності, яку навіть схвалив Айнштайн. Працював асистентом у Нільса Бора. Висловив припущення, що електронам притаманна властивість, яку пізніше назвали спіном. Сформулював закон, відомий як принцип заборони Паулі, що є фундаментальним для розуміння будови й поведінки атомів, атомних ядер, властивостей металів та інших фізичних явищ. За його особистісні якості та схильність до нещадного критичного аналізу колеги називали його «докором фізики».

Вольфґанґ Ернест Паулі (1890–1958)

## Принцип найменшої енергії

Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів.

Щоб описати електронну будову певного атома, необхідно знати, як саме розподілені електрони по його орбіталях.

Розгляньмо, як електрони заповнюють електронні орбіталі атомів.

Електрони займають орбіталі послідовно, починаючи з першого енергетичного рівня, за порядком збільшення енергії рівня.

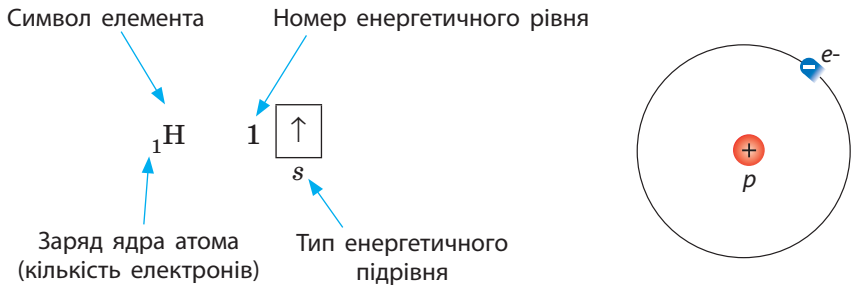
Спочатку «заселяється» перший енергетичний рівень, потім — другий, третій тощо. Цей принцип називають **принципом найменшої енергії**.

Кількість енергетичних рівнів, що заповнюються в атомі певного елемента, визначають за номером періоду Періодичної системи, у якому розміщений цей хімічний елемент.

Так, в атомах хімічних елементів першого періоду заповнюється лише перший енергетичний рівень, в атомах елементів другого періоду — перші два енергетичні рівні, третього — три тощо.

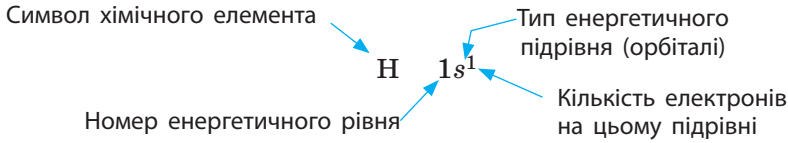
Наприклад, Гідроген розміщений у першому періоді під номером 1. Це означає, що в електронній оболонці його атомів міститься лише один електрон, який перебуває на першому енергетичному рівні на єдиній *s*-орбіталі.

Графічно будову електронної оболонки атомів Гідрогену записують у такий спосіб:

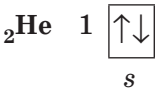


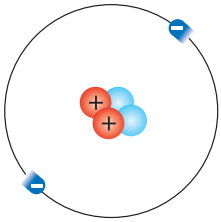

Крім графічного зображення будови електронної оболонки, використовують також її запис у вигляді **електронної формули (електронної конфігурації)**, у якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням кількості електронів на кожному з них.

Електронна формула Гідрогену має вигляд:



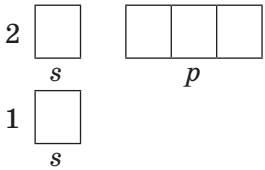

Гелій також розміщений у першому періоді, тож в електронній оболонці його атомів так само заповнюється перший енергетичний рівень, що складається з однієї *s*-орбіталі. Але на цій орбіталі вже міститься два електрони, оскільки порядковий номер Гелію — 2.



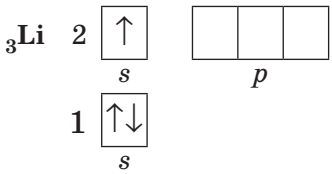
Електронна формула Гелію: $1s^2$

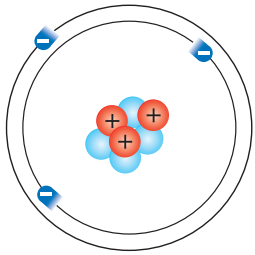
В елементів другого періоду починає заповнюватися електронами другий енергетичний рівень. На другому рівні вже два підрівні: *s*-підрівень (одна орбіталь) і *p*-підрівень (три орбіталі):




Незалежно від кількості енергетичних рівнів, електрони спочатку заповнюють найнижчий рівень, тобто в цьому випадку перший, а потім уже другий. Наприклад, розглянемо будову електронної оболонки Літію, що містить три електрони (порядковий номер — 3). Оскільки перший рівень максимально вміщує два електрони, то на другому має міститися лише один електрон. Як ви вважаєте, яку орбіталь «обере» третій електрон? Згідно з принципом найменшої енергії, кожний електрон розташовується в такий спосіб, щоб його енергія була найменшою, отже, серед вільних орбіталей він обирає орбіталь із найнижчою енергією.

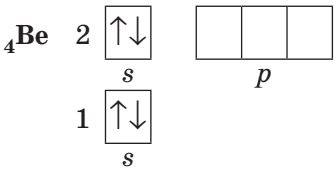
Серед усіх орбіталей *s*-орбіталі мають найменшу енергію, тому єдиний електрон другого енергетичного шару займатиме *s*-орбіталь, а *p*-орбіталі в цьому випадку залишаться вільними:

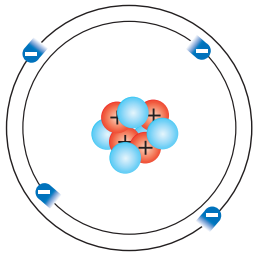


Електронна формула Літію: $1s^2 2s^1$

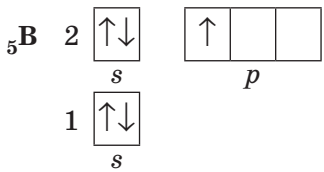
Розглянемо будову електронної оболонки Берилію. Його четвертий електрон також має обрати ту саму орбіталь, що й третій електрон Літію. Допоки не заповниться поточний підрівень, наступний заповнюватися не починає. Так, в атомі Берилію (порядковий номер — 4) повністю заповнений *s*-підрівень, утворюючи електронну пару, а *p*-підрівень знову залишається вільним:

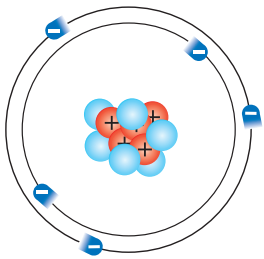


Електронна формула Берилію: $1s^2 2s^2$

Лише якщо *s*-орбіталь заповнена, електрони починають займати *p*-орбіталі. Так, в атомі Бору (порядковий номер — 5) на *p*-орбіталі вже з'являється один електрон:



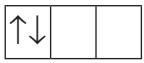
Електронна формула Бору: $1s^2 2s^2 2p^1$

Аналізуючи електронні формули останніх трьох елементів, можна зробити висновок, що в інших елементів другого періоду також будуть заповнюватися електронами орбіталі перших двох енергетичних

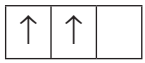
рівнів, а електронна оболонка кожного наступного елемента буде відрізнятися від електронної оболонки попереднього лише на один електрон.

## Розподіл електронів по орбіталях на енергетичному підрівні

Часто трапляються випадки, коли на підрівнях, що складаються з декількох орбіталей, розміщується декілька електронів. Виникає запитання: які орбіталі вони займають? Наприклад, якщо на *p*-підрівні містяться два електрони, то вони можуть зайняти або одну *p*-орбіталь, або дві різні *p*-орбіталі:

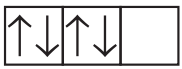



або

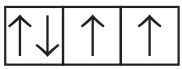



Для такого випадку існує правило, згідно з яким електрон займає вільну орбіталь, а за відсутності вільної — утворює пару з іншим електроном у напівзаповненій орбіталі. Так само, як і люди в тролейбусі спочатку сідають на вільні місця, а якщо вільних місць немає, то підсаджуються до інших пасажирів. Це правило називають **правилом Хунда**.

У межах одного енергетичного підрівня електрони розподіляються по орбіталях таким чином, щоб кількість неспарених електронів була максимальною.

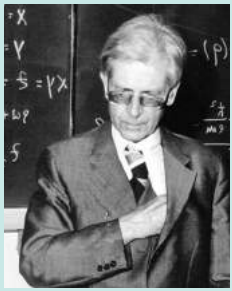



✗



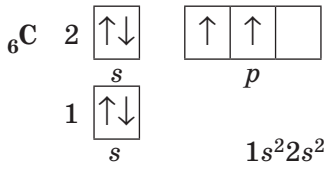

✓

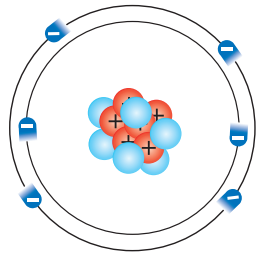
Німецький фізик-теоретик. Народився в місті Карлсруе. У 26 років закінчив Ґеттінґенський університет. Протягом наступних 40 років працював майже в усіх великих університетах Німеччини. Найважливіші праці Хунда присвячені квантовій механіці, спектроскопії атомів і молекул, магнетизму, квантовій хімії та історії фізики. 1927 року сформулював емпіричні правила, що регулюють порядок заповнення атомних орбіталей електронами (правила Хунда). Увів уявлення про сігма- та пі-зв'язки. Брав участь у розробці нового методу квантової хімії — методу молекулярних орбіталей.



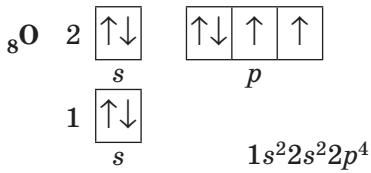
Фрідріх Хунд
(1896–1986)

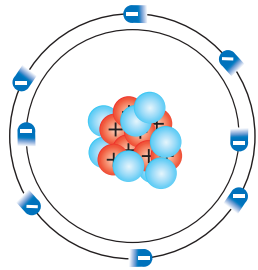
Згідно із цим правилом, в електронній оболонці атома Карбону є два неспарені електрони:



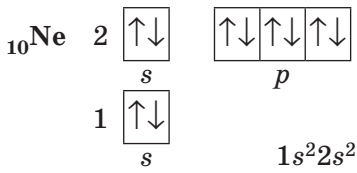



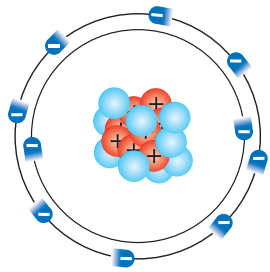
Якщо на *p*-підрівні має розташуватися більше ніж три електрони, то «зайвий» електрон утворить електронну пару з іншим електроном, що вже розміщений на цьому підрівні:



Таким чином, в атомах Неону перший та другий енергетичні підрівні цілком заповнені електронами:

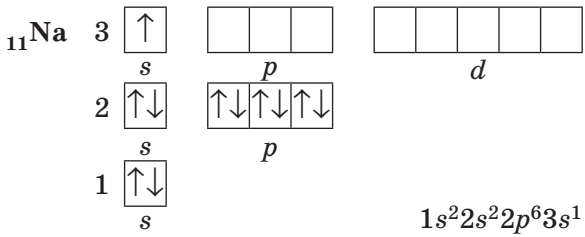


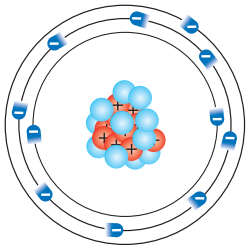
## Будова електронних оболонок атомів елементів третього й четвертого періодів

Електронні оболонки атомів елементів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента

третього періоду — Натрію — починає заповнюватися третій енергетичний рівень:

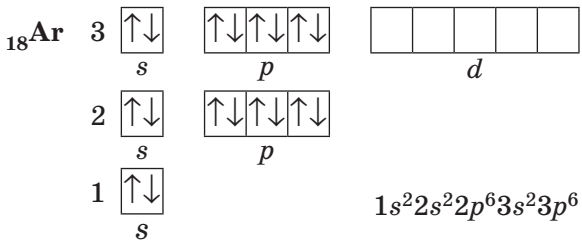



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



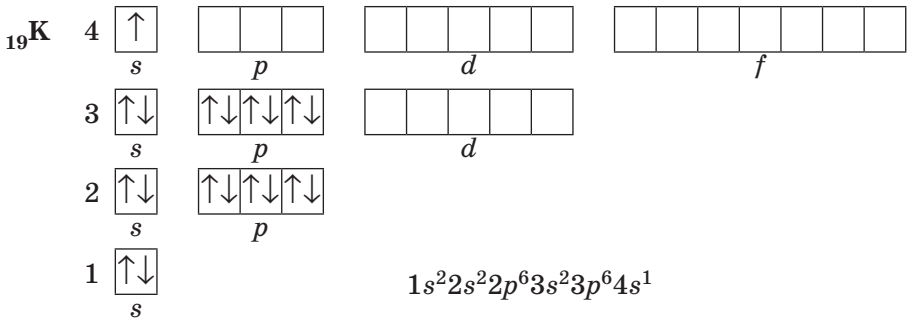
Зверніть увагу, що в атомі Натрію на третьому енергетичному рівні з'являється третій підрівень, що складається з *d*-орбіталей. Але, як і *p*-орбіталі, у Натрію орбіталі *d*-підрівня ще не заповнюються електронами й залишаються вакантними.

В атомах останнього елемента третього періоду — Аргону — повністю зайняті всі *s*- і *p*-орбіталі:




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

В атомах елементів четвертого періоду починає заповнюватися електронами четвертий енергетичний рівень, попри те що третій рівень ще неповний. Це пов'язано з тим, що енергія 4*s*-підрівня менша, ніж енергія 3*d*-підрівня, хоча в цьому випадку *d*-підрівень розміщений на ближчому до ядра електронному рівні. В атомах першого елемента четвертого періоду — Калію — один електрон розташовується на 4*s*-підрівні:




$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

У наступного елемента — Кальцію — 4*s*-підрівень цілком заповнений.

Отже, ми розглянули основні принципи, що допоможуть зрозуміти будову електронних оболонок атомів перших двадцяти хімічних елементів. Ці принципи є універсальними й виконуються також і для інших елементів. Але для інших елементів необхідно знати ще деякі додаткові правила, про які ви дізнаєтеся під час глибшого вивчення хімії.

Порівняти енергію різних електронних підрівнів можна за допомогою суми двох чисел ($n+l$). Число $n$ дорівнює номеру енергетичного рівня, на якому перебувають орбіталі, а $l$ — це число, що відповідає енергетичному підрівню (типу орбіталі). Так, для *s*-орбіталей $l = 0$, для *p*-орбіталей $l = 1$, для *d*-орбіталей $l = 2$, для *f*-орбіталей $l = 3$. Згідно з правилом Клечковського, підрівні заповнюються електронами за порядком збільшення суми ($n+l$). Якщо для двох підрівнів ця сума однакова, то заповнюється той підрівень, що перебуває на ближчому до ядра електронному рівні. Так, для 4*s*-підрівня сума ($n+l$) дорівнює $4+0=4$, а для 3*d*-підрівня сума ($n+l$) дорівнює $3+2=5$. Отже, енергія 4*s*-підрівня менша, ніж у 3*d*-підрівня, тому він заповнюється раніше. У такий спосіб можна порівнювати енергії будь-яких енергетичних підрівнів.

Інтелектуальні здібності Паулі значно відрізнялися від його «вміння» працювати руками. Колеги зазвичай жартували стосовно таємничого «ефекту Паулі», коли навіть поява невисокого повненького науковця в лабораторії спричиняла всілякі поломки й аварії.

## Висновки

1. На одній орбіталі може перебувати не більше ніж два електрони. Орбіталі заповнюються електронами за принципом найменшої енергії: спочатку заповнюється перший енергетичний рівень, потім — другий, третій тощо.
2. Якщо на одному енергетичному підрівні містяться декілька електронів, то вони розподіляються таким чином, щоб кількість неспарених електронів була максимальною.

## Контрольні запитання

1. Скільки електронів може максимально перебувати на одній електронній орбіталі?

2. Скільки електронів максимально може перебувати на *s*-підрівні? *p*-підрівні? *d*-підрівні?
3. Який енергетичний рівень заповнюється раніше: перший чи другий? Відповідь поясніть.
4. Чому в атомі Літію електрон, що міститься на другому електронному рівні, перебуває на *s*-орбіталі, а не на *p*-орбіталі?
5. Як розподіляються електрони по орбіталях на *p*-підрівні?
6. Скільки електронів міститься на зовнішньому енергетичному рівні атомів: а) Гелію; б) Літію; в) Берилію; г) Бору; д) Карбону; е) Оксигену?
7. Скільки енергетичних рівнів зайнято електронами в атомах: а) Літію, Натрію, Калію; б) Берилію, Магнію, Кальцію; в) Флуору, Хлору, Брому?

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть графічну електронну формулу Нітрогену, Флуору, Магнію, Алюмінію та Силіцію. Визначте кількість електронних пар та неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
2. За кількістю орбіталей, що складають енергетичні рівні, визначте, скільки електронів може максимально міститися на другому і третьому енергетичних рівнях.
3. Назвіть два хімічні елементи, в атомах яких цілком заповнені зовнішні енергетичні рівні.
4. Скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Оксигену? Атоми якого ще хімічного елемента другого періоду містять таку саме кількість неспарених електронів?
5. Зобразіть будову електронних оболонок атомів Нітрогену та Фосфору. Що спільного в будові електронних оболонок цих атомів і чим вони відрізняються?
6. Атоми яких елементів мають наведену електронну формулу зовнішнього електронного рівня: а) $1s^2$; б) $2s^2$; в) $2s^22p^4$; г) $3s^23p^2$; д) $4s^2$?
7. Атом якого елемента другого періоду містить найбільшу кількість: а) електронів; б) неспарених електронів; в) електронних пар?

## § 11. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Пригадайте:

• що вищу валентність елементів можна визначити за номером групи Періодичної системи, у якій розміщений елемент;

• що відрізнити метал від неметалу можна, ґрунтуючись на спільних фізичних властивостях металів: ковкість, металічний блиск, електропровідність, теплопровідність тощо;

• як можна визначити хімічний характер оксидів (за § 1);

• перші спроби класифікації хімічних елементів (за § 4).

## Відкриття Періодичного закону

На відміну від своїх попередників, Д. І. Менделєєв був глибоко переконаний в існуванні природного взаємозв'язку між усіма хімічними елементами: як між подібними, так і між неподібними.

У середині XIX століття Менделєєв почав працювати над своїм підручником «Основи хімії», для чого необхідно було визначити, у якому порядку описувати властивості елементів. За основу систематизації елементів Менделєєв обрав відносну атомну масу, вважаючи, що вона є головною характеристикою хімічного елемента, бо не змінюється в разі утворення елементом простої або складної речовини.

Розташувавши в ряд символи всіх відомих на той час хімічних елементів за порядком збільшення їхньої відносної атомної маси, він помітив, що елементи з подібними властивостями (наприклад, лужні елементи) не з'являються безпосередньо один за одним, а періодично (регулярно) повторюються. Виявилося, що так само закономірно (через певний інтервал) повторюється хімічний характер сполук елементів (мал. 11.1).

Мал. 11.1. Рукопис першого варіанта Періодичної системи (1869)

Проаналізуємо, які закономірності можна виявити в разі розташування елементів у ряд (табл. 4, с. 56–57).

У ряду хімічних елементів, наведених у таблиці 4, чітко простежується періодична зміна ознак. Так, Літій утворює просту речовину метал (лужний метал). Поступово характер простих речовин змінюється на неметалічний. Також поступово збільшується вища валентність, яку виявляють елементи, та хімічний характер їх оксиду. Літій оксид є осно́вним, а нітроген(V) оксид — кислотним (Оксиген, Флуор і Неон не здатні утворювати оксиди).

Далі ця послідовність у зміні властивостей різко обривається. З'являється хімічний елемент

**Таблиця 4. Характер хімічних елементів та властивості**

| Ознака | Ряд хімічних | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | **Li** | **Be** | **B** | **C** | **N** | **O** | |
| Відносна атомна маса | 7 | 9 | 11 | 12 | 14 | 16 | |
| Порядковий номер | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | |
| Характер простої речовини | М | М | Н | Н | Н | Н | |
| Формула вищого оксиду | $Li_2O$ | BeO | $B_2O_3$ | $CO_2$ | $N_2O_5$ | — | |
| Хімічний характер вищого оксиду | О | А | К | К | К | — | |
| Період | Другий | | | | | | |

Умовні позначення: М — метал; Н — неметал; О — осно́вний; К — кислотний;

Натрій, який за своїми властивостями подібний до першого елемента ряду — Літію.

У подальшому властивості елементів змінюються в такій самій послідовності, що й від Літію до Флуору. У ряду простих речовин відбувається поступова зміна: від типового металу (натрію) до типового неметалу (хлору). Спостерігається також зміна складу й характеру властивостей сполук, зокрема перехід від осно́вного натрій оксиду до кислотного хлор(VII) оксиду.

Аналізуючи цю послідовність елементів, Д. І. Менделєєв виявив, що залежність властивостей хімічних елементів і їхніх сполук від атомної маси є періодичною. 1869 року він сформулював Періодичний закон.

Властивості хімічних елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від відносних атомних мас елементів.

Розташовуючи відомі елементи за відносною атомною масою, Менделєєв помітив протиріччя між масою й розміщенням Аргону й Калію. Відносна атомна маса Калію дорівнює 39,1, а Аргону — 39,95.

**їхніх сполук залежно від атомних мас**

| | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **елементів** | | | | | | | | | | |
| | **F** | **Ne** | **Na** | **Mg** | **Al** | **Si** | **P** | **S** | **Cl** | **Ar** |
| | 19 | 20 | 23 | 24 | 27 | 28 | 31 | 32 | 35,5 | 40 |
| | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| | Н | Н | М | М | М | Н | Н | Н | Н | Н |
| | — | — | $Na_2O$ | MgO | $Al_2O_3$ | $SiO_2$ | $P_2O_5$ | $SO_3$ | $Cl_2O_7$ | — |
| | — | — | О | О | А | К | К | К | К | — |
| | | | Третій | | | | | | | |

А — амфотерний (оксид, який виявляє як осно́вні, так і кислотні властивості)

Якщо розташовувати їх за значенням відносних атомних мас, отримаємо:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Група ПС | VII | VIII | I | II |
| Хімічний елемент | Cl | K | Ar | Ca |
| Відносна атомна маса | 35,45 | 39,1 | 39,95 | 40,08 |
| Вища валентність | VII | I | – | II |
| Характер елемента | Неметалічний | Металічний | Інертний | Металічний |

Якщо ж усупереч атомним масам поміняти місцями Калій та Аргон, протиріччя зникає:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Група ПС | VII | VIII | I | II |
| Хімічний елемент | Cl | Ar | K | Ca |
| Відносна атомна маса | 35,45 | 39,95 | 39,1 | 40,08 |
| Вища валентність | VII | – | I | II |
| Характер елемента | Неметалічний | Інертний | Металічний | Металічний |

Цей парадокс із «хибним» розміщенням елементів був пояснений лише на початку XX століття після відкриття будови атома. Але на той момент, без знань про будову атома, це був сміливий учинок. Якщо ви уважно розглянете Періодичну систему, то знайдете ще два приклади такого виняткового розташування хімічних елементів.

Після відкриття складної будови атома формулювання Періодичного закону було змінено.

Властивості хімічних елементів, а також утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів їхніх атомних ядер.

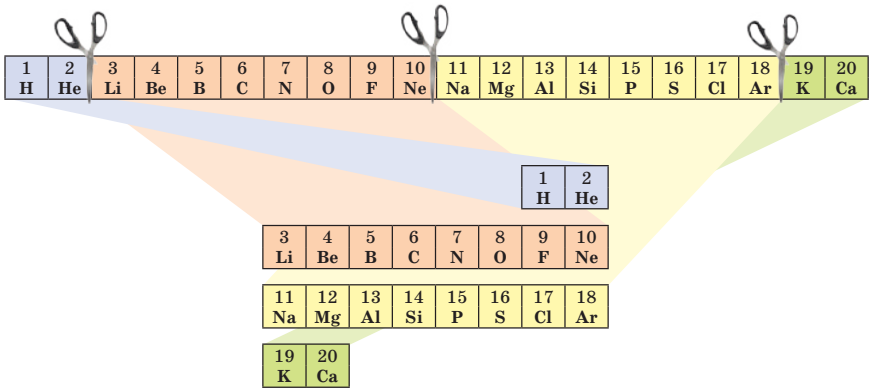
Початкове формулювання закону Д. І. Менделєєва було дещо іншим: «Властивості простих тіл, а також форма й властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності або, висловлюючись алгебраїчно, утворюють періодичну функцію від величини атомних ваг елементів». У той час замість «речовина» говорили «тіло», а атомну масу називали атомною вагою.

## Від ряду елементів до Періодичної системи

Ряд хімічних елементів, розташованих за збільшенням їхніх відносних атомних мас, можна розділити на окремі рядки. Кожен із них починається лужним елементом, а закінчується — інертним. Такі рядки називають **періодами**. Періоди, розміщені один під одним, утворюють уже знайому вам Періодичну систему хімічних елементів (мал. 11.2).

Ряд хімічних елементів, розташованих за порядком збільшення їхніх атомних мас, що починається з Гідрогену або лужного елемента і закінчується інертним елементом, називають періодом.

Характер елементів та властивості утворених ними простих речовин і сполук зі збільшенням атомних мас у періоді поступово змінюються.




Мал. 11.2. Перші 20 елементів, розміщені в ряд за збільшенням атомної маси. У періодичній таблиці елементи з подібними властивостями розташовують один під одним

Перший період містить лише два елементи, другий і третій — по вісім. Ці періоди називають **малими**. У них від Гідрогену або лужного металічного елемента до інертного елемента вища валентність елементів поступово збільшується від I (у Гідрогену й лужних металічних елементів) до VII (у галогенів).

На відміну від перших трьох періодів, четвертий і наступні періоди (п'ятий, шостий, сьомий) містять по 18 і більше елементів, тому їх називають **великими**.

У великих періодах також спостерігається поступова зміна властивостей. Але, якщо в малих періодах перехід від типового металічного елемента до типового неметалічного елемента відбувається за сім елементів, то у великих періодах такий самий перехід відбувається за 17 або 31 елемент. Тобто у великих періодах зміна властивостей відбувається значно повільніше: характер сусідніх елементів у великих періодах відрізняється значно менше, ніж у сусідніх елементів малих періодів.

За легендою, Періодичну систему Менделєєв побачив уві сні. Одного разу його запитали, чи це так, на що вчений відповів: «Я над нею, може, двадцять років думав, а ви вважаєте: сидів і раптом… готово».

## Висновки

1. Характер хімічних елементів та властивості утворених ними сполук перебувають у періодичній залежності від їхніх атомних мас. Усі хімічні елементи розділяють на періоди, кожний із яких починається лужним елементом (або Гідрогеном) і закінчується інертним елементом.
2. У періоді послаблюється металічний характер елементів і посилюється неметалічний. Так само змінюються і властивості сполук елементів: сполуки елементів, що розміщені на початку періоду, виявляють осно́вні властивості, а в кінці періоду — кислотні.

## Контрольні запитання

1. Наведіть відомі вам формулювання Періодичного закону. У чому полягає їх головна відмінність?
2. Які властивості елементів і їхніх сполук змінюються періодично?
3. Що називають періодом хімічних елементів?
4. Які періоди називають малими? великими? Чому їх називають саме так?
5. Як змінюється характер елементів у великих та малих періодах?
6. У якій частині кожного періоду розміщені елементи, що належать до родин: а) лужних елементів; б) галогенів; в) інертних елементів?
7. Для яких хімічних елементів найхарактернішими є властивості: а) металічні; б) неметалічні? Наведіть приклади.

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Знайдіть у Періодичній системі елементи, розміщені не за збільшенням відносної атомної маси. Які протиріччя з'являться, якщо їх розташувати згідно з атомними масами? Поясніть ці факти, зважаючи на будову електронних оболонок атомів цих елементів.
2. Як змінюється характер оксидів елементів у періоді? Проілюструйте рівняннями реакцій властивості оксидів Літію і Карбону. Які речовини утворюються під час їх взаємодії з водою?
3. Складіть формули вищих оксидів елементів третього періоду. Укажіть характер цих сполук (кислотний чи осно́вний) та складіть рівняння реакцій цих оксидів із водою (якщо реакція відбувається).
4. Елемент у Періодичній системі має порядковий номер 16. Які властивості виявляють його оксиди, що відповідають вищій і нижчій валентностям? Чи утворює цей елемент летку сполуку з Гідрогеном?
5. Проаналізуйте місце в Періодичній системі елементів, що утворюють леткі сполуки з Гідрогеном (див. форзац 1). Виявлення яких властивостей свідчить про утворення елементом летких сполук із Гідрогеном?
6. До кінця 60-х років XIX століття два елементи — А і Б — вважали двовалентними металічними елементами та приписували їм неправильні атомні маси. Не знайшовши для них у Періодичній системі місця, що відповідало б їхнім властивостям, Менделєєв збільшив у півтора раза значення їхніх атомних мас і уточнив валентність кожного з них. Тоді місце їм знайшлося. Хибні атомні маси, що приписувалися елементам, були такі: в елемента А — близько 60, а в елемента Б — трохи більше за 90. Знайдіть їм місце в Періодичній системі й назвіть ці елементи.
7. Для хімічних елементів, наведених у таблиці 4 на с. 56–57, запишіть електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня атомів. Порівняйте характер змін властивостей елементів, зазначених у таблиці, зі зміною будови електронних оболонок атомів.
8. Виконайте навчальний проєкт № 1 «З історії відкриття Періодичної системи хімічних елементів».

## § 12. Періодична система хімічних елементів

### Короткий і довгий варіанти графічного подання Періодичної системи

Ґрунтуючись на Періодичному законі, Д. І. Менделєєв створив класифікацію хімічних елементів, яку називають **Періодичною системою**. Зазвичай її подають у вигляді таблиці.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | | | | | | | | | | | 1 H | 2 He |
| 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Te | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 55 Cs | 56 Ba | 71 Lu | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 87 Fr | 88 Ra | 103 Lr | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Nh | 114 Fl | 115 Mc | 116 Lv | 117 Ts | 118 Og |

| | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb |
| 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No |

— металічні елементи, — напівметалічні, — неметалічні

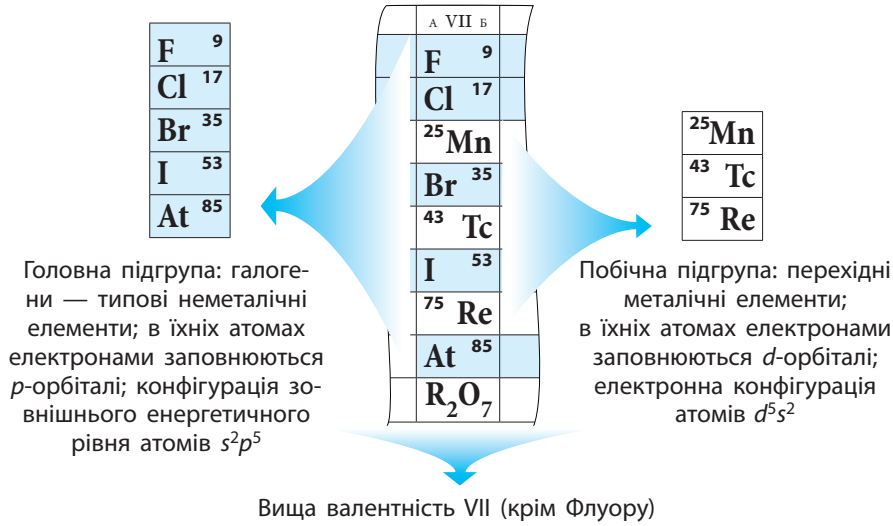
Мал. 12.1. Довгий варіант Періодичної системи хімічних елементів

Сьогодні частіше використовують два варіанти графічного подання Періодичної системи: короткий та довгий. Д. І. Менделєєв здебільшого використовував компактніший **короткий варіант Періодичної системи** (див. форзац 1). У ньому великі періоди розбиті на два рядки, у кожному з яких вища валентність елементів послідовно збільшується від I до VIII.

Якщо ж записати символи елементів кожного періоду в окремий рядок так, щоб кожна природна родина (лужні елементи, галогени, інертні елементи) утворювала окремий вертикальний стовпчик, то отримаємо **довгий варіант Періодичної системи** (мал. 12.1). Цей варіант був запропонований Альфредом Вернером значно пізніше після відкриття Періодичного закону.

## Групи елементів. Головні й побічні підгрупи

Вертикальні стовпчики Періодичної системи називають **групами**. У короткому варіанті системи номери груп позначають римськими цифрами, а кількість груп дорівнює восьми. Номер групи зазвичай збігається з вищою валентністю хімічного елемента.




Мал. 12.2. Розподіл елементів VII групи за підгрупами

Кожну групу короткого варіанта поділяють на дві підгрупи — **головну** й **побічну**. Головні підгрупи складають елементи, в атомах яких заповнюються електронами *s*- або *p*-орбіталі, в атомах елементів побічних підгруп електронами заповнюються *d*-орбіталі.

Головні підгрупи також називають **А-групами**, а побічні — **Б-групами**. Наприклад: Флуор розміщений у групі VIIА, а Манган — у групі VIIБ (мал. 12.2). Побічні підгрупи містять лише металічні елементи (їх називають перехідними металічними елементами).

У нижній частині періодичної таблиці розміщені родини лантаноїдів і актиноїдів. Це елементи, що мають бути розміщені після Лантану (№ 57) й Актинію (№ 89) і також належать до IIIБ групи. Однак розміщення цих елементів у таблиці зробило б її громіздкою й незручною, тому зазвичай їх виносять за її межі.

У більшості європейських країн користуються довгим варіантом періодичної таблиці, у якому число груп дорівнює 18. Номери груп у довгому варіанті таблиці позначають арабськими цифрами. У довгому варіанті головних і побічних підгруп немає, там вони утворюють окремі групи, наприклад: група 1 — лужні елементи, група 17 — галогени, група 18 — інертні елементи. Елементи побічних підгруп розміщені в групах від 3 до 12. Зверніть увагу, як співвідносяться номери груп у різних варіантах періодичної таблиці: номер групи в короткому варіанті дорівнює номеру в довгому мінус 10.

## Властивості елементів у підгрупах

Підгрупи утворені елементами з подібними властивостями: родини лужних та інертних елементів, а також галогенів саме й становлять окремі підгрупи. Багато властивостей елементів закономірно змінюються в підгрупах зі збільшенням відносної атомної маси. У головних підгрупах зі збільшенням атомної маси посилюються металічні властивості елементів і утворених ними простих речовин, а неметалічні — послаблюються. Так, у підгрупі Карбону (головна підгрупа IV групи) Карбон і Силіцій є неметалічними елементами, Германій — напівметалічним, а Станум і Плюмбум — металічними.

Схожі властивості виявляють лише елементи, що належать до однієї підгрупи. Властивості елементів головної та побічної підгруп однієї групи можуть істотно відрізнятися. Наприклад, у VII групі є галогени — найтиповіші неметалічні елементи (головна підгрупа) і перехідні металічні елементи Манган, Технецій, Реній (побічна підгрупа) (мал. 12.2).

Чи є між ними щось спільне? Зазвичай в елементів однієї групи однакова вища валентність, яку вони виявляють у сполуках з Оксигеном,— вона дорівнює номеру групи.

Сполуки з Гідрогеном утворюють майже всі елементи, але *летні сполуки* утворюють лише неметалічні елементи. Такі сполуки є речовинами молекулярної будови. Металічні елементи не здатні утворювати летких сполук із Гідрогеном.

У сполуках із Гідрогеном неметалічні елементи виявляють свою нижчу валентність. Щоб її визначити, треба від 8 відняти номер групи. Наприклад, Хлор, який розміщений у VII групі, у сполуці з Гідрогеном є одновалентним (8 − 7 = 1), тому формула цієї сполуки — HCl. Елемент V групи Фосфор у сполуці з Гідрогеном тривалентний (8 − 5 = 3), тому формула сполуки — $PH_3$.

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Група ПС | I | II | III | IV | V | VI | VII |
| Вища валентність | I | II | III | IV | V | VI | VII |
| Вищий оксид | $R_2O$ | RO | $R_2O_3$ | $RO_2$ | $R_2O_5$ | $RO_3$ | $R_2O_7$ |
| Нижча валентність | | | | IV | III | II | I |
| Летка сполука з Гідрогеном | | | | $RH_4$ | $RH_3$ | $H_2R$ | HR |

Для зручності загальні формули вищих оксидів і летких сполук із Гідрогеном винесені в окремі рядки Періодичної системи (див. форзац 1). Слід пам’ятати, що формули летких сполук із Гідрогеном стосуються лише неметалічних елементів.

Латинське слово *elementum* використовували ще стародавні філософи. У давньоримському вислові зауважувалося: «Як слова складаються з букв, так само й тіла — з елементів».

## Висновки

1. Графічним відображенням Періодичного закону є Періодична система. Найпоширенішими є її короткий та довгий варіанти. Вони відрізняються кількістю рядків, що відведені на один період. У довгому варіанті кожний період займає один рядок, а в короткому малі періоди розміщені в один рядок, а великі — у два.
2. Група хімічних елементів — це вертикальний стовпчик, що об'єднує елементи з подібними властивостями. У короткому варіанті Періодичної системи кожна група розділена на головну та побічну. Головні підгрупи складаються з елементів усіх періодів, а побічні — лише з елементів великих періодів.

## Контрольні запитання

1. Чим розрізняються короткий і довгий варіанти Періодичної системи?
2. Що називають періодом, групою, головною й побічною підгрупою?
3. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів у періодах? у головних групах?
4. Чому групи елементів у короткому варіанті Періодичної системи необхідно розділяти на головні й побічні підгрупи?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Назвіть хімічні елементи I групи Періодичної системи. Які з них належать до головної підгрупи, а які — до побічної?
2. У четвертому періоді п'ятій групі головній підгрупі Періодичної системи розміщений: а) Силіцій; б) Станум; в) Арсен; г) Стибій.
3. Які з наведених елементів належать до головних, а які — до побічних підгруп: Нітроген, Оксиген, Гідроген, Купрум, Ферум, Алюміній?
4. Визначте в кожному наведеному ряду один хімічний елемент, що відрізняється від інших за місцем у Періодичній системі: а) H, He, Ne, Ar; б) Fe, Co, Ni, Ar; в) H, Li, Be, B; г) F, Cl, Br, Mn.
5. Який хімічний елемент за властивостями подібний до Силіцію: а) Алюміній; б) Фосфор; в) Германій; г) Титан? Відповідь поясніть.
6. Складіть формулу вищого оксиду та формулу леткої сполуки з Гідрогеном (якщо вона існує) для таких елементів: а) Магній; б) Силіцій; в) Реній; г) Осмій; д) Телур; е) Радій.

**7.** У якого елемента сильніше виражені металічні (або неметалічні) властивості: а) у Бору чи Алюмінію; б) в Арсену чи Нітрогену; в) в Арсену чи Стибію? Відповідь обґрунтуйте.

**8.** Знайдіть у Періодичній системі елемент, що розміщений у четвертому періоді та виявляє однакові валентності у вищому оксиді та у сполуці з Гідрогеном.

**9.** Порядкові номери хімічних елементів А, Б і В дорівнюють, відповідно, $n$, $n+2$, $n+4$.

1) Якщо хімічний елемент А — найлегший галоген, то яким хімічним елементом буде Б?

2) Якщо хімічний елемент В — інертний, а Б — металічний, то яким хімічним елементом є А?

3) Якщо хімічні елементи А і Б належать до однієї групи, то яким хімічним елементом є В?

4) Чи можуть прості речовини, утворені А, Б і В, за звичайних умов бути газами?

**10.** Елементи А і Б належать до I групи, а елемент В — до VII групи. Сполука елементів А і В розчинна у воді, а сполука елементів Б і В має білий колір і нерозчинна у воді. Якими елементами можуть бути А, Б і В?

**11.** Визначте в Періодичній системі елемент, єдиний оксид якого має відносну молекулярну масу 40 ± 1, а валентність не більшу за IV. Доведіть, що існує лише один такий елемент.

**12.** Вищий оксид елемента, що утворює з Гідрогеном летку сполуку складу $RH_4$, містить 53,3 % Оксигену. Назвіть цей елемент.

**13.** Елемент, вищий оксид якого відповідає формулі $RO_3$, утворює сполуку з Гідрогеном, що містить 2,47 % Гідрогену. Назвіть цей елемент.

**14.** Виконайте навчальний проєкт № 2 «Форми Періодичної системи хімічних елементів».

## § 13. Періодична система і будова електронних оболонок атомів

Пригадайте: структуру Періодичної системи (за § 12).

### Кількість хімічних елементів у періодах

Структура Періодичної системи повністю зумовлена принципами будови електронної оболонки атомів. Це ще раз підтверджує геніальність Д. І. Менделєєва, який створив Періодичну систему, не маючи уявлення про електрони та складну будову електронної оболонки.

Кількість хімічних елементів, що міститься в кожному періоді, визначається місткістю відповідних енергетичних рівнів і підрівнів. Зважаючи на енергетичні підрівні, що заповнюються в хімічних елементів, можна визначити кількість хімічних елементів у певному періоді:

| **Період** | **Підрівні, що заповнюються електронами в атомах елементів цього періоду** | **Максимальна кількість електронів на підрівнях** | **Кількість хімічних елементів у періоді** |
|---|---|---|---|
| 1 | 1*s* (1 орбіталь) | 2 | Два: 1 (H) — 2 (He) |
| 2 | 2*s* 2*p* (4 орбіталі) | 8 | Вісім: 3 (Li) — 10 (Ne) |
| 3 | 3*s* 3*p* (4 орбіталі) | 8 | Вісім: 11 (Na) — 18 (Ar) |
| 4 | 4*s* 3*d* 4*p* (9 орбіталей) | 18 | Вісімнадцять: 19 (K) — 36 (Kr) |

## Класифікація хімічних елементів

Ви вже знаєте, що атомні орбіталі поділяють за типами на *s*, *p*, *d* та *f*. Так само класифікують і хімічні елементи.

Якщо в атомах хімічного елемента останнім заповнюється *s*-підрівень, то такі елементи належать до ***s*-елементів**. У Періодичній системі клітинки з такими елементами зазвичай фарбують у червоний колір (див. форзац 1). Якщо останнім заповнюється *p*-підрівень, то такі елементи називають ***p*-елементами** (жовтий колір). Відповідно, *d*-підрівень заповнюється в ***d*-елементів** (синій колір), і *f*-підрівень — у ***f*-елементів** (зелений колір).

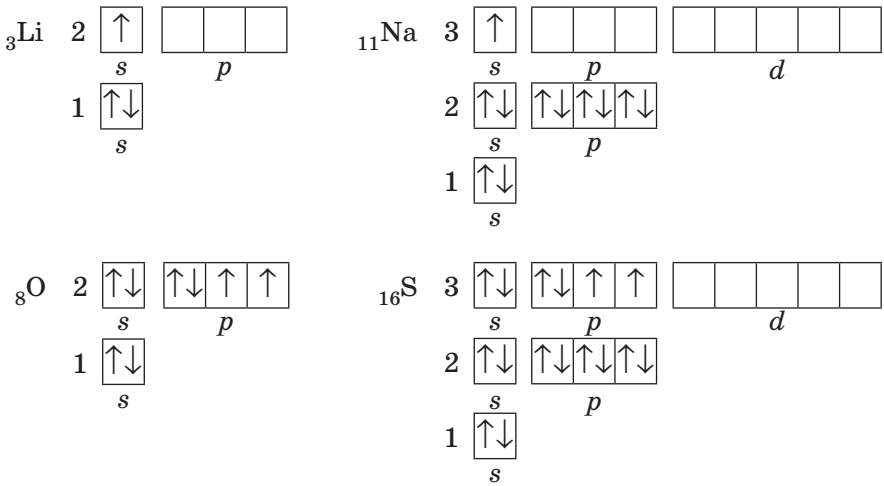
Ви вже помітили, що на кожному енергетичному рівні є *s*-підрівень, який максимально містить два електрони і завжди заповнюється першим. Це зумовлює те, що кожний період Періодичної системи завжди починається з двох *s*-елементів.

Починаючи з другого енергетичного рівня, наявний *p*-підрівень, який максимально містить шість електронів. Тож і в кожному періоді, починаючи з другого, міститься по шість *p*-елементів. Так само кожний період, починаючи з четвертого, містить по десять *d*-елементів, а починаючи із шостого — ще по чотирнадцять *f*-елементів, які утворюють дві родини елементів — лантаноїди й актиноїди.

## Будова електронних оболонок і групи Періодичної системи

Розглянемо будову електронних оболонок атомів таких хімічних елементів: Літій, Натрій, Оксиген та Сульфур. Якщо їх порівняти, то можна побачити, що в елементів однієї групи подібна електронна формула атомів.

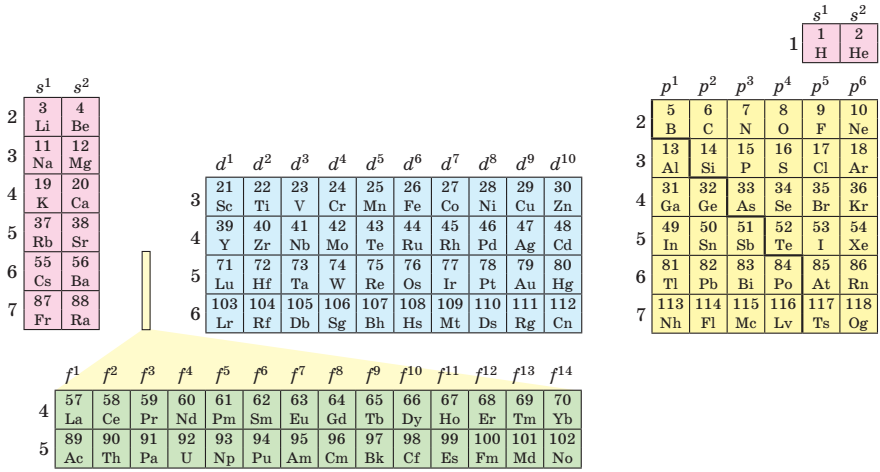
В атомах Літію і Натрію, розміщених у першій групі Періодичної системи, на зовнішньому рівні міститься по одному електрону на *s*-орбіталях. Відмінність лише в тому, що в Літію зовнішнім є другий енергетичний рівень, а в Натрію — третій. Так само і в атомів Оксигену й Сульфуру. Ці елементи належать до шостої групи, тож на зовнішніх рівнях у їх атомів по шість електронів, що однаково розподілені по *s*- і *p*-підрівнях. Отже, ці дві пари елементів є **електронними аналогами.**




У попередньому параграфі ви дізналися, що в групи об'єднано хімічні елементи з подібними ознаками. І ця подібність зумовлена саме подібністю будови електронної оболонки атомів.

**Будова зовнішнього електронного рівня атомів хімічних елементів, що належать до однієї підгрупи, є подібною** (мал. 13.1, с. 68).

Розподіл елементів по головних і побічних підгрупах також зумовлений будовою електронних оболонок атомів. Головні підгрупи утворюють лише *s*- і *p*-елементи, в атомах яких заповнюється зовнішній енергетичний рівень, а побічні підгрупи — лише *d*-елементи, в атомах яких заповнюється передостанній електронний шар. Отже, принцип заповнення електронних оболонок атомів електронами повністю позначається на структурі Періодичної системи.




Мал. 13.1. Розміщення елементів у Періодичній системі (довгий варіант) та електронна конфігурація їх атомів: рядки позначено номером енергетичного рівня, що заповнюється; стовпчики позначено формулою підрівня, що заповнюється останнім

## Висновки

1. Кількість хімічних елементів у кожному періоді зумовлена будовою електронної оболонки атомів. Перший період може містити лише два елементи, другий та третій — по вісім тощо.
2. За будовою електронних оболонок хімічні елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*- та *f*-елементи. Кожний період починається двома *s*-елементами й закінчується шістьма *p*-елементами. У кожному періоді, починаючи із четвертого, між *s*- і *p*-елементами розміщені по 10 *d*-елементів. А *f*-елементи утворюють дві родини елементів — актиноїди та лантаноїди.
3. Розподіл елементів по групах також ґрунтується на будові електронної оболонки атомів. Елементи однієї підгрупи (головної чи побічної) є електронними аналогами: будова зовнішнього електронного рівня в цих елементів є подібною.

## Контрольні запитання

1. Чому перший період містить лише два хімічні елементи, а другий — вісім? Чим зумовлена місткість періодів Періодичної системи?
2. Кількість енергетичних рівнів, що заповнюються електронами, визначають: а) за номером періоду; б) за номером групи; в) за порядковим номером елемента.
3. Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні визначають: а) за номером періоду; б) за номером групи; в) за порядковим номером.

**4.** Як визначити максимальну кількість електронів, що можуть міститися на енергетичному рівні?

**5.** Скільки елементів належить до четвертого й шостого періодів? Скільки електронів може містити четвертий енергетичний рівень?

**6.** Поясніть, чому Натрій і Калій є електронними аналогами.

**7.** За яким принципом елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*- та *f*-елементи? Наведіть приклади *d*-елементів п'ятого періоду і *f*-елементів сьомого періоду.

**8.** Скільки *s*- і *p*-елементів може містити один період? Відповідь поясніть.

**9.** Як називають родини хімічних елементів, в атомах яких останнім заповнюється *f*-підрівень?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**1.** Який рівень складається лише: а) із *s*-підрівня; б) *s*- та *p*-підрівнів; в) *s*-, *p*- та *d*-підрівнів? Як ви це визначили?

**2.** Які хімічні елементи є електронними аналогами Нітрогену? Зобразіть електронну формулу атома одного з них.

**3.** У чому полягає принципова відмінність у будові електронної оболонки атомів головних і побічних підгруп?

**4.** Який енергетичний підрівень заповнюється електронами останнім: а) у *s*-елементів четвертого періоду; б) *p*-елементів п'ятого періоду; в) *s*-елементів третього періоду; г) *p*-елементів другого періоду?

**5.** Назвіть два елементи, в атомах яких кількість пар електронів дорівнює кількості неспарених електронів.

**6.** Запишіть електронні формули атомів елементів з номерами 11 і 14.

**7.** Назвіть металічний та неметалічний елементи другого періоду, які на зовнішньому рівні мають один неспарений електрон.

**8.** Який енергетичний рівень заповнюється електронами в атомах елементів № 3, 9, 16?

**9.** Складіть графічну електронну формулу елемента з порядковим номером 15. Складіть формули його вищого оксиду та гідратів цього оксиду. Зазначте хімічний характер оксиду та гідратів.

**10.** Який елемент другого періоду є електронним аналогом елемента з порядковим номером 12?

**11.** Складіть графічну електронну формулу атомів Силіцію, Бору та Аргону.

**12.** Атому якого з елементів відповідає кожна з наведених електронних формул: а) $1s^22s^22p^3$; б) $1s^22s^22p^63s^23p^6$; в) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$?

**13.** Атоми яких елементів мають таку будову зовнішнього електронного шару: а) $3s^23p^1$; б) $3s^23p^3$; в) $3s^1$; г) $4s^2$?

**14.** Що є спільним у будові атомів Берилію, Магнію та Кальцію?

**15.** Скільки електронів міститься на зовнішньому електронному рівні в атомів: а) Арсену; б) Стануму; в) Барію?

## § 14. Будова електронних оболонок і властивості хімічних елементів

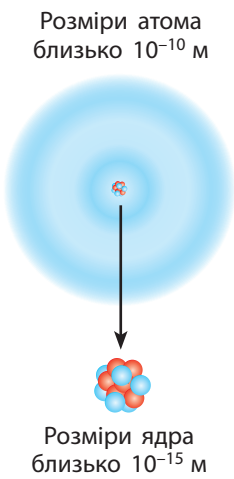
Пригадайте:

- металічні елементи утворюють прості речовини метали та речовини переважно з осно́вними властивостями (осно́вні оксиди та основи);
- неметалічні елементи утворюють неметали та речовини переважно з кислотними властивостями (кислотні оксиди й кислоти); метали активно реагують із неметалами.

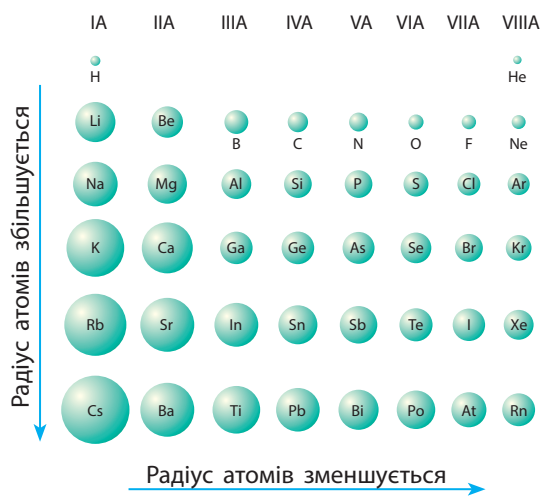
### Радіус атома

Електронна оболонка не має чіткої межі, тому радіус атомів визначають за відстанню між ядрами розташованих поряд атомів. Розмір ядра атома порівняно з розміром атома мізерний, тому розмір атомного ядра не впливає на розмір атомів (мал. 14.1). Радіус атомів зумовлений кількістю енергетичних рівнів.

У головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента (зверху вниз) збільшується кількість зайнятих енергетичних рівнів. Тому **радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується** (мал. 14.2).




Мал. 14.1. Розміри ядра надзвичайно малі (у десятки тисяч разів менші від розмірів самого атома)



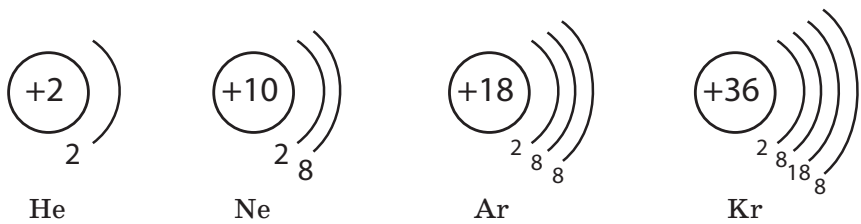

Мал. 14.2. Зміна радіусів атомів хімічних елементів: із наведених атомів найбільший радіус в атомів Цезію (244 пм), а найменший — в атомів Гелію (28 пм), 1 пм = $10^{-12}$ м

В атомів хімічних елементів одного періоду кількість енергетичних рівнів, що заповнюються, однакова. Це означає, що і радіус їх атомів має бути однаковим. Але в періоді зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента заряд ядра поступово зростає. Електрони зі збільшенням заряду ядра притягуються до нього сильніше, і тому в **періоді радіус атомів поступово зменшується** (мал. 14.2).

## Причина інертності інертних елементів

Знаючи електронну будову атома, можна передбачити характер хімічних елементів та властивості їхніх сполук. Ці властивості зумовлені електронами, що перебувають на зовнішніх енергетичних рівнях. Такі електрони називають **валентними**. Розглянемо вплив будови зовнішнього електронного рівня на характер елементів.

Серед хімічних елементів особливу групу становлять інертні елементи. Їх особливість полягає в тому, що вони не «прагнуть» утворювати сполуки. В атомів інертних елементів надзвичайно стійка електронна оболонка, що зумовлює їх хімічну інертність. У чому полягає причина її стійкості? Проаналізуймо склад зовнішнього електронного рівня інертних елементів:




В атомів Гелію на зовнішньому рівні містяться два електрони. Це максимальна ємність першого енергетичного рівня, отже, в атомів Гелію електронна оболонка цілком заповнена. В атомів Неону електронна оболонка також містить максимальну кількість електронів — вісім. Атоми інших інертних елементів (Аргон, Криптон тощо) на зовнішньому рівні містять по 8 електронів. Їхній зовнішній енергетичний рівень хоча й не весь заповнений, але це відповідає заповненим *s*- та *p*-орбіталям на зовнішньому шарі. Саме цим і пояснюється хімічна інертність цих елементів: вони взагалі не вступають у хімічні реакції.

Отже, атоми із завершеними енергетичними рівнями або на зовнішньому рівні яких міститься вісім електронів, мають підвищену хімічну стійкість.

## Металічний і неметалічний характер хімічних елементів

Атоми всіх інших хімічних елементів прагнуть мати таку електронну оболонку, як в інертних елементів. Для цього вони втрачають або приєднують електрони, щоб їхня електронна оболонка стала такою, як в атомі найближчого інертного елемента.

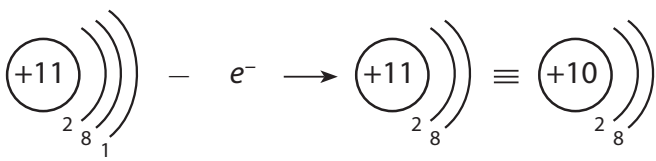
Утрачаючи чи приєднуючи електрони, атом перетворюється на заряджену частинку, яку називають **йоном**. Розрізняють **катіони** — йони з позитивним зарядом, і **аніони** — негативно заряджені йони.

Якщо електронів на зовнішньому енергетичному рівні мало, то їх легше віддати, що характерно для металічних елементів. А якщо електронів на зовнішньому рівні багато, то такі атоми прагнуть прийняти електрони, що характерно для неметалічних елементів.

- Невелика кількість електронів на зовнішньому рівні (зазвичай 1–3) характерна для металічних елементів;
- чотири й більше електронів на зовнішньому рівні характерна для неметалічних елементів

Атоми більшості неметалічних елементів можуть також і віддавати електрони, але слід зазначити головну відмінність: **атоми металічних елементів здатні лише віддавати електрони, а неметалічних — і віддавати, і приймати.**

Розглянемо лужний елемент Натрій — елемент головної підгрупи I групи. Проста речовина, утворена Натрієм,— активний метал. Висока хімічна активність натрію пояснюється наявністю в його атомах єдиного валентного електрона, який він легко віддає в хімічних реакціях. Утрачаючи цей електрон, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджений йон $Na^+$ з електронною формулою інертного елемента Неону:




Na $\qquad$ $Na^+$ $\qquad$ Ne

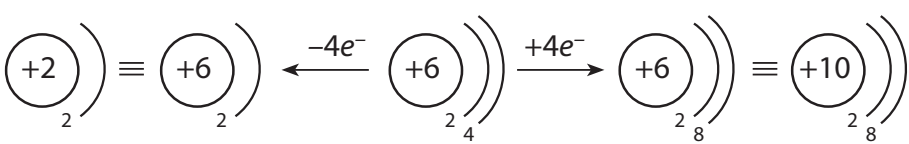
Йони $Na^+$ містяться у складі всіх сполук Натрію, наприклад соди й кухонної солі. На відміну від атомів Натрію, йони Натрію хімічно інертні й майже нешкідливі для організму (мал. 14.3). Увесь Натрій, що міститься в організмі людини (близько 90 г), перебуває саме у вигляді йонів.

Мал. 14.3. Лужні метали — літій, натрій, калій (зображені ліворуч на кожному склі) — складаються з атомів відповідних металічних елементів і є м'якими та блискучими речовинами з високою реакційною здатністю. Йони цих лужних елементів, що містяться у складі хлоридів (зображені праворуч), є хімічно інертними

Розглянемо галоген Флуор — елемент VIIA групи. Проста сполука, утворена Флуором,— активний неметал. Висока хімічна активність фтору пояснюється тим, що в атомах Флуору на зовнішньому рівні міститься сім електронів. До завершення рівня бракує лише одного електрона, тому для Флуору характерним є процес приєднання електрона. Наприклад, атом Флуору, приєднуючи один електрон, перетворюється на йон $F^-$, що має електронну формулу інертного елемента Неону:

F $\qquad$ $F^-$ $\qquad$ Ne

Розглянемо Карбон — елемент IVA групи. Його атоми на зовнішньому рівні містять по чотири електрони. Вони можуть набути електронної конфігурації атома Гелію, віддавши чотири електрони, або електронної конфігурації атома Неону, прийнявши чотири електрони:




He $\qquad$ $C^{+4}$ $\qquad$ C $\qquad$ $C^{-4}$ $\qquad$ Ne

Отже, Карбон може виявляти як металічний, так і неметалічний характер. Але Карбон відносять до неметалічних елементів, оскільки головна ознака неметалічних елементів — це здатність приєднувати електрони, і вона переважає над здатністю їх віддавати.

В атомах перехідних елементів (*d*-елементів) на зовнішньому енергетичному рівні переважно міститься два електрони. Завдяки цьому всі перехідні елементи є металічними. Усі *f*-елементи (родини лантаноїдів та актиноїдів) також є металічними (мал. 12.1, с. 61).

Електронні формули йонів можна визначити за електронними формулами атомів, додавши до них або віднявши від них потрібну кількість електронів.

Наприклад, електронна формула атома Літію — $1s^2 2s^1$, а катіона Літію $Li^+$ — $1s^2$, що збігається з електронною формулою Гелію.

Під час утворення аніонів приєднані електрони займають вільні місця на орбіталях. Наприклад, формула атома Хлору $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, а аніона $Cl^-$ — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, що збігається з електронною формулою Аргону.

## Зміна металічних і неметалічних властивостей

У різних хімічних елементів — металічних чи неметалічних — різна хімічна активність. Це також зумовлено кількістю валентних електронів на зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів.

Елементам I групи потрібно віддати один електрон, а II групи — два електрони. Один електрон віддати легше, ніж два. Отже, чим більше електронів на зовнішньому рівні, тим атомам складніше їх віддавати, тому зі збільшенням кількості електронів на зовнішньому рівні (у періодах) металічні властивості елементів послаблюються.

Чим більше електронів бракує до завершення енергетичного рівня, тим складніше атомам їх приєднувати, тож, чим менше електронів на зовнішньому рівні, тим слабшими є неметалічні властивості елементів.

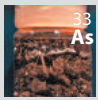
У періоді зі збільшенням порядкового номера металічні властивості елементів та утворених ними простих речовин послаблюються, а неметалічні — посилюються (мал. 14.4).

В елементів однієї групи на зовнішньому енергетичному рівні є однакова кількість електронів. Наприклад, у лужних елементів в усіх атомів по одному електрону, але вони розміщені на різних рівнях: в атомів Літію — на другому, Натрію — на третьому тощо. Але чим далі від ядра розміщені валентні електрони, тим менше вони притягуються до ядра. Завдяки цьому атоми Натрію втрачають електрони легше, ніж атоми Літію.

| Група | IA | IIA | IIIA | IVA | VA | VIA | VIIA |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Будова зовнішнього електронного рівня | $s^1$ | $s^2$ | $s^2p^1$ | $s^2p^2$ | $s^2p^3$ | $s^2p^4$ | $s^2p^5$ |
| Кількість електронів на зовнішньому рівні | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
| 3-й період | | | | | | | |
| Характер хімічного елемента | Металічний | Металічний | Металічний | Напівметалічний | Неметалічний | Неметалічний | Неметалічний |
| Властивості простої речовини | Дуже активний метал | Активний метал | Метал | Неметал | Неметал | Неметал | Активний неметал |

Металічні властивості послаблюються, неметалічні — посилюються →

Мал. 14.4. Зміна характеру елементів 3-го періоду та утворених ними простих речовин

| Будова зовнішнього електронного рівня | Група VA | Характер хімічного елемента | Властивості простої речовини |
|---|---|---|---|
| $2s^22p^3$ | | Неметалічний | Неметал |
| $3s^23p^3$ | | Неметалічний | Неметал |
| $4s^24p^3$ |   | Неметалічний (напівметалічний) | Неметал |
| $5s^25p^3$ | | Неметалічний (напівметалічний) | Неметал (із металічним блиском) |
| $6s^26p^3$ | | Металічний | Метал |

↓ Неметалічні властивості послаблюються, металічні — посилюються

Мал. 14.5. Зміна характеру елементів VA групи та утворених ними простих речовин

Зі збільшенням радіуса атома зовнішні електрони легше втрачати, тому металічні властивості в групах посилюються, а неметалічні — послаблюються. Металічні властивості елементів однієї підгрупи найсильніше виражені в елементів із найбільшим радіусом (найбільшим порядковим номером), а неметалічні — в елементів із найменшим радіусом (найменшим порядковим номером) (мал. 14.5, с. 75).

Серед усіх хімічних елементів найактивнішим металічним елементом є Францій (оскільки Францій у природі не трапляється, а добутий штучно, то серед існуючих елементів найактивніший металічний елемент — Цезій). А найактивніший неметалічний елемент — Флуор.

Як ви могли побачити, властивості елементів та їхніх сполук зумовлені будовою електронних оболонок атомів. Отже, і періодичність змін цих властивостей пов'язана з періодичністю повторюваності електронної конфігурації атомів.

**Зі збільшенням порядкового номера:**
- у періодах металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються;
- у головних підгрупах металічні властивості посилюються, а неметалічні — послаблюються

## Висновки

1. Радіус атомів визначається розміром електронної оболонки. У періодах радіус атомів зменшується, а в групах — збільшується.
2. Властивості елементів та їхніх сполук зумовлені будовою електронних оболонок атомів. Металічні властивості виявляють переважно елементи, в атомів яких на зовнішніх рівнях міститься не більше ніж чотири електрони. Атоми неметалічних елементів містять на зовнішньому рівні чотири й більше електронів.
3. У періодах металічні властивості елементів зі збільшенням порядкового номера послаблюються, а в групах — посилюються. Неметалічні властивості, навпаки, у періодах посилюються, а в групах — послаблюються.

## Контрольні запитання

1. Чим зумовлені металічні та неметалічні властивості елементів?
2. Як визначити кількість валентних електронів в електронних оболонках атомів хімічних елементів головних підгруп?
3. Чому атоми приймають або віддають електрони в хімічних реакціях?
4. Чому інертні елементи не вступають у хімічні реакції?
5. Які частинки називають йонами?
6. Як змінюється сила притягання валентних електронів до ядра в періоді та підгрупі?

7. Як змінюються металічні й неметалічні властивості елементів у групах і періодах Періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Чим пояснюються такі зміни?
8. Чим зумовлений радіус атомів? Як він змінюється в періодах і групах?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Випишіть із наведеного переліку окремо символи: а) атомів; б) катіонів; в) аніонів; г) молекул.
   Na, $Na^+$, O, $O_2$, $O^{2-}$, Fe, $SO_4^{2-}$, $Mg^{2+}$, $HNO_3$, $NO_3^-$, $NH_4^+$, $NO_2$.
2. Запишіть електронну конфігурацію: а) атома Хлору і йона $Cl^-$; б) атома Магнію і йона $Mg^{2+}$.
3. Скільки протонів і електронів містить: а) атом Алюмінію; б) йон $Al^{3+}$?
4. Атом якого елемента містить стільки електронів, скільки їх у йоні $Na^+$?
5. Порівняйте електронну будову йонів $S^{2-}$, $Cl^-$, $K^+$, $Ca^{2+}$ з будовою атома Аргону.
6. Скільки електронів бракує до завершення зовнішнього енергетичного рівня атомам: а) Оксигену; б) Хлору; в) Фосфору?
7. Йон певного елемента $E^{2+}$ має таку саму електронну будову, що й атом Аргону. Визначте цей елемент.
8. За Періодичною системою визначте максимальну кількість електронів, яку може віддавати та приєднувати в хімічних реакціях атом Фосфору.
9. Чому істотно відрізняються за властивостями елементи головних підгруп I і VII груп? Поясніть відповідь із точки зору будови їхніх електронних оболонок.
10. У чому полягає відмінність електронної оболонки йона Натрію від електронних оболонок: а) атома Натрію; б) атома Неону; в) йона $K^+$?
11. Чому хімічні елементи Флуор і Хлор мають подібні властивості?

# § 15. Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у Періодичній системі й будовою атома

Пригадайте:
- будову Періодичної системи (за § 12);
- залежність властивостей елементів та їхніх сполук від будови їхньої електронної оболонки (за § 14).

За розміщенням у Періодичній системі та електронною конфігурацією атома елемента можна передбачити його певні властивості й схарактеризувати їх щодо інших хімічних елементів. Схарактеризувати хімічний елемент можна за наведеним планом. Розглянемо його на прикладі Карбону та Кальцію (табл. 5, с. 78).

**Таблиця 5. Характеристика хімічних елементів (на прикладі Карбону та Кальцію)**

| Карбон | Кальцій |
|---|---|
| **1. Розміщення в Періодичній системі** | |
| Порядковий номер — 6; 2-й період, IV група, головна підгрупа | Порядковий номер — 20; 4-й період, II група, головна підгрупа; належить до родини лужноземельних елементів |
| **2. Будова атома** | |
| Заряд ядра +6, атоми містять по 6 протонів, 6 нейтронів, 6 електронів. Електронна оболонка складається з двох енергетичних рівнів. На зовнішньому рівні міститься одна електронна пара і 2 неспарені електрони. Будова зовнішнього електронного рівня:<br>$_{6}C$ 2 [↑↓] [↑][↑][ ]<br>*s* *p*<br>Електронна формула: $1s^2 2s^2 2p^2$ | Заряд ядра +20, атоми містять по 20 протонів, 20 нейтронів, 20 електронів. Електронна оболонка складається з чотирьох енергетичних рівнів. На зовнішньому рівні міститься одна електронна пара. Будова зовнішнього електронного рівня:<br>$_{20}Ca$ 4 [↑↓] [ ][ ][ ] [ ][ ][ ][ ][ ]<br>*s* *p* *d*<br>Електронна формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ |
| **3. Характеристика хімічного елемента** | |
| *p*-Елемент, неметалічний, до завершення електронного рівня приймає 4 електрони | *s*-Елемент, металічний, для набуття електронної конфігурації атома інертного елемента втрачає 2 електрони |
| **4. Відносна атомна маса** | |
| 12 | 40 |
| **5. Вища валентність та формула вищого оксиду** | |
| IV; $CO_2$ | II; CaO |
| **6. Гідрат вищого оксиду та його характер** | |
| $H_2CO_3$; кислота | $Ca(OH)_2$; луг |
| **7. Формула леткої сполуки з Гідрогеном** | |
| $CH_4$ | Не утворює |
| **8. Порівняння металічних або неметалічних властивостей із властивостями елементів, розміщених поряд у періоді та підгрупі** | |
| Неметалічні властивості виражені сильніше, ніж у Бору та Силіцію, але слабше, ніж у Нітрогену | Металічні властивості виражені сильніше, ніж у Магнію та Скандію, але слабше, ніж у Калію та Стронцію |

## Висновки

Аби схарактеризувати хімічний елемент, окрім зазначення його положення в Періодичній системі, необхідно також визначити будову його атомів та характер сполук, які він утворює.

## Контрольні запитання

1. Від чого залежить радіус атома: а) від кількості енергетичних рівнів; б) від кількості протонів; в) від кількості орбіталей?
2. Що спільного в будові зовнішньої електронної оболонки металічних елементів? неметалічних?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Який із хімічних елементів четвертого періоду виявляє найсильніші: а) металічні властивості; б) неметалічні властивості?
2. Назвіть елемент головної підгрупи IV групи, у якого найсильніше виражені неметалічні властивості.
3. Розташуйте наведені символи за порядком посилення металічних властивостей елементів: а) Al, Na, Mg; б) Ca, Ba, Sr.
4. Схарактеризуйте хімічні елементи Берилій, Оксиген, Натрій та Фосфор за планом, наведеним у цьому параграфі (табл. 5).
5. Три елементи А, Б та В розміщені в одному періоді. В атомі елемента А кількість енергетичних рівнів у два рази менша, ніж кількість електронів на його зовнішньому рівні. Елемент Б — найпоширеніший елемент у природі, з елементом А він утворює сполуку складу $АБ_2$. Елемент В утворює луг. Ці елементи утворюють речовину складу $В_2АБ_3$. Назвіть усі елементи і складіть формули речовин, про які йдеться.

**6*.** Як ви вважаєте, чому Гідроген іноді розташовують одночасно в першій і сьомій групах короткого варіанта Періодичної системи?

# § 16. Значення Періодичного закону

## Передбачення неправильно визначених відносних атомних мас

Відкриття Періодичного закону і створення Періодичної системи хімічних елементів — найбільше досягнення фундаментальної науки XIX століття. Періодичність зміни властивостей елементів була відома й до Менделєєва. Ідея розташувати елементи за порядком збільшення їхніх атомних мас була також не новою. Однак нікому з дослідників до Менделєєва не вдавалося, навіть із використанням певних знань

Мал. 16.1. Д. І. Менделєєв у робочому кабінеті

про хімічні властивості, побудувати систему для всіх відомих на той час елементів. Насамперед через те, що властивості багатьох елементів були визначені неправильно або не визначені взагалі.

Геніальність Менделєєва полягає в тому, що він першим побачив у періодичності змін властивостей елементів фундаментальний закон природи й поклав його в основу складеної ним таблиці (мал. 16.1).

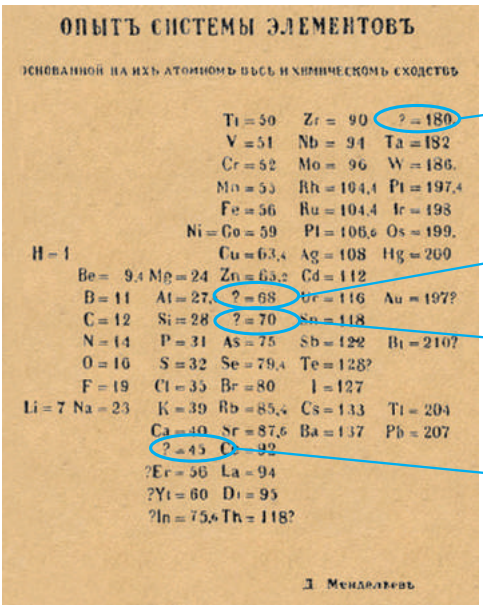
Ґрунтуючись на Періодичному законі, Менделєєв також виявив, що атомні маси певних елементів були визначені неправильно. Він провів численні експерименти з визначення атомних мас елементів і виправив відносні атомні маси деяких із них.

Так, більшість науковців приймали відносну атомну масу Берилію за 13,5. Але за сукупністю властивостей Берилій мав бути розміщений у Періодичній системі між Літієм (відносна атомна маса 7) і Бором (відносна атомна маса 11). Тому Менделєєв зробив висновок, що Берилій насправді має відносну атомну масу, проміжну між відносними атомними масами цих елементів, тобто близько 9. Згодом експериментальні дослідження підтвердили правильність думки Д. І. Менделєєва.

## Передбачення існування ще не відкритих хімічних елементів

Відкритий закон природи набуває наукового значення лише після того, як підтверджується практикою й подальшим розвитком науки. Закон має не лише пояснювати виявлені факти, але й передбачати нові відкриття. Глибоко переконаний у правильності відкритого ним закону, Д. І. Менделєєв доклав чимало зусиль для його визнання. Він показав, як користуватися законом для перевірки вже відомих фактів і для передбачення нових.

На момент відкриття Періодичного закону було відомо лише 63 хімічні елементи (мал. 16.2), але цей закон дозволив Менделєєву передбачити існування невідомих на той час елементів.


ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| | | Ti = 50 | Zr = 90 | ? = 180. |
| | | V = 51 | Nb = 94 | Ta = 182 |
| | | Cr = 52 | Mo = 96 | W = 186. |
| | | Mn = 55 | Rh = 104,4 | Pt = 197,4 |
| | | Fe = 56 | Ru = 104,4 | Ir = 198 |
| | | Ni = Co = 59 | Pl = 106,6 | Os = 199. |
| H = 1 | | Cu = 63,4 | Ag = 108 | Hg = 200 |
| Be = 9,4 | Mg = 24 | Zn = 65,2 | Cd = 112 | |
| B = 11 | Al = 27,4 | ? = 68 | Ur = 116 | Au = 197? |
| C = 12 | Si = 28 | ? = 70 | Sn = 118 | |
| N = 14 | P = 31 | As = 75 | Sb = 122 | Bi = 210? |
| O = 16 | S = 32 | Se = 79,4 | Te = 128? | |
| F = 19 | Cl = 35 | Br = 80 | I = 127 | |
| Li = 7 Na = 23 | K = 39 | Rb = 85,4 | Cs = 133 | Tl = 204 |
| | Ca = 40 | Sr = 87,6 | Ba = 137 | Pb = 207 |
| | ? = 45 | Ce = 92 | | |
| | ?Er = 56 | La = 94 | | |
| | ?Yt = 60 | Di = 95 | | |
| | ?In = 75,6 | Th = 118? | | |

Д. Менделѣевъ

Гафній Hf ($A_r$ — 178,5) буде відкритий Д. Костером і Д. Хевеши 1923 року

Галій Ga ($A_r$ — 69,72) буде відкритий Л. де Буабодраном 1875 року

Германій Ge ($A_r$ — 72,59) буде відкритий К. Вінклером 1886 року

Скандій Sc ($A_r$ — 44,956) буде відкритий Л. Нільсоном 1879 року

Мал. 16.2. В одному з перших варіантів таблиці Менделєєв лишив вільні місця для ще не відомих елементів і передбачив їхні властивості

Так, не були відомі елементи з атомними масами від 65 (Цинк) до 75 (Арсен). Однак за значенням вищої валентності Цинк — це елемент II групи (оксид ZnO), а Арсен — V групи (вищий оксид $As_2O_5$). Менделєєв припустив, що між Цинком і Арсеном мають бути розміщені ще два поки не відомі елементи: один із них за властивостями має бути подібним до Алюмінію, а інший — до Силіцію. Він назвав їх Екаалюмінієм (тобто «подібний до Алюмінію») і Екасиліцієм («подібний до Силіцію»).

## Передбачення властивостей елементів та їхніх сполук

Д. І. Менделєєв не лише передбачив існування невідомих елементів, але й описав властивості деяких із них. Багато хто з науковців спочатку скептично ставилися до передбачень Менделєєва. Але після виявлення цих елементів у природі геніальна прозорливість Менделєєва одержала блискуче підтвердження. Властивості нових відкритих елементів — їх назвали Галієм і Германієм — практично збіглися з передбаченими Менделєєвим властивостями Екаалюмінію й Екасиліцію (табл. 6, с. 82). Це підтвердило правильність Періодичного закону.

**Таблиця 6. Передбачені й експериментально виявлені властивості Германію**

| Характеристика елемента та утворених ним речовин | Екасиліцій, передбачений Менделєєвим 1871 року | Германій, відкритий Вінклером 1886 року |
|---|---|---|
| Відносна атомна маса | Близько 72 | 72,6 |
| Властивості простої речовини | Сірий тугоплавкий метал, густина — бл. 5,5 г/см$^3$ | Сірий тугоплавкий метал, густина — 5,35 г/см$^3$ |
| Характеристика оксиду | Формула оксиду — $EO_2$, густина — бл. 4,7 г/см$^3$, оксид має помірно легко відновлюватися до металу | Формула оксиду — $GeO_2$, густина — 4,7 г/см$^3$, оксид відновлюється до металу під час нагрівання в струмені водню |
| Характеристика хлориду | Хлорид $ECl_4$ має бути рідиною з температурою кипіння бл. 90 °C і густиною бл. 1,9 г/см$^3$ | Германій хлорид $GeCl_4$ є рідиною з температурою кипіння 83 °C і густиною 1,887 г/см$^3$ |

Д. І. Менделєєв визначав властивості певного невідомого елемента як середні до властивостей елементів, що оточують його в Періодичній системі. Так, ліворуч і праворуч від Германію розміщені відповідно Галій та Арсен, а зверху і знизу — Силіцій і Станум. За методом Менделєєва, відносна атомна маса Германію має дорівнювати середньому арифметичному відносних атомних мас цих чотирьох елементів. Отримане число — 72,85 — близьке до значення відносної атомної маси Германію (72,59).

## Відкриття інертних газів

Складним «випробуванням» для Періодичного закону виявилося відкриття інертних газів. Ці речовини містяться в атмосфері в незначній кількості. Першим був виявлений аргон. Повідомлення про його наявність у повітрі справило на вчених приголомшливе враження. Повітря, що, здавалося б, так ретельно досліджене, містить невідомий газ! Надалі в повітрі були виявлені неон, криптон і ксенон. Дослідження цих газів визначило, що їх молекули одноатомні. Інертні гази не реагували з жодною речовиною. Спроби добути сполуки інертних елементів з іншими елементами не мали результатів.

Отже, з'явилися елементи з невизначеними валентностями, і їм не було місця в Періодичній системі.

Оскільки нові елементи були надзвичайно хімічно інертними, Менделєєв помістив їх між елементами груп галогенів і лужних елементів в окрему групу з номером 0 (у сучасній Періодичній системі вони розміщені у VIII групі). Таким чином періоди Періодичної системи одержали своє логічне завершення.

Експериментальне підтвердження змінених Менделєєвим відносних атомних мас та відкриття елементів із передбаченими заздалегідь властивостями зумовило світове визнання Періодичного закону.

Періодичний закон відкрив шлях до вивчення будови атома. Ґрунтуючись на Періодичному законі, науковці змогли одержувати речовини з наперед заданими властивостями, відкривати й синтезувати раніше не відомі хімічні елементи. Періодичний закон дозволив науковцям висувати й доводити гіпотези про народження й перетворення хімічних елементів у Всесвіті.

- Вивчаючи склад нафти, Менделєєв з'ясував, що набагато раціональніше використовувати її для добування цінних органічних речовин, а не для спалювання. Він говорив, що спалювати нафту в пічках усе одно, що топити їх грошима.
- Менделєєв уважав скромність найвередливішою якістю людини і завжди без сорому вибивав гроші з уряду. Відома історія про відвідування лабораторії Менделєєва одним Великим князем. Менделєєв, щоб звернути увагу на скрутне становище лабораторії й отримати гроші на дослідження, наказав завалити коридор усіляким мотлохом і дошками. Князь перейнявся проблемами лабораторії і виділив кошти.
- Люди, далекі від науки, знали Менделєєва винятково як «майстра чемоданних справ». У вільний час Дмитро Іванович полюбляв переплітати книги, клеїти рамки для портретів, виготовляти чемодани. Він сам шив собі одяг, оскільки готовий уважав незручним.
- Дід Менделєєва мав зовсім інше прізвище — Соколов. Річ у тім, що він був священником, у родинах яких у ті часи було заведено давати своїм синам різні прізвища. Тому батько Дмитра Івановича отримав прізвище сусідніх поміщиків.

## Висновки

Періодичний закон — фундаментальний закон природи, що дозволяє пояснити й передбачити властивості хімічних елементів та утворених ними сполук.

## Контрольні запитання

1. Опишіть наукове значення Періодичного закону. Чому спроби класифікації хімічних елементів, зроблені до Менделєєва, не можна вважати фундаментальними законами природи?
2. Яким чином Періодичний закон дозволяє передбачити властивості хімічних елементів та утворених ними хімічних сполук? Наведіть конкретні приклади.
3. Поясніть, чому відкриття інертних газів поставило під сумнів справедливість Періодичного закону.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. За Періодичним законом обчисліть значення відносних атомних мас Галію і Селену. Порівняйте отримані дані з наведеними в Періодичній системі хімічних елементів.
2. Складіть формули сполук із Хлором тих елементів, існування яких було передбачено Д. І. Менделєєвим (№ 21, 31, 32).
3. Назвіть відомі вам прості речовини, молекули яких у газоподібному стані є: а) одноатомними; б) двоатомними.
4. Поясніть на конкретних прикладах, як можна передбачити характер елемента та фізичні й хімічні властивості його сполук, ґрунтуючись на Періодичному законі.
5. Які порушення в закономірній зміні властивостей елементів другого періоду виникатимуть, якщо елемент Берилій помістити згідно з його колишнім (помилковим) значенням відносної атомної маси (13,5)?
6. Хімічні елементи А, Б і В належать до головних підгруп II, IV і VI груп відповідно. Хімічні елементи А і Б належать до одного періоду й утворюють один з одним дві сполуки: одна здатна горіти, а інша — ні. Сполуки цих трьох елементів поширені в природі й застосовуються у виробництві будівельних матеріалів. Назвіть ці елементи.
7. Визначте в Періодичній системі елемент, вищий оксид якого має валентність не більшу за IV та відносну молекулярну масу (із точністю до одиниці): а) 94; б) 102. Доведіть, що існує лише одна правильна відповідь у кожному випадку.

8*. Як ви вважаєте, чи зможуть науковці виявити нові хімічні елементи, що мають міститися у восьмому періоді? Скільки, на вашу думку, може всього існувати хімічних елементів? Знайдіть у додаткових джерелах відомості, які б доводили вашу думку.

9. Виконайте навчальні проєкти: № 3 «Хімічні елементи в літературних творах» та № 4 «Цікаві історичні факти з відкриття і походження назв хімічних елементів».

*Перевірте свої знання за темою «Будова атома. Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів».*

# ТЕМА 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- як атоми сполучаються в молекулі;
- чому не всі атоми відштовхуються один від одного;
- чим відрізняються зв'язки між різними атомами;
- чи з'єднані між собою атоми в кухонній солі;
- як побудовані тверді речовини;
- що в кристалах є ґратки;
- як будова речовини позначається на її властивостях.

## § 17. Природа хімічного зв'язку

Пригадайте:
- визначення електронних формул атомів (за § 10);
- причину стійкості атомів інертних елементів (за § 14).

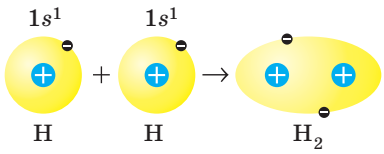
### Електронна природа зв'язку

Майже двісті років тому науковцями було введено поняття про валентність як здатність атомів сполучатися з іншими атомами. Наприклад, атоми Гідрогену завжди одновалентні, а Оксигену — двовалентні. Ґрунтуючись на цих даних, почали зображувати **структурні формули** молекул у такий спосіб:

| $H_2$ | $O_2$ | $H_2O$ |
|---|---|---|
| H – H | O = O | H – O – H |

У цих формулах рисочками позначені хімічні зв'язки, що існують між атомами. Але що є хімічним зв'язком? Лише після відкриття електрона англійським фізиком Джозефом Томсоном 1897 року було висловлено припущення, що хімічні зв'язки мають електронну природу й утворюються завдяки зміщенню або перенесенню електронів від одного атома до іншого. Пізніше виявилося, що ця гіпотеза була правильною.

Атом, як ви вже знаєте, складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів. Найпростіший атом — атом Гідрогену — містить лише один електрон, який перебуває

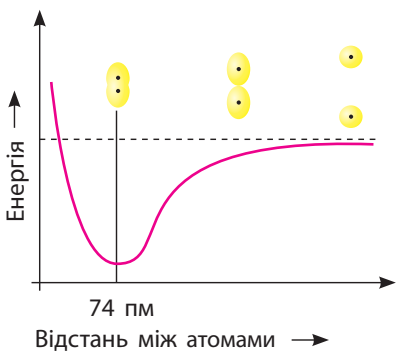



Мал. 17.1. Під час утворення хімічного зв'язку електронні орбіталі атомів Гідрогену перекриваються

на першому енергетичному рівні. Під час зближення двох атомів Гідрогену ядро одного з них притягує електрон іншого атома і навпаки. Між атомами виникає взаємодія, і відстань між ними зменшується доти, поки взаємне притягання не врівноважиться відштовхуванням двох позитивно заряджених ядер. У молекулі водню, що утворилася, електронна густина (імовірне місце перебування електронів) у просторі між ядрами виявляється підвищеною завдяки перекриванню орбіталей атомів Гідрогену (мал. 17.1).

Хімічний зв'язок — це взаємодія атомів, що зумовлює стійкість багатоатомних частинок (молекул, йонів, кристалів).

У разі утворення хімічного зв'язку між атомами енергія молекули нижча за енергію окремих атомів (мал. 17.2), а прагнення до зменшення енергії — це діюча сила будь-яких взаємодій. Зменшення енергії молекули порівняно з енергією окремих атомів — причина утворення хімічного зв'язку.




Мал. 17.2. Залежність енергії атомів Гідрогену під час утворення молекули водню від відстані між ядрами атомів: за максимальної взаємодії атомів (утворення хімічного зв'язку) енергія зменшується до мінімуму, 1 пм = $10^{-12}$ м

## Умови виникнення хімічного зв'язку

Не всі атоми можуть взаємодіяти між собою. Трапляється так, що в разі зближення деяких атомів і перекривання їхніх електронних орбіталей молекула не утворюється. Наприклад, якщо два атоми Гелію наближаються один до одного, то молекула $He_2$ утворитися не може.

Умови виникнення хімічного зв'язку визначив американський хімік Джилберт Льюїс, який 1916 року запропонував електронну теорію хімічного зв'язку. Ця теорія ґрунтується на уявленні про те, що електронні оболонки атомів інертних елементів відзначаються особливою стійкістю,

Джилберт Ньютон Льюїс (1875–1946)

Американський фізико-хімік, працював у галузі електрохімії, термодинаміки й теоретичної хімії. Народився в м. Веймут неподалік від Бостона. У 14 років вступив до університету Небраска, а через три роки перевівся в Гарвард. Із 26 років викладав у Гарварді, Кембриджі. У 39 років став деканом хімічного факультету в університеті Берклі. 1916 року Льюїс висунув ідею, що хімічний зв'язок утворюється завдяки спільній парі електронів, а також що зовнішній електронний шар містить вісім електронів (хоча термін «октет» ніколи не вживав). 1932 року сформулював теорію кислот і основ. Уперше виділив чисту «важку воду». Льюїса називають одним із найвидатніших фізико-хіміків США. Серед його учнів — 289 докторів наук і 20 лауреатів Нобелівської премії, хоча йому самому отримати Нобелівську премію так і не судилося.

чим і пояснюється їх хімічна інертність. Атоми всіх інших елементів під час утворення хімічного зв'язку прагнуть змінити електронну оболонку до конфігурації атома найближчого інертного елемента, віддаючи або приєднуючи електрони. Лише в такому випадку утворюються стійкі молекули. Це твердження називають **правилом октету Льюїса** (від латинського слова *окто* — вісім), оскільки атоми всіх інертних елементів (крім Гелію) містять на зовнішньому рівні по вісім електронів.

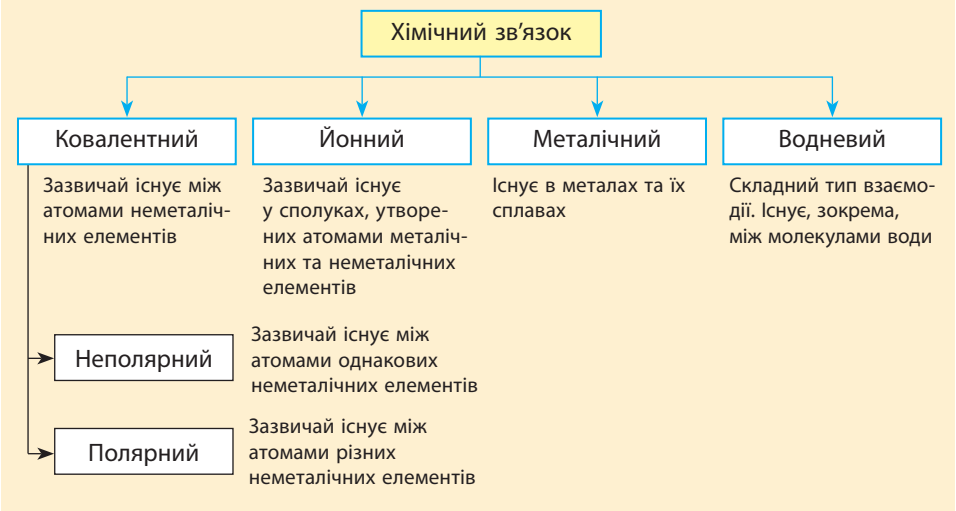
Отже, зрозуміло, чому молекула $H_2$ стійка, а молекули $He_2$ не існує. Це пов'язано з тим, що атому Гідрогену до завершення зовнішнього рівня бракує одного електрона. Під час утворення молекули $H_2$ електрони двох атомів об'єднуються, і електронна конфігурація кожного атома доповнюється до конфігурації атома Гелію. А в атомі Гелію зовнішній енергетичний рівень уже заповнений, тож атому просто не потрібні «зайві» електрони.

## Типи хімічного зв'язку

У речовинах розрізняють декілька типів хімічного зв'язку. Усі вони утворюються завдяки усуспільненню або передачі електронів, але між типами зв'язку існують суттєві відмінності. Залежно від виду атомів, що сполучаються, можуть утворюватися різні типи зв'язку, але можна стверджувати, що в усіх металах існує металічний зв'язок.

У 8 класі ви ознайомитеся з ковалентним та йонним зв'язками, а інші вивчатимете у старших класах.

**Схема 2. Типи хімічного зв'язку**




Перша стаття, опублікована Льюїсом 1916 року з теорії хімічного зв'язку, містила на той час революційні ідеї, а сьогодні це вивчають у шкільному курсі хімії. Але сучасники не змогли оцінити роботу Льюїса. Через три роки на неї звернув увагу відомий фізик Ленгмюр, який доповнив теорію Льюїса про ковалентний і йонний зв'язки. Авторитет Ленгмюра на той час був настільки великий, що йому мимоволі була приписана слава створення теорії хімічного зв'язку. Сьогодні справедливість відновлена, і засновником цієї теорії вважають Льюїса.

## Висновки

1. Хімічний зв'язок має електронну природу й реалізується завдяки притягуванню електронів одного атома до ядра іншого атома.
2. Хімічний зв'язок утворюють ті атоми, електронна конфігурація яких відрізняється від конфігурації атомів інертних елементів. Під час утворення зв'язку атоми усуспільнюють або перерозподіляють електрони, щоб набути електронної конфігурації атомів найближчого інертного елемента.

## Контрольні запитання

1. Чому кількість відомих молекул набагато перевищує кількість існуючих хімічних елементів?

2. За участю яких частинок утворюється хімічний зв'язок?
3. Які взаємодії існують у молекулі водню? Як вони змінюються залежно від відстані між ядрами атомів?
4. Дайте визначення хімічному зв'язку. Завдяки чому він утворюється?
5. Чому одні атоми взаємодіють один з одним, а інші — ні?
6. Які існують типи хімічного зв'язку?
7. За яким правилом можна визначити атоми, що здатні утворити хімічний зв'язок?

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Скільки електронів не вистачає до октету атомам Нітрогену, Хлору, Сульфуру, Карбону, Флуору, Оксигену?
2. До електронної конфігурації атомів яких інертних елементів прагнуть атоми Літію, Оксигену, Кальцію, Алюмінію, Хлору? Атоми цих елементів будуть віддавати чи приєднувати електрони в разі утворення хімічних зв'язків?
3. Визначте, скільки електронів можуть віддати для здобуття електронної конфігурації атомів інертного елемента атоми Літію, Магнію, Калію, Алюмінію, Фосфору, Хлору.

## § 18. Ковалентний зв'язок

Пригадайте: визначення електронних конфігурацій атомів (за § 10).

### Утворення ковалентного зв'язку

Ви вже знаєте, що під час утворення хімічного зв'язку атоми прагнуть того, щоб на їхньому зовнішньому енергетичному рівні було два або вісім (октет) електронів. Цього можна досягти кількома способами. Один із них полягає в об'єднанні неспарених електронів у спільні електронні пари, що належать одночасно обом атомам. Такий зв'язок називають ковалентним.

Хімічний зв'язок, що виникає в результаті утворення спільних електронних пар, називають ковалентним.

Розглянемо утворення ковалентних зв'язків у деяких простих молекулах. У найпростішому з відомих атомів — атомі Гідрогену — на зовнішньому електронному рівні перебуває один електрон:

$$_{1}\mathrm{H} \quad 1\boxed{\uparrow}$$

$$s$$

Для зображення утворення хімічного зв'язку валентні електрони позначають крапкою або хрестиком:

$$H\cdot \text{ або } H\times$$

Такі формули називають **електронними формулами,** або **електронно-крапковими формулами**, або **формулами Льюїса**.

Утворення молекули водню $H_2$ можна записати у вигляді формули:

$$H\cdot + \cdot H \rightarrow H{:}H$$

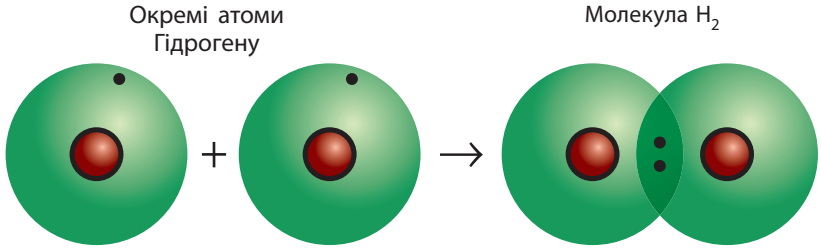
Отже, кожний атом Гідрогену віддає свій валентний електрон у «спільне користування». При цьому утворюється **спільна електронна пара**, що одночасно належить обом атомам Гідрогену. Кожний атом Гідрогену набуває електронної конфігурації атома інертного елемента (Гелію), тобто отримує заповнений зовнішній енергетичний рівень, що зумовлює стійкість молекули водню.

Спільну електронну пару, яка визначає хімічний зв'язок, можна позначити рискою. У такий спосіб складають **структурні формули**, наприклад, для водню:

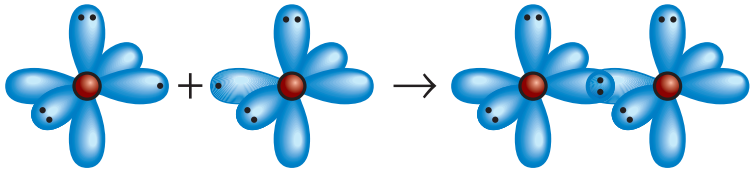
$$H–H$$

Між атомами Гідрогену утворюється одна спільна електронна пара, тобто один хімічний зв'язок. Такий зв'язок називають **ординарним,** або **одинарним**. Якщо зобразити утворення спільної електронної пари перекриванням відповідних орбіталей, то вийде молекула, модель якої зображена на малюнку 18.1: дві *s*-орбіталі атомів Гідрогену перекриваються, і в цій частині простору підвищується електронна густина.

Атоми неметалічних елементів другого періоду прагнуть доповнити свою електронну оболонку до октету. Складемо схему утворення зв'язку в молекулі фтору $F_2$. Атом Флуору містить на зовнішньому

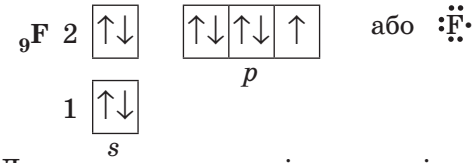



Мал. 18.1. У разі перекривання *s*-орбіталей атомів Гідрогену електронна густина підвищується між ядрами сполучених атомів, де переважно перебуває спільна електронна пара

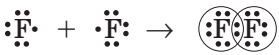


Мал. 18.2. Перекривання *p*-орбіталей атомів Флуору під час утворення молекули фтору. Інші *p*-орбіталі, на яких перебувають електронні пари, не беруть участі в утворенні зв'язку

рівні сім електронів: три електронні пари й один неспарений електрон:



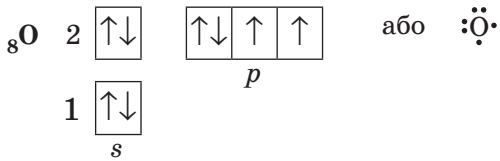

До завершення зовнішнього рівня атому Флуору бракує одного електрона, тому кожний з атомів надає в спільне користування по одному неспареному електрону:



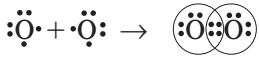

У молекулі фтору $F_2$ атоми Флуору утворюють одну спільну електронну пару шляхом перекривання *p*-орбіталей (мал. 18.2). У такий спосіб кожний з атомів має на зовнішньому рівні по вісім електронів (октет), із яких два є спільними, а шість (три пари) не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку й належать самому атому. Ці три електронні пари називають **неподіленими**.

## Утворення подвійного й потрійного зв'язків

У разі взаємодії двох атомів, кожний із яких має кілька неспарених електронів, утворюється одночасно кілька спільних електронних пар. Прикладом є молекула кисню $O_2$. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні є шість електронів: дві електронні пари і два неспарені електрони:



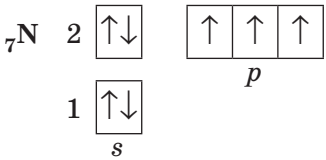
Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар:



або O=O

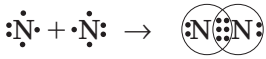
Завдяки цьому кожний атом Оксигену отримує завершений зовнішній енергетичний рівень із восьми електронів (октет). Такий хімічний зв'язок називають **подвійним** і позначають двома рисками.

В атомах Нітрогену на зовнішньому електронному рівні містяться три неспарені електрони:




або

Завдяки їм під час утворення молекули азоту $N_2$ виникають три спільні електронні пари:

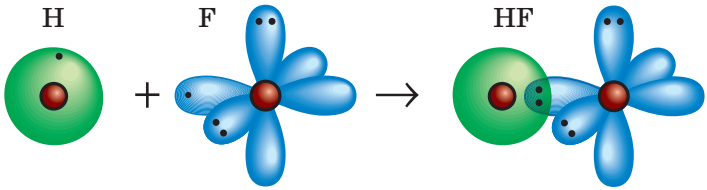


або N≡N

Кожний з атомів Нітрогену отримує завершений зовнішній електронний рівень, що містить октет електронів: шість електронів спільні для обох атомів (три спільні пари), і в кожного з атомів по одній власній електронній парі. Зв'язок у молекулі азоту називають **потрійним** і позначають трьома рисками.

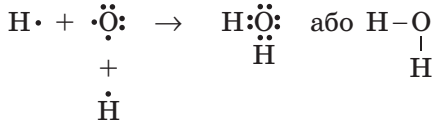
## Утворення зв'язку між різними атомами

Ми розглянули, як утворюється хімічний зв'язок у молекулах простих речовин, але ковалентний зв'язок може виникнути й між атомами різних елементів. У молекулі гідроген флуориду HF (фтороводню) атоми за рахунок «чужого» електрона завершують свій зовнішній енергетичний рівень: атом Гідрогену — перший, а атом Флуору — другий (мал. 18.3).



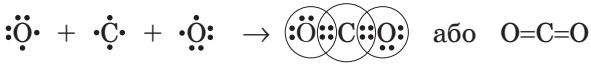

Мал. 18.3. В утвореній молекулі гідроген флуориду *s*-орбіталь атома Гідрогену перекривається з *p*-орбіталлю атома Флуору

Якщо в одному атомі є кілька неспарених електронів, то він може утворити ковалентні зв'язки одночасно з кількома атомами. У молекулі води $H_2O$ атом Оксигену утворює два ординарні ковалентні зв'язки з двома атомами Гідрогену:




Кожний атом Гідрогену в молекулі води містить на зовнішньому рівні по два електрони (спільні з атомом Оксигену), а атом Оксигену — вісім електронів (чотири свої і дві спільні пари).

Між атомами різних елементів може також утворюватися й подвійний зв'язок, наприклад, у молекулі вуглекислого газу $CO_2$ між атомами Карбону й Оксигену:




У цьому випадку кожний з атомів Оксигену утворює один подвійний зв'язок, а атом Карбону — два подвійні зв'язки.

Зверніть увагу, що у звичайному стані в атомі Карбону на зовнішньому рівні перебувають лише два неспарені електрони. Аби утворити чотири хімічні зв'язки, атом Карбону поглинає невелику кількість енергії і переходить у збуджений стан (графічно він позначається зірочкою). Поглинаючи додаткову енергію, один електрон із *s*-орбіталі переходить на вільну *p*-орбіталь, і на зовнішньому рівні атома Карбону стають чотири неспарені електрони:

Такий процес досить поширений і відбувається, коли на зовнішньому рівні атомів є вільні орбіталі й електронні пари. Завдяки йому в атомах деяких елементів під час поглинання додаткової енергії у збудженому стані стає більше неспарених електронів, ніж у звичайному (основному) стані, і елементи можуть виявляти свою вищу валентність.

### *Лінгвістична задача*

Латиною *co* означає «спільний», а *vales* — «той, що має силу». Ґрунтуючись на цьому, поясніть зміст терміна «ковалентний».
Латиною *ordinary* означає «звичайний». Як ви вважаєте, чому терміни «одинарний зв'язок» та «ординарний зв'язок» є синонімами?

## Висновки

1. Ковалентний зв'язок виникає завдяки усуспільненню електронів. При цьому між атомами утворюються спільні електронні пари, що належать обом сполученим атомам. У разі утворення ковалентного зв'язку за рахунок неподілених електронних пар та спільних електронів атом набуває електронної конфігурації атома інертного елемента.
2. Зв'язок, що виникає завдяки утворенню однієї спільної електронної пари, є ординарним. Атоми, на зовнішніх електронних рівнях яких є більше одного неспареного електрона, можуть утворювати подвійний зв'язок (дві спільні електронні пари) та потрійний зв'язок (три спільні електронні пари).

## Контрольні запитання

1. Дайте визначення ковалентному зв'язку.
2. Спільна електронна пара — це: а) пара електронів, що належить обом атомам, між якими утворений хімічний зв'язок; б) пара електронів, що не утворює хімічного зв'язку; в) два електрони, що перебувають на одному енергетичному підрівні.
3 Які електрони називають неспареними?
4. Яку електронну пару називають неподіленою?
5. Який зв'язок називають: а) ординарним; б) подвійним; в) потрійним? Наведіть приклади молекул із такими зв'язками.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Скільки електронних пар і неспарених електронів містять на зовнішньому енергетичному рівні атоми: а) Хлору; б) Сульфуру; в) Фосфору? Складіть для них формули Льюїса.
2. Скільки неспарених електронів містить: а) атом Флуору; б) молекула фтору?
3. Чому не можуть існувати двоатомні молекули інертних елементів?
4. Завдяки електронам якого шару здійснюється зв'язок між атомами: а) у молекулі водню; б) молекулі хлору?

**5.** Складіть формули Льюїса для молекул гідроген хлориду HCl, гідроген сульфіду $H_2S$, амоніаку $NH_3$, метану $CH_4$. Скільки спільних і неподілених електронних пар містять атоми в кожному випадку?

**6.** Складіть формулу Льюїса для молекули сірки $S_2$. Скільки електронних пар беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку між атомами Сульфуру? Чи виконується правило октету?

**7.** Дано три електронні формули: а) X :Ÿ:; б) :Z̈:Z̈:; в) :Ä::Ä:. Яким із наведених речовин — $NH_3$, HCl, $O_2$, $F_2$, $N_2$, $H_2$, HBr, $Cl_2$ — відповідають ці електронні формули? Яким речовинам не відповідає жодна електронна формула?

**8*.** Складіть графічні електронні формули будови електронної оболонки атома Сульфуру в основному й збудженому станах, щоб на зовнішньому електронному рівні атома було чотири та шість неспарених електронів. Складіть формули Льюїса для сульфур(IV) оксиду та сульфур(VI) оксиду.

**9*.** Складіть графічні електронні формули для електронних оболонок атомів Фосфору та Хлору в основному та різних можливих збуджених станах. Ґрунтуючись на них, поясніть можливі валентності, що можуть виявляти атоми Фосфору та Хлору в сполуках.

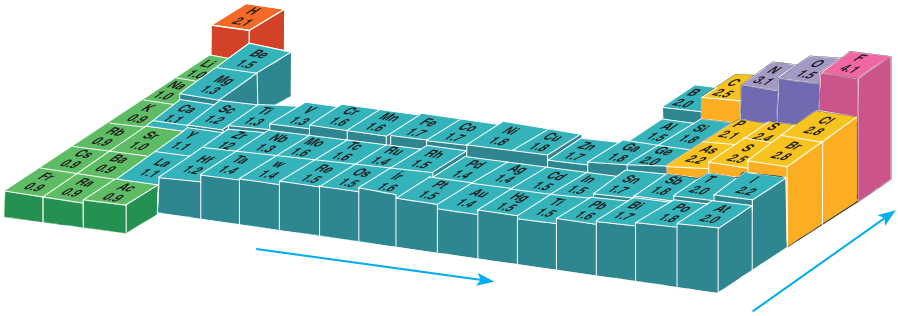
**10*.** Утворення ковалентного зв'язку може відбуватися за обмінним (рекомбінаційним) механізмом, що описаний у цьому параграфі, та за донорно-акцепторним. Знайдіть у додатковій літературі відмінні та спільні риси між цими двома механізмами. Наведіть приклади частинок, у разі утворення яких має місце донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

## § 19. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок

Пригадайте: як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів, а також радіус атомів у періодах і групах (за § 14).

### Електронегативність хімічних елементів

Здатність атома притягувати спільні електронні пари називають **електронегативністю**. Сильніше за всіх притягують електрони атоми найактивніших неметалічних елементів — Флуору, Оксигену, Хлору, адже їм для завершення зовнішнього рівня бракує одного або двох електронів. І електрони, які вони прийматимуть, розташуються досить близько до ядра — на другому або третьому електронному рівні. Тому електронегативність цих елементів найбільша. Легше за всіх віддають електрони атоми активних металічних елементів, насамперед лужних — Літію, Натрію, Калію тощо. Вони виявляють найменшу електронегативність.

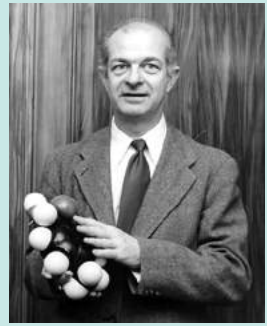


Мал. 19.1. Зміна значення електронегативності хімічних елементів відповідно до їх місця в Періодичній системі (довгий варіант)

Оскільки електронегативність — це властивість, пов'язана з прийманням та втратою електронів, то і змінюватися вона буде так само, як і неметалічні властивості: у періодах електронегативність посилюється зліва направо, а в групах — знизу вгору. Отже, елемент із найбільшою електронегативністю — Флуор, а з найменшою — Францій (мал. 19.1).

Спосіб кількісного визначення електронегативності вперше розробив американський хімік Лайнус Полінг. За шкалою Полінга електронегативність Флуору прийнята за 3,98 (округлено 4), другим за електронегативністю є Оксиген (3,44), третім — Хлор (3,16). Гідроген і типові неметалічні елементи розміщені в середині шкали; значення

Американський хімік і фізик, двічі лауреат Нобелівської премії: з хімії в 1954 року (за вивчення природи хімічного зв'язку) та премія миру 1962 року (за боротьбу проти поширення ядерної зброї). З дитинства цікавився наукою, виконував досліди з хімії на кухні. У період навчання підробляв миттям посуду. Від 1922 року працював у Каліфорнійському технологічному інституті, де згодом став деканом хімічного факультету. Від кінця 60-х років проводив фундаментальні дослідження з упливу вітамінів на організм людини й можливості лікування ними ракових захворювань. Ім'я Полінга є серед 20 найвидатніших науковців усіх часів.



Лайнус Карл Полінг (1901–1994)

їх електронегативностей близькі до 2. Активні металічні елементи мають значення електронегативності менші за 1,6. (Значення електронегативностей для хімічних елементів наведені в Періодичній системі на форзаці 1.)

## Полярність ковалентного зв'язку

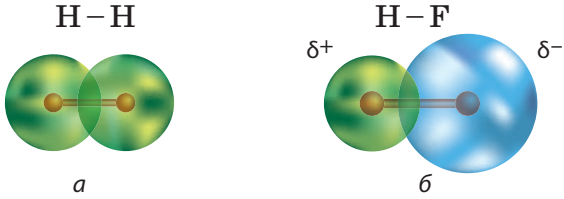
Ковалентний зв'язок може утворитися між однаковими або різними атомами. Атоми різних хімічних елементів мають різну електронегативність, отже, по-різному притягують спільну електронну пару. Завдяки цьому для ковалентного зв'язку характерна властивість, що називають **полярністю ковалентного зв'язку**.

Розгляньмо, чим відрізняється хімічний зв'язок у молекулах водню $H_2$, фтору $F_2$ та гідроген флуориду HF:

В усіх цих молекулах між атомами утворюється одинарний ковалентний зв'язок завдяки утворенню однієї спільної електронної пари. Ця електронна пара належить обом атомам, між якими існує хімічний зв'язок. Але чи рівною мірою вона належить обом атомам?

У молекулах фтору й водню спільна електронна пара однаково притягується до обох атомів і належить однаково їм обом. Такий ковалентний зв'язок називають **неполярним**. В усіх простих речовинах, утворених неметалічними елементами (наприклад, $H_2$, $N_2$, $O_2$, $S_2$), хімічні зв'язки неполярні.

У молекулі гідроген флуориду атоми Гідрогену і Флуору притягують електрони по-різному. У Флуору електронегативність більша, ніж у Гідрогену, отже, атоми Флуору сильніше притягують спільну електронну пару, ніж атоми Гідрогену. Це веде до зміщення спільної електронної пари в бік атома Флуору і збільшення на ньому електронної густини (мал. 19.2). Як наслідок, на атомі Флуору з'являється певний надлишковий негативний заряд. На атомі Гідрогену, навпаки, електронна густина зменшується, отже, на ньому з'являється певний




Мал. 19.2. У молекулі водню електронна густина на обох атомах однакова (*а*), а в молекулі гідроген флуориду на атомі Флуору електронна густина більша, завдяки чому на атомі Флуору з'являється надлишковий негативний заряд (*б*)

**Ковалентний неполярний зв'язок:**
- спільні електрони належать обом атомам однаковою мірою;
- існує між атомами неметалічних елементів із незначною різницею електронегативностей.

**Ковалентний полярний зв'язок:**
- спільна електронна пара зміщена в бік більш електронегативного елемента;
- існує між атомами неметалічних елементів із різною електронегативністю

позитивний заряд. Схематично це записують так:

$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{F}$$

Ковалентний зв'язок, утворений між атомами різних елементів, називають **полярним** (оскільки в молекулі з'являються полюси електричного заряду). У ковалентному полярному зв'язку спільна електронна пара зміщена до того атома, який сильніше притягує електрони, тобто до атомів елемента з більшою електронегативністю.

Чим сильніше це зміщення спільної електронної пари, тим більшою є полярність зв'язку. Так, у ряду галогеноводнів різниця електронегативностей між Гідрогеном та Флуором значно більша, ніж між Гідрогеном та Йодом. Отже, у гідроген флуориді полярність зв'язку більша, ніж у гідроген йодиді:

$$H-I \quad H-Br \quad H-Cl \quad H-F$$

Полярність зв'язку збільшується

Оскільки електрон, що належав атому Гідрогену, лише частково зміщується в бік атома Флуору, то надлишковий негативний заряд, що з'являється на атомі Флуору, менший за елементарний заряд, тобто менший заряду електрона (–1). У цьому випадку він становить лише 44% від заряду електрона. Щоб не писати точне значення заряду, використовують букву δ (дельта). Заряд на атомі Гідрогену дорівнює заряду на атомі Флуору, але протилежний за знаком, і сума зарядів дорівнює нулю. Тобто молекула залишається електронейтральною. Чим більша різниця електронегативностей двох атомів, тим більший заряд на атомах.

**Залежність полярності зв'язку від електронегативності елементів**

| Молекула | HF | HCl | HBr | HI |
|---|---|---|---|---|
| Електронегативність елементів | H — 2,20<br>F — 3,98 | H — 2,20<br>Cl — 3,16 | H — 2,20<br>Br — 2,96 | H — 2,20<br>I — 2,66 |
| Різниця електронегативностей (ΔЕН) | 1,78 | 0,96 | 0,76 | 0,46 |
| Ступінь зміщення електронної густини | +0,44 –0,44<br>H — F | +0,18 –0,18<br>H — Cl | +0,12 –0,12<br>H — Br | +0,05 –0,05<br>H — I |

Нітроген — досить активний хімічний елемент, але азот $N_2$ — одна з найінертніших речовин, яка за інертністю подібна до інертних газів. Азот навіть іноді використовують для створення інертної атмосфери під час проведення хімічних реакцій замість дорожчих аргону або гелію. Це пояснюється надзвичайно міцним зв'язком між атомами Нітрогену в молекулі $N_2$, що зумовлює його низьку реакційну здатність.

## Висновки

1. Полярність ковалентного зв'язку зумовлена різною здатністю атомів притягувати спільні електрони (електронегативністю). Ковалентний зв'язок між однаковими атомами є неполярним, а між різними атомами — полярним.
2. У молекулі на атомі більш електронегативного елемента з'являється надлишковий негативний заряд, а на менш електронегативному атомі — позитивний. Чим більшою є різниця електронегативностей, тим більш полярним є зв'язок.

## Контрольні запитання

1. Який ковалентний зв'язок називають неполярним? полярним? Наведіть приклади речовин із цими типами зв'язку.
2. Від чого залежить полярність ковалентного зв'язку?
3. Як визначити, на якому з атомів, сполучених ковалентним зв'язком, з'являється негативний заряд, а на якому — позитивний?
4. Яку властивість хімічних елементів називають електронегативністю? Як вона змінюється в періодах і групах? Назвіть найбільш і найменш електронегативні елементи. Відповідь обґрунтуйте.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Випишіть в окремі стовпчики формули речовин із полярним та неполярним зв'язком: $S_8$, $NH_3$, $O_2$, $OF_2$, $F_2$, $ClF_3$, $P_4$, $NO_2$, NO, $N_2$.
2. Запишіть формули речовин за порядком збільшення полярності зв'язку в їхніх молекулах: $H_2O$, $CH_4$, HF, $NH_3$.
3. Користуючись форзацом 1, обчисліть різницю між електронегативностями елементів у парах: Li–Cl, Be–Cl, B–Cl, C–Cl, N–Cl, O–Cl, F–Cl. Укажіть пару елементів із найбільш полярним і найменш полярним зв'язками.
4. Визначивши різницю електронегативностей (див. форзац 1), укажіть формулу найполярнішої молекули: $H_2$, HCl, HF, ClF, $Cl_2$, $F_2$.
5. Серед наведених речовин виберіть сполуки з найбільшою та найменшою полярністю зв'язку: гідроген йодид HI, гідроген хлорид HCl, гідроген бромід HBr, вода $H_2O$, гідроген сульфід $H_2S$, хлор $Cl_2$, метан $CH_4$, фосфін $PH_3$.

**6.** Визначте знак часткового заряду на атомі Хлору в молекулах HCl і ClF. Як ви вважаєте, у якій із цих молекул частковий заряд Хлору більший за абсолютною величиною?

**7.** Як змінюється в ряду $H_2O$ — $H_2S$ — $H_2Se$ — $H_2Te$ полярність зв'язку? Чому?

## § 20. Йонний зв'язок

Пригадайте: лужні елементи — це елементи IA групи, галогени — елементи VIIA групи.

### Утворення речовин із йонним зв'язком

Механізм утворення речовин із йонним зв'язком має спільні риси з утворенням речовин із ковалентним зв'язком. Вони так само утворюються завдяки перерозподілу електронів. Йонний зв'язок існує в речовинах, утворених металічними та неметалічними елементами.

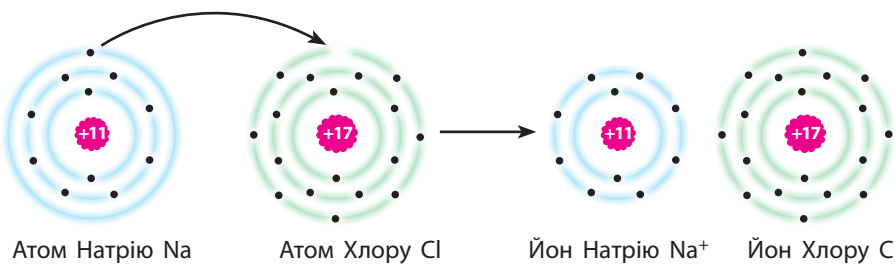
Атоми металічних елементів утрачають електрони, перетворюючись на позитивно заряджені йони (катіони), а атоми неметалічних приймають електрони, перетворюючись на негативно заряджені йони (аніони). Між цими різнойменно зарядженими йонами виникає електростатичне притягання, сила якого залежить від зарядів йонів та їхніх радіусів. Такий зв'язок називають йонним.

Хімічний зв'язок, що виникає в результаті притягання протилежно заряджених йонів, називають йонним.

Під час хімічної взаємодії натрію і хлору утворюються йони Натрію $Na^+$ та хлорид-іони $Cl^-$ (мал. 20.1):

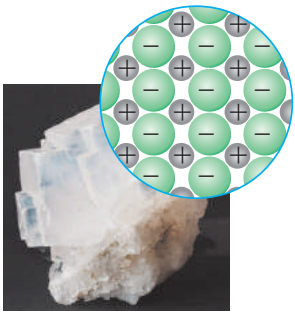
$$2Na + Cl_2 = 2NaCl$$

$$Na^0 - e^- \rightarrow Na^+ \qquad Cl^0 + e^- \rightarrow Cl^-$$




Мал. 20.1. Атом Натрію віддає електрон атому Хлору. При цьому обидва атоми перетворюються на йони із завершеним зовнішнім електронним рівнем

**Йонний зв'язок:**
- виникає між протилежно зарядженими йонами;
- існує між йонами металічних та неметалічних елементів



Мал. 20.2. У кристалі натрій хлориду йони утримуються завдяки йонному зв'язку

Продукт взаємодії — натрій хлорид — цілком складається з йонів Натрію та хлорид-іонів, утворених унаслідок переміщення електронів від атомів Натрію до атомів Хлору. Йони в кристалі між собою не зв'язані жорстко, тобто між ними не існує спільних електронних пар. У натрій хлориді вони утримуються разом завдяки притяганню між протилежно зарядженими йонами (мал. 20.2).

Йонний зв'язок характерний для осно́вних оксидів ($\overset{+}{Na}_2\overset{2-}{O}$, $\overset{2+}{Mg}\overset{2-}{O}$), лугів (NaOH, KOH) та солей (NaCl, $KNO_3$).

Катіони й аніони можуть складатися не лише з одного, але й із декількох атомів. Наприклад, луги утворені катіонами металів $M^+$ і гідроксид-іонами $OH^-$. Зв'язок між катіонами металічних елементів $M^+$ і гідроксид-іонами $OH^-$ йонний, а між атомами Гідрогену й Оксигену в йоні $OH^-$ — ковалентний полярний.

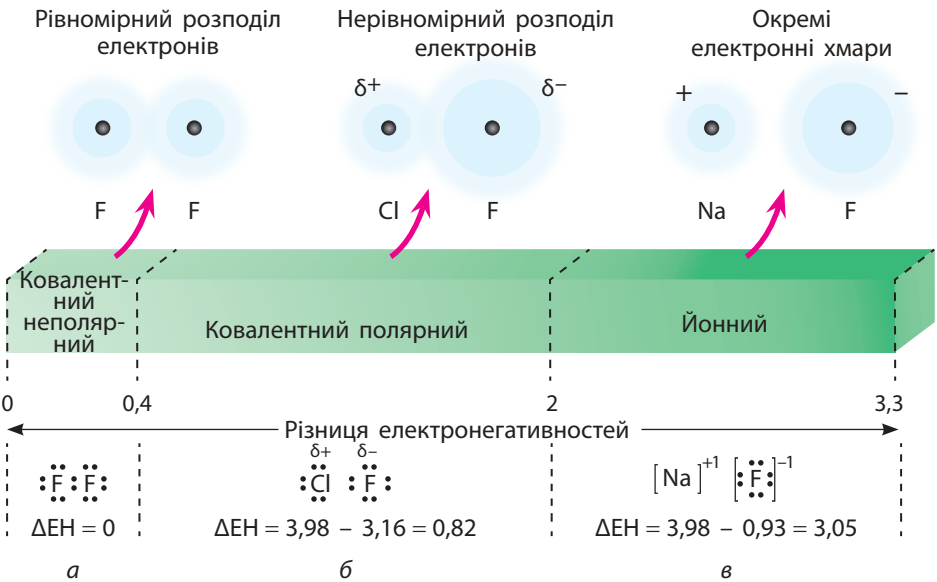
## Критерій утворення йонного зв'язку

Утворення речовин із йонним зв'язком можна розглядати і з позиції утворення спільної електронної пари:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow Na:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

Але Натрій і Хлор значно відрізняються за електронегативністю, і атом Хлору настільки сильніше притягував би спільну електронну пару, що вона повністю перейшла б до нього, а атому Натрію вже не належала б. Тому електрон, що перебував на зовнішньому рівні атома Натрію і мав утворити спільну електронну пару, одразу переходить у повну власність атома Хлору з одночасним перетворенням цих атомів на йони.

Отже, йонний зв'язок можна розглядати як крайній випадок ковалентного полярного зв'язку, коли спільна електронна пара




Мал. 20.3. Залежність типу зв'язку від різниці електронегативностей елементів: *а* — ковалентний неполярний зв'язок; *б* — ковалентний полярний; *в* — йонний

повністю перейшла до одного з атомів. Йонний зв'язок існує між атомами елементів зі значною різницею між значеннями їх електронегативностей.

Між атомами одного неметалічного елемента, звичайно, існує ковалентний неполярний зв'язок (мал. 20.3*а*). (Іноді неполярним уважають також зв'язок між атомами різних неметалічних елементів за умови, що різниця між електронегативностями елементів (ΔЕН) не перевищує 0,4.) Якщо ж ΔЕН менша за 2, то зв'язок уважають ковалентним полярним (мал. 20.3*б*). Умовно вважають, що зв'язок є йонним, якщо ΔЕН перевищує 2 (мал. 20.3*в*).

### *Лінгвістична задача*

У перекладі з грецької *ката* означає «вниз», *ана* — «догори», *іон* — «той, що йде». Що, на вашу думку, означають терміни «катіон» та «аніон»?

## Висновки

1. Йонний зв'язок існує в речовинах, утворених елементами зі значною різницею електронегативностей. Під час взаємодії речовин, утворених такими елементами, відбувається повна передача електронів від

атомів металічних елементів до атомів неметалічних елементів з утворенням протилежно заряджених йонів.

**2.** Речовини з йонним зв'язком існують у вигляді кристалів, у яких позитивно заряджені йони оточені певною кількістю негативно заряджених йонів і навпаки. Йонний зв'язок реалізується завдяки електростатичному притяганню протилежно заряджених йонів.

## Контрольні запитання

**1.** Який зв'язок називають йонним? Наведіть приклади сполук із йонним зв'язком.

**2.** Як можна відрізнити йонний зв'язок від ковалентного полярного?

**3.** Сформулюйте дві відмінності йонного зв'язку від ковалентного.

## Завдання для засвоєння матеріалу

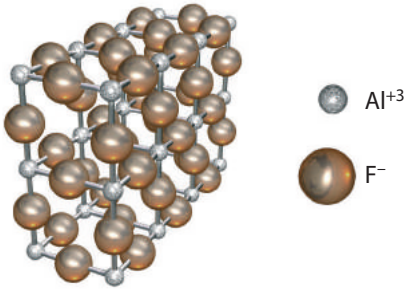
**1.** Чим принципово відрізняється ковалентний зв'язок від йонного?

**2.** Наведіть по дві формули сполук, у яких Оксиген утворює зв'язок: а) йонний; б) ковалентний.

**3.** Випишіть із поданого переліку в окремі стовпчики формули сполук, у яких хімічний зв'язок: а) ковалентний неполярний; б) ковалентний полярний; в) йонний.
$H_2$, HBr, $Na_2O$, CaO, $CO_2$, CO, $O_2$, $NO_2$, $K_3N$, $NH_3$, $N_2$, $NF_3$, $F_2$, $OF_2$, $MgF_2$.

**4.** Зобразіть схему утворення йонів на прикладі: а) калій флуориду KF; б) магній оксиду MgO; в) алюміній броміду $AlBr_3$.

**5.** На малюнку зображена модель кристалу алюміній флуориду. Визначте, скільки йонів оточує кожний йон Алюмінію та йон Флуору.




**6.** Поясніть, чому знання значення електронегативності елементів сполучених атомів дозволяє зробити висновок щодо типу хімічного зв'язку між ними.

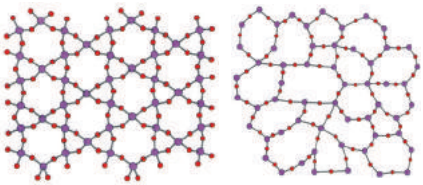
**7*.** Поняття «валентність» некоректно застосовувати для елементів у складі йонних сполук. Як ви вважаєте, які принципові відмінності речовин із ковалентним та йонним зв'язком зумовлюють таку некоректність?

## § 21. Будова твердих речовин та їхні властивості

Пригадайте:

- у твердих речовинах та рідинах частинки (атоми й молекули) розміщені щільно, у газах молекули розміщені на відстанях, значно більших за розміри молекул;
- температура плавлення — це температура, за якої тверда речовина переходить у рідкий агрегатний стан (плавиться), температура кипіння — це температура, за якої рідка речовина кипить;
- плавлення та кипіння — це фізичні процеси, вони відбуваються без зміни хімічного складу речовин.

### Кристалічні й аморфні речовини



*а* *б*

Мал. 21.1. *а* — кварц $SiO_2$ має кристалічну структуру; *б* — скло з тим самим хімічним складом перебуває в аморфному стані

**Кристалічні речовини:**
- структурні одиниці розташовані в чіткому порядку;
- мають певну температуру плавлення;
- утворюють кристали певної форми

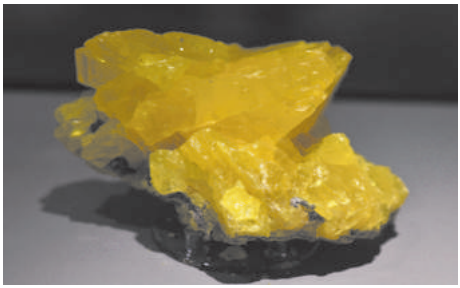
**Аморфні речовини:**
- структурні одиниці розташовані невпорядковано;
- плавляться в інтервалі температур;
- під час нагрівання розм'якшуються

Більшість речовин, що нас оточують, за звичайних умов перебувають у твердому агрегатному стані. Тверді речовини різноманітні за фізичними властивостями: мають різний колір, можуть бути міцними чи крихкими, можуть проводити електричний струм, плавитися за кімнатної температури або дуже високої.

За внутрішньою будовою й фізичними властивостями розрізняють два стани твердих речовин: **аморфний** і **кристалічний**.

У кристалічних речовинах частинки, з яких побудовані кристали, розміщені в просторі в певному чіткому порядку. Якщо через центри цих частинок провести уявні лінії, то ми побачимо певні ґратки, які називають **кристалічними ґратками**. Структурні одиниці в кристалічних речовинах утворюють правильні геометричні фігури (мал. 21.1*а*).

Аморфні речовини не мають чіткої просторової структури, а утворені з невпорядкованих частинок (атомів чи молекул). За внутрішньою будовою вони нагадують



*а* *б*

Мал. 21.2. *а* — кристалічна сірка; *б* — аморфна пластична сірка

рідини, але не можуть текти (мал. 21.1*б*). На відміну від кристалічних речовин, що мають певну температуру плавлення, аморфні речовини плавляться в широкому інтервалі температур. Під час нагрівання вони поступово розм'якшуються і, нарешті, стають рідкими. Аморфним речовинам, як і рідинам, можна надати будь-якої форми.

Прикладами аморфних речовин є скло, смоли, бурштин, застиглі лаки, фарби та клеї. Деякі речовини можуть перебувати як у кристалічному, так і в аморфному станах, наприклад сірка, силіцій(IV) оксид тощо. Звичайна природна сірка утворює яскраві жовті кристали, а під час нагрівання вона утворює аморфну смолоподібну пластичну сірку (мал. 21.2).

Тверді речовини мають переважно кристалічну будову. Кожній кристалічній речовині властива характерна для неї форма кристалів. Наприклад, кристали кухонної солі NaCl мають форму куба, калійної селітри $KNO_3$ — призми, алюмінієвих галунів $KAl(SO_4)_2$ — октаедрів тощо (мал. 21.3). Якщо кристалічну речовину подрібнити, то всі кристали розпадаються на окремі шматочки, кожен із яких зберігає

Мал. 21.3. Кристалічні речовини можуть бути різної форми. Часто вони мають вигляд правильних геометричних фігур

хоча б частково форму початкового кристалу. Це свідчить про те, що кристалічний стан характеризується упорядкованою структурою.

Залежно від частинок, що утворюють кристал, і від типу хімічного зв'язку між ними, розрізняють такі типи кристалічних ґраток: йонні, молекулярні, атомні (іноді їх називають надмолекулярними), металічні.

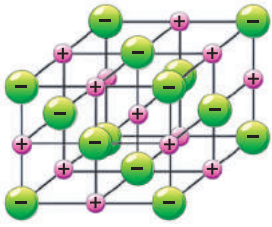
## Йонні речовини

У вузлах йонних кристалічних ґраток розміщені йони. Різнойменні йони, з яких складаються йонні кристали, утримуються разом силами електростатичного притягання. Навколо кожного йона в йонних кристалічних ґратках перебуває певна кількість інших (протилежних за знаком) (мал. 21.4). Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин із йонним зв'язком.

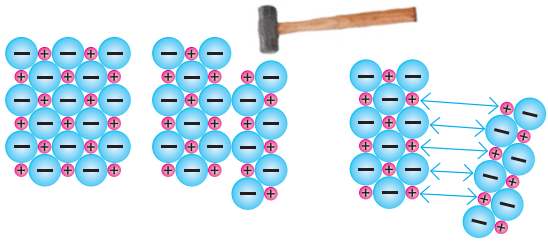
У йонних кристалах усі йони сильно притягуються один до одного. Аби зрушити йони зі свого місця, необхідна велика кількість енергії. Завдяки цьому йонні сполуки за кімнатної температури тверді, а плавляться і киплять лише в разі сильного нагрівання (див. Додаток 1).

Речовини з йонними кристалічними ґратками нелеткі, тому не мають запаху. Йонні кристали крихкі, оскільки навіть невеликий зсув шарів у кристалі наближає один до одного однойменно заряджені йони, відштовхування між якими призводить до послаблення при-

**Йонні речовини:**
- у вузлах ґраток — йони (катіони й аніони);
- тип зв'язку — йонний;
- тверді, крихкі, нелеткі;
- тугоплавкі;
- деякі розчиняються у воді



Мал. 21.4. Модель будови речовини з йонними кристалічними ґратками



Мал. 21.5. Під час зміщення шарів у йонних кристалах однойменно заряджені йони замість притягатися відштовхуються один від одного, і кристал руйнується

тягання і, як результат, до появи тріщин у кристалі або навіть до його руйнування (мал. 21.5).

У твердому стані йонні сполуки не проводять електричного струму, оскільки всі йони жорстко закріплені на певному місці. Але якщо нагріти й розплавити такі речовини або розчинити у воді, то всі йони стають рухливими, і тому розплави та розчини йонних сполук добре проводять електричний струм.

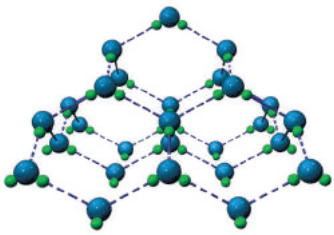
## Молекулярні речовини

У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розміщені молекули, сполучені між собою слабкими міжмолекулярними силами. Наприклад, лід складається з молекул води (мал. 21.6*а*), а кристали брому (мал. 21.6*б*) складаються з двоатомних молекул брому $Br_2$ (мал. 21.6*в*).

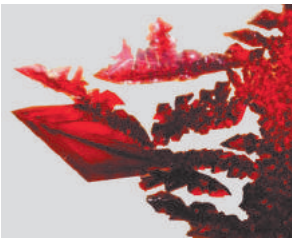
Молекулярні кристалічні ґратки властиві речовинам лише з ковалентними зв'язками.

Окремі молекули, що розміщені у вузлах кристалічних ґраток, утримуються між собою слабкими міжмолекулярними взаємодіями, значно слабшими, ніж ковалентний зв'язок у молекулі. Їх легко зруйнувати, тому речовини з молекулярними ґратками крихкі й мають невисокі температури плавлення й кипіння. Багато речовин із молекулярними кристалічними ґратками за звичайних умов перебувають у рідкому або газоподібному станах (хлор,

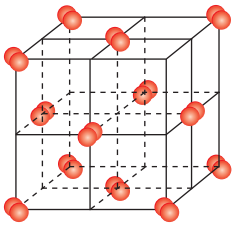
**Молекулярні речовини:**
- у вузлах ґраток — молекули;
- слабка міжмолекулярна взаємодія;
- крихкі, леткі;
- легкоплавкі;
- розчиняються у воді або в інших розчинниках



*а*



*б*



*в*

Мал. 21.6. У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розміщені окремі молекули: *а* — кристалічні ґратки води (льоду); *б* — кристали брому; *в* — кристалічні ґратки брому

гідроген хлорид, кисень — гази; вода, сульфатна кислота, органічні розчинники — рідини).

Деякі з молекулярних речовин під час нагрівання переходять із твердого в газоподібний стан, минаючи рідкий (*сублімують*), наприклад йод, вуглекислий газ, нафталін.

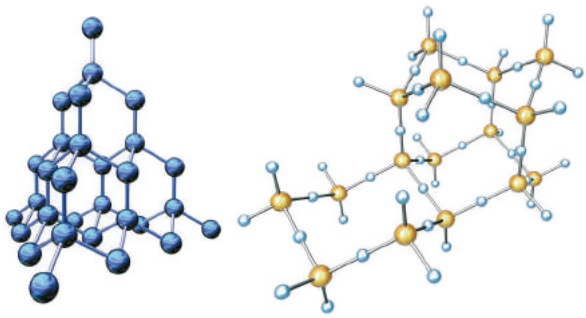
Отже, речовини з молекулярними ґратками є леткими, завдяки чому деякі з них мають характерний запах. Можна навіть стверджувати: якщо речовина має запах, то це речовина молекулярної будови.

Молекулярні речовини здатні розчинятися. Деякі з них розчиняються у воді (див. таблицю розчинності на форзаці 2), інші — в органічних розчинниках. Молекули не містять вільних носіїв електричного заряду, тому ані в рідкому, ані у твердому стані молекулярні речовини електричний струм зазвичай не проводять.

## Речовини атомної будови

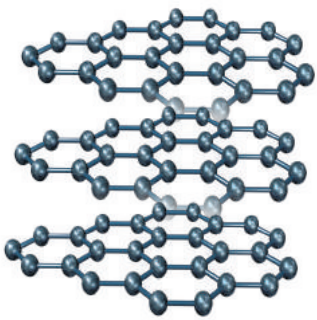
Атомні кристали мають ґратки, утворені з атомів, сполучених один з одним міцними ковалентними зв'язками. У такій будові неможливо виділити структурну одиницю, яку можна називати молекулою, кожний кристал є однією великою «молекулою».

Щоб зруйнувати міцні ковалентні зв'язки в атомних кристалічних ґратках, необхідна велика кількість енергії. Через це речовини з атомними кристалічними ґратками мають дуже високі температури плавлення й кипіння. Вони нерозчинні у воді та в інших розчинниках.



*а* *б*

Мал. 21.7. Алмаз (*а*) і кварц (*б*) утворюють тривимірні атомні кристалічні ґратки



Мал. 21.8. Кристалічні ґратки графіту — це окремі шари з атомів Карбону

Зміщення атома зі свого місця в кристалі призводить до руйнування ковалентного зв'язку, а для цього необхідно багато енергії. Тому речовини з атомними ґратками дуже тверді, непластичні й некрихкі.

Класичним прикладом речовини з атомними кристалічними ґратками є алмаз — найтвердіша речовина з усіх відомих (мал. 21.7*а*). Подібні ґратки утворюють атоми Силіцію й Оксигену у кварці (мал. 21.7*б*).

Графіт також має атомні кристалічні ґратки, але, на відміну від алмазу й кварцу, у графіті атоми Карбону в кристалічних ґратках розміщені шарами, які слабко сполучені один з одним (мал. 21.8). Завдяки цьому шари легко зсунути один відносно одного, якщо докласти навіть невеликих зусиль. Цим пояснюються «пишучі» властивості графіту.

**Речовини атомної будови:**
- у вузлах ґраток — атоми;
- тип зв'язку — ковалентний;
- дуже тверді, нелеткі;
- тугоплавкі;
- не розчиняються в жодному розчиннику

Форма кристалів у деяких речовин є настільки характерною, що за нею можна виявляти їх у суміші. Так, наприклад, у криміналістичній хімії за формою кристалів ідентифікують деякі отрути й алкалоїди (наркотичні речовини).

Грецьке слово *кристаллос*, від якого походять слова «кристал» та «кришталь», означає «лід». Воно походить від грецького *кріос* — «холод» або «мороз». Стародавні греки вважали, що звичайний лід, який існує в горах за сильних морозів, із часом кам'яніє і втрачає здатність танути. Античний філософ Аристотель писав, що «кристаллос народжується з води, коли вона повністю втрачає теплоту». На думку греків, гірський кришталь — це сильно замерзлий лід.

### *Лінгвістична задача*

Грецькою мовою *дамасма* означає «скорення, приборкування», *дамао* — «розтрощую», відповідно, *адамас* — «незламний». А в перекладі з французької *brilliant* означає блискучий. Висловте свою думку, завдяки яким властивостям відомий мінерал алмаз багатьма мовами називають адамантом, а оброблений алмаз називають діамантом або брильянтом.

Грецькою мовою *аморфос* означає потворний, безформний, некрасивий, ганебний, мерзенний. Чому, на вашу думку, аморфні речовини отримали саме таку назву?

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

### Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови

*Обладнання*: нагрівний прилад, штатив із пробірками, шпатель, посудина для нагрівання (залізна ложечка, великий шпатель або пробірки з пробіркотримачем), ступка з товкачиком.

*Реактиви*: вода, цукор, калій сульфат (або інша сіль, що не утворює кристалогідратів), силіцій(IV) оксид.

**Правила безпеки:**
- використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі;
- нагрівання здійснюйте за допомогою спеціальних тримачів.

1. **Дослідження розчинності речовин у воді.** У три пробірки налийте по 2 мл води. Внесіть шпателем у першу пробірку невелику кількість цукру, у другу — калій сульфату (натрій хлориду), у третю — силіцій(IV) оксиду. Пробірки струсніть. Визначте здатність речовин до розчинення.

2. **Дослідження плавлення речовин.** У посудину для нагрівання помістіть невелику кількість цукру та внесіть у полум'я. Визначте здатність речовини плавитися. Повторіть дослід із калій сульфатом (натрій хлоридом), силіцій(IV) оксидом.

3. **Дослідження крихкості речовин.** Крихкі речовини досить легко подрібнюються в ступці. Невелику кількість цукру помістіть у ступку та спробуйте подрібнити товкачиком. Визначте здатність цукру до подрібнення. Повторіть дослід із калій сульфатом та силіцій(IV) оксидом.

4. Результати досліджень оформте у вигляді таблиці та зробіть висновок щодо типу кристалічних ґраток досліджених речовин.

| Характеристика | Цукор | Калій сульфат | Силіцій(IV) оксид |
|---|---|---|---|
| Розчинність у воді | | | |
| Здатність до плавлення | | | |
| Крихкість | | | |
| Будова речовини | | | |

## Висновки

Фізичні властивості речовин зумовлені типом хімічного зв'язку та типом їхніх кристалічних ґраток.

| Характеристика речовин | Тип кристалічних ґраток | | |
|---|---|---|---|
| | Йонні | Молекулярні | Атомні |
| Тип зв'язку | Йонний | Ковалентний (у молекулах) та слабка міжмолекулярна взаємодія | Ковалентний |
| Тип частинок у вузлах ґраток | Різнойменно заряджені йони | Молекули речовин, що слабко взаємодіють між собою | Атоми, що міцно сполучені один з одним |
| Температури плавлення та кипіння | Високі | Низькі | Дуже високі |
| Агрегатний стан за звичайних умов | Тверді | Гази, рідини або легкоплавкі тверді | Тверді |
| Леткість | Нелеткі | Леткі | Нелеткі |
| Твердість, пластичність | Тверді, крихкі, непластичні | Крихкі, непластичні | Дуже тверді, непластичні, некрихкі |
| Здатність проводити електричний струм | У твердому стані не проводять, а розплави або розчини — проводять | У твердому стані не проводять | Більшість не проводять, деякі є провідниками (графіт) або напівпровідниками (германій) |
| Розчинність | Більшість розчиняються у воді | Розчиняються у воді або в інших органічних розчинниках | Не розчиняються у воді та в інших розчинниках |

## Контрольні запитання

1. Назвіть спільні властивості твердих речовин.
2. Чим відрізняються кристалічні речовини від аморфних? Наведіть приклади кристалічних і аморфних речовин.
3. Що означає термін «кристалічні ґратки»?
4. Які існують типи кристалічних ґраток?
5. Які фізичні властивості характерні для речовин із кристалічними ґратками: а) йонними; б) молекулярними; в) атомними?
6. Якими взаємодіями утримуються: а) атоми в молекулі; б) молекули в молекулярному кристалі; в) йони в йонному кристалі; г) атоми в атомному кристалі?
7. Виконайте навчальні проєкти: № 5 «Використання кристалів у техніці» та № 6 «Кристали: краса і користь».

## Завдання для засвоєння матеріалу

**1.** Наведіть по одному прикладу твердих речовин, які під час нагрівання: а) розкладаються; б) плавляться; в) сублімують.

**2.** Поясніть, чому кварц $SiO_2$ і вуглекислий газ $CO_2$ мають зовсім різні фізичні властивості, незважаючи на подібний склад.

**3.** Із наведеного переліку випишіть окремо формули речовин із кристалічними ґратками: а) атомними; б) йонними; в) молекулярними.
$CaBr_2$, $O_2$ (тв.), CuO, $Br_2$ (тв.), $NaNO_3$, HCl (тв.), $Fe_2(SO_4)_3$, $CO_2$ (тв.), $H_2O$ (тв.).

**4.** Чому пластинка із силіцію або германію після сильного удару розлітається на шматки, а з олова або свинцю — лише деформується? Поясніть, у якому випадку і чому відбувається руйнування хімічних зв'язків.

**5.** Білий фосфор плавиться за температури 44 °С, а червоний фосфор — за значно вищої температури. Який висновок можна зробити щодо типів їхніх кристалічних ґраток?

**6.** Карборунд (силіцій карбід SiC) має температуру плавлення 2830 °С і за твердістю близький до алмазу. Який тип його кристалічних ґраток?

**7.** Ванілін — безбарвна кристалічна речовина з приємним запахом. Які кристалічні ґратки в нього?

**8.** Деяка безбарвна речовина добре розчиняється у воді й має високу температуру плавлення. Висловте припущення щодо типу її кристалічних ґраток. Чи має ця речовина запах?

**9*.** За текстом параграфа проілюструйте взаємозв'язок між складом та фізичними властивостями речовин. Поясніть логічний ланцюг: хімічний склад → хімічний зв'язок → кристалічні ґратки → фізичні властивості.

**10*.** Знайдіть у додаткових джерелах інформацію про поширені аморфні сполуки, зокрема скло, бурштин та бітум. Які фізичні властивості дозволяють зробити висновок про їх аморфність? Як упливають методи добування цих речовин на навколишнє середовище?

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

### Дослідження фізичних властивостей речовин із різними типами кристалічних ґраток: цукру, кухонної солі, графіту

*Обладнання:* три склянки, три металеві ложечки, шпатель, нагрівний прилад, скляна паличка з гумовим наконечником, порцелянова ступка з товкачиком.

*Реактиви:* вода, цукор, кухонна сіль, стрижень графіту, порошок графіту.

**Правила безпеки:**
- використовуйте невеликі кількості речовин;
- під час користування нагрівними приладами пам'ятайте: гарячі й холодні предмети мають однаковий вигляд.

1. **Дослідження розчинності речовин у воді.** Візьміть три склянки з водою. Насипте: у першу склянку — один шпатель цукру, у другу — один шпатель кухонної солі, у третю — один шпатель порошку графіту. Перемішайте речовини скляною паличкою з гумовим наконечником. Спостерігайте за процесом розчинення речовин у воді.

2. **Дослідження плавлення речовин.** Візьміть три металеві ложечки. Помістіть: у першу ложечку — половину шпателя цукру, у другу — половину шпателя кухонної солі, у третю — половину шпателя порошку графіту. Нагрівайте 1–2 хвилини в полум'ї спиртівки. Спостерігайте за здатністю речовин до плавлення.

3. **Дослідження крихкості речовин.** Помістіть у порцелянову ступку половину шпателя цукру. Спробуйте розтерти речовину товкачиком. Спостерігайте за здатністю цукру до подрібнення. Повторіть дослід із кухонною сіллю.

4. **Визначення типу кристалічних ґраток.** Використовуючи знання, здобуті під час вивчення властивостей речовин із різними типами кристалічних ґраток, визначте, які кристалічні ґратки мають досліджувані речовини.

5. **Формулювання висновків.** Як тип кристалічних ґраток упливає на властивості речовин?

*Перевірте свої знання за темою «Хімічний зв'язок і будова речовини».*

# ТЕМА 3. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- якими одиницями вимірюють речовини;
- що це за звір — моль;
- чи можна перелічити молекули;
- як можна вимірювати масу та об'єм моля;
- чому умови бувають ненормальними;
- чи може густина бути відносною.

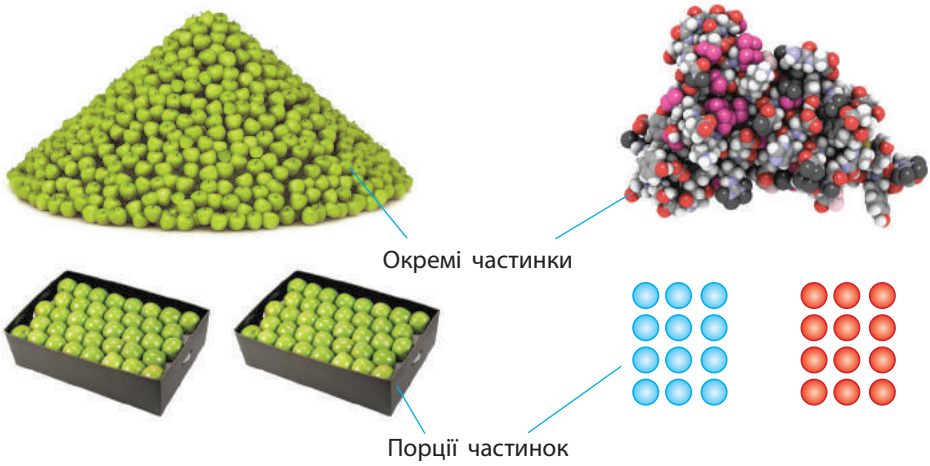
## § 22. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Число Авоґадро

Пригадайте:
- усі речовини складаються з дуже маленьких частинок; найменші з них — атоми, для зручності ми їх уявляємо у вигляді кульок;
- атоми можуть об'єднуватися один з одним і утворювати молекули;
- кожна речовина характеризується лише їй притаманними молекулами.

### Кількість речовини — фізична величина

Майже все, що людина бачить навколо себе, вона намагається описати кількісними характеристиками. Так, коли ми витрачаємо воду, ми обчислюємо її об'єм: скільки літрів (або кубометрів) її витекло з крана. Купуючи цукерки, ми вказуємо їхню масу: скільки грамів треба зважити. Але за певних обставин знання маси або об'єму буде недостатнім. Наприклад, нам потрібно купити стільки яблук, щоб вистачило на всіх учнів у школі. Досить складно на ринку полічити тисячу чи дві тисячі яблук. Значно простішим буде полічити ящики яблук (за умови, що ми знаємо, скільки яблук міститься в одному ящику). Тобто в цьому випадку ми рахуємо не окремі частинки, а кількість груп (порцій) частинок (мал. 22.1).

Для розуміння хімічних явищ і процесів не завжди потрібно знати масу чи об'єм речовини. Часто для визначення кількості речовини набагато важливіше знати кількість атомів чи молекул, зокрема під час складання рівнянь хімічних реакцій.




Мал. 22.1. Кількісні характеристики

Для визначення кількості частинок використовують спеціальну фізичну величину — **кількість речовини**. Її позначають латинською літерою $n$.

Вона показує, скільки частинок (структурних одиниць) речовини міститься в тому чи іншому зразку.

Для речовин молекулярної будови такими частинками є молекули, а для речовин немолекулярної будови такими частинками можуть бути атоми або йони.

Кількість речовини — фізична величина, що характеризує кількість структурних одиниць речовини (атомів, молекул, йонів тощо).

## Моль — одиниця вимірювання кількості речовини

Атоми й молекули дуже малі, тому не дивно, що їх у навколишньому світі незліченна кількість. Навіть у найменшому кристалі цукру міститься понад мільярд мільярдів молекул. Тому практично неможливо перераховувати окремі молекули. Для вимірювання кількості речовини використовують спеціальну одиницю — **моль**.

1 моль — це така кількість речовини, що містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць цієї речовини (атомів, молекул, йонів тощо).

Мал. 22.2. Для вимірювання кількості можна користуватися різними одиницями: олівці рахують штуками, папір — аркушами, атоми — молями

Мал. 22.3. Зразки речовин кількістю 1 моль

До кількості речовини слід ставитися, як до звичайного числа, що дозволяє виразити кількість атомів або молекул у певній порції речовини (мал. 22.2). У тому, що один моль речовини містить таку «екзотичну» кількість частинок, немає нічого незвичайного. Подібні числа (або порції) нам трапляються досить часто, і використовуємо ми їх для вимірювання маси, об'єму, часу й навіть грошей. Більшість із них є досить простими числами. Наприклад, одна тонна — це одна тисяча кілограмів, один кубічний метр — одна тисяча літрів, одна година — 60 хвилин, одна гривня — сто копійок. Існують також величини вимірювання, що не кратні десяти: одна доба — 24 години, одна дюжина — 12 штук, один карат — 0,2 грама, а один світловий рік — це майже $9{,}5 \cdot 10^{12}$ кілометрів.

У кожної речовини є власні структурні одиниці. Наприклад, вугілля складається з атомів Карбону, а сірка — з молекул $S_8$. Тому зразки різних речовин кількістю речовини 1 моль мають різні маси та об'єми (мал. 22.3).

## Число Авоґадро

**Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$** називають **числом Авоґадро** на честь італійського науковця Амедео Авоґадро. Чому саме таке число було обране для визначення моля речовини? Стільки атомів міститься у зразку вуглецю масою 12 г, що в сучасній науці використовують як стандарт для визначення атомної одиниці маси. Зважаючи на це, можна дати ще одне визначення моля:

Італійський фізик і хімік. Народився в Турині в родині судового службовця. Здобув юридичну освіту, після чого став доктором церковного законознавства. У 24 роки почав самостійно вивчати природничі науки. Із 1809 року викладав у Туринському університеті на посаді професора вищої фізики. Увів у науку поняття «молекула» і «молекулярна вага». На основі відкритого ним закону розробив метод визначення молекулярних і атомних мас. Першим з'ясував, що формула води — $H_2O$, а не НО, як уважали раніше. Визначив склад багатьох речовин: водню, кисню, азоту, амоніаку, оксидів Нітрогену, Фосфору тощо. Уперше правильно визначив атомну масу багатьох елементів. Заклав основи атомно-молекулярної теорії. Однак його праці було визнано на Міжнародному конгресі у Карлсруе 1860 року лише після його смерті.

Лоренцо Романо Амедео Карло Авоґадро ді Кваренья ді Черето (1776–1856)

1 моль — це така кількість речовини, у якій кількість частинок (атомів чи молекул) дорівнює кількості атомів Карбону $^{12}C$, що міститься в зразку вуглецю масою 12 г.

Числу Авоґадро чисельно дорівнює **стала Авоґадро** $N_A$. Ця стала, на відміну від числа Авоґадро, виражається в одиницях на моль (1/моль або моль$^{-1}$):

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

Для більшості розрахунків число Авоґадро округляють до $6 \cdot 10^{23}$.

Відомо, що один атом Карбону нукліда $^{12}C$ має масу $1{,}9993 \cdot 10^{-23}$ г. Отже, у 12 грамах такого вуглецю кількість атомів Карбону дорівнює:

$$\frac{12\ \text{г}}{1{,}9993 \cdot 10^{-23}\ \text{г}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що одна атомна одиниця маси дорівнює $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ г. Добуток атомної одиниці маси й числа Авоґадро дорівнює 1 г:

$$1{,}66 \cdot 10^{-24}\ \text{г} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1\ \text{г}$$

Тож, визначення моля безпосередньо пов'язане з визначенням одиниці маси атомів і молекул, а число Авоґадро є коефіцієнтом пропорційності між масою атомів та їхньою відносною атомною масою.

## Розв'язання задач із використанням кількості речовини

Знаючи сталу Авоґадро, можна будь-яку кількість речовини виразити в молях. Якщо речовина містить $N$ молекул (або структурних одиниць), то кількість речовини дорівнює:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Навпаки, знаючи кількість речовини в молях, можна обчислити кількість частинок:

$$N = n \cdot N_A$$

**Задача 1.** У кімнаті міститься $2{,}77 \cdot 10^{26}$ молекул кисню. Обчисліть кількість речовини кисню в кімнаті.

*Дано:*
$N(O_2) = 2{,}77 \cdot 10^{26}$

$n(O_2)$ — ?

*Розв'язання:*

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n(O_2) = \frac{2{,}77 \cdot 10^{26}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = 460\ \text{моль}$$

*Відповідь:* $n(O_2) = 460$ моль.

**Задача 2.** Обчисліть, скільки атомів Оксигену й Гідрогену містяться у воді кількістю речовини 5 моль.

*Дано:*
$n(H_2O) = 5$ моль

$N(O)$ — ?
$N(H)$ — ?

*Розв'язання:*

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \cdot N_A$$

В одній молекулі води міститься один атом Оксигену і два атоми Гідрогену. Отже, у 5 моль води міститься 5 моль атомів Оксигену і 10 моль атомів Гідрогену. Отже:

$$N(O) = 5\ \text{моль} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1} = 3 \cdot 10^{24}$$

$$N(H) = 10\ \text{моль} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1} = 6 \cdot 10^{24}$$

*Відповідь:* $N(O) = 3 \cdot 10^{24}$, $N(H) = 6 \cdot 10^{24}$.

**Задача 3.** У склянці міститься близько 11 моль молекул води. Обчисліть кількість молекул у склянці.

*Дано:*
$n(H_2O) = 11$ моль

$N(H_2O)$ — ?

*Розв'язання:*

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \cdot N_A$$

$$N(H_2O) = 11 \text{ моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 6{,}62 \cdot 10^{24}$$

*Відповідь:* $N(H_2O) = 6{,}62 \cdot 10^{24}$.

### *Лінгвістична задача*

Слова «моль» і «молекула» мають спільний корінь і походять від латинських слів. Слово «молекула» було трансформовано зі словосполучення *молес-корпускула* або *мас-корпускула*. Як ви вважаєте, що латиною означає слово «молес»?

- Зробити висновок про те, наскільки величезне чисельне значення сталої Авоґадро, можна за таким порівнянням: площа поверхні нашої планети дорівнює 510 млн км$^2$. Якщо рівномірно розсипати по всій поверхні $6{,}02 \cdot 10^{23}$ піщинок діаметром лише 1 мм, то вони утворять шар піску завтовшки понад один метр.
- У наш час добуто силіцій чистотою 99,9999999 %. Це означає, що серед одного мільярда атомів Силіцію міститься лише один атом іншого елемента. Він отриманий для дуже точного визначення сталої Авоґадро.
- В Америці науковці святкують День числа Авоґадро. Святкування відбувається від 6 години 02 хвилини ранку 23 жовтня до 6 години 02 хвилини наступного дня.

## Висновки

1. Кількість речовини — одна з фізичних величин, що дозволяє вимірювати кількісні характеристики речовини. Вона показує кількість структурних одиниць речовини в певному зразку.
2. Кількість речовини позначають буквою *n*; одиниця вимірювання — моль. У речовині кількістю 1 моль міститься $6{,}02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць цієї речовини (атомів, молекул, йонів тощо).
3. Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ називають числом Авоґадро. Воно дорівнює кількості атомів Карбону, що міститься в зразку вуглецю масою 12 г. Стала Авоґадро позначається символом $N_A$ і дорівнює $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

### Контрольні запитання

1. Дайте визначення поняттям «кількість речовини» та «моль».
2. Яку розмірність має стала Авоґадро? Чому дорівнює її значення?
3. Запропонуйте спосіб, у який можна наочно продемонструвати, наскільки велике число Авоґадро.
4. Наведіть формулу для обчислення кількості речовини за відомою кількістю частинок.

### Завдання для засвоєння матеріалу

1. У ложці води міститься близько 0,5 моль речовини. Обчисліть кількість молекул води в ложці.
2. У склянку вміщується близько 1,5 моль цукру. Обчисліть кількість молекул цукру в склянці.
3. У повітряній кулі міститься близько $0{,}9 \cdot 10^{23}$ молекул азоту. Обчисліть кількість речовини азоту (у молях).
4. Визначте кількість речовини атомів Оксигену, що міститься у вуглекислому газі $CO_2$ кількістю: а) 0,5 моль; б) 2 моль.
5. Обчисліть кількість речовини озону $O_3$, якщо кількість атомів Оксигену в ньому становить: а) $3 \cdot 10^{23}$; б) $0{,}6 \cdot 10^{19}$; в) 3 моль; г) 0,18 моль.
6. Визначте кількість речовини атомів кожного хімічного елемента, що міститься в 1 моль наведених сполук: а) $Cl_2$; б) $H_2SO_4$; в) $H_3PO_4$; г) $Fe_2O_3$; д) $Ca(OH)_2$.

## § 23. Молярна маса

Пригадайте: зміст понять «кількість речовини» та «моль» (за § 22).

### Взаємозв'язок між масою та кількістю речовини

Молекули — це частинки з певною, але все ж таки дуже маленькою масою. І якщо безпосередньо виміряти кількість молекул або кількість речовини неможливо, то масу одного моля речовини виміряти цілком реально. Таку масу називають **молярною масою** речовини.

Якщо ми знаємо кількість речовини $n$, що міститься в тому чи іншому зразку, та масу зразка $m$, то, розділивши масу на кількість речовини, отримуємо масу одного моля речовини, тобто молярну масу:

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

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

Молярну масу позначають великою літерою $M$ і вимірюють у грамах на моль (г/моль).

Оскільки для зразка речовини кількістю 1 моль маса дорівнюватиме молярній масі, то:

Молярна маса — це маса речовини кількістю 1 моль.

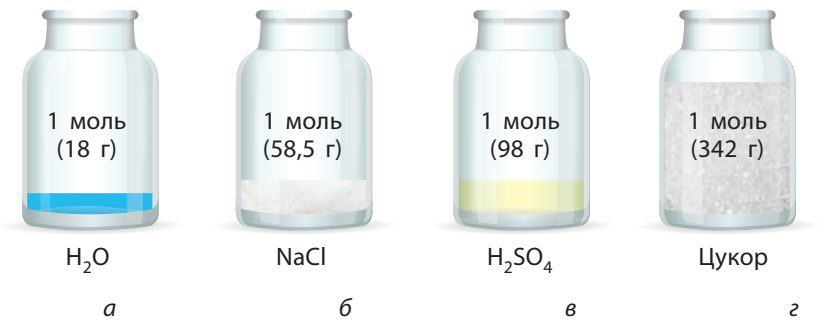
## Визначення молярної маси речовини

Молярна маса $M$, виражена в г/моль, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі $M_r$. Для простих речовин атомної будови молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній масі.

Хоча молярна маса $M$ і відносна молекулярна маса $M_r$ мають однакові чисельні значення, між ними є дві суттєві розбіжності:

- молярна маса характеризує масу речовини кількістю 1 моль, тоді як відносна молекулярна маса — масу однієї молекули;
- молярна маса не є відносною величиною й, на відміну від відносної молекулярної маси, має одиницю вимірювання — г/моль.

Різні речовини складаються з різних молекул, які мають різні маси. Отже, якщо взяти декілька речовин кількістю по 1 моль, легко помітити, що вони відрізняються за масою й займають різний об'єм (мал. 23.1). Так, один моль цукру має масу 342 г, а один моль води важить 18 г — це лише дві неповні столові ложки. У чому ж тоді подібність цих зразків речовин? У них міститься приблизно однакова кількість молекул, із яких вони складаються.




Мал. 23.1. Деякі речовини, узяті в кількості 1 моль: *а* — вода; *б* — кухонна сіль; *в* — сульфатна кислота; *г* — цукор

У двох столових ложках (18 г) води міститься стільки ж молекул води $H_2O$, скільки молекул сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 342 г цукрового піску, а саме $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Очевидно, що чим більша маса однієї молекули, тим більша молярна маса речовини.

Використовуючи число Авоґадро, легко довести, що відносна молекулярна маса та молярна маса чисельно мають бути однаковими. Речовина кількістю 1 моль містить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул, тому молярна маса (маса одного моля речовини) дорівнює масі однієї молекули (у грамах), помноженій на сталу Авоґадро:

$$M = m_{\text{молекули}} \cdot N_A$$

Масу молекули можна також обчислити, знаючи відносну молекулярну масу $M_r$ речовини:

$$m_{\text{молекули}} = M_r \cdot 1 \text{ а.о.м.}$$

Якщо об'єднати ці два рівняння, пам'ятаючи, що добуток атомної одиниці маси на число Авоґадро дорівнює одиниці, одержуємо:

$$M = (M_r \cdot 1 \text{ а.о.м.}) \cdot N_A = M_r \cdot (1 \text{ а.о.м.} \cdot N_A) = M_r \cdot 1 \text{ г/моль}$$

Найбільшу серед відомих речовин молекулярну масу має білок тітин, молекулярна формула якого $C_{132983}H_{211861}N_{36149}O_{40883}S_{693}$. Його молярна маса дорівнює 2 993 442 г/моль, тобто 1 моль речовини важить майже 3 тонни.

## Обчислення з використанням молярної маси

Щоб обчислити кількість речовини, достатньо знати масу $m$ цієї речовини та її молярну масу $M$:

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

За цією формулою можна обчислити масу речовини в грамах:

$$m = n \cdot M$$

Нарешті, якщо відомі і маса, і кількість речовини, то можна визначити її молярну масу:

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

Усі ці формули використовують для хімічних розрахунків.

**Задача 1.** Обчисліть молярну масу кальцинованої соди $Na_2CO_3$.

*Розв'язання:*

Знаходимо відносну молекулярну масу кальцинованої соди:

$$M_r(Na_2CO_3) = 2 \cdot A_r(Na) + A_r(C) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106.$$

Молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі, отже: $M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль.

*Відповідь:* $M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль.

**Задача 2.** Обчисліть масу кальцинованої соди кількістю речовини 0,5 моль.

*Дано:*
$n(Na_2CO_3) = 0{,}5$ моль

$m(Na_2CO_3)$ — ?

*Розв'язання:*

$m = n \cdot M$

Обчислюємо молярну масу соди (див. задачу 1):

$M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль

$$m(Na_2CO_3) = n(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3) = 0{,}5 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 53 \text{ г}$$

*Відповідь:* $m(Na_2CO_3) = 53$ г.

**Задача 3.** Яка кількість речовини міститься у воді масою 1 кг?

*Дано:*
$m(H_2O) = 1$ кг

$n(H_2O)$ — ?

*Розв'язання:*

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

Обчислюємо молярну масу води:

$M(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ г/моль

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} \approx 55{,}6 \text{ моль}$$

*Відповідь:* $n(H_2O) \approx 55{,}6$ моль.

**Задача 4.** Обчисліть кількість атомів Сульфуру в зразку сірки масою 8 г.

*Дано:*
$m(S) = 8$ г

$N(S)$ — ?

*Розв'язання:*

Обчислимо кількість речовини в зразку:

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0{,}25 \text{ моль}$$

За визначеною кількістю речовини обчислимо кількість атомів Сульфуру:

$$N(S) = n(S) \cdot N_A = 0{,}25 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1{,}5 \cdot 10^{23}$$

*Відповідь:* $N(S) = 1{,}5 \cdot 10^{23}$.

## Висновки

1. Молярна маса — це фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її кількості. Молярна маса — це маса речовини кількістю 1 моль.
2. Молярна маса речовини чисельно дорівнює відносній молекулярній масі. Її позначають *M* і вимірюють у грамах на моль (г/моль).

## Контрольні запитання

1. Дайте визначення молярній масі речовини.
2. У яких одиницях вимірюють молярну масу?
3. Як за хімічною формулою речовини визначити її молярну масу?
4. Що спільного й відмінного між поняттями «молярна маса» і «відносна молекулярна маса»? Поясніть на конкретних прикладах.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Визначте молярну масу кисню.
2. Обчисліть масу: а) водню кількістю 2 моль; б) кисню кількістю 3 моль; в) води кількістю 5 моль.
3. Обчисліть масу: а) $1{,}204 \cdot 10^{22}$ атомів Цинку; б) $1{,}806 \cdot 10^{24}$ молекул кисню; в) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ молекул сульфатної кислоти $H_2SO_4$.
4. Обчисліть молярні маси речовин за їх формулами: $H_2S$, $NH_3$, $F_2$, $CaCO_3$, $SO_2$, $NaOH$, $K_2SO_4$, $Fe(NO_3)_3$, $NaAl(OH)_4$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
5. Обчисліть кількість речовини: а) у 7 г заліза; б) 21 г азоту; в) 500 г крейди $CaCO_3$; г) 10 кг харчової (питної) соди $NaHCO_3$.
6. Які маси води, цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$, золота необхідно взяти, щоб кожної речовини було по 5 моль?
7. Визначте молярну масу простої речовини, якщо: а) 7 моль її мають масу 444,5 г; б) 3,5 моль її мають масу 84 г; в) 0,25 моль її мають масу 8 г. Назвіть ці речовини.
8. Обчисліть, маса якого зі зразків речовини більша: а) 3 моль кисню чи 2 моль азоту; б) 5 моль води чи 1,4 моль хлору; в) 1 моль негашеного вапна $CaO$ чи 1 моль паленої магнезії $MgO$?
9. Обчисліть кількість молекул води, що міститься в склянці об'ємом 200 мл.
10. Обчисліть кількість речовини та кількість атомів Оксигену, що міститься: а) у 3 моль сірчистого газу $SO_2$; б) 40 г мідної ожарини $CuO$.
11. Де міститься більше молекул — у 100 г кисню $O_2$ чи в 100 г озону $O_3$?
12. Зразок нітратної кислоти $HNO_3$ має масу 122 г. Обчисліть у цьому зразку кількість речовини: а) нітратної кислоти; б) атомів Нітрогену; в) атомів Гідрогену; г) атомів Оксигену.
13. Зразок сполуки Карбону з Гідрогеном масою 0,8 г містить 0,05 моль речовини. Обчисліть молярну масу цієї речовини та визначте її формулу.

## § 24. Молярний об'єм

Пригадайте:

- гази відрізняються від рідин та твердих речовин тим, що в них молекули розташовані на дуже великих відстанях, значно більших за розміри самих молекул;
- у газах молекули рухаються швидко і хаотично, завдяки чому газ прагне розширитися і займає весь доступний йому об'єм посудини.

### Закон Авоґадро

1811 року, виконуючи численні хімічні експерименти з газоподібними речовинами, італійський науковець Амедео Авоґадро дійшов висновку, який сьогодні називають **законом Авоґадро:**

В однакових об'ємах будь-яких газів, що перебувають за однакових умов (температура й тиск), міститься однакова кількість молекул.

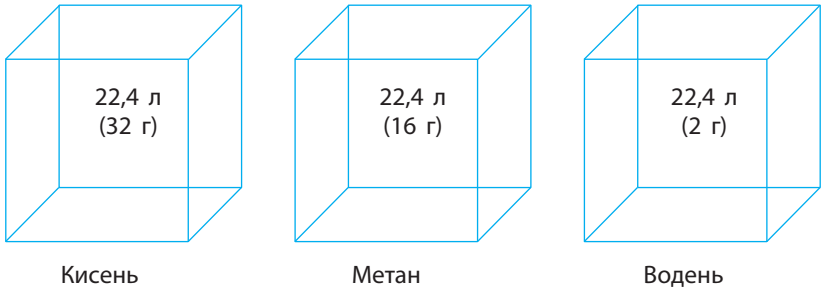
На підставі чого можна зробити такий висновок? Здійснюючи реакцію між воднем і киснем, Авоґадро помітив, що об'єм водню, який вступає в реакцію, завжди удвічі більший, ніж об'єм кисню. За рівнянням реакції

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

видно, що на одну молекулу кисню в реакції витрачається дві молекули водню. Якщо молекул водню реагує у два рази більше, ніж молекул кисню, і об'єм водню у два рази більший, ніж об'єм кисню, то в однакових об'ємах має міститися однакова кількість молекул.

Сьогодні це твердження досить легко пояснюється. Як і більшість твердих і рідких речовин, гази складаються з окремих молекул. Але, на відміну від твердих речовин і рідин, у яких молекули розташовані дуже щільно одна до одної, у газах молекули перебувають на великих відстанях одна від одної. Ці відстані значно більші за власні розміри молекул. І хоча молекули різних газів відрізняються одна від одної розмірами, формою й об'ємом, але цими відмінностями можна знехтувати й розглядати їх як крихітні жорсткі кульки.

Молекули газу постійно хаотично рухаються і зіштовхуються одна з одною з певною частотою. Але середня відстань між молекулами газів стала й залежить лише від умов, за яких перебуває газ. Якщо різні гази перебувають за однакових умов (температура й тиск), то середні відстані між молекулами приблизно однакові, й тому однакова кількість молекул будь-яких газів має займати однакові об'єми.




Мал. 24.1. Об'єми різних газів кількістю 1 моль однакові, хоча ці зразки мають різні маси

## Молярний об'єм газів

Знаючи, що один моль будь-якої речовини містить певну кількість молекул, можна зробити висновок про те, що всі гази кількістю 1 моль за однакових умов займають однаковий об'єм (мал. 24.1).

За аналогією з молярною масою об'єм одного моля речовини називають **молярним об'ємом** $V_m$.

Молярний об'єм — це фізична величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до її кількості: $V_m = \frac{V}{n}$.

Молярний об'єм виражають у літрах на моль (л/моль).

Значення молярного об'єму газу залежить від температури й тиску. У хімії прийнято наводити значення молярного об'єму за нормального атмосферного тиску (760 мм рт. ст. або 101 325 Па) й температури 0 °С — такі умови називають **нормальними** (скорочено **н. у.**).

За нормальних умов молярний об'єм будь-якого газу дорівнює приблизно 22,4 л/моль.

За кімнатної температури (25 °С) й нормального атмосферного тиску (такі умови називають стандартними) молярний об'єм газів трохи більший: $V_m = 24{,}4$ л/моль.

## Обчислення з використанням молярного об'єму

Знаючи молярний об'єм газу, можна визначити кількість речовини $n$, що міститься в певному об'ємі речовини $V$ за нормальних умов:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad V_m(\text{газів}) = 22{,}4 \text{ л/моль}$$

Газ, у якому відстань між молекулами набагато більша за розміри молекул і в якому відсутня міжмолекулярна взаємодія, називають ідеальним газом. Стан ідеального газу описують рівнянням Менделєєва–Клапейрона:

$$pV = nRT,$$

де $p$ — тиск, $V$ — об'єм газу, $n$ — кількість речовини, $R$ — універсальна газова стала (8,314 Дж/моль · К), $T$ — температура за шкалою Кельвіна.

За допомогою цього рівняння можна обчислити молярний об'єм ідеального газу за будь-яких умов:

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

Підставляємо значення температури й тиску для нормальних умов і одержуємо:

$$V_m(\text{н. у.}) = \frac{8{,}314\ \text{Дж/моль} \cdot \text{К} \cdot 273{,}15\ \text{К}}{101325\ \text{Па}} = 0{,}022413\ \text{м}^3, \text{ або } 22{,}413\ \text{л}$$

Необхідно також пам'ятати, що 22,4 л/моль — це молярний об'єм ідеального газу. Для справжніх газів значення їхніх молярних об'ємів будуть трохи відрізнятися від значення для ідеального газу. Так, за нормальних умов $V_m(H_2) = 22{,}371$ л/моль, а $V_m(O_2) = 22{,}425$ л/моль.Це пов'язано з тим, що водень і кисень — це реальні гази, для яких слід ураховувати і об'єм молекул, і сили взаємодії між ними. Однак відхилення реальних молярних об'ємів газів від молярного об'єму ідеального газу незначне і ним можна знехтувати.

**Молярний об'єм рідин і твердих речовин**

Молярний об'єм рідких і твердих речовин, на відміну від газів, майже не залежить від тиску й температури, і він різний для різних речовин. У твердих і рідких речовинах молекули розташовані дуже щільно. Тому об'єм 1 моль твердої або рідкої речовини не залежить від умов, але залежить від розмірів самих молекул та щільності їх розташування. Наприклад, за кімнатної температури один моль води займає об'єм 18 мл, спирту — 58 мл, золота — 10 см$^3$ (1 см$^3$ = 1 мл). Молярний об'єм речовини в будь-якому агрегатному стані можна обчислити, якщо відомі молярна маса $M$ речовини та її густина $\rho$:

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

Якщо ми знаємо, що в одному молі речовини міститься така кількість молекул, що дорівнює числу Авоґадро, то можна обчислити кількість молекул газу в певному об'ємі за нормальних умов:

$$n = \frac{V}{V_m}; \quad N = n \cdot N_A \quad \Rightarrow \quad N = \frac{V}{V_m} \cdot N_A$$

Знаючи кількість газоподібної речовини, можна обчислити її об'єм за нормальних умов:

$$V = n \cdot V_m$$

**Задача 1.** Обчисліть об'єм, який займає за нормальних умов газ кількістю речовини 1,2 моль.

| | |
|---|---|
| *Дано:*<br>$n$(газу) = 1,2 моль | *Розв'язання:*<br>$V = n \cdot V_m = 1{,}2\ \text{моль} \cdot 22{,}4\ \text{л/моль} = 26{,}88\ \text{л}$ |
| $V$(газу) — ? | *Відповідь:* $V$(газу) = 26,88 л. |

**Задача 2.** Обчисліть кількість речовини, що міститься за нормальних умов у газі об'ємом 5,6 л.

| | |
|---|---|
| *Дано:*<br>$V$(газу) = 5,6 л | *Розв'язання:*<br>$n = \frac{V}{V_m} = \frac{5{,}6\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} = 0{,}25\ \text{моль}$ |
| $n$(газу) — ? | *Відповідь:* $n$(газу) = 0,25 моль. |

**Задача 3.** Обчисліть, скільки атомів Оксигену та молекул кисню міститься в кисні об'ємом 16,8 л (за н. у.).

| | |
|---|---|
| *Дано:*<br>$V(O_2)$ = 16,8 л | *Розв'язання:*<br>$N(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} \cdot N_A =$<br>$= \frac{16{,}8\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} \cdot 6 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1} = 4{,}5 \cdot 10^{23}$ |
| $N(O_2)$ — ?<br>$N$(O) — ? | Кожна молекула кисню містить у своєму складі два атоми Оксигену, тому кількість атомів Оксигену буде вдвічі більшою за кількість молекул кисню:<br>$N(O) = 2 \cdot N(O_2) = 2 \cdot 4{,}5 \cdot 10^{23} = 9 \cdot 10^{23}$<br>*Відповідь:* $N(O_2) = 4{,}5 \cdot 10^{23}$, $N(O) = 9 \cdot 10^{23}$. |

**Задача 4.** Обчисліть масу вуглекислого газу об'ємом 1 л (н. у.).

*Дано:*
$V(CO_2) = 1$ л

$m(CO_2)$ — ?

*Розв'язання:*
Обчислимо кількість речовини вуглекислого газу, що міститься в 1 л:

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_m} = \frac{1\ л}{22,4\ л/моль} \approx 0,0446\ моль$$

Маса такої кількості вуглекислого газу дорівнюватиме:

$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ г/моль

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 0,0446\ моль \cdot 44\ г/моль = 1,96\ г$$

*Відповідь:* $m(CO_2) = 1,96$ г.

### *Лінгвістична задача*

Це слово звучить дуже схоже майже всіма мовами (навіть хінді, турецькою й арабською). Придумав його в XVII столітті голландський науковець Ян Баптист ван Гельмонт. Він узяв його з латини (*chaos*), у яку воно прийшло з грецької. Греки словом *хаос* називали порожній туманний простір, що існував ще до створення світу.
Про яке слово, на вашу думку йдеться? Як воно перекладається іншими мовами: російською, англійською, німецькою, французькою?

1814 року, через три роки після того, як Авоґадро опублікував свій закон, з'явилася стаття французького фізика Ампера, де він сформулював положення, дуже близькі до закону Авоґадро. Ампер пізніше визнав, що з працею Авоґадро ознайомився вже після публікації своєї статті, але на пріоритеті не наполягав. Тому в деяких наукових виданнях трапляється словосполучення «закон Авоґадро-Ампера».

## Висновки

1. Згідно із законом Авоґадро, в однакових об'ємах будь-яких газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул цих речовин.
2. Наслідком закону Авоґадро є те, що будь-яка газоподібна речовина кількістю 1 моль за нормальних умов займає об'єм, що дорівнює 22,4 л. Цей об'єм називають молярним об'ємом газів, його позначають $V_m$, одиниця його вимірювання — л/моль.

## Контрольні запитання

1. Сформулюйте закон Авоґадро.
2. Які умови називають нормальними?
3. Чому дорівнює молярний об'єм газу за нормальних умов?
4. Поясніть зміст закону Авоґадро за сучасними уявленнями.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Який об'єм займають за нормальних умов: а) 2 моль азоту; б) 0,5 моль кисню; в) 0,25 моль фтору?
2. Скільки молекул міститься в гумовій кулі об'ємом 5,6 л (н. у.), заповненій воднем? Чи зміниться відповідь, якщо в умові завдання водень замінити на: а) азот; б) невідомий газ; в) водопровідну воду?
3. Визначте, який об'єм за нормальних умов займають: а) 5 моль метану $CH_4$; б) 2 моль гідроген сульфіду $H_2S$; в) 4,2 моль амоніаку $NH_3$.
4. У якому об'ємі амоніаку $NH_3$ міститься в 3 рази більше молекул, ніж у метані $CH_4$ об'ємом 100 л (н. у.)?
5. Є два гази, узяті за нормальних умов: 10 л метану $CH_4$ і 20 л хлору $Cl_2$. У якому з них міститься більше молекул, а в якому — більше атомів, і у скільки разів?
6. Скільки молекул кисню міститься за нормальних умов: а) в одному кубічному метрі; б) в одному кілограмі цієї речовини?
7. Де міститься більше молекул амоніаку — у 100 г або в 100 л (н. у.)?
8. Який об'єм займають за нормальних умов: а) 10 г водню; б) 10 моль водню?
9. У чотирьох однакових посудинах містяться однакові маси таких газів: амоніак $NH_3$, азот $N_2$, сірчистий газ $SO_2$, кисень $O_2$. У якій посудині міститься найбільше молекул?
10. Порівняйте кількість молекул в 1 г амоніаку $NH_3$ та в 1 г азоту. У якому зразку молекул більше й у скільки разів?
11. Обчисліть масу гідроген сульфіду $H_2S$ об'ємом 11,2 л за нормальних умов.
12. Маса 0,001 $м^3$ газу (н. у.) дорівнює 1,25 г. Обчисліть масу однієї молекули цього газу.
13. Чи однакові маси та об'єми (за однакових умов) мають 1,5 моль $CO_2$ і 1,5 моль $O_2$? Відповідь підтвердьте розрахунками.
14. На запитання: «Який об'єм займає 1 моль води за нормальних умов?»,— учень відповів: 22,4 л. Чи правильна ця відповідь? Поясніть.

**15*.** У який спосіб за допомогою закону Авоґадро можна довести, що: а) молекули кисню, азоту, водню складаються з двох атомів; б) молекула води має склад $H_2O$, а не HO; в) молекула амоніаку має склад $NH_3$, а не NH?

## § 25. Відносна густина газів

Пригадайте:

- густина — це фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її об'єму;
- одиниця вимірювання густини — кг/м$^3$ (або г/л, г/мл).

### Відносна густина газів

Густина газів дуже невелика, тому вимірювати маси газоподібних речовин досить незручно. Набагато зручніше порівнювати густини газів, тобто визначати відношення їхніх густин. Цю величину називають **відносною густиною газу В за газом А** і позначають $D_A$**(В)**. Методику експериментального визначення відносної густини газів розробив французький хімік Жан Дюма й за допомогою цього методу визначав молекулярні маси невідомих газоподібних речовин. Це можливо завдяки тому, що **відносна густина газів дорівнює як відношенню густин газоподібних речовин, так і відношенню їхніх молярних мас:**

$$D_{\mathrm{A}}(\mathrm{B}) = \frac{\rho(\mathrm{B})}{\rho(\mathrm{A})} = \frac{M(\mathrm{B})}{M(\mathrm{A})}$$

Оскільки відносна густина є відношенням двох величин з однаковою розмірністю, то сама відносна густина є безрозмірною величиною.

Для обчислення відносної густини газів за певним газом необхідно обчислити відношення молярних мас газів.

Так, наприклад, відносна густина кисню за воднем дорівнюватиме:

$$D_{\mathrm{H_2}}(\mathrm{O_2}) = \frac{M(\mathrm{O_2})}{M(\mathrm{H_2})} = \frac{32\ \text{г/моль}}{2\ \text{г/моль}} = 16$$

Відомий французький хімік-органік і державний діяч, президент французького хімічного товариства. В юності працював аптекарем. Із 1823 року працював у Парижі спочатку репетитором, а потім професором у Сорбонні. 1832 року заснував власну лабораторію, у якій працював разом із численними учнями. Своїми працями він суттєво вплинув на розвиток органічної хімії, уперше добув багато органічних речовин (хлороформ, хлороцтову кислоту), розробив нові методи органічного синтезу. Запропонував метод визначення відносної густини випарів, за допомогою якого визначив атомну масу багатьох хімічних елементів і молекулярну масу багатьох сполук.

Жан Батист Андре Дюма (1800–1884)

Відносну густину кисню за гелієм, азотом або повітрям обчислюють у такий самий спосіб. Для обчислення відносної густини за повітрям використовують **середню молярну масу повітря, що дорівнює 29 г/моль.**

$$\text{За гелієм: } D_{He}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(He)} = \frac{32\ \text{г/моль}}{4\ \text{г/моль}} = 8$$

$$\text{За азотом: } D_{N_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(N_2)} = \frac{32\ \text{г/моль}}{28\ \text{г/моль}} = 1{,}14$$

$$\text{За повітрям: } D_{\text{повітря}}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(\text{повітря})} = \frac{32\ \text{г/моль}}{29\ \text{г/моль}} = 1{,}1$$

Відносна густина показує, у скільки разів густина одного газу більша за густину іншого. Наприклад, якщо відносна густина вуглекислого газу за воднем дорівнює 22 ($D_{H_2}(CO_2) = 22$), це означає, що вуглекислий газ важчий за водень у 22 рази. А якщо відносна густина метану за киснем дорівнює 0,5 ($D_{O_2}(CH_4) = 0{,}5$), це означає, що метан легший за кисень у два рази.

Формулюючи свій закон, Авоґадро писав: «Густина різних газів є мірою маси їхніх молекул». Розглянемо два гази — А і В — кількістю 1 моль, що перебувають за однакових умов. Густину газу можна визначити як відношення його маси до об'єму:

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

Якщо маса й об'єм відомі для одного моля газу, то в це рівняння можна підставити, відповідно, молярну масу й молярний об'єм:

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

Молярні об'єми різних газів за однакових умов є однаковими, тому густина газу за заданих умов прямо пропорційна його молярній масі. Тобто чим більшою є маса однієї молекули (одного моля молекул), тим більшою буде маса певного об'єму газу — його густина. А відношення густин двох газів дорівнюватиме відношенню їхніх молярних мас:

$$\left.\begin{aligned} \rho(A) &= \frac{M(A)}{V_m} \\ \rho(B) &= \frac{M(B)}{V_m} \end{aligned}\right\} \quad \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{\frac{M(B)}{V_m}}{\frac{M(A)}{V_m}} = \frac{M(B)}{M(A)}$$

## Обчислення з використанням відносної густини газів

**Задача 1.** Обчисліть, у скільки разів азот важчий за гелій.

*Дано:*
$N_2$ та He

$D_{He}(N_2)$ — ?

*Розв'язання:*
Щоб з'ясувати, який газ важчий і у скільки разів, необхідно обчислити відносну густину газів:
$M(N_2) = 2 \cdot 14 = 28$ г/моль

$$D_{He}(N_2) = \frac{M(N_2)}{M(He)} = \frac{28 \text{ г/моль}}{4 \text{ г/моль}} = 7$$

*Відповідь:* азот важчий за гелій у 7 разів.

**Задача 2.** Відносна густина газоподібної простої речовини за повітрям дорівнює 2,45. Обчисліть молярну масу цієї речовини. Яка це може бути речовина?

*Дано:*
$D_{повітря}(X) = 2,45$

$M(X)$ — ?

*Розв'язання:*

$$D_{повітря}(X) = \frac{M(X)}{M(повітря)} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow M(X) = D_{повітря}(X) \cdot M(повітря)$$

$M(X) = 2,45 \cdot 29$ г/моль $= 71$ г/моль
Якщо молекули невідомого газу складаються з одного атома, то такого газу не існує. Молекули цього газу мають бути двоатомними. У цьому разі молекулярна маса відповідає хлору, тож: $A_r(X) = \frac{71}{2} = 35,5$

*Відповідь:* $M(Cl_2) = 71$ г/моль.

### Висновки

1. Якщо взяти два зразки газів однакового об'єму за однакових умов, то можна виміряти відношення їхніх густин та отримати відносну густину цих газів.
2. Відносна густина газів — безрозмірна величина, вона показує, який із газів важчий (має більшу густину) й у скільки разів. Вона дорівнює відношенню молярних мас газів, тому дозволяє визначити молярну масу невідомого газу.

## Контрольні запитання

1. Який фізичний зміст має значення відносної густини газу?
2. Запишіть формулу для обчислення відносної густини невідомого газу за воднем, гелієм та вуглекислим газом.
3. Чому дорівнює середня молярна маса повітря?
4. Для визначення відносної густини будь-якого газу за воднем необхідно молярну масу цього газу: а) помножити на молярну масу водню; б) розділити на молярну масу водню; в) скласти з молярною масою водню.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Чому для повітря не можна використовувати поняття «молярна маса», а користуються лише середньою молярною масою?
2. У скільки разів кисень важчий за: а) водень; б) азот?
3. У якого з газів найменша відносна густина за воднем: азот; кисень; гелій?
4. Обчисліть відносну густину гелію й неону: а) за воднем; б) за повітрям.
5. Обчисліть відносну густину за гелієм таких газів: $H_2$, $CH_4$, $N_2$, $O_2$, $SO_2$.
6. Обчисліть відносну густину: а) хлору $Cl_2$ за повітрям; б) амоніаку $NH_3$ за киснем; в) пропану $C_3H_8$ за хлором; г) вуглекислого газу $CO_2$ за повітрям; д) амоніаку $NH_3$ за воднем; е) сірчистого газу $SO_2$ за озоном $O_3$; є) кисню за азотом $N_2$; ж) метану $CH_4$ за хлором $Cl_2$.
7. Відносна густина невідомого газу за воднем дорівнює 17. Визначте молярну масу цього газу. Запишіть його хімічну формулу.
8. Маса 1 л газу за нормальних умов дорівнює 1,251 г. Обчисліть відносну густину цього газу за воднем.
9. Відносна густина невідомого газу за повітрям 1,656. Обчисліть масу 1 л цього газу за нормальних умов. Який газ це міг би бути?
10. Поясніть, чому відносні густини всіх газів за воднем більші за 1.
11. Відносна густина деякого газу за киснем дорівнює 2. Чому дорівнює відносна густина цього газу за воднем?
12. Який газ важчий за кисень у 1,5 раза й утворений одним елементом? важчий у 2 рази й утворений двома елементами?
13. Сполуки Карбону й Нітрогену з Оксигеном за однакових умов мають однакову густину. Визначте формули цих сполук.

**14*.** Запропонуйте спосіб, у який можна експериментально виміряти відносну густину двох газів.

*Перевірте свої знання за темою «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами».*

# ТЕМА 4. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

У цьому розділі ви дізнаєтеся…
- як класифікують неорганічні речовини;
- чи справді кухонна сіль є сіллю;
- що сода, гіпс та крейда — це також солі;
- що антонім до слова «кислий» — зовсім не «солодкий»;
- як поводитися з кислотами й лугами;
- як добувають кислоти та основи;
- що існують речовини, які водночас є і кислотами, і основами;
- що таке ряд активності металів;
- які існують солі;
- чи всі реакції можуть відбуватися і як про це дізнатися;
- як робити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

## § 26. Класи неорганічних сполук

Пригадайте:
- які сполуки належать до оксидів, кислот і основ (за § 1);
- як визначити належність оксидів до кислотних чи осно́вних; чим відрізняються кислоти та основи;
- як складати формули сполук за валентністю елементів (за § 1);
- для *s*- і *p*-елементів вища валентність дорівнює номеру групи (за коротким варіантом Періодичної системи); для елементів перших трьох груп вона є сталою;
- валентність Оксигену завжди II, Гідрогену — завжди I.

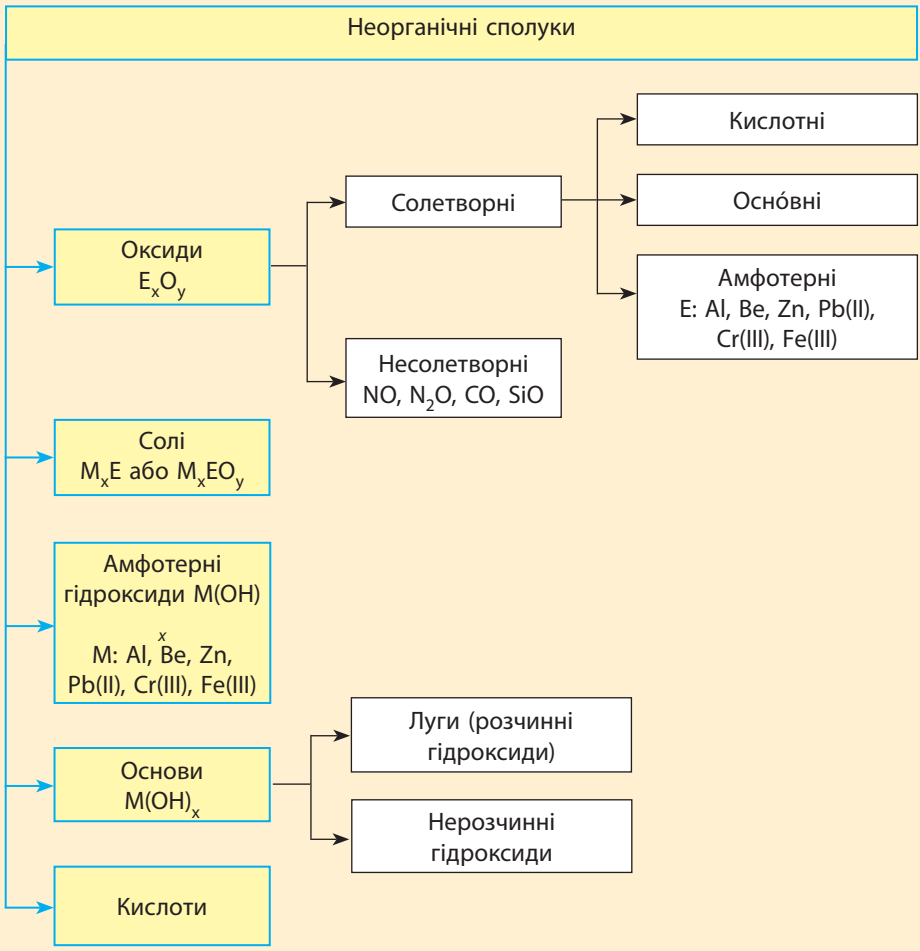
### Класифікація неорганічних сполук

У природі налічують понад п'ять мільйонів неорганічних сполук. Щоб простіше було їх вивчати й досліджувати, речовини розподіляють за різними ознаками на класи.

**Клас сполук** — це група речовин, об'єднаних за певною спільною ознакою.

У 7 класі ви вже ознайомилися з оксидами, кислотами та основами (схема 1, с. 6). У 8 класі ви поглибите свої знання про ці класи, а також ознайомитеся з детальнішою класифікацією неорганічних сполук (схема 3, с. 136).

**Схема 3. Найголовніші класи неорганічних сполук**




E — будь-який хімічний елемент, M — металічний елемент

## Оксиди

Ви вже знаєте, що оксиди складаються з атомів двох хімічних елементів, один із яких — Оксиген.

Серед оксидів виділяють солетворні та несолетворні оксиди.

**Солетворні оксиди** — це оксиди, яким відповідають осно́вні або кислотні сполуки. Солетворні оксиди поділяють на такі групи:

*кислотні оксиди* — це оксиди, яким відповідають кислоти. До цієї групи належать більшість оксидів неметалічних елементів та оксиди металічних елементів із валентністю, більшою ніж III, наприклад: $SO_3$, $CO_2$, $NO_2$, $CrO_3$, $Mn_2O_7$ тощо. Кислотні оксиди також називають ангідридами кислот, тобто «безводними кислотами»;

*осно́вні оксиди* — це оксиди, яким відповідають основи. До цієї групи належать оксиди металічних елементів із валентністю, не більшою ніж III, наприклад: CaO, $Na_2O$, MgO, BaO, FeO тощо;

*амфотерні оксиди* — це оксиди, що виявляють властивості як кислотних, так і осно́вних оксидів. До них належать: BeO, ZnO, $Al_2O_3$, PbO, $Cr_2O_3$, $Fe_2O_3$ тощо.

**Несолетворні оксиди** — це оксиди, яким не відповідає ані кислота, ані основа. До них належать: NO, $N_2O$, CO, SiO.

**Формули оксидів** — $E_xO_y$ — складають за валентністю хімічних елементів (див. алгоритм на с. 8).

**Назви оксидів** складають так:

- для елементів зі сталою валентністю:

| назва елемента в називному відмінку | + | слово «оксид» |
|---|---|---|

наприклад: $Na_2O$ — натрій оксид, CaO — кальцій оксид;

- для елементів зі змінною валентністю:

| назва елемента в називному відмінку | + | валентність (у дужках) | + | слово «оксид» |
|---|---|---|---|---|

наприклад: CO — карбон(II) оксид, $SO_2$ — сульфур(IV) оксид.

Назви оксидів неметалічних елементів іноді складають без зазначення валентності, а лише вказуючи кількість атомів Оксигену в молекулі грецькими числівниками (моно, ди, три тощо). Наприклад, NO — нітроген монооксид, $CO_2$ — карбон діоксид, $SO_3$ — сульфур триоксид. Іноді співвідношення атомів не є цілими числами, у цьому випадку використовують префікс *гемі*, що означає половина. Так, $N_2O$ — нітроген геміоксид (мається на увазі, що на один атом Нітрогену припадає половина атома Оксигену), $N_2O_5$ — нітроген гемипентаоксид (на один атом Нітрогену припадає половина від п'яти, тобто два з половиною атоми Оксигену).

## Кислоти

Кислоти — це сполуки, що складаються з атомів Гідрогену, які можна замінити атомами металічних елементів, та кислотного залишку.

У **формулах кислот** на першому місці пишуть символ Гідрогену, а інші символи позначають склад кислотного залишку:

$H_n$ + кислотний залишок, наприклад $H_2$ $SO_4$, H $NO_3$

Назви та формули найважливіших кислот, які слід запам'ятати, наведені в таблиці 7.

Крім складу кислотного залишку, важливо знати його валентність (це знадобиться для складання формул солей). В атомів Гідрогену валентність завжди I, тому валентність кислотного залишку завжди дорівнює кількості атомів Гідрогену у складі молекули кислоти: $\overset{I}{H}\overset{I}{Cl}$, $\overset{I}{H_2}\overset{II}{SO_4}$, $\overset{I}{H_3}\overset{III}{PO_4}$.

**Таблиця 7. Найважливіші кислоти**

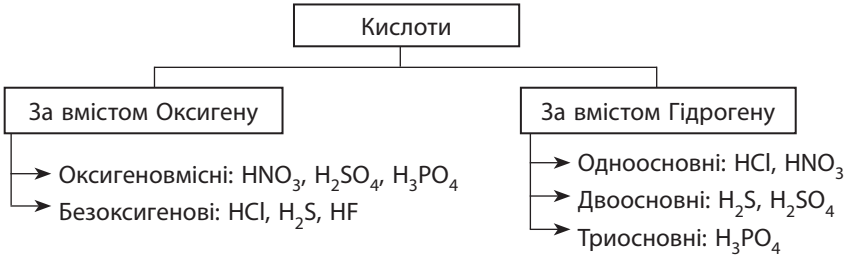
| Назва | Формула | Традиційна назва | Кислотний залишок | Назва кислотного залишку |
|---|---|---|---|---|
| Бромідна | HBr | Бромоводнева | $\overset{I}{Br}$ | Бромід |
| Етанова | $CH_3COOH$ | Оцтова | $\overset{I}{CH_3COO}$ | Ацетат |
| Йодидна | HI | Йодоводнева | $\overset{I}{I}$ | Йодид |
| Карбонатна | $H_2CO_3$ | Вугільна | $\overset{II}{CO_3}$ | Карбонат |
| Нітратна | $HNO_3$ | Азотна | $\overset{I}{NO_3}$ | Нітрат |
| Нітритна | $HNO_2$ | Азотиста | $\overset{I}{NO_2}$ | Нітрит |
| Силікатна | $H_2SiO_3$ | Кремнієва | $\overset{II}{SiO_3}$ | Силікат |

*Закінчення таблиці*

| Назва | Формула | Традиційна назва | Кислотний залишок | Назва кислотного залишку |
|---|---|---|---|---|
| Сульфатна | $H_2SO_4$ | Сірчана | $\overset{II}{SO_4}$ | Сульфат |
| Сульфітна | $H_2SO_3$ | Сірчиста | $\overset{II}{SO_3}$ | Сульфіт |
| Сульфідна | $H_2S$ | Сірководнева | $\overset{II}{S}$ | Сульфід |
| Ортофосфатна | $H_3PO_4$ | Фосфорна, ортофосфорна | $\overset{III}{PO_4}$ | Ортофосфат |
| Метафосфатна | $HPO_3$ | Метафосфорна | $\overset{I}{PO_3}$ | Метафосфат |
| Флуоридна | HF | Фтороводнева, плавикова | $\overset{I}{F}$ | Флуорид |
| Хлоридна | HCl | Хлороводнева, соляна | $\overset{I}{Cl}$ | Хлорид |

Кислоти класифікують за двома ознаками: за вмістом Оксигену та за основністю.

**Основність кислоти** — це кількість атомів Гідрогену, здатних заміщуватися атомами металічних елементів.




Основність кислоти не завжди збігається з кількістю атомів Гідрогену в її молекулі. Винятки часто трапляються серед органічних кислот (оцтова, лимонна, виноградна тощо). Так, оцтова кислота $CH_3COOH$ є одноосно́вною. Її молекули хоч і містять по чотири атоми Гідрогену, але лише один атом здатний заміщатися атомом металічного елемента. Серед неорганічних кислот також є винятки: фосфітна кислота $H_3PO_3$ є двоосно́вною, а гіпофосфатна кислота $H_3PO_2$ — одноосно́вна. Серед неорганічних кислот, наведених у таблиці 7, винятків немає.

## Основи (гідроксиди)

Основи — це сполуки, що складаються з атомів металічного елемента й однієї або декількох груп –OH.

У **формулах основ** на першому місці пишуть символ металічного елемента, а потім — групу –OH:

Металічний елемент + $(OH)_n$, наприклад Na OH  Fe $(OH)_2$

Як визначити кількість груп OH ($n$) у формулах основ? Група –OH завжди має валентність I. Знаючи це, легко складати формули гідроксидів: кількість гідроксид-іонів у складі формульної одиниці дорівнюватиме валентності металічного елемента, наприклад: $\overset{I}{Na}\overset{I}{OH}$, $\overset{II}{Ca}(\overset{I}{OH})_2$.

**Назви основ** складають так:

- для елементів зі сталою валентністю:

назва елемента в називному відмінку + слово «гідроксид»

наприклад: $Ca(OH)_2$ — кальцій гідроксид, NaOH — натрій гідроксид;

- для елементів зі змінною валентністю:

назва елемента в називному відмінку + валентність (у дужках) + слово «гідроксид»

наприклад: $Fe(OH)_2$ — ферум(II) гідроксид, $Cu(OH)_2$ — купрум(II) гідроксид.

Неорганічні основи ще називають **гідроксидами**.

Серед неорганічних основ виділяють дві групи: *луги* (розчинні гідроксиди) та *нерозчинні гідроксиди*. Розчинність гідроксидів (як і інших речовин) можна визначити за таблицею розчинності (див. форзац 2). Наприклад, основа NaOH, що складається з катіонів $Na^+$ та аніонів $OH^-$, є розчинною (мал. 26.1).

| Аніони | Назва аніона | Катіони | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | $H^+$ | $Li^+$ | $Na^+$ | $K^+$ | $NH_4^+$ | $Mg^{2+}$ | $Ca^{2+}$ |
| $OH^-$ | гідроксид | | Р | Р | Р | Р· | Н | М |
| $F^-$ | флуорид | Р | М | Р | Р | Р | Н | Н |
| $Cl^-$ | хлорид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| $Br^-$ | бромід | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| $I^-$ | йодид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |

Мал. 26.1. Фрагмент таблиці розчинності: на перетині відповідного катіона й аніона буква Р позначає розчинну речовину, М — малорозчинну, Н — нерозчинну

## Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди — це гідроксиди, що виявляють властивості і кислот, і основ.

Амфотерні гідроксиди утворені тими самими елементами, що й амфотерні оксиди (схема 3, с. 136). До амфотерних гідроксидів належать: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Pb(OH)_2$.

## Солі

У побуті сіллю ми зазвичай називаємо лише одну сіль — кухонну, тобто натрій хлорид NaCl. Однак у хімії солями називають цілий клас сполук.

Солі — це сполуки, що складаються з атомів металічних елементів і кислотних залишків.

У **формулах солей** на першому місці пишуть символ металічного елемента, а потім — кислотний залишок:

металічний елемент + кислотний залишок, наприклад Ba $SO_4$ Ca $Cl_2$

**Назви солей** складають так:

- для елементів зі сталою валентністю:

назва елемента в називному відмінку + назва кислотного залишку

наприклад: $K_2SO_3$ — калій сульфіт, $CaCO_3$ — кальцій карбонат;

- для елементів зі змінною валентністю:

назва елемента в називному відмінку + валентність (у дужках) + назва кислотного залишку

наприклад: $FeSO_4$ — ферум(II) сульфат, $CuCl_2$ — купрум(II) хлорид.

Формули солей складають аналогічно формулам оксидів за валентностями металічного елемента й кислотного залишку.

**Алгоритм складання формул солей**
(на прикладі натрій ортофосфату та алюміній силікату)

| | | |
|---|---|---|
| 1. Записуємо символ металічного елемента (на першому місці) й кислотного залишку та вказуємо їх валентності | $\overset{I}{Na}\ \overset{III}{PO_4}$ | $\overset{III}{Al}\ \overset{II}{SiO_3}$ |
| 2. Обчислюємо найменше спільне кратне (НСК) для значень валентностей | НСК (1 і 3) = 3 | НСК (3 і 2) = 6 |
| 3. Обчислюємо індекси, розділивши НСК на валентність металічного елемента й кислотного залишку | 3 : 1 = 3 (Na)<br>3 : 3 = 1 ($PO_4$) | 6 : 3 = 2 (Al)<br>6 : 2 = 3 ($SiO_3$) |
| 4. Записуємо індекси після символів металічного елемента й кислотного залишку | $\overset{I}{Na_3}\overset{III}{PO_4}$ | $\overset{III}{Al_2}(\overset{II}{SiO_3})_3$ |

Деякі солі, що широко використовуються в побуті, крім наукових, мають побутові (традиційні) назви. Наприклад, ви вже знаєте, що натрій хлорид NaCl називають кухонною або кам'яною сіллю, натрій карбонат $Na_2CO_3$ — це кальцинована сода, калій карбонат $K_2CO_3$ — поташ. Традиційні назви найбільш уживаних солей наведено в Додатку 1.

- Чиста кухонна (кам'яна) сіль — безбарвна речовина. А ось «делікатесна», або «царська», сіль має ніжно-рожевий колір та приємний запах завдяки вмісту мікроскопічних водоростей. В Україні така сіль трапляється на березі солоних Сиваських озер, розташованих на заході Азовського моря. Саме звідси починався шлях українських чумаків.
- Рідко трапляється й синя кам'яна сіль. У ній містяться надлишкові йони Натрію, тобто в кристалі солі йонів Натрію дещо більше, ніж йонів Хлору. Це й зумовлює синє забарвлення. У разі розчинення такої солі у воді утворюється звичайний безбарвний розчин.

### *Лінгвістична задача*

Формула кислоти повністю відображена в її назві. Основу назви кислоти становить назва хімічного елемента, що її утворює (елемент Сульфур утворює сульфатну, сульфітну та сульфідну кислоти). Якщо елемент, який утворює кислоту, перебуває у вищій валентності, то молекула кислоти містить найбільшу можливу кількість атомів Оксигену серед зазначених кислот, а в назві кислоти є суфікс *-ат*: сульфатна $H_2SO_4$ (валентність Сульфуру VI — вища). Якщо атомів Оксигену в молекулі кислоти менше на 1, то й валентність елемента менша на 2, а суфікс *-ат* замінюється на *-іт*: сульфітна $H_2SO_3$ (валентність Сульфуру IV). Якщо елемент утворює безоксигенову кислоту, то в назві присутній суфікс *-ід* (*-ид*): сульфідна $H_2S$. Установіть відповідність між назвами кислот, наведеними в таблиці 7 на с. 138–139, та описаними тут принципами.

## Висновки

1. Оксиди складаються з атомів двох хімічних елементів, один із яких — Оксиген. Назви оксидів складаються з двох слів: перше — назва хімічного елемента, що утворює оксид, друге — слово «оксид». Для елементів зі змінною валентністю в назві оксидів обов'язково вказують валентність елемента.
2. Кислоти складаються з йонів Гідрогену та кислотних залишків. За вмістом Оксигену кислоти поділяють на оксигеновмісні та безоксигенові, а за кількістю атомів Гідрогену — на одноосно́вні, двоосно́вні та триосно́вні.
3. Неорганічні основи називають гідроксидами. Вони складаються з атомів металічних елементів та гідроксильних груп –OH. Кількість груп –OH у складі гідроксидів дорівнює валентності металічного елемента. Серед гідроксидів виділяють луги (розчинні у воді гідроксиди) та нерозчинні гідроксиди. Назви гідроксидів складаються з двох слів: назви металічного елемента та слова «гідроксид».
4. Амфотерні гідроксиди — гідроксиди, що виявляють властивості і кислот, і основ.

5. Солі складаються з атомів металічних елементів та кислотних залишків. Назви солей складаються з двох слів: назви металічного елемента та назви кислотного залишку. Для елементів зі змінною валентністю указують їх валентність у сполуці.

## Контрольні запитання

1. Які речовини називають оксидами? Наведіть приклади оксидів.
2. Запишіть загальну формулу оксидів.
3. Як за хімічною формулою визначити, є оксид кислотним чи оснóвним?
4. Які оксиди належать до несолетворних?
5. Дайте визначення кислотам. Що називають кислотним залишком?
6. За якими ознаками класифікують кислоти? Назвіть групи, на які розподіляють кислоти за різними ознаками, і наведіть відповідні приклади.
7. Які речовини належать до класу основ? Які з них є лугами?
8. Які сполуки належать до солей?
9. Речовини, формули яких $KNO_3$, $FeCl_2$, $Na_2SO_4$, називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
10. Речовини, формули яких $HNO_3$, $HCl$, $H_2SO_4$, називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
11. Речовини, формули яких $NO_2$, $Fe_2O_3$, $Na_2O$, називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
12. Солі утворені: а) атомами металічних елементів і кислотними залишками; б) атомами металічних елементів і групами –OH; в) атомами Гідрогену й кислотними залишками.
13. У формулах кислот на першому місці записаний символ: а) Оксигену; б) Гідрогену; в) Сульфуру; г) Карбону.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Визначте валентності елементів в оксидах і запишіть назви цих сполук: $P_2O_5$, $SO_2$, $Na_2O$, $MgO$, $CaO$, $Mn_2O_7$, $SnO_2$, $I_2O_5$, $CrO_3$, $Cu_2O$, $CuO$.
2. Наведіть приклади несолетворних оксидів. Чому їх так називають?
3. Складіть формули таких оксидів: калій оксид, фосфор(III) оксид, аргентум(I) оксид, ферум(II) оксид, хлор(IV) оксид, нітроген(V) оксид, цинк оксид, аурум(III) оксид, сульфур(VI) оксид, ванадій(V) оксид.
4. Запишіть формули хлоридної, сульфатної, ортофосфатної, карбонатної, силікатної, сульфідної та нітратної кислот. Підкресліть кислотні залишки та визначте їх валентність.
5. Наведіть по чотири приклади оксигеновмісних та безоксигенових кислот.
6. Із таблиці 7 (с. 138) випишіть формули кислот: а) оксигеновмісної одноосно́вної; б) безоксигенової двоосно́вної; в) оксигеновмісної триосно́вної; г) безоксигенової одноосно́вної; д) оксигеновмісної двоосно́вної.

**7.** Складіть формули гідроксидів Калію, Магнію, Стануму(II), Цинку, Хрому(III), Купруму(II), Барію. Підкресліть формули лугів.

**8.** Із таблиці розчинності (див. форзац 2) випишіть по два приклади формул солей: а) хлоридної кислоти, що нерозчинні у воді; б) карбонатної кислоти, що розчинні у воді.

**9.** Назвіть солі: $K_2SO_4$, $Cr(NO_3)_3$, $MgCl_2$, $CuSO_4$, $SnCl_2$, $AgNO_3$, $AlPO_4$, $BaSO_3$, $BaS$, $BaSO_4$, $Na_2SiO_3$, $NaBr$, $MnSO_4$, $Ag_2S$, $Mg_3(PO_4)_2$. Укажіть над формулами значення валентності металічного елемента та кислотного залишку.

**10.** Складіть формули солей: кальцій хлорид, магній карбонат, цинк нітрат, алюміній нітрат, калій карбонат, натрій сульфат, кальцій силікат, аргентум(I) хлорид, магній сульфіт, алюміній сульфід.

## § 27. Оксиди: фізичні властивості, поширеність та застосування

Пригадайте: залежність фізичних властивостей речовин від типу хімічного зв'язку та кристалічних ґраток (за § 21).

### Будова та фізичні властивості оксидів

Серед оксидів трапляються речовини і молекулярної, і немолекулярної будови. Будова оксидів зумовлює їхні фізичні властивості.

Більшість оксидів неметалічних елементів (кислотні оксиди) — це переважно речовини молекулярної будови з невеликими температурами плавлення й кипіння. За звичайних умов кислотні оксиди трапляються в різному агрегатному стані, тобто бувають твердими, рідкими й газоподібними.

Оксиди металічних елементів (осно́вні та амфотерні оксиди) є речовинами переважно йонної будови. Це тверді кристалічні речовини з високою температурою плавлення й кипіння. Більшість із них не розчиняються у воді.

Оскільки більшість хімічних елементів є металічними, то можна стверджувати, що більшість оксидів є твердими речовинами. Твердими також є деякі оксиди неметалічних елементів, наприклад силіцій(IV) оксид та фосфор(V) оксид.

Газоподібних оксидів значно менше. Усі вони є молекулярними речовинами й утворені неметалічними елементами: нітроген(IV) оксид та нітроген(II) оксид, карбон(IV) оксид та карбон(II) оксид, сульфур(IV) оксид тощо.

І лише кілька оксидів за звичайних умов перебувають у рідкому стані: $H_2O$, $N_2O_3$, $SO_3$, $ClO_2$, $ClO_3$, $Cl_2O_7$, $Mn_2O_7$.

## Поширеність оксидів у природі

**Гідроген оксид** (вода) наявний у повітрі у вигляді водяної пари завдяки випаровуванню води з поверхні планети. За певної температури газоподібна вода перетворюється на рідку й випадає у вигляді роси або дощу.

**Карбон(IV) оксид** (вуглекислий газ) виділяється в атмосферу в результаті дихання організмів, вивержень вулканів та техногенної діяльності людини. Поглинається рослинами під час фотосинтезу. Разом із водою зумовлює парниковий ефект, саме тому планета не охолоджується до критично низьких температур.

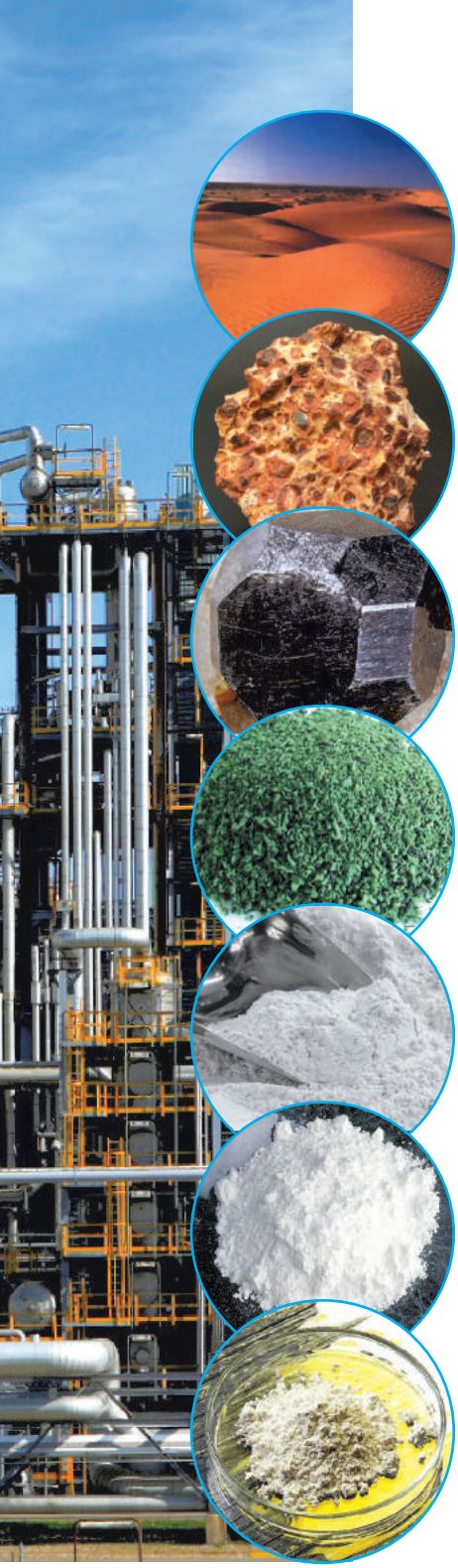
**Нітроген(IV) оксид** і **сульфур(IV) оксид** (сірчистий газ) утворюються під час виверження вулканів, під час грози та в результаті техногенної діяльності. Ці оксиди зумовлюють виникнення кислотних дощів. Є однією з причин забруднення повітря у великих містах.

**Нітроген(IV) оксид** $NO_2$ — отруйний газ бурого кольору, який називають «лисячий хвіст». Потрапляє в атмосферу з викидами металургійних і хімічних підприємств. При взаємодії з водяною парою утворює нітратну кислоту, що є однією з причин кислотних дощів.

**Силіцій(IV) оксид** $SiO_2$ називають кремнеземом, оскільки він є складовою піску, ґрунтів, багатьох мінералів: кварцу, гірського кришталю, хризоліту, аметисту тощо. У Карпатах знайдено унікальний різновид кварцових кристалів — мармароський діамант.

**Алюміній оксид** $Al_2O_3$ є основою багатьох мінералів: рубіну, хризоберилу, корунду тощо. Разом із силіцій(IV) оксидом є складовою ґрунтів і порід, зокрема бокситу, з якого добувають алюміній. В Україні великі поклади бокситів знайдено в Закарпатті та Приазов'ї.

**Ферум(III) оксид** $Fe_2O_3$ утворює багато мінералів: гематит, лімоніт, магнетит тощо, з яких добувають залізо, а також використовують як виробний камінь. В Україні родовища цих мінералів розміщені в Криворізькому залізорудному басейні.



## Використання оксидів

**Кварц** і **кварцовий пісок** — сировина для виробництва скла. Скло з чистого кварцу є дуже цінним матеріалом, тому що воно пропускає ультрафіолетове випромінювання (лампи з кварцового скла використовують у соляріях).

Породи з великим умістом **алюміній оксиду** використовують для добування алюмінію — конструкційного матеріалу. Різновид алюміній оксиду — корунд — є дуже твердим мінералом, його використовують для обробки металевих, керамічних та інших поверхонь.

**Оксиди Феруму $Fe_2O_3$** та **$Fe_3O_4$** використовують для добування заліза. Також на їх основі виготовляють коричневу фарбу (вохру) та феромагнітні покриття для аудіо- й відеоплівок і пластин жорстких магнітних дисків (вінчестерів).

**Хром(III) оксид $Cr_2O_3$** використовують для виготовлення шліфувальної пасти (пасти ДОІ) та зеленої фарби. В Україні хром(III) оксид трапляється у вигляді хромітового зруденіння в Середньому Побужжі.

**Титан(IV) оксид $TiO_2$** та **цинк оксид ZnO** є основою білої фарби (титанові та цинкові білила). Їх виготовляють у великому обсязі на хімічних підприємствах України. Великі поклади титан(IV) оксиду у вигляді мінералу рутилу є в Придніпров'ї та на Волині. Це майже 20 % світових запасів титану.

**Магній оксид MgO** (палена магнезія) використовують для виробництва вогнетривких матеріалів, цементу, очищення нафтопродуктів, для виготовлення лікарських препаратів.

**Кальцій оксид CaO** (негашене вапно) використовують для виготовлення будівельних матеріалів — вапна, цементу, цегли, а також у сільському господарстві.

- Із чистого силіцій(IV) оксиду добувають так зване кварцове скло. Воно виявляє стійкість під час нагрівання до 1000–1200 °С. На відміну від звичайного скла, воно майже не розширяється під час нагрівання, а при охолодженні не стискається. Тому склянку, виготовлену з кварцового скла, можна нагріти до 1000 °С, а потім різко охолодити під струменем води. Кварцова склянка при цьому не трісне й не розламається, на відміну від склянки зі звичайного скла.
- Багато випадків спостереження привидів пояснюється поганою системою опалення. Якщо в приміщенні накопичується чадний газ (карбон(II) оксид), то навіть у малій концентрації він призводить до отруєння, яке разом із головним болем та відчуттям утоми спричиняє зорові та слухові галюцинації.

## Висновки

1. Оксиди — дуже поширені сполуки в природі завдяки великому вмісту Оксигену на Землі. Осно́вні та амфотерні оксиди за звичайних умов завжди тверді. Кислотні оксиди можуть перебувати як у твердому, так і в рідкому й газоподібному станах.
2. Оксиди утворюють цінні природні мінерали. Оксиди широко використовують для виготовлення фарб та будівельних матеріалів.

## Контрольні запитання

1. Назвіть оксиди, що трапляються в атмосфері, гідросфері, літосфері.
2. Від чого залежать фізичні властивості оксидів? Наведіть приклади оксидів, що за звичайних умов перебувають у твердому, рідкому й газоподібному станах.
3. Наведіть приклади використання оксидів.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формули речовин: кальцій оксид, калій оксид, фосфор(V) оксид, фосфор(III) оксид, барій оксид, цинк оксид, бор оксид, алюміній оксид. Які із цих оксидів осно́вні, які — кислотні, а які — амфотерні?
2. Складіть формули й назви речовин: а) газ — оксид, що міститься в повітрі й необхідний для фотосинтезу; б) оксид, що утворюється в атмосфері під час спалаху блискавки; в) оксид, що «гасять» водою; г) оксид, що є основною складовою піску; д) отруйний оксид, що називають чадним газом; е) оксид, що має феромагнітні властивості.
3. Манган може утворювати декілька оксидів, у яких він виявляє валентності II, III, IV, VII. Складіть формули цих оксидів та їхні назви.

**4.** Хром може утворювати два оксиди, у яких він виявляє валентність III та VI. Складіть формули цих оксидів та обчисліть масову частку Хрому в них. До якої групи оксидів вони належать?

**5.** Складіть рівняння реакцій утворення з простих речовин оксидів: а) Сульфуру(IV); б) Нітрогену(II); в) Алюмінію; г) Феруму(II); д) Фосфору(V).

**6.** Складіть рівняння реакцій горіння магнію, літію та вуглецю в кисні. Укажіть назви добутих оксидів.

**7.** Обчисліть кількість атомів Нітрогену в зразку нітроген(I) оксиду об'ємом 2,8 л.

**8.** Із тексту параграфа випишіть оксиди, що містяться в повітрі, та обчисліть їх відносну густину за повітрям.

**9*.** Які газоподібні оксиди, що забруднюють атмосферу Землі, ви знаєте? Розгляньте шляхи, якими відбувається забруднення атмосфери. Запропонуйте способи запобігання забрудненню повітря.

## § 28. Хімічні властивості оксидів

Пригадайте:
- класифікацію оксидів (за § 26);
- які елементи належать до родин лужних та лужноземельних елементів (за § 4).

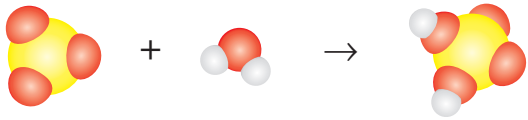
### Взаємодія кислотних оксидів із водою

Усі кислотні оксиди (за винятком силіцій(IV) оксиду $SiO_2$) вступають у реакції сполучення з водою. У результаті реакцій утворюються кислоти, що відповідають цим оксидам:

**кислотний оксид + $H_2O$ → кислота**

Складаючи рівняння таких реакцій, слід пам'ятати, що всі ці реакції є реакціями сполучення, а формулу продукту реакції легко визначити, якщо «скласти» всі атоми з реагентів та записати їх символи у відповідному для формул кислот порядку (табл. 7, с. 138):

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$



Якщо ж усі індекси виявляються парними, то їх слід скоротити на 2 та поставити коефіцієнт, наприклад:

$$N_2O_5 + H_2O = (H_2N_2O_6) = 2HNO_3$$

Фосфор утворює дві кислоти з різним умістом Гідрогену — метафосфатну та ортофосфатну. Вони утворюються з фосфор(V) оксиду шляхом приєднання різної кількості води:

$$P_2O_5 + H_2O = (H_2P_2O_6) = 2HPO_3$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \overset{t}{=} (H_6P_2O_8) = 2H_3PO_4$$

Склавши в такий спосіб рівняння реакції кислотного оксиду з водою, можна визначити кислоту, що відповідає тому чи іншому кислотному оксиду (табл. 8).

**Таблиця 8. Кислотні оксиди та відповідні їм кислоти**

| Кислотний оксид (ангідрид) | Кислота | |
|---|---|---|
| $CO_2$ | $H_2CO_3$ | |
| $N_2O_3$ | $HNO_2$ | |
| $N_2O_5$ | $HNO_3$ | |
| $P_2O_5$ | $HPO_3$ | $H_3PO_4$ |
| $SiO_2$ | $H_2SiO_3$ | |
| $SO_3$ | $H_2SO_4$ | |
| $SO_2$ | $H_2SO_3$ | |

## Взаємодія осно́вних оксидів із водою

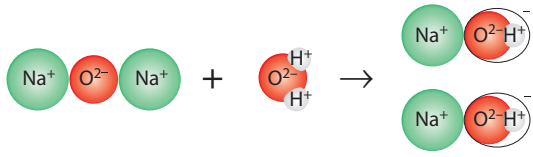
Осно́вним оксидам відповідають основи, що мають утворюватися в разі взаємодії оксидів із водою. Але більшість осно́вних оксидів з водою не взаємодіють.

Зверніть увагу, що в реакцію з водою вступають лише ті оксиди, які утворюють луги (оксиди лужних і лужноземельних елементів).

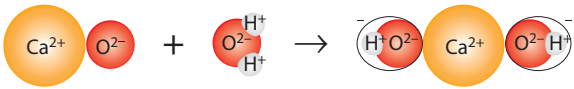
Луги легко відрізнити від нерозчинних гідроксидів за таблицею розчинності (див. форзац 2), оскільки луги — розчинні гідроксиди.

**осно́вний оксид + $H_2O$ → основа (луг)**

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$



$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

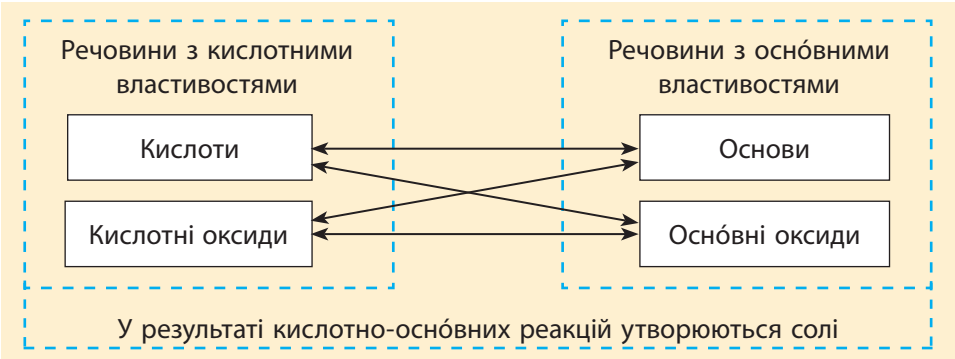



Усі амфотерні гідроксиди нерозчинні у воді, тому амфотерні оксиди з водою не реагують. Так само з водою не реагують несолетворні оксиди, оскільки їм не відповідають ані кислота, ані основа.

## Кислотно-осно́вні взаємодії

Один із головних принципів взаємодії хімічних речовин полягає в тому, що речовини з кислотними властивостями (кислоти та кислотні оксиди) завжди взаємодіють із речовинами з осно́вними властивостями (основи та осно́вні оксиди) (схема 4). Реакції між такими речовинами називають кислотно-осно́вними взаємодіями. Власне, кислоти й осно́ви — це хімічні протилежності. Продуктами взаємодії між кислотними й осно́вними речовинами завжди є солі.

**Схема 4. Взаємодія речовин із кислотними властивостями з речовинами, що мають осно́вні властивості**




## Взаємодія оксидів з основами й кислотами

Оксиди здатні взаємодіяти або з кислотами, або з основами з утворенням солей (схема 4).

**Осно́вні оксиди реагують із кислотами.** У продукт взаємодії — сіль — переходить металічний елемент з оксиду та кислотний залишок із кислоти.

**осно́вний оксид + кислота → сіль + $H_2O$**

$$CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O$$

$$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$$

Зверніть увагу, що в таких реакціях валентності елементів не змінюються, і їх слід використати для складання формули утвореної солі. Елементи, що лишилися (Гідроген і Оксиген), утворюють молекулу води:

$$\overset{II}{Mg}\overset{II}{O} + 2\overset{I}{H}\overset{I}{Cl} = \overset{II}{Mg}\overset{I}{Cl_2} + \overset{I}{H_2}\overset{II}{O}$$

**Амфотерні оксиди реагують із кислотами** так само, як і осно́вні:

$$\overset{III}{Al_2}\overset{II}{O_3} + 6\overset{I}{H}\overset{I}{NO_3} = 2\overset{III}{Al}(\overset{I}{NO_3})_3 + 3\overset{I}{H_2}\overset{II}{O}$$

**Кислотні оксиди взаємодіють з основами** з утворенням солі та води.

Зверніть увагу, що кислотні оксиди вступають у хімічні реакції лише з лугами:

**кислотний оксид + луг → сіль + $H_2O$**

Записуючи рівняння реакції, слід дуже уважно складати формули солей. Для цього варто пам'ятати, як визначити кислоту, що відповідає кислотному оксиду (табл. 8, с. 150).

Так, карбон(IV) оксиду $CO_2$ відповідає карбонатна кислота з кислотним залишком $\overset{II}{CO_3}$, тому в разі взаємодії карбон(IV) оксиду з основами утворюються солі карбонатної кислоти — карбонати:

$$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O \text{ ($CO_2$ відповідає $H_2CO_3$)}$$

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O \text{ ($CO_2$ відповідає $H_2CO_3$)}$$

Силіцій(IV) оксиду $SiO_3$ відповідає силікатна кислота, тому в реакціях силіцій(IV) оксиду з основами утворюються силікати:

$$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O \text{ ($SiO_2$ відповідає $H_2SiO_3$)}$$

**Амфотерні оксиди** з лугами взаємодіють зовсім по-іншому, це ви вивчатимете в § 37. Деякі **несолетворні оксиди** також здатні взаємодіяти з лугами, про що ви дізнаєтеся під час подальшого вивчення хімії.

## Взаємодія кислотних і осно́вних оксидів між собою

Осно́вні та кислотні оксиди також взаємодіють між собою з утворенням солей (схема 4, с. 151).

**кислотний оксид + осно́вний оксид → сіль**

Багато таких реакцій відбуваються лише під час нагрівання.

Щоб правильно скласти рівняння реакції, слід правильно визначити кислоту, що відповідає кислотному оксиду (табл. 8, с. 150).

Кислотному сульфур(IV) оксиду відповідає сульфітна кислота, тому продуктом реакції з осно́вним кальцій оксидом є сульфіт:

$$SO_2 + CaO = CaSO_3 \ (SO_2 \text{ відповідає } H_2SO_3)$$

У разі взаємодії фосфор(V) оксиду з осно́вним оксидом залежно від співвідношення оксидів можуть утворитися дві солі — метафосфат і ортофосфат, оскільки цьому оксиду відповідають дві кислоти:

$$CaO + P_2O_5 \overset{t}{=} Ca(PO_3)_2 \qquad 3CaO + P_2O_5 \overset{t}{=} Ca_3(PO_4)_2$$

($P_2O_5$ відповідають $HPO_3$ та $HPO_4$)

### Висновки

1. Кислоти та кислотні оксиди — речовини з кислотними властивостями. Основи та осно́вні оксиди — з осно́вними властивостями. Речовини з кислотними властивостями взаємодіють із речовинами з осно́вними властивостями з утворенням солей.
2. Кислотні оксиди взаємодіють із водою з утворенням кислот. Для визначення кислоти, що відповідає кислотному оксиду, необхідно скласти рівняння реакції взаємодії кислотного оксиду з водою. Осно́вні оксиди можуть взаємодіяти з водою з утворенням основ лише за умови, що утворюється розчинна основа (луг). Амфотерні та несолетворні оксиди з водою не реагують.
3. Осно́вні та амфотерні оксиди реагують із кислотами з утворенням солей. Валентності металічного елемента в солі та кислотних залишків при цьому не змінюються. Кислотні оксиди взаємодіють лише з розчинними основами (лугами), утворюючи сіль і воду.
4. Продуктами взаємодії осно́вних та кислотних оксидів є солі.

### Контрольні запитання

1. Які речовини виявляють кислотні властивості, а які — осно́вні? Сполуки якого класу утворюються в разі їх взаємодії?

**2.** Які речовини завжди утворюються в реакціях кислотно-осно́вної взаємодії?

**3.** Які кислотні оксиди взаємодіють із водою, а які — ні? Які з осно́вних оксидів здатні взаємодіяти з водою?

**4.** Як визначити кислотний залишок у солі, що утвориться під час взаємодії кислотного оксиду з лугом або осно́вним оксидом?

**5.** Які речовини утворюються під час взаємодії осно́вного оксиду з кислотою? кислотного оксиду з лугом?

## Завдання для засвоєння матеріалу

**1.** Наведіть рівняння реакцій кислотних і осно́вних оксидів із водою.

**2.** Із наведеного переліку випишіть в окремі стовпчики формули оксидів: а) кислотних; б) осно́вних; в) несолетворних.
$Na_2O$, $P_2O_5$, $CO_2$, $CO$, $SO_3$, $CrO$, $Cu_2O$, $SiO_2$, $N_2O$, $Mn_2O_7$.

**3.** Які з наведених оксидів взаємодіють із водою? Складіть відповідні рівняння реакцій.
$Na_2O$, $CO_2$, $CO$, $SO_3$, $CrO$, $SiO_2$, $N_2O$.

**4.** Із якими з наведених оксидів взаємодіє вода? Складіть відповідні рівняння реакцій.
$CuO$, $CaO$, $N_2O_5$, $Fe_2O_3$, $K_2O$, $Al_2O_3$, $SO_2$.

**5.** Розчин, що утворився під час розчинення газоподібного оксиду у воді, забарвлює лакмус у червоний колір. Який це газ може бути? Запропонуйте два варіанти відповіді. Складіть рівняння реакцій.

**6.** Гасіння вапна — це взаємодія негашеного вапна (кальцій оксиду) з водою. Складіть рівняння цієї реакції.

**7.** Чи існують кислотні оксиди, яким відповідають безоксигенові кислоти? Відповідь поясніть.

**8.** Як ви вважаєте, чи трапляються фосфор(V) оксид та сульфур(VI) оксид у природі? Відповідь поясніть.

**9.** Під час взаємодії яких оксидів утворюються натрій карбонат, плюмбум(II) силікат, магній сульфат? Складіть рівняння реакцій.

**10.** Доповніть схеми реакцій, запишіть назви продуктів реакції.
а) $K_2O + H_2O \rightarrow \ldots$;
б) $SO_2 + H_2O \rightarrow \ldots$;
в) $\ldots + H_2O \rightarrow NaOH$;
г) $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow \ldots + \ldots$;
д) $NaOH + \ldots \rightarrow Na_2SO_3 + \ldots$;
е) $Al_2O_3 + N_2O_5 \rightarrow \ldots$

**11.** Складіть рівняння реакції: а) силіцій(IV) оксиду з кальцій оксидом та калій гідроксидом; б) манган(II) оксиду із сульфатною кислотою та сульфур(VI) оксидом; в) барій оксиду з нітратною кислотою та карбон(IV) оксидом.

**12.** Відносні густини за воднем оксидів елементів X та Y дорівнюють, відповідно, 14 і 15. Визначте формули цих оксидів.

## § 29. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

Пригадайте: способи обчислення кількості речовини за відомою масою або об'ємом (за § 22–24).

Коли кухар готує будь-яку страву, він відповідно до рецепта змішує продукти в чітко визначеному співвідношенні. Так само й хімік перед проведенням хімічної реакції має вирішити, у якому масовому співвідношенні слід змішати реагенти та обчислити масу продукту, що має утворитися.

Такі розрахунки можна здійснити за допомогою рівнянь хімічних реакцій. Якщо відомо масу одного з учасників реакції, то можна визначити маси всіх інших речовин — і реагентів, і продуктів реакції.

Хімічне рівняння показує, які речовини та в якому співвідношенні взаємодіють, а також у якому співвідношенні утворюються продукти реакції. Наприклад, рівняння реакції взаємодії водню з азотом

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

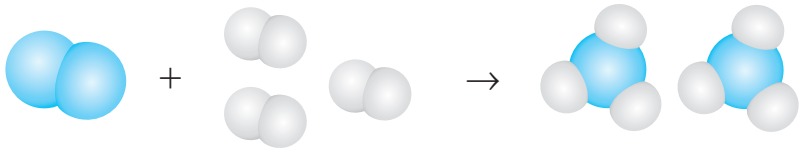
показує, що три молекули водню $H_2$ взаємодіють з однією молекулою азоту $N_2$ з утворенням двох молекул амоніаку $NH_3$ (мал. 29.1).

Таке саме співвідношення буде і для кількості речовини всіх сполук у реакції: три молі водню вступає в реакцію з одним молем азоту, і при цьому утворюється два молі амоніаку.

Якщо для проведення реакції взяти не три молі водню, а будь-яку іншу кількість (наприклад, $3x$ моль), то кількість азоту, що прореагував, буде в три рази меншою, ніж кількість водню, тобто $n(N_2) = x$ моль:

$$n(H_2) : n(N_2) = 3x : x = 3 : 1$$

Отже, речовини вступають у хімічні реакції в кількостях, що пропорційні їх коефіцієнтам у рівнянні реакції (стехіометричним коефіцієнтам). Інакше кажучи, співвідношення кількостей реагентів (у молях) дорівнює співвідношенню відповідних коефіцієнтів у рівнянні реакції.



Мал. 29.1. Схематичне зображення кількісного співвідношення реагентів і продуктів реакції синтезу амоніаку

Розглянемо рівняння реакції горіння сірководню:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

Із нього видно, що два молі гідроген сульфіду реагує з трьома молями кисню з утворенням двох молей сірчистого газу і двох молей води. Якщо в реакцію вступає $x$ моль сірководню, то співвідношення реагентів і продуктів реакції виглядає так:

$$n(H_2S) : n(O_2) : n(SO_2) : n(H_2O) =$$
$$= 2x : 3x : 2x : 2x = 2 : 3 : 2 : 2$$

або

$$\frac{n(H_2S)}{2} = \frac{n(O_2)}{3} = \frac{n(SO_2)}{2} = \frac{n(H_2O)}{2}$$

Отже, для будь-якої хімічної реакції, котру можна описати рівнянням:

$$aA + bB = cC$$

справедливим є співвідношення для кількості речовини всіх учасників реакції:

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c}$$

За цим співвідношенням можна робити будь-які обчислення за рівнянням хімічної реакції.

**Задача 1.** Яка кількість речовини кисню необхідна для спалювання гідроген сульфіду кількістю 1,5 моль?

*Дано:*
$n(H_2S) = 1{,}5$ моль

$n(O_2)$ — ?

*Розв'язання:*
Записуємо рівняння реакції:
$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$
За рівнянням визначаємо, що
$n(H_2S) : n(O_2) = 2 : 3$
За цим співвідношенням можна обчислити кількість речовини кисню:

$$\frac{n(H_2S)}{2} = \frac{n(O_2)}{3}$$

Отже,

$$n(O_2) = \frac{3n(H_2S)}{2} = \frac{3 \cdot 1{,}5 \text{ моль}}{2} = 2{,}25 \text{ моль}$$

*Відповідь:* $n(O_2) = 2{,}25$ моль.

Для проведення реакцій потрібно знати не лише кількості речовин, але і їх маси або об'єми. Ці величини пов'язані співвідношеннями:

$$m = n \cdot M; \qquad V = n \cdot V_m$$

Але задачі за рівняннями хімічних реакцій простіше розв'язувати з використанням кількості речовини. Якщо в умові задачі наведені маса або об'єм речовини, зручніше одразу обчислити кількість речовини й далі використовувати цю величину для розрахунків.

**Задача 2.** Обчисліть об'єм азоту (н. у.), необхідний для добування амоніаку $NH_3$ кількістю речовини 0,8 моль.

*Дано:*
$n(NH_3) = 0{,}8$ моль

$V(N_2)$ — ?

*Розв'язання:*
Записуємо рівняння реакції:
$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$
За рівнянням записуємо співвідношення кількостей речовини азоту й амоніаку:

$$\frac{n(N_2)}{1} = \frac{n(NH_3)}{2}$$

За цим співвідношенням можна обчислити кількість речовини азоту:

$$n(N_2) = \frac{n(NH_3)}{2} = \frac{0{,}8 \text{ моль}}{2} = 0{,}4 \text{ моль}$$

Але можна одразу обчислити й об'єм, знаючи, що $n = \frac{V}{V_m}$:

$$\frac{V(N_2)}{1 \cdot V_m} = \frac{n(NH_3)}{2}$$

Звідси обчислюємо об'єм азоту:

$$V(N_2) = \frac{n(NH_3) \cdot V_m}{2} = \frac{0{,}8 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль}}{2} = 8{,}96 \text{ л}$$

*Відповідь:* $V(N_2) = 8{,}96$ л.

**Задача 3.** Обчисліть масу фосфор(V) оксиду, який можна добути спалюванням фосфору в кисні об'ємом 11,2 л (н. у.).

*Дано:*
$V(O_2) = 11{,}2$ л

$m(P_2O_5)$ — ?

*Розв'язання:*

Записуємо рівняння реакції:

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

**Спосіб I.**

Відомі кількісні дані речовин (маси або об'єми) виражаємо через кількість речовини:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{11{,}2\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} = 0{,}5\ \text{моль}$$

За співвідношенням кількості речовини обчислимо кількість речовини оксиду:

$$\frac{n(O_2)}{5} = \frac{n(P_2O_5)}{2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n(P_2O_5) = \frac{2 \cdot n(O_2)}{5} = \frac{2 \cdot 0{,}5\ \text{моль}}{5} = 0{,}2\ \text{моль}$$

За кількістю речовини оксиду обчислюємо його масу:
$m(P_2O_5) = n \cdot M = 0{,}2$ моль $\cdot$ $(2 \cdot 31 + 5 \cdot 16)$ г/моль =
$= 28{,}4$ г

**Спосіб II.**

Записуємо співвідношення кількостей речовини кисню та фосфор(V) оксиду:

$$\frac{n(O_2)}{5} = \frac{n(P_2O_5)}{2}$$

У цьому співвідношенні замінюємо кількість речовини кисню на співвідношення об'ємів, а кількість речовини фосфор(V) оксиду — на співвідношення мас:

$$\frac{V(O_2)}{5 \cdot V_m} = \frac{m(P_2O_5)}{2 \cdot M(P_2O_5)}$$

Звідси обчислюємо масу оксиду:

$$m(P_2O_5) = \frac{2 \cdot V(O_2) \cdot M(P_2O_5)}{5 \cdot V_m} = \frac{2 \cdot 11{,}2\ \text{л} \cdot 142\ \text{г/моль}}{5 \cdot 22{,}4\ \text{л/моль}} = 28{,}4\ \text{г}$$

*Відповідь:* $m(P_2O_5) = 28{,}4$ г.

**Задача 4.** Просту речовину масою 10,8 г спалили, на що витратили кисень об'ємом 6,72 л (н. у.). У результаті утворився оксид складу $E_2O_3$. Яку речовину спалили?

*Дано:*
$V(O_2) = 6{,}72$ л
$m$(реч.) $= 10{,}8$ г

$M$(реч.) — ?

*Розв'язання:*
Записуємо рівняння реакції:
$4E + 3O_2 = 2E_2O_3$
Щоб визначити речовину, необхідно обчислити її молярну масу. Спочатку обчислимо кількість речовини кисню:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{6{,}72\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} = 0{,}3\ \text{моль}$$

За співвідношенням кількості речовини обчислимо кількість невідомої речовини:

$$\frac{n(O_2)}{3} = \frac{n(E)}{4} \Rightarrow n(E) = \frac{4 \cdot n(O_2)}{3} = \frac{4 \cdot 0{,}3\ \text{моль}}{3} =$$
$$= 0{,}4\ \text{моль}$$

За відомою масою простої речовини обчислимо її молярну масу:
$M(E) = m : n = 10{,}8$ г : $0{,}4$ моль =
= 27 г/моль.
Цій молярній масі відповідає алюміній.
*Відповідь:* 27 г/моль, алюміній.

## Висновки

Хімічні речовини вступають у хімічні реакції в певних, чітко визначених співвідношеннях. Кількості речовин усіх учасників реакції співвідносяться, як їхні стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції. Для реакції $aA + bB = cC$ справедливе співвідношення:

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c}$$

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Проаналізуйте рівняння реакції горіння метану подібно до того, як це зроблено в цьому параграфі для реакції горіння гідроген сульфіду.
2. У якому кількісному співвідношенні слід змішати залізо із сіркою для добування ферум(II) сульфіду?

**3.** Визначте співвідношення кількості речовини реагентів для добування купрум(II) оксиду з простих речовин.

**4.** Обчисліть кількість речовини фосфор(V) оксиду, що утвориться після згоряння фосфору кількістю речовини 2 моль. Яка кількість речовини кисню витрачається при цьому?

**5.** Визначте кількість речовини кальцій гідроксиду, що утворюється внаслідок взаємодії води з: а) 0,5 моль кальцій оксиду; б) 8 г кальцій оксиду.

**6.** Складіть рівняння реакції згоряння амоніаку $NH_3$ в кисні з утворенням азоту й води. Обчисліть об'єм кисню (н. у.), що необхідний для спалювання амоніаку кількістю речовини 24 моль. Який об'єм (н. у.) кожного з продуктів реакції при цьому утворюється?

**7.** Обчисліть масу кальцій карбонату, що утворюється внаслідок взаємодії карбон(IV) оксиду об'ємом 11,2 л (н. у.) з кальцій оксидом.

**8.** Обчисліть масу сульфур(VI) оксиду, необхідну для добування сульфатної кислоти масою 4,9 г.

**9.** Обчисліть масу гідроген пероксиду, необхідну для добування кисню об'ємом 5,6 л (н. у.).

**10.** Карбон(IV) оксид можна добути спалюванням вуглецю або метану. Обчисліть, якої речовини й у скільки разів більше (за масою) необхідно для добування карбон(IV) оксиду об'ємом 28 л (н. у.).

**11.** Обчисліть масу ортофосфатної кислоти, що утворюється внаслідок взаємодії фосфор(V) оксиду масою 1 кг із водою.

**12.** Під час пропускання сульфур(IV) оксиду крізь розчин барій гідроксиду утворилася сіль $BaSO_4$ масою 43,4 г і вода. Обчисліть об'єм (н. у.) витраченого газу.

## § 30. Основи: фізичні властивості, поширеність та застосування

Пригадайте:
- як відрізнити луги, нерозчинні основи й амфотерні гідроксиди (за § 26);
- властивості твердих речовин із йонними кристалічними ґратками (за § 21).

### Будова та фізичні властивості основ

В основах існує йонний зв'язок, оскільки в їх складі містяться як металічні, так і неметалічні елементи. Тому всі основи є речовинами з йонними кристалічними ґратками та відповідними фізичними властивостями.

**Луги** — тверді білі речовини, без запаху, добре розчинні у воді, милкі на дотик (мал. 30.1*а*, *б*). Розплави й розчини лугів проводять електричний струм. Під час розчинення лугів у воді виділяється

*а* *б* *в*

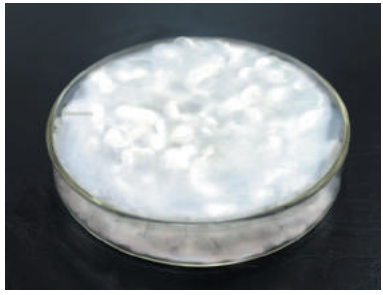
Мал. 30.1. Основи: *а* — натрій гідроксид являє собою білі гранули; *б* — калій гідроксид — білі лусочки; *в* — купрум(II) гідроксид — синій порошок

велика кількість теплоти, і розчин розігрівається. Тверді гідроксиди Натрію і Калію настільки гігроскопічні (поглинають вологу), що на повітрі «розпливаються» (мал. 30.2). На відміну від усіх лугів, кальцій гідроксид (гашене вапно) малорозчинний у воді. Його насичений розчин називають вапняною водою, а суспензію у воді — вапняним молоком.

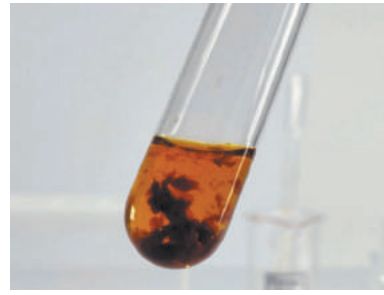
**Нерозчинні гідроксиди** — тверді за звичайних умов речовини (мал. 30.1*в*), без запаху, не проводять електричний струм і, певна річ, не розчиняються у воді. Якщо нерозчинні гідроксиди добувають із розчинів, то вони випадають у вигляді драглистих осадів (мал. 30.3). Фізичні властивості **амфотерних гідроксидів** подібні до властивостей нерозчинних основ.

Гідроксиди лужних елементів під час нагрівання плавляться й киплять без розкладання. Усі інші гідроксиди під час нагрівання розкладаються на оксид металічного елемента й воду:

$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O$$



Мал. 30.2. Натрій гідроксид на повітрі «розпливається»



Мал. 30.3. Ферум(II) гідроксид утворюється у воді у вигляді драглистого осаду

## Використання основ

**Кальцій гідроксид** (гашене вапно) використовують переважно в будівництві для приготування різних будівельних сумішей: штукатурки, шпаклівки тощо.

Суспензією **кальцій гідроксиду** у воді (вапняним молоком) навесні обмазують стовбури дерев.

**Кальцій гідроксид** разом із **кальцій оксидом** (негашеним вапном) використовують для очищення цукру на цукрових заводах.

**Магній гідроксид** використовують для виробництва зубної пасти та ліків.

**Натрій гідроксид** (їдкий натр, або каустична сода) та **калій гідроксид** (їдке калі) використовують у виробництві твердого й рідкого мила, а також ліків.

Виготовлення скла, штучних барвників, паперу, синтетичних волокон та очищення нафти не можливі без **натрій гідроксиду**.

Засіб для очищення каналізаційних труб — це 40%-й розчин **натрій гідроксиду**.

Приблизно в IX–X століттях було добуто калій та натрій гідроксиди. Тривалий час їх уважали простими речовинами, тому що всі відомі на той час методи розкладу речовин щодо KOH і NaOH не дали жодного результату. Оскільки ці речовини не змогли розкласти на частини, було зроблено висновок, що це основні елементи, з яких складаються інші речовини. Саме цим і пояснюється назва «основи», яку дали цим речовинам у середині XVIII століття.

## Висновки

1. Усі основи (гідроксиди) — тверді речовини без запаху. Луги розчиняються у воді, а інші гідроксиди — ні. Залежно від металічного елемента, що утворює гідроксид, основи можуть бути різного кольору, але більшість гідроксидів — це білі речовини.
2. У природі гідроксиди майже не трапляються завдяки їх хімічній активності. У промисловості переважно застосовують луги, найважливішими з яких є натрій та кальцій гідроксиди.

## Контрольні запитання

1. Які основи називають лугами?
2. Порівняйте фізичні властивості лугів та нерозчинних гідроксидів.
3. Наведіть приклади лугів та нерозчинних гідроксидів.
4. Опишіть застосування кальцій гідроксиду та натрій гідроксиду.
5. У складі основ обов'язково міститься: а) гідроксильна група; б) кислотний залишок; в) йони Кальцію.
6. Речовини KOH, $Fe(OH)_2$, NaOH називають: а) солями; б) кислотами; в) основами; г) оксидами.
7. Напишіть формули основ, утворених елементами: Натрій, Калій, Ферум(III), Ферум(II), Кальцій, Барій.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Як ви вважаєте, формула якої речовини зайва в переліку: $Ca(OH)_2$, KOH, $Na_2O$, $Cu(OH)_2$? До якого класу неорганічних сполук належить ця речовина?
2. Складіть хімічні формули оксидів та гідроксидів, утворених елементами: Cu(II), Mn(II), Co(III), Li(I).
3. Що називають: а) гашеним вапном; б) вапняною водою; в) вапняним молоком; г) їдким натром; д) каустичною содою; е) їдким калі?
4. Твердий натрій гідроксид використовують у лабораторіях як осушувач. На якій властивості лугу ґрунтується його застосування?
5. Обчисліть кількість речовини гідроксидів, що містяться: а) у 10 г натрій гідроксиду; б) 51,3 г барій гідроксиду; в) 15,45 г хром(III) гідроксиду.

**6.** Порівняйте, у якому зразку міститься більше атомів Гідрогену: у купрум(II) гідроксиді масою 19,6 г чи в алюміній гідроксиді масою 11,7 г.

**7.** Обчисліть масові частки металічних елементів у натрій гідроксиді та калій гідроксиді. У якому гідроксиді масова частка металічного елемента більша?

## § 31. Хімічні властивості лугів і нерозчинних гідроксидів

Пригадайте:

- як відрізнити формули лугів, нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів (за § 26);
- фізичні властивості основ (за § 30);
- принцип кислотно-осно́вних взаємодій та як визначити кислоту, що відповідає тому чи іншому кислотному оксиду (за § 28).

### Виявлення лугів

Луги та кислоти — безбарвні у воді речовини, але дуже часто необхідно знати, чи наявні кислота або луг у розчині. Для виявлення лугів та кислот використовують **індикатори** — складні органічні речовини, що змінюють своє забарвлення залежно від наявності лугів або кислот у розчині. Нерозчинні та амфотерні гідроксиди не змінюють колір індикаторів.

Зазвичай індикатори використовують у вигляді розчинів — у воді або спирті. Зручніше використовувати індикаторний папір — смужки звичайного паперу, просоченого розчином індикатора, а потім висушеного (мал. 31.1).

Найуживаніші у шкільній лабораторній практиці індикатори — це лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжевий та універсальний індикатор (мал. 31.2–31.4). Колір індикаторів за наявності та відсутності лугів наведено в таблиці 9.

Мал. 31.1. Розчин індикатора та індикаторний папір

Мал. 31.2. Забарвлення лакмусу: зліва — у розчині кислоти; справа — лугу

Мал. 31.3. Універсальний індикатор за наявності кальцій гідроксиду набуває синього кольору

Мал. 31.4. Універсальний індикатор може не лише виявляти кислоти або основи, але й визначати їхні концентрації

**Таблиця 9. Забарвлення індикаторів за наявності та відсутності лугів**

| Індикатор | Забарвлення в розчині | |
|---|---|---|
| | За наявності лугу (лужне середовище) | За відсутності лугу (нейтральне середовище) |
| Лакмус | Синій | Фіолетовий |
| Метиловий оранжевий | Жовтий | Оранжевий |
| Фенолфталеїн | Малиновий | Безбарвний |
| Універсальний | Синій | Жовтий |

## Взаємодія лугів і нерозчинних гідроксидів із кислотами. Реакція нейтралізації

У § 28 ви вже розглянули кислотно-осно́вні взаємодії, принцип яких полягає в тому, що речовини з кислотними властивостями реагують із речовинами з осно́вними властивостями.

Луги та нерозчинні гідроксиди виявляють осно́вні властивості й здатні взаємодіяти з кислотами:

$$\textbf{основа} + \textbf{кислота} \rightarrow \textbf{сіль} + H_2O$$

У продукт реакції — сіль — переходить металічний елемент з основи та кислотний залишок із кислоти:

$$3KOH + H_3PO_4 = K_3PO_4 + 3H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

Луги та кислоти — їдкі речовини, а в результаті їх взаємодії утворюється нейтральна сіль. Отже, луг та кислота взаємно нейтралізують один одного, через що реакцію між ними називають **реакцією нейтралізації**. Хоча нерозчинні гідроксиди не є їдкими, але їх взаємодію з кислотами також часто називають реакцією нейтралізації.

Реакцію між кислотою та основою, у результаті якої утворюються сіль і вода, називають реакцією нейтралізації.

## Реакції обміну

Зверніть увагу на переміщення атомів у реакції натрій гідроксиду з хлоридною кислотою:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Натрій гідроксид складається з двох частин (атома Натрію й групи –OH), і хлоридна кислота складається з двох частин (атома Гідрогену й кислотного залишку — Cl). Під час взаємодії між ними відбувається обмін цими частинами — атоми Натрію й Гідрогену помінялися місцями: атом Гідрогену кислоти об'єднався з групою –OH лугу в молекулу води, а атом Натрію з кислотним залишком утворив сіль — натрій хлорид:

$$Na{-}\boxed{O{-}H} + \boxed{H{-}}Cl \longrightarrow Na{-}Cl + H{-}O{-}H$$

Отже, це **реакція обміну.**

Реакції, у яких дві речовини обмінюються своїми частинами, називають реакціями обміну.

Реакції обміну у водних розчинах можуть відбуватися лише за певних умов, які відповідають правилу: продукти реакції не мають реагувати один з одним з утворенням початкових речовин. Це можливо, якщо одним із продуктів реакції є вода або продукт реакції виділяється з розчину у вигляді газу або осаду (нерозчинної у воді речовини).

| Реакції обміну у водних розчинах відбуваються за умови, що | | |
|---|---|---|
| ↓ | ↓ | ↓ |
| **утворюється вода** (під час взаємодії кислот і кислотних оксидів з основами та оснóвними оксидами) | **виділяється газ** (зазвичай це $CO_2$, $SO_2$, $H_2S$ або $NH_3$) | **випадає осад** (нерозчинна у воді речовина) |

Зверніть увагу: якщо одним із реагентів є нерозчинна у воді речовина і має утворитися також нерозчинна речовина, то осад випадатиме на поверхні нерозчинного реагенту. У такій реакції зможуть прореагувати лише поверхневі шари реагенту, тож у глибину частинки осаду реакція не піде.

Отже, реакція обміну, у яку вступає нерозчинна речовина й у результаті якої має утворитися осад, не відбувається. Інакше кажучи, «з осаду осад не утворюється».

## Взаємодія лугів із кислотними оксидами

Луги також здатні взаємодіяти з кислотними оксидами. Такі реакції ми вже розглянули в § 28, коли вивчали властивості оксидів:

**луг + кислотний оксид → сіль + $H_2O$**

Ви вже знаєте, що головне під час складання рівнянь таких реакцій — правильно визначити кислотний залишок. Для цього обов'язково слід пам'ятати, як визначити кислоту, що відповідає певному кислотному оксиду (табл. 8, с. 150).

Сульфур(IV) оксиду відповідає сульфітна кислота, а фосфор(V) оксиду — ортофосфатна, тому з лугами сульфур(IV) оксид утворюватиме сульфіти (солі сульфітної кислоти), а фосфор(V) оксид — ортофосфати:

$$Ca(OH)_2 + SO_2 = CaSO_3\downarrow + H_2O \ (SO_2 \text{ відповідає } H_2SO_3)$$

$$6NaOH + P_2O_5 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O \ (P_2O_5 \text{ відповідає } H_3PO_4)$$

Нерозчинні та амфотерні гідроксиди в такі реакції не вступають.

## Взаємодія лугів із солями

Гідроксиди вступають із солями в реакції обміну, тому в результаті утворюється також сіль і гідроксид. Такі реакції мають відповідати умовам перебігу реакцій обміну, отже, серед реагентів усі речовини мають бути розчинними, а в результаті має утворитися осад:

**луг + розчинна сіль(1) → нерозчинний гідроксид↓ + сіль(2)**

$$2KOH + FeCl_2 = Fe(OH)_2\downarrow + 2KCl$$

## Розкладання нерозчинних гідроксидів

Нерозчинні та амфотерні гідроксиди — нестійкі речовини. На відміну від лугів, під час нагрівання вони розкладаються з утворенням відповідних оксидів та води:

**нерозчинний гідроксид $\xrightarrow{t}$ оксид + $H_2O$**

$$Mg(OH)_2 \overset{t}{=} MgO + H_2O$$

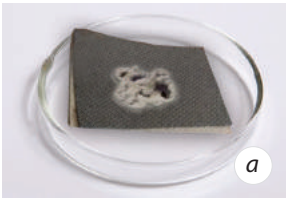
$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

У такий спосіб можна добути оксиди навіть тих елементів, що у вигляді простої речовини не реагують із киснем, наприклад, аурум(III) оксид:

$$2Au(OH)_3 \overset{t}{=} Au_2O_3 + 3H_2O$$

## Безпека під час роботи з лугами

Луги — їдкі речовини, вони роз'їдають шкіру, деревину, папір, спричиняють тяжкі опіки шкіри й слизових оболонок (мал. 31.5). Недарма натрій гідроксид називають їдким натром, а калій гідроксид — їдким калі. Вовняна тканина, занурена в концентрований розчин натрій гідроксиду, набухає й перетворюється на драглеподіб-



Мал. 31.5. Луги — надзвичайно їдкі речовини: а — луг перетворює тканину на драглеподібну масу; б — луг утворює дірки в папері; в — луг пошкоджує деревину

ну масу. Якщо розчин лугу, що потрапив на руку, не змити водою, шкіра починає пекти, і незабаром утворюється виразка.

Під час роботи з лугами особливо потрібно берегти очі, тому рекомендується надягати захисні окуляри. Якщо луг випадково потрапив на шкіру, його слід негайно змити великою кількістю проточної води, а потім протерти ушкоджену ділянку шкіри розбавленим розчином боратної або оцтової кислоти.

- Слово «луг» походить від застарілого слова, яким раніше називали милкий розчин деревної золи, що використовували для прання й миття.
- Відкриття лакмусу є прикладом так званих випадкових відкриттів. Якось англійський науковець Роберт Бойль приготував водну витяжку лакмусового лишайника. Склянка, де він зберігав настій, знадобилася йому для хлоридної кислоти. Виливши настій, Бойль улив у склянку кислоту й зі здивуванням виявив, що кислота стала червоною. Досліджуючи цей ефект, Бойль винайшов перший індикатор для кислот і лугів.

*Лінгвістична задача*

Термін «нейтралізація» є в багатьох мовах і походить від латинського слова. Латиною *uter* означає «хтось із двох», «або той, або інший». Відповідно, *neuter* — «жоден із двох», «ані той, ані інший». Як ви вважаєте, завдяки якій особливості реакція нейтралізації одержала саме таку назву?

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

### Взаємодія лугів із кислотами в розчині

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.

*Реактиви:* розчини натрій гідроксиду, фенолфталеїну, сульфатної кислоти.

**Правила безпеки:**

- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння негайно змийте речовину великою кількістю води та протріть місце розбавленим розчином: якщо луг — розчином боратної кислоти, якщо кислота — розчином соди.

**1.** Налийте в пробірку натрій гідроксид об'ємом 1–2 мл і додайте 1–2 краплі розчину фенолфталеїну. Що спостерігаєте?

2. Доливайте до лугу краплинами розчин сульфатної кислоти, доки розчин знебарвиться. Про що свідчить зникнення забарвлення індикатора?

3. Складіть рівняння реакції.

4. Зробіть висновок щодо ознак реакції нейтралізації та можливості доведення факту нейтралізації лугу.

## Висновки

1. Для виявлення лугів у розчині використовують кислотно-осно́вні індикатори — речовини, що змінюють забарвлення за наявності лугу або кислоти.
2. У реакції лугу з кислотою утворюються сіль та вода. Такі реакції називають реакціями нейтралізації. Ці ж самі продукти утворюються в разі взаємодії лугів із кислотними оксидами.
3. Хімічні реакції, у яких речовини обмінюються своїми складовими, називають реакціями обміну. Реакції обміну є необоротними, тобто відбуваються до кінця: у результаті реакції утворюються вода, газ або нерозчинна у воді речовина. Реакція нейтралізації — приклад реакції обміну.
4. Реакції обміну можливі між лугами та розчинними солями, у них утворюються нерозчинний гідроксид та сіль.
5. Під час нагрівання розкладу піддаються лише нерозчинні гідроксиди. У результаті утворюються відповідний оксид і вода.

## Контрольні запитання

1. Яку реакцію називають реакцією нейтралізації? Наведіть приклад.
2. Які реакції називають реакціями обміну? Наведіть приклад.
3. Які реакції називають необоротними?
4. За яких умов можуть відбуватися реакції обміну?
5. За якими властивостями їдкий натр та їдке калі отримали свої назви?
6. Які речовини називають індикаторами? Якого забарвлення набувають лакмус і метиловий оранжевий: а) у воді; б) у розчині лугу?
7. Індикатор фенолфталеїн змінює забарвлення в розчинах лугів: а) на жовте; б) фіолетове; в) малинове.
8. Реакцію $KOH + HCl = KCl + H_2O$ називають реакцією: а) нейтралізації; б) заміщення; в) розкладу.
9. Як слід поводитися з лугами? Що необхідно робити в разі потрапляння лугів на шкіру або слизові оболонки?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Розчини соди, мила й силікатного клею змінюють забарвлення фенолфталеїну на малинове. Який висновок можна зробити щодо властивостей цих сполук?

**2.** Запишіть назви основ: LiOH, $Mg(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, RbOH. Складіть формули солей, утворених цими основами в разі їх взаємодії із сульфатною кислотою, та запишіть їхні назви.

**3.** Складіть рівняння реакцій нейтралізації розчину барій гідроксиду хлоридною, сульфатною, нітратною та ортофосфатною кислотами. За таблицею розчинності визначте, у яких випадках утворюється осад.

**4.** Складіть рівняння реакцій нейтралізації наведених основ хлоридною кислотою: калій гідроксид, ферум(II) гідроксид, ферум(III) гідроксид, магній гідроксид, цинк гідроксид.

**5.** Складіть рівняння реакцій нейтралізації, у результаті яких утворюються солі: $K_2SO_4$, $Mg(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $Al(NO_3)_3$.

**6.** Складіть рівняння реакцій добування натрій карбонату, калій силікату, кальцій сульфіту взаємодією кислотних оксидів із лугами.

**7.** Які із солей реагують із калій гідроксидом: натрій карбонат, купрум(II) сульфат, алюміній нітрат, барій карбонат? Складіть відповідні рівняння реакцій.

**8.** Складіть рівняння розкладання гідроксидів: Феруму(III), Мангану(II), Меркурію(II), Купруму(I).

**9.** Гідроксиди Феруму(II), Магнію, Цинку, Кальцію під час нагрівання розкладаються на відповідний оксид і воду. Складіть рівняння реакцій.

**10.** Обчисліть масу натрій карбонату, що утворюється після пропускання вуглекислого газу об'ємом 31,36 л (н. у.) крізь розчин натрій гідроксиду.

**11.** Обчисліть масу ферум(III) оксиду, необхідного для добування ферум(III) нітрату масою 36,3 г.

**12.** Обчисліть масу алюміній гідроксиду, необхідного для добування алюміній оксиду масою 35,7 г.

**13.** Обчислить масу солі, що утворюється внаслідок взаємодії натрій гідроксиду масою 80 г із розчином хлоридної кислоти.

**14.** До розчину барій гідроксиду, що містить 8,55 г лугу, додали достатню кількість ферум(II) хлориду. Обчисліть масу осаду.

**15.** Обчисліть масу ортофосфатної кислоти, необхідної для нейтралізації розчину, що містить 153,9 г барій гідроксиду.

**16.** Обчислить об'єм кисню (н. у.), необхідний для спалювання вугілля масою 12 г. Яка маса кальцій гідроксиду знадобиться, щоб поглинути весь оксид, що утворився?

**17.** Розчин калій гідроксиду масою 280 г із масовою часткою лугу 4 % нейтралізували сульфатною кислотою. Обчисліть масу утвореної солі.

**18.** Крізь розчин калій гідроксиду, що містить 8,4 г лугу, пропустили сульфур(IV) оксид до повної нейтралізації лугу. Обчисліть масу солі в утвореному розчині.

**19*.** Знайдіть у додаткових джерелах інформації приклади використання гідроксидів для поліпшення властивостей ґрунтів та води. Який уплив на навколишнє середовище матимуть випадки безконтрольного потрапляння лугів до ґрунтів або водоймищ?

## § 32. Кислоти: фізичні властивості, поширеність та застосування

Пригадайте:
- як за формулою відрізнити кислоти від сполук інших класів (за § 26);
- властивості твердих речовин із молекулярними кристалічними ґратками (за § 21).

### Фізичні властивості кислот

Оксигеновмісні кислоти — речовини молекулярної будови. Це зумовлює їх певні фізичні властивості: кислоти являють собою рідини або легкоплавкі тверді речовини. Так, найпоширеніші кислоти — сульфатна $H_2SO_4$ та нітратна $HNO_3$ — за звичайних умов є рідинами, ортофосфатна $H_3PO_4$, боратна $H_3BO_3$, силікатна $H_2SiO_3$ — тверді речовини.

Безоксигенові кислоти — флуоридна HF, хлоридна HCl, бромідна HBr, йодидна HI та сульфідна $H_2S$ — це водні розчини газів, які мають таку саму формулу, що й відповідні кислоти.

Сульфітна $H_2SO_3$ і карбонатна $H_2CO_3$ кислоти є продуктами взаємодії сульфур(IV) оксиду $SO_2$ і карбон(IV) оксиду $CO_2$ з водою, тому добре розчинні у воді. Більшість неорганічних кислот добре розчинні у воді. У лабораторіях зазвичай використовують саме розбавлені розчини кислот, а не чисті кислоти. Винятком є силікатна кислота $H_2SiO_3$ — вона нерозчинна у воді.

У розбавлених розчинах кислоти зазвичай не мають запаху, але розчини деяких кислот зі значною концентрацією мають характерний запах. Усі концентровані розчини безоксигенових кислот мають запах відповідних газів унаслідок їхньої леткості.

Усі кислоти кислі на смак, завдяки чому й отримали таку назву.

- Слово «оцет» походить від грецького слова *оксос*, що означає «кислий». Оцет використовують уже понад три тисячі років, і в давні часи він був єдиною відомою харчовою кислотою, тому його назву ототожнювали з уявленням про саму́ кислу сутність. Тож стародавнім грекам було б сьогодні дивно почути наш термін «оцтова кислота», що буквально означає «кисла кислота».
- У Середні віки одним з основних способів дослідження нових речовин був органолептичний метод. Науковець мав самостійно дослідити запах та смак речовин, більшість із яких, зокрема кислоти, були отруйними або їдкими. Щоб зменшити ризик отруєння, алхіміки куштували нові речовини кінчиком язика. Із часом кінчик язика відмирав і часто ставав схожим на роздвоєний язик змії, через що люди дуже боялись алхіміків.

## Використання кислот

Значні об'єми **сульфатної кислоти** витрачаються під час переробки нафти на пальне, а також у виробництві кольорових металів, мийних засобів, ліків і барвників, вибухових матеріалів, акумуляторів і сірників.

**Нітратна кислота** незамінна для виготовлення мінеральних добрив, ліків, вибухових речовин, лаків та фарб. Вона є компонентом ракетного палива.

**Хлоридну кислоту** використовують для обробки та добування металів, у виробництві цукру та виноробстві, для виготовлення мийних засобів, для виробництва ліків, барвників та пластмас.

**Ортофосфатну кислоту** в значних кількостях використовують для виробництва мінеральних добрив, протикорозійних покриттів для металів, стоматологічних препаратів, для виготовлення напоїв.

Чимало кислот використовують у харчовій промисловості. І не лише як смакові приправи для надання кислого смаку. Кислоти **(оцтова, лимонна, бензойна, винна)** використовують як консерванти для вповільнення псування продуктів.

Оцет, який використовують у побуті для маринування грибів і овочів та для приготування приправ,— це 6%-й або 9%-й водний розчин **оцтової кислоти.**

Майже в кожного в домашній аптечці є **аскорбінова кислота** (вітамін С), **ацетилсаліцилова кислота** (аспірин) і **боратна кислота** (її спиртовий розчин використовують для дезінфекції).

## Поширеність кислот у природі

Під час грози в атмосфері утворюється велика кількість кислот, зокрема **сульфатної** та **нітратної**, що випадають на землю з дощем. Наприклад, щорічно нітратної кислоти випадає на землю значно більше, ніж виробляє світова промисловість.

Газована вода — це розчин **карбонатної кислоти**. Невеликі домішки карбонатної кислоти містить навіть прісна вода завдяки розчиненню в ній вуглекислого газу з повітря.

**Сульфідна кислота** міститься в деяких мінеральних водах. Багаті на цю кислоту природні джерела в Закарпатській та Львівській областях. Значним є її вміст у водах Чорного моря на глибині понад 100 м, саме тому там майже відсутні живі організми.

Овочі та фрукти містять органічні кислоти. Зазвичай їхня назва походить від продуктів, у яких вони були відкриті. У яблуках міститься **яблучна кислота**, у лимонах — **лимонна**. Також відомі **щавлева, виноградна, бурштинова кислоти** тощо.

Шлунковий сік завжди містить **хлоридну кислоту** в концентрації майже 0,6 %. Кислотне середовище шлунка сприяє травленню та знищенню хвороботворних бактерій.

Під час виконання фізичних вправ у м'язах може накопичуватися **молочна кислота**. Її наявність — причина болю в м'язах. Молочна кислота також утворюється в разі скисання молока або квашення капусти та силосу.

Отрута мурах та бджіл містить **мурашину кислоту**. Вона міститься також у волосках пекучої кропиви. Ця кислота є дуже їдкою речовиною і в разі потрапляння в ранку під час укусів роз'їдає шкіру.

- У XIX столітті з'явилися так звані «макальні сірники», які загорялися не від тертя, а в разі вмочування їх у концентровану сульфатну кислоту. Разом із цими сірниками продавали склянки з кислотою. Але користуватися ними було вкрай незручно та небезпечно.
- Під дією хлоридної кислоти гине більшість бактерій, що потрапили в шлунок. Таку саму дію на мікроорганізми чинить й оцтова кислота. Саме тому її розчин часто використовують для консервування продуктів харчування.

## Висновки

1. Більшість кислот — це безбарвні тверді або рідкі речовини. Безоксигенові кислоти — це розчини відповідних газів у воді. На практиці зазвичай використовують не чисті кислоти, а їх розбавлені розчини.
2. Кислоти — дуже поширені в природі речовини. Багато неорганічних кислот міститься у воді Світового океану та в дощовій воді, куди вони потрапляють із повітря внаслідок вулканічної діяльності та грози. Органічні кислоти містяться в овочах, фруктах та тваринних організмах.
3. Кислоти — важливі для промисловості речовини. Найбільше використовують сульфатну, нітратну, хлоридну та ортофосфатну кислоти.

## Контрольні запитання

1. Опишіть фізичні властивості кислот.
2. Які кислоти є розчинами газоподібних речовин у воді?
3. Чи використовують у лабораторній практиці чисті кислоти?
4. Чи можна відрізнити кислоти від інших речовин за запахом? кольором? смаком? Наведіть приклади.
5. Опишіть поширеність неорганічних та органічних кислот у природі.
6. Опишіть застосування кислот у промисловості та побуті.
7. Чому під час заготівлі овочів на зиму використовують як консервант розчин оцтової, щавлевої або лимонної кислоти?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формули кислот, із яких утворені солі: $K_2CO_3$, $Na_3PO_4$, $Fe(NO_3)_3$, $K_2SiO_3$.
2. Як ви вважаєте, формула якої сполуки «зайва» в переліку: $H_2CO_3$, KOH, $H_2SO_3$, $H_2SO_4$, HCl? До якого класу неорганічних сполук вона належить?
3. Обчисліть відносну густину гідроген хлориду: а) за воднем; б) повітрям; в) гелієм.
4. Обчисліть, у якому зразку міститься більше атомів Оксигену: а) 3,7 моль $H_2SO_4$ чи 100 г CaO; б) 78,4 л $CO_2$ чи 4,2 моль NaOH.
5. Масова частка сульфатної кислоти в розчині становить 4,9 %. Обчисліть кількість речовини цієї кислоти в такому розчині масою 200 г.

## § 33. Хімічні властивості кислот

Пригадайте:

- для визначення розчинності речовин у воді використовують таблицю розчинності;
- як виявляють луги в розчині (за § 31);
- принцип кислотно-осно́вних взаємодій (за § 28);
- умови, за яких відбуваються реакції обміну (за § 31).

### Виявлення кислот

Як і луги, кислоти можна виявити за допомогою індикаторів. Забарвлення індикаторів за наявності та відсутності кислот у розчині наведені в таблиці 10.

**Таблиця 10. Забарвлення індикаторів за наявності та відсутності кислот**

| Індикатор | Забарвлення в розчині | |
|---|---|---|
| | За наявності кислот (кислотне середовище) | За відсутності кислот (нейтральне середовище) |
| Лакмус | Червоний | Фіолетовий |
| Метиловий оранжевий | Червоний | Оранжевий |
| Фенолфталеїн | Безбарвний | Безбарвний |
| Універсальний | Червоний | Жовтий |

### Взаємодія кислот із речовинами осно́вної природи

Ви вже вивчили реакції осно́вних оксидів та основ із кислотами. Між ними відбуваються реакції обміну, у яких утворюються сіль та вода:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2HCl + K_2O = 2KCl + H_2O$$

Амфотерні оксиди та амфотерні гідроксиди у взаємодії з кислотами виявляють властивості осно́вних речовин, тобто реагують, як звичайні осно́вні оксиди та гідроксиди:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

## Взаємодія кислот із солями

Кислоти можуть вступати в реакцію із солями (як розчинними у воді, так і нерозчинними). Між кислотою та сіллю відбувається реакція обміну, отже, продуктами реакції мають бути також сіль і кислота.

Взаємодія між сіллю й кислотою відбувається, якщо реакція відповідає умовам перебігу реакцій обміну.

1. Кислота або сіль, що утворюється, випадає в осад.

**сіль(1) + кислота(1) → нерозчинна сіль(2)↓ + кислота(2)**

або

**сіль(1) + кислота(1) → сіль(2) + нерозчинна кислота(2)↓**

Наприклад, під час взаємодії барій хлориду із сульфатною кислотою утворюється білий осад нерозчинної солі — барій сульфату:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Серед відомих вам кислот нерозчинною є силікатна кислота, вона утворюється під час реакції розчинних силікатів із кислотами:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$$

2. Виділення газоподібної речовини, що можливо, якщо утворена кислота нестійка або летка.

**сіль(1) + кислота(1) → сіль(2) + нестійка або летка кислота(2)↑**

Під час взаємодії карбонатів або сульфітів із кислотами утворюються нестійкі кислоти (карбонатна й сульфітна), які відразу розкладаються:

$$H_2CO_3 = CO_2\uparrow + H_2O$$

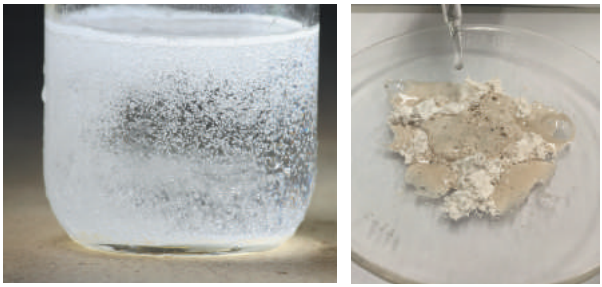
$$H_2SO_3 = SO_2\uparrow + H_2O$$

Тому такі солі активно реагують із кислотами. Наприклад, у разі дії на порошок кальцій карбонату (вапняк, крейда, мармур) хлоридної кислоти рідина ніби закипає, оскільки утворена карбонатна кислота моментально розкладається і при цьому виділяється багато вуглекислого газу (мал. 33.1, с. 178):

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3 \begin{cases} \nearrow H_2O \\ \searrow CO_2\uparrow \end{cases}$$

або

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$



*а* *б*

Мал. 33.1. Взаємодія хлоридної кислоти: а — з розчинним натрій карбонатом; б — нерозчинним кальцій карбонатом. В обох випадках утворюється велика кількість газу, але в першому випадку газ утворюється в усьому об'ємі розчину, а в другому — лише на поверхні кальцій карбонату

Аналогічно відбувається реакція взаємодії натрій сульфіту з кислотою:

$$Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SO_3 \begin{cases} \nearrow H_2O \\ \searrow SO_2\uparrow \end{cases}$$

або

$$Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2\uparrow + H_2O$$

Деякі кислоти є леткими й погано розчиняються у воді, як, наприклад, сульфідна кислота $H_2S$. У разі дії хлоридної кислоти на ферум(II) сульфід реакція відбувається завдяки виділенню з розчину гідроген сульфіду (сірководню) — газу із запахом тухлих яєць:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

Варто пам'ятати, що реакції кислот із солями не завжди відбуваються, навіть якщо формально реакція відповідає умовам перебігу реакцій обміну. Так, якщо змішати розчини ферум(II) хлориду й сульфідної кислоти, то реакція не відбуватиметься, хоча в результаті має утворитися осад:

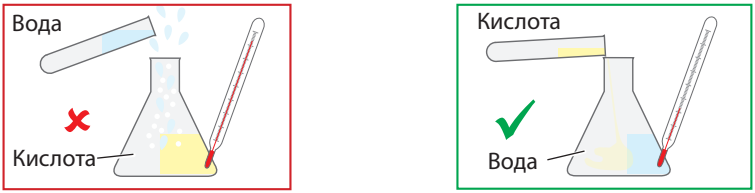
$$FeCl_2 + H_2S \neq FeS\downarrow + 2HCl$$

Справа в силі кислот. Сильними кислотами є $H_2SO_4$, $HNO_3$, HCl, HBr та HI. Інші кислоти, наведені в таблиці 7 на с. 138, є слабкими. Отже, хлоридна кислота є сильною, а сульфідна — слабкою. Взаємодія ферум(II) хлориду із сульфідною кислотою не може відбуватися, тому що слабка кислота не може витиснути сильну із солі. А сильна кислота може витиснути слабку із солі:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

Отже, усі сильні кислоти здатні взаємодіяти із солями всіх слабких кислот. Наприклад, сульфатна кислота може витиснути ортофосфатну з нерозчинних ортофосфатів:

$$Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3MgSO_4 + 2H_3PO_4$$




*а* *б*

Мал. 33.2. Розбавлення кислоти водою: *а* — неправильно, *б* — правильно

## Безпека під час роботи з кислотами

Кислоти — їдкі речовини. У разі потрапляння на шкіру або слизові оболонки кислоти можуть спричинити хімічні опіки, а в разі концентрованої сульфатної кислоти — навіть обвуглювання шкіри. Якщо кислота потрапить на одяг, можуть з'явитися дірки. Тому з кислотами, особливо концентрованими, слід поводитися дуже обережно. Працювати з ними бажано в гумових рукавичках. Якщо кислота випадково потрапила на шкіру або одяг, її слід негайно змити великою кількістю води, а залишки нейтралізувати розбавленим розчином соди.

Під час розчинення концентрованих кислот у воді виділяється велика кількість теплоти. Якщо наливати воду в склянку з концентрованою кислотою, то вода збирається на поверхні (густина концентрованих кислот більша за густину води) і під впливом теплоти може закипіти та почати розбризкуватися разом із кислотою. Тому, розбавляючи концентровані кислоти, обов'язково слід наливати кислоту в склянку з водою, а не навпаки (мал. 33.2).

## ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ

### Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину

*Вам потрібні:* каструля, буряк, ніж, лійка, фільтрувальний папір або фільтр для кавоварки, лимонний сік, оцет, харчова сода, пральний порошок та розчин мила.

**Правила безпеки:**

- використовуйте невеликі кількості речовин;
- остерігайтеся потрапляння кислих речовин на шкіру, в очі; у разі потрапляння речовину слід змити великою кількістю води;
- пам'ятайте, що гарячі та холодні предмети однакові на вигляд, користуйтеся захисними рукавичками.

*а* *б* *в*

Мал. 33.3. Приготування індикатора з буряка: *а* — подрібнення буряка; *б* — кип'ятіння буряка у воді; *в* — фільтрування відвару

У деяких рослинах є речовини, котрі можна використовувати як індикатори. Для початку слід добути розчин індикатору з буряка. Це можна зробити в різні способи: вичавити сік із буряка за допомогою соковижималки або приготувати відвар із буряка. Щоб зробити відвар, наріжте невеликий буряк тонкими скибочками або соломкою. Помістіть його в окріп (приблизно 0,5 л), щоб відвар вийшов досить концентрованим. Дайте покипіти декілька хвилин, після цього остудіть та відфільтруйте відвар від залишків буряка з використанням паперового фільтра або фільтра для кавоварки (мал. 33.3).

Приготуйте шість склянок і налийте в кожну по 50 мл води. У першу склянку додайте столову ложку оцту, у другу — сік одного лимона, у третю насипте половину чайної ложки соди, у четверту — стільки ж прального порошку, у п'ятій склянці розчиніть невеликий шматочок мила, а в шостій залиште чисту воду для порівняння. Можна також заготовити склянку з розсолом від маринованих огірків або помідорів, із соком квашеної капусти, свіжим та кислим молоком.

До кожної склянки додайте невеликий об'єм (5–10 крапель) соку або відвару буряка. Як змінюється забарвлення?

Запишіть свої спостереження в зошит. Зробіть висновки:

1) як змінюється забарвлення соку (відвару);
2) у яких склянках містилися кислоти, а в яких — луги;
3) чи можна сік (відвар) буряка використовувати як індикатор.

Цей експеримент можна повторити, узявши замість буряка червоноголову капусту, чорницю, пелюстки фіалок, бузку, барвінку, ірисів або інших яскраво забарвлених квітів, а також звичайну зеленку (розчин «Брильянтового зеленого» з домашньої аптечки).

## Висновки

1. Для виявлення кислот використовують ті самі індикатори, що й для виявлення лугів. Лакмус, метиловий оранжевий та універсальний індикатор за наявності кислот змінюють своє забарвлення на червоне, а фенолфталеїн залишається безбарвним.
2. Кислоти реагують із речовинами осно́вної природи: основами та осно́вними оксидами. У результаті такої взаємодії утворюються сіль та вода. Амфотерні оксиди та амфотерні гідроксиди реагують із кислотами так само.
3. Кислоти здатні вступати із солями в реакції обміну. При цьому утворюються інші кислота та сіль. Реакція відбуватиметься у випадку утворення леткої чи нестійкої кислоти або в разі утворення нерозчинної солі чи кислоти.
4. Кислоти — їдкі речовини, з якими слід поводитися дуже обережно. Розбавляючи кислоти, необхідно вливати кислоту у воду, а не навпаки. У разі потрапляння кислоти на шкіру або одяг її слід негайно змити великою кількістю води та нейтралізувати залишки розчином соди.

## Контрольні запитання

1. Речовини якого класу сполук утворюються в разі взаємодії кислоти з основою чи осно́вним оксидом?
2. Які речовини утворюються в реакції обміну між кислотою та сіллю?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть рівняння реакцій нітратної кислоти з магній оксидом та магній гідроксидом.
2. Складіть рівняння реакції взаємодії сульфатної кислоти з такими сполуками: купрум(II) гідроксид, кальцій гідроксид, алюміній оксид, цинк гідроксид, калій сульфіт, натрій сульфід, калій карбонат, купрум(II) сульфід. У всіх випадках визначте, завдяки чому відбувається реакція обміну.
3. Які оксиди під час взаємодії з хлоридною кислотою утворюють такі солі: $CaCl_2$, $HgCl_2$, $FeCl_3$? Складіть рівняння цих реакцій.
4. Які з наведених речовин можна використати для поглинання вуглекислого газу з повітря: розчин натрій гідроксиду, розчин сульфатної кислоти, фосфор(V) оксид, кальцій гідроксид, кальцій оксид? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
5. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
   а) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$.
6. Порівняйте маси зразків: ортофосфатна кислота кількістю речовини 3 моль та нітратна кислота кількістю речовини 4 моль.

**7.** Доповніть схеми реакцій, укажіть назви продуктів реакцій та доберіть коефіцієнти:

а) $NaOH + \ldots \rightarrow Na_2SO_4 + \ldots$;
б) $\ldots + HCl \rightarrow AlCl_3 + \ldots$;
в) $CaO + \ldots \rightarrow Ca(NO_3)_2 + \ldots$;
г) $MgO + \ldots \rightarrow MgCO_3$;
д) $\ldots + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 + \ldots$;
е) $Al_2O_3 + \ldots \rightarrow Al_2(SO_4)_3$;
є) $\ldots + \ldots \rightarrow Fe(NO_3)_3 + H_2O$;
ж) $KOH + \ldots \rightarrow K_3PO_4 + \ldots$

**8.** Обчисліть кількість речовини атомів Оксигену, що міститься: а) у 0,25 моль сульфітної кислоти; б) 15,6 г силікатної кислоти.

**9.** Газ, що під час розчинення у воді утворює кислоту, має відносну густину за повітрям 1,17. Складіть формулу цієї кислоти. Як називають її солі? Складіть рівняння добування цього газу з простих речовин.

**10.** Кальцій карбонат масою 20 г повністю прореагував із хлоридною кислотою. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділився під час реакції.

**11.** Розчин натрій силікату масою 61 г із масовою часткою солі 2 % змішали з надлишком хлоридної кислоти. Обчисліть масу утвореного осаду.

**12*.** Як ви вважаєте, чому сульфатну кислоту називають «матір'ю всіх кислот»? Розкрийте її значення в промисловості.

**13*.** До яких наслідків, на вашу думку, призводить потрапляння кислот у ґрунти або водоймища? У додаткових джерелах інформації знайдіть приклади таких випадків.

## § 34. Ряд активності металів. Реакції заміщення

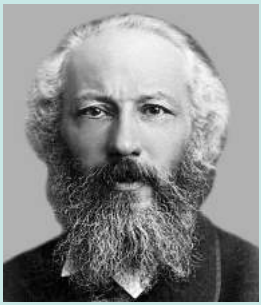
Пригадайте:
- прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента, їх поділяють на метали та неметали;
- для металів характерний металічний блиск, електропровідність, пластичність тощо.

### Поняття про ряд активності металів

У багатьох хімічних реакціях беруть участь прості речовини, зокрема метали. Метали можуть взаємодіяти майже з усіма класами неорганічних сполук, що вивчають у шкільному курсі хімії. Однак різні метали виявляють різну активність у хімічних взаємодіях, і від цього залежить, відбуватиметься реакція чи ні.

За активністю всі метали можна розташувати в ряд, який називають **рядом активності металів** (витискувальним рядом металів, рядом напруг металів, електрохімічним рядом напруг металів). Цей ряд уперше склав і дослідив М. М. Бекетов, тому цей ряд має ще одну назву — ряд Бекетова.

Видатний хімік, засновник української школи фізичної хімії. Народився в родині морського офіцера. Від 1855 року — професор Харківського імператорського університету, де за його пропозицією 1864 року було відкрите перше в Україні фізико-хімічне відділення. Саме там уперше у світі він почав викладати фізичну хімію як окрему дисципліну. Бекетов відкрив спосіб відновлення металів із їх оксидів, який до сьогодні використовують у металургії, установив залежність спорідненості елементів від порядкового номера, першим добув чисті оксиди лужних елементів (Натрію, Калію), склав ряд активності металів, який названий його ім'ям, був автором першого у світі підручника з фізичної хімії.



Микола Миколайович Бекетов (1827–1911)

Ряд активності металів Бекетова має такий вигляд (повніший ряд див. на форзаці 2):

**K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Ni > > Sn > Pb > $H_2$ > Cu > Ag > Hg > Au**

У цьому ряду метали розміщені за зменшенням їх хімічної активності у водних розчинах. Отже, серед наведених металів найактивнішим є калій, а найменш активним — золото. За допомогою цього ряду легко виявити, який метал є активнішим за інший. Також у цьому ряді є водень. Певна річ, водень не є металом, але в цьому ряду його активність прийнята за точку відліку (своєрідний нуль).

## Взаємодія металів із кислотами

Метали, розміщені в ряду активності ліворуч від водню, здатні вступати в реакції з кислотами, у яких атоми металічних елементів заміщують атоми Гідрогену в кислотах. При цьому утворюються сіль відповідної кислоти і водень $H_2$:

**метал + кислота → сіль + $H_2\uparrow$**

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

*а*

*в*

Мал. 34.1. Взаємодія металів із кислотою:
*а* — цинку; *б* — міді

Чим лівіше розміщений метал у ряду активності, тим бурхливіше він взаємодіє з кислотами. Найінтенсивніше витісняють водень із кислот ті метали, що розміщені на самому початку ряду. Так, магній взаємодіє дуже бурхливо (рідина ніби закипає), цинк взаємодіє значно спокійніше, залізо реагує зовсім повільно (бульбашки водню ледве утворюються), а мідь зовсім не взаємодіє з кислотою (мал. 34.1).

Якщо метал розміщений у ряду активності праворуч від водню, то він не здатний витісняти водень із розчинів кислот, і тому реакція не відбувається:

$$Cu + HCl \neq$$

Зверніть увагу на рівняння реакцій металів із кислотами, наведені вище: у цих реакціях атоми металічних елементів із простої речовини заміщують атоми Гідрогену в кислотах. Такі реакції називають **реакціями заміщення**.

Реакції заміщення — це реакції, у яких атом елемента простої речовини витісняє атом іншого елемента зі складної речовини.

Взаємодія нітратної та концентрованої сульфатної кислот із металами відбувається за іншою схемою. У таких реакціях водень майже не виділяється, а виділяються інші продукти реакції, про що ви дізнаєтесь у наступних класах.

## Взаємодія металів із водою

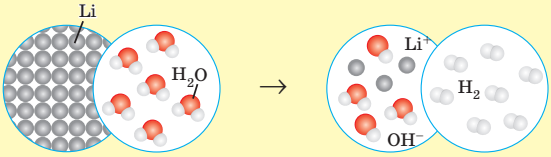
Метали, розміщені в ряду активності ліворуч від водню, здатні витісняти водень не лише з розчинів кислот, але й із води.

Метали, розміщені в ряду активності ліворуч від магнію (див. таблицю на с. 186), взаємодіють із водою за звичайних умов. У таких реакціях утворюються луги і водень:

**метали (Li, K, Ca, Na)+$H_2O$ → луг+$H_2$↑**

Літій взаємодіє з водою дуже бурхливо:

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




Калій реагує з водою так бурхливо, що часто відбувається вибух.

Кальцій і натрій взаємодіють із водою так само бурхливо, але без вибуху:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow \qquad 2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

Утворення лугів у реакції активних металів із водою можна довести, якщо додати розчин лакмусу, який набуває характерного синього забарвлення.

Після взаємодії кальцію з водою додано лакмус: у розчині видно осад кальцій гідроксиду, а синій колір свідчить про наявність лугу

За кімнатної температури магній взаємодіє з водою дуже повільно, розчин дещо мутніє внаслідок утворення малорозчинного магній гідроксиду

Магній взаємодіє з водою за такою самою схемою, як і активні метали, але замість лугу утворюється нерозчинна основа. Реакція відбувається настільки повільно, що спершу після додавання магнію до води ніякої реакції не спостерігають — бульбашки водню починають виділятися через деякий час. Для ініціювання реакції воду слід дещо підігріти або виконувати дослід у киплячій воді.

Більшість інших металів, розташованих між магнієм та воднем у ряду активності, також можуть взаємодіяти з водою (витісняти з неї водень), але це відбувається за «жорсткіших» умов: для цього крізь розпечені металічні ошурки пропускають перегріту водяну пару. Звичайно, що за таких умов гідроксиди розкладаються (на оксид та воду), тому продуктами реакції є оксид відповідного металічного елемента і водень:

**метали (Al, Mn, Zn, Fe) + $H_2O$ → оксид + $H_2\uparrow$**

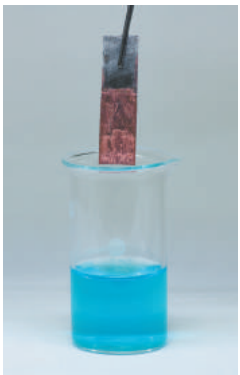
$$2Fe + 3H_2O \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2\uparrow$$

$$Zn + H_2O \overset{t}{=} ZnO + H_2\uparrow$$

Нікель, олово та свинець пасивуються водою, тому за жодних умов із водою не реагують.

**Залежність хімічних властивостей металів від розташування в ряду активності**

| K | Ca | Na | Mg | Al | Zn | Fe | Ni | Sn | Pb | $H_2$ | Cu | Ag | Hg | Au |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ← Активність металів збільшується | | | | | | | | | | | | | | |
| Реагують із кислотами з утворенням солі та водню | | | | | | | | | | | Не реагують із кислотами | | | |
| Реагують із водою за звичайних умов | | | | Витісняють водень із води за високої температури, утворюють оксиди | | | З водою не взаємодіють | | | | | | | |
| Із водного розчину солі метал витиснути неможливо | | | | Метали можна добути витисненням його активнішим металом із розчину солі | | | | | | | | | | |



Мал. 34.2. Взаємодія розчину купрум(II) сульфату із залізною пластинкою

## Взаємодія металів із солями

Якщо сіль розчинна у воді, то металічний елемент у ній може бути витиснутий активнішим металом:

**сіль(1) + метал(1) → сіль(2) + метал(2)**

Наприклад, якщо занурити в розчин купрум(II) сульфату залізну пластинку, через певний час на ній виділиться мідь у вигляді червоного нальоту:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$$

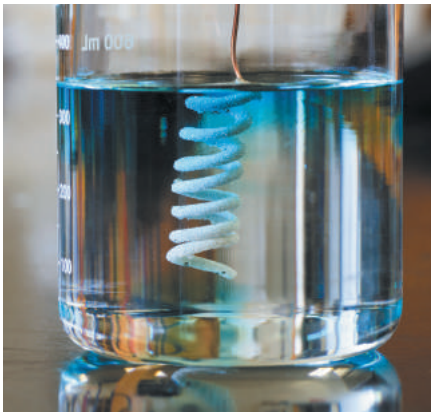
Із часом залізна пластинка покривається досить щільним шаром порошку міді, а розчин світлішає, що свідчить про зменшення в ньому концентрації купрум(II) сульфату (мал. 34.2).

Залізо розміщене в ряду активності ліворуч від міді, тому атоми Феруму можуть витіснити атоми Купруму із солі. Але якщо в розчин купрум(II) сульфату занурити срібну пластину, то реакція не відбуватиметься:

$$CuSO_4 + Ag \neq$$

Мідь можна витиснути із солі будь-яким металом, розміщеним ліворуч від міді в ряду активності металів. При цьому мідь буде витісняти з розчинів інших солей будь-який метал, розміщений у ряду активності праворуч від неї (мал. 34.3, с. 188):

$$2AgNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$



Мал. 34.3. Менш активне за мідь срібло осідає на поверхні мідного дроту. Розчин набуває блакитного забарвлення завдяки утворенню в ньому солі Купруму

Найактивніші метали, розміщені на самому початку ряду — натрій, калій,— не витісняють інші метали з розчинів солей, оскільки вони настільки активні, що взаємодіють не з розчиненою сіллю, а з водою, у якій ця сіль розчинена.

## Взаємодія металів з оксидами

Оксиди металічних елементів також здатні взаємодіяти з металами. Активніші метали витісняють менш активні з оксидів. Але, на відміну від взаємодії металів із солями, у цьому випадку оксиди необхідно розплавити, щоб реакція відбулась:

**оксид(1) + метал(1) → оксид(2) + метал(2)**

$$CuO + Pb \overset{t}{=} PbO + Cu$$

$$Fe_2O_3 + Al \overset{t}{=} Al_2O_3 + Fe$$

Для добування металу з оксиду можна застосовувати будь-який метал, розміщений у ряду активності ліворуч, навіть найактивніші натрій і калій, адже в розплавленому оксиді води немає:

$$ZnO + 2Na = Na_2O + Zn$$

$$CaO + 2K = K_2O + Ca$$

Витіснення металів із солей або оксидів активнішими металами іноді застосовують у промисловості для добування металів.

- Багато кислот та інших речовин алхіміки називали спиртами (від латин. *спірітус* — дух, запах). Так, був *спірітус салі* — соляний спирт, або хлоридна кислота, *спірітус нітрі* — нітратна кислота, *спірітус волятіліс вітріолі* — спирт леткий купоросний, або сульфатна кислота. У сучасній хімічній мові від цих назв лишилися лише *спірітус амоні* — нашатирний спирт, що є розчином амоніаку $NH_3$, та *спірітус віні* — винний, або етиловий спирт.
- Палаючі активні метали (магній, натрій тощо) неможливо загасити водою. Причина в тому, що під час контакту з водою палаючий магній реагує з нею, унаслідок чого виділяється водень, який лише підсилює горіння.
- «Царською водою» хіміки називають кислоту, що є сумішшю концентрованих нітратної та хлоридної кислот. Таку назву ця суміш отримала завдяки тому, що з нею взаємодіє навіть цар металів — золото.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

### Взаємодія хлоридної кислоти з металами

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.
*Реактиви:* гранульовані зразки металів: залізо, цинк, олово, алюміній, мідь; хлоридна кислота.

**Правила безпеки:**
- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння кислоти її слід негайно змити великою кількістю води та протерти місце розбавленим розчином соди.

1. В окремі пробірки помістіть гранули різних металів (залізо, цинк, олово, алюміній, мідь).

2. Додайте в кожну пробірку по 1–2 мл хлоридної кислоти. Що ви спостерігаєте? Із яким металом виділення водню відбувається найінтенсивніше?

3. Запишіть свої спостереження в зошит.

4. Зробіть висновок щодо можливості взаємодії металів із кислотами. Зіставте активність цієї взаємодії з розташуванням металу в ряду активності.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

### Взаємодія металів із солями у водному розчині

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.
*Реактиви:* розчини купрум(II) сульфату, плюмбум(II) нітрату; залізна та цинкова пластинки.

**Правила безпеки:**
- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини її слід негайно змити великою кількістю води.

1. У першу пробірку налийте розчин купрум(II) сульфату, у другу — розчин плюмбум(II) нітрату.

2. У першу пробірку з купрум(II) сульфатом занурте залізну пластину, а в другу — цинкову. Що спостерігаєте? Чи зміняться ознаки реакції, якщо в розчин купрум(II) сульфату опустити цинкову пластину, а в розчин плюмбум(II) нітрату — залізну пластину? А якби в обох випадках використали срібну пластину?

3. Запишіть свої спостереження. Складіть відповідні рівняння реакцій.

4. Зробіть висновок, де обґрунтуйте можливість взаємодії солей із металами з погляду розташування металів у ряду активності.

### Висновки

1. Усі метали, розміщені в єдиний ряд за зменшенням їх активності, утворюють ряд активності металів. До нього також занесений водень як речовина, відносно якої визначають активність металів.
2. Метали, розміщені в ряду активності ліворуч від водню, витісняють його з кислот. Чим лівіше розміщений метал, тим активніше він вступає в реакції.
3. Метали можуть витісняти один одного із солі: активніший метал завжди витісняє менш активний. Для проведення таких реакцій із водними розчинами солей не можна використовувати метали, розміщені в ряду активності до магнію, оскільки вони взаємодіятимуть із водою, а не з розчиненою в ній сіллю.

## Контрольні запитання

1. Яку інформацію містить ряд активності металів Бекетова? За яким принципом у ньому розміщені метали?
2. Які метали витісняють водень із кислот? Наведіть приклади.
3. За яким принципом необхідно відбирати метали для витіснення інших металів із розчинів солей? із розплавів оксидів?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. За яких умов кислоти реагують: а) із металами; б) основами; в) солями? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
2. За яких умов солі реагують: а) із кислотами; б) металами; в) основами? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
3. Шматочки магнію та олова помістили в розчин хлоридної кислоти. У якому випадку реакція відбувається інтенсивніше? Складіть рівняння цих реакцій.
4. У розчин нікель(II) сульфату занурили свинцеву та залізну пластини. У якому випадку реакція відбувається? Відповідь поясніть.
5. Чому для добування міді з розчину купрум(II) сульфату не можна використовувати натрій та калій, адже вони активніші за мідь? Чи можливо їх використовувати для добування міді з розплаву купрум(II) оксиду?
6. Які речовини утворюються в разі взаємодії води: а) з активними металами; б) оксидами активних металічних елементів; в) оксидами неметалічних елементів? Наведіть приклади.
7. Складіть рівняння можливих реакцій:

   а) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
   б) $Fe + HBr \rightarrow \ldots$;
   в) $Hg + HCl \rightarrow \ldots$;
   г) $Li + H_2O \rightarrow \ldots$;
   д) $Sn + H_2O \rightarrow \ldots$;
   е) $Ag + H_2O \rightarrow \ldots$;
   є) $FeSO_4 + Sn \rightarrow \ldots$;
   ж) $AgNO_3 + Cu \rightarrow \ldots$;
   з) $NiCl_2 + Al \rightarrow \ldots$;
   и) $CuSO_4 + Hg \rightarrow \ldots$;
   і) $Hg(NO_3)_2 + Cu \rightarrow \ldots$;
   к) $Hg(NO_3)_2 + Ag \rightarrow \ldots$

8. Із якими з наведених речовин взаємодіє сульфатна кислота: $NaNO_3$, $CO_2$, NaOH, $AgNO_3$, Zn, Ba, $CaCO_3$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, HCl, $SiO_2$, $Fe_2O_3$, Hg? Складіть рівняння реакцій.
9. Після занурення цинкової пластини в розчин купрум(II) нітрату на пластині виділилася мідь масою 3,2 г. Обчисліть масу цинку, що розчинився в результаті реакції.
10. Обчисліть масу олова, що можна добути взаємодією станум(II) оксиду з алюмінієм масою 0,54 кг.

**11.** Який об'єм водню (н. у.) виділиться, якщо цинк масою 97,5 г повністю прореагує з хлоридною кислотою?

**12.** Яка кількість речовини сульфатної кислоти необхідна для взаємодії з магнієм масою 12 г? Яка маса солі при цьому утвориться? Який об 'єм газу (н. у.) виділиться?

**13.** Яку кількість речовини міді можна виділити з розчину купрум(II) сульфату, що містить 32 г цієї солі?

**14.** Суміш магнію масою 6 г і заліза масою 16,8 г обробили достатньою кількістю розчину сульфатної кислоти. Який об'єм водню (н. у.) виділився в результаті реакції?

**15.** У розчин аргентум(I) нітрату масою 85 г із масовою часткою солі 2% занурили цинкову пластинку. Обчисліть масу срібла, що виділиться на пластинці після закінчення реакції. Обчисліть, як зміниться маса пластинки порівняно з її початковою масою.

**16*.** Запропонуйте, як за допомогою хімічних реакцій розділити суміш міді та заліза.

**17*.** Які з наведених речовин взаємодіють із водою: Na, Ba, Fe, $Fe_2O_3$, $H_2SO_4$, NaOH, CaO, ZnO? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.

**18*.** Алюміній — досить активний метал, але вироби з алюмінію зберігаються на повітрі без видимих ознак псування. Якщо зачищений виріб з алюмінію, наприклад ложку або виделку, на деякий час помістити в розчин меркурій(II) нітрату, він покривається сріблястим нальотом. Оброблений у такий спосіб виріб у разі зберігання на повітрі за досить короткий час перетворюється на сірий порошок, серед якого можна спостерігати сріблясті кульки. Поясніть, чому можуть відбуватися такі зміни, з хімічної точки зору. Складіть відповідні рівняння реакцій.

## § 35. Солі: фізичні властивості, поширеність та застосування

Пригадайте:
- як за формулою відрізнити кислоти (за § 26);
- властивості твердих речовин із йонними кристалічними ґратками (за § 21).

### Фізичні властивості солей

У солях, завдяки їх складу, існує йонний зв'язок, а всі солі мають йонні кристалічні ґратки. І саме тому всі солі за звичайних умов є твердими кристалічними речовинами з високими температурами плавлення (див. Додаток 1). Солі відрізняються за розчинністю: одні солі добре розчинні у воді, інші — майже не розчиняються.

*а* *б* *в*

Мал. 35.1. Солі: *а* — ферум(II) сульфат (залізний купорос) $FeSO_4$; *б* — ферум(III) хлорид $FeCl_3$; *в* — калій хромат $K_2CrO_4$

Щоб дізнатися про розчинність тієї чи іншої солі, можна скористатися таблицею розчинності речовин у воді (див. форзац 2).

Залежно від складу, солі можуть бути різного кольору. Багато солей безбарвні, але деякі мають характерне забарвлення. Наприклад, сполуки Феруму(II) забарвлені в кольори зелених відтінків (мал. 35.1*а*), Феруму(III) — жовтих або червоних (мал. 35.1*б*), а Хрому(VI) — жовтих або жовтогарячих (мал. 35.1*в*).

У солей — йонні кристалічні ґратки, тому вони не мають запаху. Але деякі солі завдяки певним хімічним реакціям іноді пахнуть. Так, алюміній сульфід має запах сірководню (гідроген сульфіду), а розчини солей сульфітної кислоти мають характерний запах сірчистого газу.

- У давні часи кухонну сіль уважали майже коштовністю. Справді, без золота прожити можна, а без солі — ні. Тому в Стародавньому Римі вважали, що сіль дорожча за золото. В античні часи навіть платню воїнам іноді давали сіллю (слово «солдат» (*soldier*) походить від латинських слів *sol dare* — той, кому дають сіль), а чиновникам видавали сольовий пайок. Справою українських чумаків були видобуток та торгівля сіллю.
- Назва «кальцинована сода» вказує на спосіб добування безводного натрій карбонату прожарюванням, що з латини перекладається як кальцинація.
- У складі пластмаси для деталей конструктора «Лего» міститься барій сульфат. Хоча солі Барію дуже отруйні, але барій сульфат майже нерозчинний у воді, що робить його нетоксичним для організму. Разом із цим, його дуже добре видно на рентгенівських знімках, тож, якщо дитина проковтне деталь, її легко буде знайти за цими знімками.

## Поширеність у природі та застосування солей

**Натрій хлорид NaCl** (кухонна сіль) трапляється у вигляді мінералу галіту, а також міститься в природних солоних водах. Є сировиною для добування хлору, хлоридної кислоти, натрій гідроксиду та питної соди. Незамінний для приготування їжі. Україна має величезні поклади натрій хлориду, які вважають невичерпними.

**Натрій карбонат $Na_2CO_3$** (кальциновану соду) добувають із природного мінералу $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (кристалічної соди). Сода є ефективним засобом для чищення посуду. Натрій карбонат використовують для виготовлення скла, мила, пральних порошків, емалей тощо.

**Калій карбонат $K_2CO_3$** (поташ) використовують для добування мінеральних добрив, виготовлення кришталю та оптичного скла, протиожеледних сумішей для обробки злітно-посадкових смуг.

**Натрій сульфат $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$** (глауберова сіль, мірабіліт) — цінний реактив для лабораторної практики, використовують для виготовлення скла. Має проносну дію, що є характерною для всіх розчинних солей сульфатної кислоти.

Широко застосовують солі нітратної кислоти — нітрати (селітри). **Нітрати Калію $KNO_3$, Натрію $NaNO_3$** та **Кальцію $Ca(NO_3)_2$** є складовими пороху, їх використовують для добування кисню в лабораторії. У сільському господарстві застосовують як азотні добрива.

**Ферум(II) сульфід FeS** у природі трапляється у вигляді мінералу марказиту. В Україні в значних кількостях трапляється в Криворізькому залізорудному басейні. Є цінною сировиною для добування заліза й сульфатної кислоти.

**Арсен(III) сульфід $As_2S_3$** (аурипігмент) — цінний мінерал для виготовлення золотої та жовтої фарб, які особливо поширені в іконописі. Надзвичайно отруйний. Є сировиною для добування арсену.

**Цинк сульфід ZnS** (цинкова обманка) є сировиною для добування цинку. Зі сфалериту виготовляють цинкові білила, а також фарби, що світяться в темряві.

**Калій перманганат $KMnO_4$** (марганцівка) використовують як дезінфекційний засіб та як засіб для промивання шлунка в разі отруєння. Калій перманганат є також цінним реактивом у лабораторній практиці.

**Аргентум(I) нітрат $AgNO_3$** (ляпіс) здавна використовували для виготовлення дзеркал. Солі Аргентуму іноді використовують для розганяння хмар або, навпаки, для викликання дощу. Якщо з літака розпилити аргентум(I) йодид або аргентум(I) бромід, то він конденсує водяну пару, що випадає у вигляді дощу.

Поширеними в природі є солі Кальцію, вони є складовою багатьох порід і мінералів. **Кальцій сульфат** у вигляді мінералу гіпсу використовують у будівництві для виготовлення різних сумішей та в медицині для фіксації зламаних кінцівок.

Найпоширеніша сіль Кальцію — це **карбонат $CaCO_3$**. Він утворює вапняк, крейду, а також мінерали кальцит і мармур. Міститься в шкаралупі яєць, черепашках молюсків тощо. Вапняк використовують у будівництві. Крейду використовують для побілки стін, виготовлення скла, додають у зубну пасту.

Поширеною сіллю Купруму є **мідний купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$**. Його використовують у сільському господарстві для боротьби з хворобами рослин. Є широковживаним реактивом у лабораторній практиці.

Ще одна сіль Купруму — **малахіт $(CuOH)_2CO_3$** — це напівкоштовний камінь, із якого виробляють багато ювелірних предметів: шкатулки, вази, намиста тощо.

## Висновки

1. Солі — речовини йонної будови, за звичайних умов тверді, плавляться за високих температур. Деякі солі розчинні у воді. Залежно від складу вони можуть мати різне забарвлення.
2. Солі — поширені сполуки в природі (у літосфері та гідросфері) і широко застосовуються в різних галузях: у будівництві, медицині, ювелірній справі, у сільському господарстві як мінеральні добрива тощо.

## Контрольні запитання

1. Схарактеризуйте загальні фізичні властивості солей.
2. У чому причина високої температури плавлення солей?
3. Де в природі трапляються натрій карбонат, кальцій карбонат, кальцій сульфат?
4. Розкажіть про практичне значення солей на конкретному прикладі.
5. Чи можна відрізнити солі від інших речовин за запахом або смаком?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формули солей: магній бромід, кальцій йодид, алюміній нітрат, ферум(III) сульфат, кальцій ортофосфат, калій карбонат, купрум(II) силікат, меркурій(II) нітрат, купрум(I) флуорид.
2. Серед наведених у Додатку 1 солей визначте солі: а) з найвищою температурою плавлення; б) найнижчою температурою плавлення; в) найбільшою розчинністю у воді; г) найменшою розчинністю у воді.
3. Обчисліть маси: а) 0,35 моль хром(III) сульфату; б) 0,7 моль кальцій флуориду; в) 1,2 моль магній силікату; г) 0,55 моль плюмбум(II) нітрату.
4. Обчисліть кількість речовини купрум(II) сульфату, що міститься в його розчині масою 120 г із масовою часткою солі 4 %.
5. Фізіологічний розчин — це розчин натрій хлориду з масовою часткою солі 0,9 %. Обчисліть масу натрій хлориду, необхідну для приготування фізіологічного розчину об'ємом 10 л (густину розчину вважати 1 г/мл).
6. У воді масою 532,8 г розчинили кальцій хлорид кількістю речовини 0,2 моль. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в добутому розчині.

**7*.** Як ви вважаєте, чому найпоширенішими солями в земній корі є силікати й карбонати? Як їх можна використовувати?

**8*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про наслідки безконтрольного потрапляння солей у ґрунти або водоймища (на прикладі будь-якої солі, про яку йшлося в цьому параграфі).

9. Виконайте навчальні проєкти: № 7 «Неорганічні речовини — представники основних класів у будівництві й побуті» та № 8 «Хімічний склад і використання мінералів».

## § 36. Хімічні властивості солей

Пригадайте:

- як визначити, чи розчиняється неорганічна речовина (сіль, кислота або основа) у воді;
- умови перебігу реакцій обміну (за § 31).

### Взаємодія солей з основами

Із § 33 ви вже дізналися про взаємодію лугів із кислотами. Реакція між солями та основами є реакцією обміну.

**Зверніть увагу:**

• щоб взаємодія між сіллю та основою відповідала умовам перебігу реакцій обміну, один із продуктів має випадати в осад;

• оскільки нерозчинні речовини не можуть бути одночасно серед реагентів і продуктів, у такі реакції можуть вступати лише розчинні солі з лугами.

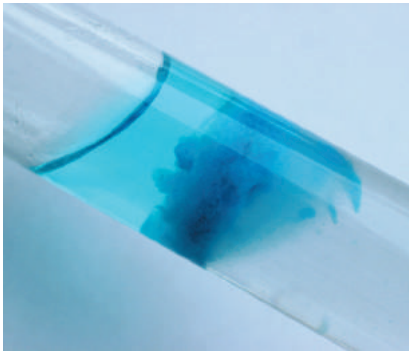
Отже:

**розчинна сіль(1) + луг → нерозчинний гідроксид↓ + сіль(2)**

Такі реакції часто використовують для добування нерозчинних у воді основ.

Наприклад, під час взаємодії розчинів купрум(II) хлориду та натрій гідроксиду випадає осад купрум(II) гідроксиду з характерним забарвленням (мал. 36.1):

$$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$



Мал. 36.1. Про реакцію купрум(II) хлориду та лугу свідчить утворення синього осаду купрум(II) гідроксиду

Якщо додати розчин солі до нерозчинної основи, наприклад ферум(II) гідроксиду, то така реакція не відбуватиметься:

$$Fe(OH)_2 + CuCl_2 \neq Cu(OH)_2 + FeCl_2$$

Луги є сильними основами, а нерозчинні гідроксиди — слабкими. Отже, реакція між сіллю й основою відбувається лише в тому випадку, якщо сильніша основа (луг) витісняє слабшу (нерозчинну) із солі. Отже, сіль із лугом взаємодіяти може, а сіль із нерозчинною основою — ні.

## Взаємодія солей із кислотами

Із § 35 ви вже дізналися про взаємодію солей із кислотами. Такі реакції є реакціями обміну, отже, у результаті мають утворитися нові сіль та кислота:

**сіль(1) + кислота(1) →**
**→ сіль(2) + кислота(2)**

Мал. 36.2. Унаслідок зливання безбарвних розчинів аргентум(I) нітрату та хлоридної кислоти утворюється осад аргентум(I) хлориду

Як ви пам'ятаєте, реакції між сіллю та кислотою можливі за умови, якщо:

- випадає осад;
- виділяється нестійка чи летка кислота.

Наприклад, у разі взаємодії аргентум(I) нітрату з хлоридною кислотою реакція відбувається з утворенням білого сирнистого осаду (мал. 36.2):

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$$

Нестійкі кислоти утворюються в реакціях кислот із карбонатами або сульфітами. Так, у разі додавання до барій сульфіту хлоридної кислоти спостерігаємо зникнення нерозчинного барій сульфіту, оскільки нова сіль розчинна у воді. Але утворена сульфітна кислота є нестійкою, вона повільно розкладається, про що свідчить поява запаху сірчистого газу (сульфур(IV) оксиду):

$$BaSO_3\downarrow + 2HCl = BaCl_2 + SO_2\uparrow + H_2O$$

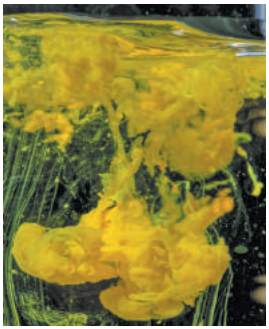
## Реакції між двома солями

Дві солі також можуть вступати в реакцію одна з одною. Між ними може відбуватися реакція обміну. Звичайно, якщо в реакцію вступають дві солі, продуктами реакції також мають бути дві солі.

**Зверніть увагу:** взаємодія двох солей можлива лише в тому випадку, якщо обидві початкові солі розчинні у воді й хоча б один із продуктів реакції випадає в осад, тобто серед продуктів одна сіль має бути нерозчинною або малорозчинною у воді:

**розчинна сіль(1) + розчинна сіль(2) →**
**→ нерозчинна сіль(3)↓ + сіль(4)**

Мал. 36.3. Утворення осаду малорозчинного кальцій флуориду при зливанні розчинів натрій флуориду з кальцій хлоридом



Мал. 36.4. Взаємодія калій йодиду з плюмбум(II) нітратом з утворенням жовто-золотистого осаду плюмбум(II) йодиду

Наприклад, добути малорозчинний кальцій флуорид або нерозчинний плюмбум(II) йодид можна за такими рівняннями реакцій (мал. 36.3 та 36.4):

$$CaCl_2 + 2NaF = CaF_2\downarrow + 2NaCl$$

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3$$

Якщо після змішування двох розчинних солей серед продуктів реакції немає нерозчинної солі, то такі реакції не відбуваються:

$$Na_2SO_4 + 2KNO_3 \neq 2NaNO_3 + K_2SO_4$$

Іноді в реакцію можуть вступати розчинна сіль із нерозчинною. Але це можливо, якщо утворюється така сіль, розчинність якої ще менша. Тобто потрібно знати чисельні показники розчинності реагентів та продуктів реакції. Наприклад, кальцій сульфат — малорозчинна сіль, а барій сульфат — нерозчинна, отже, можлива реакція:

$$CaSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + CaCl_2$$

Аргентум(I) хлорид і аргентум(I) йодид — нерозчинні солі, але аргентум(I) хлориду в 1 л води розчиняється 1,9 мг, а аргентум(I) йодиду — лише 0,0024 мг. Отже, аргентум(I) йодид менш розчинний, ніж аргентум(I) хлорид, тому можлива реакція:

$$AgCl + NaI = AgI + NaCl$$

Аргентум хлорид має біле забарвлення, а аргентум(I) йодид — жовтувате. Про перебіг реакції можна дізнатися за зміною кольору осаду, але через те, що реагують нерозчинні речовини, такі реакції відбуваються надто повільно і змін майже не помітно.

- Наприкінці XIX століття в Петербурзькій академії наук розглядали пропозицію щодо назв речовин на кшталт традиційних для нас імен. Так, гідроген хлорид (хлороводень) HCl пропонували називати «водень хлорович», а натрій сульфат $Na_2SO_4$ — «натрій сіркович чотирикислов».
- Для золочення куполів, деревини, гіпсових виробів іноді використовували так зване мусивне золото. Але воно не містить ані грама золота. Це станум(IV) сульфід, із якого виготовляють фарбу, що імітує позолоту.
- Крім звичайного цукру, хімікам відомий ще свинцевий цукор, що є плюмбум(II) ацетатом $Pb(CH_3COO)_2$. На вигляд він дуже схожий на звичайний цукор, також солодкий і добре розчиняється у воді, але надзвичайно отруйний.
- Використання гіпсу для фіксації зламаних кінцівок уперше у світовій медицині запропонував наш співвітчизник, уродженець Вінниччини (с. Вишня, нині с. Пирогове), засновник військово-польової хірургії Микола Іванович Пирогов.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

### Взаємодія солей із лугами у водному розчині

*Обладнання:* штатив із пробірками, піпетки.

*Реактиви:* розчини купрум(II) сульфату, ферум(II) сульфату, ферум(III) хлориду, манган(II) сульфату, хром(III) хлориду, натрій гідроксиду.

**Правила безпеки:**
- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння лугу його слід негайно змити великою кількістю води та протерти місце розбавленим розчином боратної кислоти.

1. У п'ять пробірок налийте по 1–2 мл розчинів купрум(II) сульфату, ферум(II) сульфату, ферум(III) хлориду, манган(II) сульфату та хром(III) хлориду.

2. До кожної пробірки краплинами додавайте розчин лугу. Які зміни ви спостерігаєте?

3. Запишіть рівняння реакцій та вкажіть колір утворених осадів.

4. У висновку сформулюйте умови взаємодії солей із лугами у водному розчині.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

### Реакція обміну між солями в розчині

*Обладнання:* штатив із пробірками.

*Реактиви:* розчини натрій карбонату, кальцій хлориду, натрій сульфату, калій нітрату.

**Правила безпеки:**

- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння реактивів їх слід негайно змити великою кількістю води.

1. У три пробірки налийте по 1–2 мл розчину кальцій хлориду.

2. Додайте по 1–2 мл: у першу пробірку — розчину натрій карбонату, у другу — натрій сульфату, у третю — калій нітрату. Що спостерігаєте?

3. Складіть рівняння тих реакцій, що відбуваються.

4. У висновку сформулюйте умови, за яких відбуваються реакції обміну між солями у водних розчинах.

### Висновки

1. Реакції обміну між солями та основами можливі за умови, що взаємодіють розчинна сіль із лугом (розчинною основою), а продуктами реакції є нерозчинний гідроксид та інша сіль.
2. У реакцію з кислотами можуть вступати як розчинні, так і нерозчинні солі. У результаті мають утворитися летка чи нестійка кислота або нерозчинна сіль.
3. У реакціях обміну між двома солями мають утворитися дві нові солі. Реакція відбувається, якщо обидва реагенти розчинні, а серед продуктів реакції одна із солей нерозчинна у воді.

### Контрольні запитання

1. Речовини яких класів сполук утворюються під час взаємодії: а) солі з кислотою; б) солі з основою; в) двох солей?
2. Сформулюйте умови, за яких можливі реакції обміну у водних розчинах: а) між сіллю та кислотою; б) між сіллю та основою; в) між двома солями. Наведіть приклади реакцій.
3. Які кислоти є нестійкими? Наведіть рівняння реакцій їх розкладу.

## Завдання для засвоєння матеріалу

**1.** Яка речовина випаде в осад, якщо змішати розчини кальцій нітрату й сульфатної кислоти? Складіть рівняння реакції. Чи можна очікувати випадання осаду, якщо замість сульфатної кислоти взяти хлоридну? сульфітну?

**2.** Складіть рівняння реакції добування вуглекислого газу з мармуру (кальцій карбонату) взаємодією з бромідною кислотою.

**3.** Як добути з барій хлориду: а) барій карбонат; б) аргентум(I) хлорид? Складіть рівняння реакцій.

**4.** У разі зливання яких розчинів утворяться осади: а) купрум(II) гідроксиду; б) плюмбум(II) сульфату; в) кальцій карбонату? Складіть рівняння реакцій.

**5.** У пробірках містяться речовини: магній оксид, калій хлорид, залізо, плюмбум(II) нітрат, купрум(II) сульфат, сульфатна кислота, ферум(II) гідроксид, сульфур(VI) оксид. Із якими з речовин взаємодіятимуть: а) хлоридна кислота; б) калій гідроксид; в) аргентум(I) нітрат; г) барій нітрат? Складіть рівняння реакцій.

**6.** Визначте, які з речовин взаємодіятимуть між собою: кальцій гідроксид, хлоридна кислота, сульфур(IV) оксид, вода, купрум(II) оксид. Складіть рівняння реакцій.

**7.** Запишіть рівняння реакцій, які можуть відбуватися. Поясніть, чому деякі реакції не відбуваються:

а) $Cu + ZnSO_4 \rightarrow \ldots$;
б) $CaCO_3 + NaOH \rightarrow \ldots$;
в) $Zn + CuSO_4 \rightarrow \ldots$;
г) $NaBr + AgNO_3 \rightarrow \ldots$;
д) $CaCO_3 + HCl \rightarrow \ldots$;
е) $BaSO_4 + KNO_3 \rightarrow \ldots$

**8.** Складіть рівняння реакцій обміну і вкажіть причину, за якої відбувається кожна з них:

а) $CaO + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
б) $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
в) $KOH + HCl \rightarrow \ldots$;
г) $Fe(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
д) $K_2SO_3 + CaCl_2 \rightarrow \ldots$;
е) $KOH + SO_2 \rightarrow \ldots$;
є) $Na_2S + CuCl_2 \rightarrow \ldots$;
ж) $CuSO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow \ldots$;
з) $Na_2SiO_3 + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
и) $Ca(OH)_2 + K_2CO_3 \rightarrow \ldots$

**9.** Із якими з наведених речовин взаємодіє купрум(II) хлорид: NaOH, $H_2SO_4$, $AgNO_3$, $Fe_2O_3$, $CO_2$, Zn, NaCl, Cu? Складіть рівняння реакцій.

**10.** Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:

а) $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$;
б) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$;
в) $CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2$.

**11.** Безводну нітратну кислоту в лабораторії добувають дією на калійну селітру (калій нітрат) концентрованою сульфатною кислотою. Складіть рівняння реакції. Як ви вважаєте, чому ця реакція можлива?

**12.** Обчисліть масу осаду, що утворюється внаслідок взаємодії натрій сульфату з барій хлоридом масою 41,6 г.

**13.** Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), що виділяється внаслідок взаємодії магній карбонату масою 126 г із хлоридною кислотою.

## § 37. Амфотерні оксиди й гідроксиди

Пригадайте:
- хімічні елементи, що утворюють амфотерні речовини (за § 26);
- як відносяться амфотерні оксиди та гідроксиди до води та кислот (за § 28 та 33).

### Поняття про амфотерність

Ви вже вивчили сполуки, що виявляють кислотні або осно́вні властивості. Для деяких сполук характерні і кислотні, і осно́вні властивості. Кислотні властивості виявляють переважно сполуки неметалічних елементів, а осно́вні — металічних елементів. Якщо елемент перебуває на межі між металічними та неметалічними елементами, то цілком очікувано, що його сполуки мають виявляти властивості, характерні як для кислотних, так і для осно́вних речовин. Такі сполуки називають **амфотерними**.

Речовини, що можуть виявляти кислотні й осно́вні властивості залежно від сполуки, з якою вони взаємодіють, називають амфотерними.

Амфотерні властивості можуть виявляти оксиди й гідроксиди деяких хімічних елементів із валентностями II, III та IV. Серед них Берилій(II), Цинк(II), Станум(II), Плюмбум(II), Алюміній(III), Ферум(III), Хром(III), Титан(IV).

### Амфотерні гідроксиди

**Під час взаємодії з кислотами** амфотерні гідроксиди поводяться, як звичайні нерозчинні основи. Тобто продуктами реакції амфотерного гідроксиду з кислотою є сіль і вода:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$

**Під час взаємодії з іншими основами** амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості. Тобто з основами амфотерні гідроксиди реагують, як кислоти: вступають у реакцію з утворенням солі. Але склад солі залежить від умов, за яких відбувається взаємодія: у розчині чи за сплавляння.

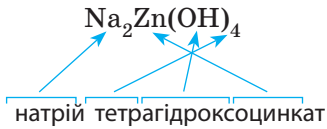
**У розчинах** амфотерні гідроксиди взаємодіють лише з лугами з утворенням складних (комплексних) солей.

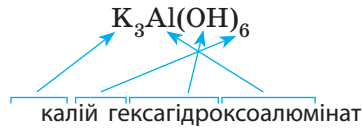
Наприклад, цинк гідроксид із натрій гідроксидом реагує за рівнянням:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2Zn(OH)_4$$

натрій тетрагідроксоцинкат

Як для звичайних солей, назва комплексної солі складається з двох слів. Але слід указати кількість груп ОН у складі солі: префікс *тетра-* означає, що гідроксильних груп чотири, а префіксом *гекса-* позначають шість груп ОН, наприклад:




Подібно до цинк гідроксиду реагує з лугами й алюміній гідроксид. Але залежно від концентрації лугу з алюміній гідроксиду може утворитися тетрагідроксоалюмінат (із розбавленим розчином лугу) або гексагідроксоалюмінат (із концентрованим розчином):

$$Al(OH)_3 + NaOH = NaAl(OH)_4$$

$$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3Al(OH)_6$$

**За сплавляння** амфотерні гідроксиди можуть взаємодіяти не лише з лугами, а й із нерозчинними гідроксидами. При цьому також утворюються солі, але з більш звичним складом:

$$Zn(OH)_2 + Mg(OH)_2 \overset{t}{=} \underset{\text{магній цинкат}}{MgZnO_2} + 2H_2O$$

Як і в розчинах, з алюміній гідроксиду можуть утворитися дві різні солі залежно від кількості доданого лугу:

$$Al(OH)_3 + 3NaOH \overset{t}{=} \underset{\text{натрій ортоалюмінат}}{Na_3AlO_3} + 3H_2O$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \overset{t}{=} \underset{\text{натрій метаалюмінат}}{NaAlO_2} + 2H_2O$$

За сплавляння амфотерні гідроксиди можуть взаємодіяти також і з осно́вними оксидами:

$$Zn(OH)_2 + CaO \overset{t}{=} CaZnO_2 + H_2O$$

$$2Al(OH)_3 + 3Na_2O \overset{t}{=} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

$$2Al(OH)_3 + Na_2O \overset{t}{=} 2NaAlO_2 + 3H_2O$$

Аби правильно записати рівняння реакції за участю амфотерних гідроксидів за сплавляння, амфотерні гідроксиди необхідно розглядати як кислоти. Так, формулу цинк гідроксиду $Zn(OH)_2$ можна записати, як формулу кислоти $H_2ZnO_2$. Таку кислоту мали б назвати «цинкатна», вона має кислотний залишок $ZnO_2$ із валентністю II, її солі — цинкати. Так само формулу алюміній гідроксиду можна записати $H_3AlO_3$: кислотний залишок $AlO_3$ із валентністю III, солі — ортоалюмінати. Якщо з алюміній гідроксиду прибрати одну молекулу води, то формула кислоти буде $HAlO_2$: кислотний залишок $AlO_2$ із валентністю I, а солі — метаалюмінати.

## Амфотерні оксиди

**Із кислотами** амфотерні оксиди взаємодіють, як звичайні осно́вні оксиди: між ними відбуваються реакції обміну, у яких утворюються сіль та вода:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

**У разі взаємодії з осно́вними речовинами** вони вступають у реакції, як кислотні оксиди. Тобто взаємодіють з осно́вними оксидами й основами з утворенням солей. Але амфотерні оксиди взаємодіють з основами й осно́вними оксидами **лише за сплавляння** (без участі води) і утворюють такі самі солі, як і амфотерні гідроксиди.

У разі сплавляння цинк оксиду з натрій гідроксидом або натрій оксидом утворюється натрій цинкат, але в першому випадку утворюється ще й вода:

$$ZnO + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + H_2O$$

$$ZnO + Na_2O \overset{t}{=} Na_2ZnO_2$$

Амфотерні оксиди та їхні сполуки досить поширені в природі. Алюмінати є складовими багатьох ґрунтів та глини.

Деякі хімічні елементи виявляють змінну валентність, причому властивості сполук із різними валентностями можуть істотно відрізнятися. Так, ферум(II) оксид FeO — це осно́вний оксид, а ферум(III) оксид $Fe_2O_3$ — амфотерний. Отже, вони можуть взаємодіяти один з одним за сплавляння, до того ж утворений продукт також складається з атомів Феруму й Оксигену — $Fe_3O_4$. Цю сполуку називають змішаним оксидом (або залізною ожариною), хоча вона є сіллю, що складається з металічного елемента Феруму(II) та кислотного залишку фератної кислоти $Fe(FeO_2)_2$.

## Висновки

1. Амфотерність — здатність хімічних сполук виявляти як кислотні, так і осно́вні властивості залежно від природи доданого реагенту. До амфотерних належать оксиди й гідроксиди деяких елементів: Берилію(II), Цинку(II), Станум(II), Плюмбуму(II), Алюмінію(III), Феруму(III), Хрому(III), Титану(IV).
2. Амфотерні гідроксиди в розчинах взаємодіють лише з лугами з утворенням солей, що містять гідроксильні групи. За сплавляння вони можуть також взаємодіяти з осно́вними оксидами та гідроксидами. Амфотерні оксиди взаємодіють з осно́вними речовинами лише за сплавляння.

## Контрольні запитання

1. Що означає вираз «сполука виявляє амфотерні властивості»?
2. Які сполуки є амфотерними? Наведіть приклади.
3. Які хімічні елементи та в яких валентностях можуть утворювати амфотерні речовини?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть рівняння реакцій взаємодії цинк гідроксиду з калій гідроксидом у розчині та за сплавляння. Назвіть продукти реакції.
2. Складіть рівняння реакцій взаємодії алюміній гідроксиду:
   а) із хлоридною кислотою;
   б) барій гідроксидом за сплавляння;
   в) барій оксидом.
3. Складіть рівняння реакцій утворення калій ортоалюмінату $K_3AlO_3$ взаємодією:
   а) амфотерного гідроксиду з лугом;
   б) амфотерного оксиду з лугом;
   в) амфотерного гідроксиду з осно́вним оксидом;
   г) двох оксидів.
4. Кальцій оксид і алюміній оксид за зовнішнім виглядом майже однакові. Як їх можна розрізнити, використовуючи хімічні реакції?
5. Які з наведених речовин — KOH, $FeCl_3$, $H_2SO_4$ — можуть взаємодіяти: а) з натрій гідроксидом; б) купрум(II) гідроксидом; в) цинк гідроксидом? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Із якими з наведених речовин взаємодіє натрій гідроксид: $K_2O$, $MgCO_3$, $H_3PO_4$, $H_2S$, $FeCl_3$, $Fe(OH)_2$, $AlCl_3$, $Zn(OH)_2$, KCl, $SO_3$? Складіть рівняння реакцій та назвіть продукти реакцій.
7. Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:
   а) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$;
   б) $ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2Zn(OH)_4$.
8. Обчисліть масу барій гідроксиду, що необхідний для добування барій цинкату масою 11,7 г із цинк оксиду.

**9.** До розчину цинк сульфату масою 483 г із масовою часткою солі 5% додали розчин натрій гідроксиду до повного розчинення осаду. Обчисліть масу сполуки Цинку.

**10*.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про використання сполук Алюмінію для очищення води. На яких властивостях цих сполук ґрунтується зазначений спосіб?

## § 38. Способи добування оксидів

Пригадайте:

- простими речовинами називають речовини, що складаються з атомів лише одного хімічного елемента, складними — речовини, що складаються з атомів декількох елементів;
- класифікацію оксидів (за § 26).

### Добування оксидів горінням простих речовин

Оксиди — це бінарні сполуки з Оксигеном, тому найпростіший спосіб добування оксидів — **це взаємодія простих речовин із киснем:**

$$S + O_2 = SO_2$$

$$2Mg + O_2 = 2MgO$$

Майже всі прості речовини вступають у хімічну реакцію з киснем (окиснюються). Багато з них реагують із киснем досить бурхливо навіть у повітрі, із виділенням великої кількості теплоти й світла, тобто горять (мал. 38.1).

Більшість металів взаємодіють із киснем повільно. Наприклад, мідь, залізо або ртуть необхідно прожарювати на повітрі тривалий час, щоб вони повністю прореагували. Із такими металами реакція відбувається набагато швидше, якщо її здійснювати не на повітрі, а використовувати чистий кисень:

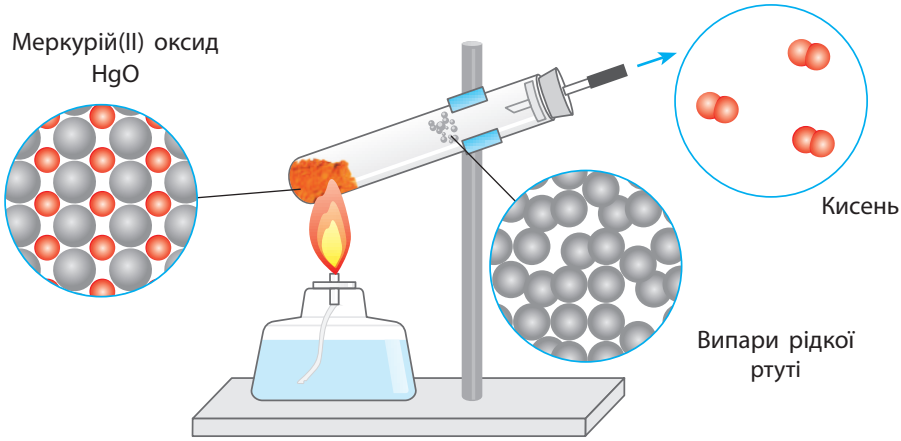
$$2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO$$

$$4Fe + 3O_2 \overset{t}{=} 2Fe_2O_3$$

$$2Hg + O_2 \overset{t}{=} 2HgO$$

Мал. 38.1. Під час горіння магнієвої стрічки утворюється магній оксид і велика кількість світла

Деякі прості речовини взагалі не реагують із киснем. Серед металів — це платина та золото,




Мал. 38.2. Під час прожарювання меркурій(II) оксид розкладається на кисень і ртуть

а серед неметалів — інертні гази (неон, аргон тощо) та галогени (хлор, бром, йод).

Якщо проста речовина вкрай повільно реагує з киснем або не взаємодіє зовсім, то відповідні оксиди дуже легко розкладаються під час нагрівання (мал. 38.2):

$$2HgO \overset{t}{=} 2Hg + O_2\uparrow$$

$$2Ag_2O \overset{t}{=} 4Ag + O_2\uparrow$$

Найактивніші метали, такі як натрій або калій, настільки активно взаємодіють із киснем, що зазвичай утворюють не оксиди, а пероксиди або надпероксиди:

$2Na + O_2 = Na_2O_2$ (натрій пероксид)

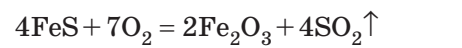
$K + O_2 = KO_2$ (калій надпероксид)

## Добування оксидів горінням складних речовин

Оксиди можна також добути взаємодією **складних речовин із киснем**. Значна кількість складних речовин може горіти в кисні на повітрі. Наприклад, унаслідок горіння метану $CH_4$ утворюються два оксиди: карбон(IV) оксид і гідроген оксид:

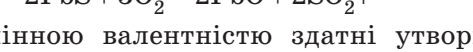
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$$

Гідроген сульфід (сірководень) $H_2S$ згоряє в кисні також з утворенням двох оксидів: сульфур(IV) оксиду та гідроген оксиду:



$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

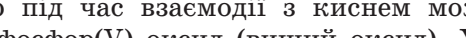
Для промисловості велике значення мають реакції згоряння сульфідів металічних елементів, оскільки в цих випадках утворюються два цінні оксиди — сульфур(IV) оксид, що використовують для добування сульфатної кислоти, та оксиди металічних елементів, із яких потім добувають метали:



$$4FeS + 7O_2 = 2Fe_2O_3 + 4SO_2\uparrow$$

$$2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2\uparrow$$

Елементи зі змінною валентністю здатні утворювати декілька оксидів. Оксид із нижчою валентністю елемента може взаємодіяти з киснем з утворенням оксиду з вищою валентністю. Наприклад, Фосфор під час взаємодії з киснем може утворювати фосфор(III) оксид і фосфор(V) оксид (вищий оксид). У цьому випадку оксид $P_2O_3$ взаємодіє з киснем з утворенням вищого оксиду $P_2O_5$:



$$P_2O_3 + O_2 = P_2O_5$$

Аналогічно ферум(II) оксид взаємодіє з киснем з утворенням ферум(III) оксиду:

$$4FeO + O_2 = 2Fe_2O_3$$

## Розклад кислот і основ

Оксиди можна добувати також **розкладанням (дегідратацією) нестійких кислот і основ:**

$$Mg(OH)_2 \overset{t}{=} MgO + H_2O$$



$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Такі реакції відбуваються під час прожарювання майже всіх гідроксидів, за винятком гідроксидів лужних елементів (Натрію та Калію). У такий спосіб можна добути оксиди навіть тих елементів, що у вигляді простої речовини не реагують із киснем, наприклад оксид Ауруму:

$$2Au(OH)_3 \overset{t}{=} Au_2O_3 + 3H_2O$$

Дегідратацію оксигеновмісних кислот здійснюють нагріванням за наявності фосфор(V) оксиду (речовини, що активно поглинає воду):

$$H_2SO_4 \overset{t}{=} SO_3 + H_2O$$

$$2HNO_3 \overset{t}{=} N_2O_5 + H_2O$$

Такі кислоти, як карбонатна $H_2CO_3$, сульфітна $H_2SO_3$ й силікатна $H_2SiO_3$, легко перетворюються на оксиди навіть у разі незначного нагрівання:

$$H_2SiO_3 \overset{t}{=} SiO_2\downarrow + H_2O$$

$$H_2CO_3 = CO_2\uparrow + H_2O$$

## Термічне розкладання солей

Оксиди також утворюються під час **розкладання деяких солей оксигеновмісних кислот**, якщо під час реакції утворюються газоподібні речовини. Під час прожарювання багатьох таких солей утворюються два оксиди: осно́вний та кислотний (ангідрид відповідної кислоти):

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

$$ZnSO_3 \overset{t}{=} ZnO + SO_2\uparrow$$

Такі реакції відбуваються лише за умови, що один із продуктів реакції (оксидів) є летким, наприклад: $SO_2$, $CO_2$, $SO_3$.

Солі, утворені нелеткими оксидами, у разі прожарювання не розкладаються, а лише плавляться.

Якщо оксид, що утворюється під час розкладання, сам є термічно нестійким, то утворюються також продукти і його розпаду, наприклад:

$$Cu(NO_3)_2 \overset{t}{=} CuO + N_2O_5 \begin{cases} \nearrow NO_2\uparrow \\ \searrow O_2\uparrow \end{cases}$$

або

$$2Cu(NO_3)_2 \overset{t}{=} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

$$Ag_2CO_3 \overset{t}{=} CO_2\uparrow + Ag_2O \begin{cases} \nearrow Ag \\ \searrow O_2\uparrow \end{cases}$$

або

$$2Ag_2CO_3 \overset{t}{=} 4Ag + 2CO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

Під час прожарювання не розкладаються солі Натрію та Калію. У разі нагрівання вони починають плавитися, а якщо й розкладаються, то за особливою схемою. Деякі з таких реакцій використовують у лабораторії для добування кисню:

$$2NaNO_3 \overset{t}{=} 2NaNO_2 + O_2\uparrow \qquad 2KClO_3 \overset{t}{=} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

- Скло зі значним умістом плюмбум(II) оксиду, що отримало назву кришталь, дуже схоже на алмаз. Із 1790 року з кришталю почали виготовляти підроблене коштовне каміння. Із безбарвного — алмази, із забарвленого золотом — яскраво-червоні рубіни, кобальт(II) оксидом — сині сапфіри, а хром(III) оксидом — зелені ізумруди.
- Нітроген(I) оксид ($N_2O$) використовують у лікарнях як наркоз під час операцій. Для нього характерний слабкий приємний запах і солодкуватий присмак. У разі вдихання його в невеликих дозах настає наркотичне сп'яніння. Він спричиняє неконтрольовані судомні рухи, що нагадують сміх, завдяки чому нітроген(I) оксид називають ще «звеселяючим газом».
- Основна сировина для добування алюмінію — алюміній оксид $Al_2O_3$ — у великій кількості міститься у звичайній глині. Алюміній має цінні властивості — легкий, міцний і, головне, дешевий. Сьогодні алюміній добувають дією електричного струму на алюміній оксид. Але до розробки електролітичного методу добування алюмінію було надмірно затратним. 1855 року 1 кг алюмінію коштував дорожче за золото. Завдяки цьому алюміній іще називали «сріблом із глини».

## Висновки

1. Оксиди утворюються в разі взаємодії простих та складних речовин із киснем. Чим активніші речовини, тим легше вони вступають у реакцію з киснем.
2. Оксиди утворюються розкладанням нестійких складних речовин: кислот, гідроксидів та солей. Розкладанню піддаються нерозчинні гідроксиди, нестійкі кислоти та солі, якщо при цьому утворюються леткі оксиди.

## Контрольні запитання

1. Які прості речовини — метали й неметали — не взаємодіють із киснем? Наведіть приклади.
2. Які гідроксиди, кислоти та солі здатні розкладатися з утворенням солей? Наведіть приклади.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть рівняння реакцій горіння вугілля, фосфору, бору, алюмінію, цинку. Назвіть продукти реакцій. У якому випадку утворюються кислотні оксиди, а в якому — осно́вні?
2. Манган(II) карбонат розкладається під час нагрівання на манган(II) оксид і вуглекислий газ. Складіть рівняння реакції.
3. Складіть рівняння реакції добування нітроген(V) оксиду з нітратної кислоти.

**4.** Запропонуйте три способи добування вуглекислого газу.

**5.** Під час прожарювання ферум(III) сульфату утворюються ферум(III) оксид і газ, що в результаті взаємодії з водою утворює сульфатну кислоту. Складіть рівняння реакції.

**6.** Які речовини утворюються під час нагрівання силікатної та карбонатної кислот? Складіть рівняння реакцій.

**7.** Складіть рівняння реакцій розкладання солей: плюмбум(II) карбонату, цинк нітрату, аргентум(I) сульфіту, аргентум(I) нітрату. У яких випадках утворюються термічно нестійкі оксиди?

**8.** Доповніть схеми реакцій, назвіть продукти реакцій:

а) $CaC_2 + \ldots \rightarrow \ldots + CO_2\uparrow$;
б) $SiH_4 + O_2 \rightarrow \ldots + \ldots$;
в) $\ldots + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2\uparrow$;
г) $CS_2 + O_2 \rightarrow CO_2\uparrow + \ldots\uparrow$;
д) $\ldots \xrightarrow{t} PbO + H_2O$;
е) $\ldots \rightarrow N_2O_5 + H_2O$;
є) $CaSO_3 \xrightarrow{t} \ldots + \ldots$;
ж) $\ldots \xrightarrow{t} MgO + CO_2\uparrow$;
з) $CuSO_4 \xrightarrow{t} CuO + \ldots$;
и) $\ldots \xrightarrow{t} Hg + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$.

**9.** Складіть рівняння реакцій для здійснення перетворень:

а) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgO \rightarrow MgCO_3$; б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2$.

**10.** Обчисліть об'єм кисню (н. у.), необхідний для добування магній оксиду масою 240 г із магнію.

**11.** Обчисліть масу фосфору, що необхідно спалити для добування фосфор(V) оксиду масою 7,1 г.

**12.** Обчисліть об'єм газу (н. у.), що утворюється під час розкладання кальцій карбонату масою 250 г.

**13*.** Деякі промислові виробництва України використовують у різних технологічних процесах реакцію розкладу кальцій карбонату. У додаткових джерелах знайдіть інформацію про такі виробництва. У який спосіб запобігають надмірним викидам вуглекислого газу в атмосферу?

## § 39. Загальні способи добування кислот, основ та солей

Пригадайте:
- класифікацію оксидів, солей, кислот та основ (за § 26);
- загальні способи добування оксидів (за § 38);
- яку інформацію можна отримати з ряду активності металів (за § 34);
- умови перебігу реакцій обміну (за § 36).

### Способи добування кислот

У хімічних перетвореннях у більшості випадків із речовини, що належить до одного класу, утворюється інша речовина, що часто належить до іншого класу. Отже, хімічні властивості одних речовин є способом добування інших речовин.

Способи добування оксигеновмісних та безоксигенових кислот дещо розрізняються (табл. 11):

**Таблиця 11. Загальні способи добування кислот**

| Тип реакцій | Безоксигенові кислоти | Оксигеновмісні кислоти |
|---|---|---|
| Реакції сполучення | Добування летких сполук з Гідрогеном (HF, HCl, HBr, HI, $H_2S$) взаємодією неметалів із воднем із подальшим розчиненням у воді: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ $H_2 + S = H_2S$ | Взаємодія кислотних оксидів із водою: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ $P_2O_5 + 3H_2O \overset{t}{=} 2H_3PO_4$ |
| Реакції обміну | Витіснення кислот із солей сильнішою кислотою: | |
| | $2HCl + FeS = FeCl_2 + H_2S\uparrow$ | $2HCl + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$ |
| | Взаємодія солей із кислотами за умови, що утворена сіль випадає в осад: | |
| | $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ | $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$ |

## Способи добування основ

**Луги** добувають різними способами:

• взаємодією лужних і лужноземельних металів (окрім магнію) з водою:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

• взаємодією осно́вних оксидів із водою:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2$$

• реакціями обміну:

$$Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2KOH$$

**Нерозчинні гідроксиди** добувають взаємодією розчинних солей із лугами:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

Луги також можна добути дією електричного струму на водні розчини солей — електролізом:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ел. струм}} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

## Способи добування солей

Солі утворюються в багатьох хімічних реакціях, тому існує чимало способів добування солей.

**Солі безоксигенових кислот** можна добути взаємодією двох простих речовин: металу й неметалу. Активні метали, розміщені на початку ряду активності, з активними неметалами взаємодіють дуже бурхливо: із виділенням великої кількості теплоти й, часто, світла (мал. 39.1):

$$Mg + Cl_2 = MgCl$$

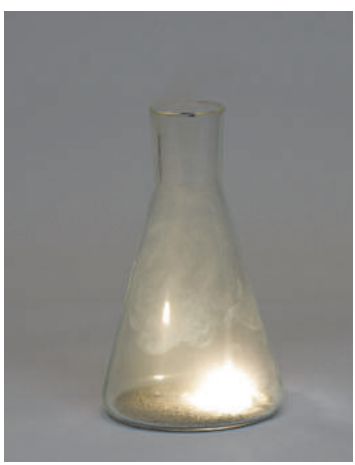
Менш активні метали також можуть взаємодіяти з активними неметалами, але за відповідних умов.

Після внесення заліза в колбу з хлором реакція за звичайних умов не відбувається. Але якщо залізний дріт попередньо розжарити в полум'ї пальника, то реакція відбувається дуже активно. Про перебіг реакції свідчить виділення ферум(III) хлориду у вигляді бурого диму (мал. 39.2):

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

**Солі оксигеновмісних кислот** взаємодією двох простих речовин добути не можна.

Загальні способи добування солей вам уже відомі за попередніми параграфами, вони наведені в таблиці 12.



Мал. 39.1. Взаємодія магнію з газоподібним хлором з утворенням магній хлориду

Мал. 39.2. Взаємодія розжареного заліза з хлором

**Таблиця 12. Загальні способи добування солей**

| Тип реакцій | Солі безоксигенових кислот | Солі оксигеновмісних кислот |
|---|---|---|
| Реакції сполучення | Взаємодія простих речовин:<br>$2K + Br_2 = 2KBr$<br>$Fe + S = FeS$ | Взаємодія кислотних оксидів з осно́вними:<br>$CaO + CO_2 = CaCO_3$ |
| Реакції заміщення | Взаємодія металів, розміщених у ряду активності ліворуч від водню, з галогеноводневими кислотами (HF, HCl, HBr, HI):<br>$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$ | Взаємодія металів, розміщених у ряду активності ліворуч від водню, з кислотами:<br>$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow$ |
| | Витіснення менш активних металів із солей більш активними металами:<br>$3CuCl_2 + 2Al = 2AlCl_3 + 3Cu\downarrow$ | $2AgNO_3 + Fe = Fe(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$ |
| Реакції обміну | Взаємодія речовин із кислотними властивостями з речовинами з основними властивостями (кислотно-осно́вні взаємодії):<br>• кислоти з основами: $2HCl + Fe(OH)_2 = FeCl_2 + 2H_2O$<br>• кислоти з осно́вними оксидами: $2HNO_3 + MgO = Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$<br>• кислотні оксиди з лугами: $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$<br>Реакції обміну за участю солей:<br>• солі з лугами: $FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3KCl$<br>• солі із сильними кислотами: $CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$<br>• дві розчинні солі: $Na_2SO_4 + Ba(NO_3)_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3$ | |

## Висновки

1. Безоксигенові кислоти можна добувати взаємодією простих речовин із воднем із подальшим розчиненням продуктів реакції у воді. Слабкі кислоти можна добути витісненням із солі сильною кислотою.
2. Луги добувають взаємодією активних металів, розміщених у ряду активності ліворуч від магнію, або оксидів активних металічних елементів із водою. Нерозчинні гідроксиди добувають взаємодією розчинних солей із лугами.
3. Солі добувають багатьма способами. Серед них можна виділити реакції сполучення: взаємодія металів із неметалами з утворенням солей безоксигенових кислот та кислотних оксидів з осно́вними з утворенням солей оксигеновмісних кислот. Реакції заміщення: взаємодія металів із кислотами або солями. Реакції обміну можливі за участю сполук кислотного та осно́вного характеру, а також за участю солей.

## Контрольні запитання

1. Які кислоти можна добути розчиненням газоподібних речовин у воді?
2. Чи можна добути оксигеновмісні кислоти реакцією сполучення між простими речовинами? Відповідь поясніть.
3. Поясніть, чому луги можна добути взаємодією металів із водою, а нерозчинні гідроксиди — ні.
4. Якій умові має відповідати реакція обміну за участю розчинних солей, щоб у результаті можна було добути сіль?
5. Яким умовам мають відповідати реагенти, щоб можна було здійснити реакцію заміщення з утворенням солі?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Наведіть по одному прикладу рівнянь реакцій, що відтворюють такі способи добування солей: а) сіль безоксигенової кислоти реакцією сполучення; б) сіль оксигеновмісної кислоти реакцією сполучення; в) реакція заміщення за участю кислоти; г) реакція заміщення за участю солі; д) реакція обміну за участю кислотного оксиду; е) реакція обміну за участю осно́вного оксиду; є) реакція обміну за участю нерозчинної солі; ж) реакція обміну за участю нерозчинного гідроксиду; з) реакція обміну за участю розчинної солі; и) реакція обміну за участю нерозчинної кислоти.
2. Складіть рівняння реакцій добування кислот: а) взаємодією двох оксидів; б) взаємодією кислоти й солі; в) взаємодією двох простих речовин (із наступним розчиненням продукту реакції у воді).
3. Складіть рівняння реакції добування плюмбум(II) сульфіду: а) реакцією сполучення; б) реакцією заміщення; в) реакцією обміну.
4. Складіть рівняння реакції добування купрум(II) сульфату: а) реакцією сполучення; б) реакцією заміщення; в) реакцією обміну.
5. Білий осад розчиняється в результаті взаємодії з нітратною кислотою і натрій гідроксидом. Яка речовина могла бути в осаді? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.
6. Складіть рівняння можливих реакцій:

а) $H_2 + S \rightarrow \ldots$;
б) $H_2 + Br_2 \rightarrow \ldots$;
в) $K + Br_2 \rightarrow \ldots$;
г) $Al + Cl_2 \rightarrow \ldots$;
д) $Ag + H_2O \rightarrow \ldots$;
е) $Al + HCl \rightarrow \ldots$;
є) $CO_2 + KOH \rightarrow \ldots$;
ж) $BaO + H_2O \rightarrow \ldots$;
з) $NaCl + Cu(OH)_2 \rightarrow \ldots$;
и) $FeS + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
і) $ZnO + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
ї) $Fe(OH)_2 + K_2CO_3 \rightarrow \ldots$;
к) $Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow \ldots$;
л) $AgNO_3 + Pb \rightarrow \ldots$;
м) $SO_2 + MgO \rightarrow \ldots$;
н) $CuCl_2 + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
о) $Ba(OH)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
п) $Na_2SiO_3 + HBr \rightarrow \ldots$;
р) $MgCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
с) $Sn(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow \ldots$;
т) $Cr(NO_3)_3 + K_2SO_4 \rightarrow \ldots$;
у) $Pb(NO_3)_2 + KCl \rightarrow \ldots$

**7.** Складіть рівняння реакцій, що відповідають таким перетворенням:
а) $MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2$;
б) $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2$.

**8.** Дано солі: аргентум(I) нітрат, магній карбонат, ферум(II) сульфід, калій сульфіт, плюмбум(II) нітрат. Які з них взаємодіятимуть із хлоридною кислотою з утворенням: а) осаду; б) газу? Складіть рівняння реакцій.

**9.** Як із натрій хлориду добути натрій сульфат? Складіть рівняння реакцій.

**10.** Як із ферум(III) сульфату добути ферум(III) оксид? Запропонуйте два різні способи і складіть відповідні рівняння реакцій.

**11.** Як із ферум(III) оксиду у дві стадії одержати ферум(III) гідроксид? Складіть рівняння реакцій.

**12.** Складіть рівняння реакцій добування не менше ніж семи солей, використовуючи такі реактиви: ртуть, цинк, хлоридна кислота, фосфор(V) оксид, магній оксид, аргентум(I) нітрат, барій карбонат, ферум(III) гідроксид.

**13.** Хлор об'ємом 5,6 л (н. у.) змішали з достатньою кількістю водню й підірвали. Продукт реакції розчинили у воді масою 200 г. Обчисліть масову частку хлоридної кислоти в отриманому розчині.

**14.** До розчину натрій карбонату масою 200 г із масовою часткою солі 5,3 % додали надлишок хлоридної кислоти. Обчисліть об'єм газу, що виділився (н. у.).

**15.** Кальцій карбонат масою 0,5 кг обробили розчином нітратної кислоти. Обчисліть масу солі, яку можна добути в такий спосіб.

**16.** Розчин масою 50 г із масовою часткою сульфатної кислоти 7,35 % змішали з розчином натрій гідроксиду. Отриманий розчин не змінює забарвлення лакмусу. Обчисліть масу солі в розчині.

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

### Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук

*Обладнання:* штатив із пробірками, корок із газовідвідною трубкою.

*Реактиви:* кальцій карбонат, порошок заліза, 5%-й розчин хлоридної кислоти, розчини сульфатної кислоти, натрій або калій гідроксиду, кальцій гідроксиду, натрій хлориду, натрій ортофосфату, аргентум(I) нітрату, кальцій хлориду, натрій карбонату, натрій сульфіту.

**Правила безпеки:**

- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння лугу або кислоти їх слід негайно змити великою кількістю води та протерти місце розбавленим розчином боратної кислоти (у випадку потрапляння лугу) або розчином соди (у випадку потрапляння кислоти).

**1. Добування й хімічні властивості оксидів.**

1. У пробірку помістіть невеликий шматок кальцій карбонату (крейди, вапняку або мармуру) і долийте 5%-й розчин хлоридної кислоти.

2. Пробірку закрийте корком із газовідвідною трубкою. Вільний кінець трубки занурте в іншу пробірку з вапняною водою.

3. Запишіть свої спостереження в зошит, укажіть колір осаду, що утворюється в другій пробірці.

4. Запишіть рівняння реакцій.

**2. Добування й хімічні властивості нерозчинних гідроксидів.**

1. У пробірку помістіть невелику кількість порошку заліза (на кінчику шпателя) і долийте до нього 1–2 мл розчину хлоридної кислоти.

2. Після закінчення реакції до добутого розчину додайте 0,5–1 мл розчину лугу (натрій або калій гідроксиду) до утворення осаду.

3. До отриманого осаду додавайте невеликими порціями розчин сульфатної кислоти, поки осад не зникне.

4. Запишіть свої спостереження в зошит, укажіть колір осаду.

5. Запишіть рівняння реакцій.

**3. Добування й хімічні властивості солей.**

1. У дві пробірки налийте по 1–2 мл розчинів натрій хлориду та натрій ортофосфату.

2. До кожної пробірки долийте по 1 мл розчину аргентум(I) нітрату. Укажіть колір осадів, що утворилися, і запишіть рівняння реакцій.

3. У дві пробірки налийте по 1–2 мл розчину кальцій хлориду.

4. У першу пробірку долийте 1 мл розчину натрій карбонату, а в другу — 1 мл розчину натрій сульфіту до утворення осадів.

5. До кожної пробірки додавайте розчин хлоридної кислоти, поки осади не зникнуть.

6. Запишіть свої спостереження в зошит та складіть рівняння реакцій.

**4. Формулювання висновків.**

Під час формулювання висновків дайте відповіді на такі запитання:

**1.** Які способи добування оксидів, основ та солей ви використали в практичній роботі?

**2.** Для реакцій обміну поясніть, яким умовам відповідають ці реакції та завдяки чому можливий перебіг реакцій.

**3.** Для реакцій заміщення поясніть можливість перебігу цих реакцій.

## § 40. Генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук

Пригадайте:
- класифікацію основних класів неорганічних сполук (за § 26);
- загальні способи добування оксидів (за § 38) та солей, кислот і основ (за § 39).

У результаті хімічних перетворень речовини одного класу перетворюються на речовини іншого: з простої речовини утворюється оксид, з оксиду — кислота, з кислоти — сіль. Інакше кажучи, вивчені вами класи сполук взаємозв'язані. Ми можемо встановити цілий ряд перетворень одних сполук на інші, тобто **генетичні зв'язки** між ними. Розглянемо його на прикладі металу (кальцію) і неметалу (вуглецю).

Кальцій під час згоряння на повітрі утворює осно́вний оксид CaO, що приєднує воду, перетворюючись на основу — кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$. Послідовність цих реакцій можна подати у вигляді схеми:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$$

Під час горіння вуглецю утворюється кислотний оксид $CO_2$, що реагує з водою з утворенням карбонатної кислоти $H_2CO_3$:

$$C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$$

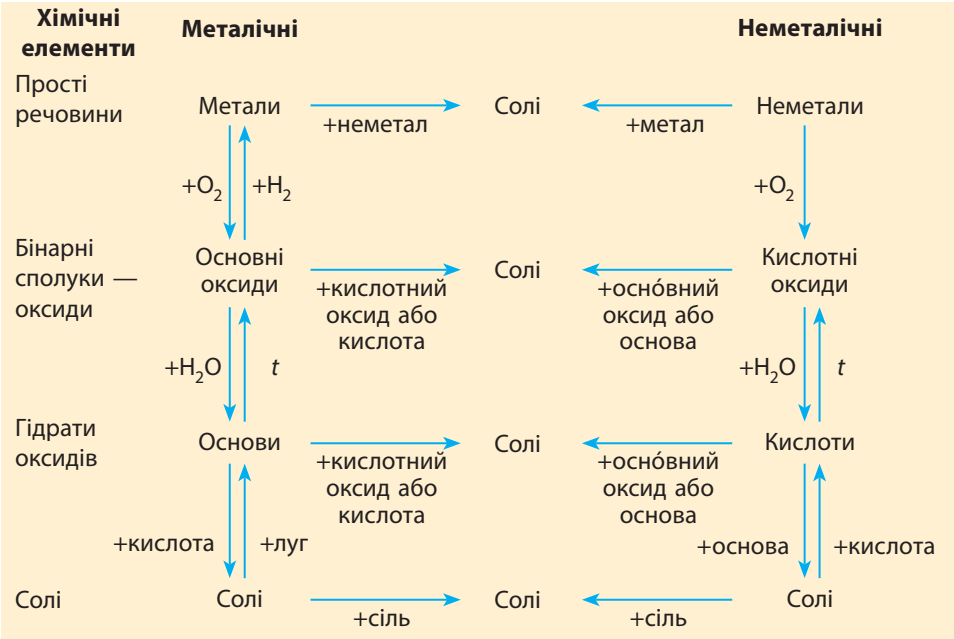
Під час взаємодії кислоти й основи утворюється сіль:

$$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2H_2O$$

Сіль також можна добути у взаємодіях:
- металу з кислотою;
- осно́вного оксиду з кислотою;
- лугу з кислотним оксидом;
- осно́вного оксиду з кислотним.

Усі ці перетворення можна подати у вигляді схеми (схема 5 на с. 220).

**Схема 5. Генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук**




Наведена схема не відтворює всіх можливих реакцій за участю вивчених вами класів неорганічних сполук, але ілюструє й узагальнює принципи хімічної взаємодії різних речовин. Зі схеми видно, що металічні елементи є родоначальниками сполук з осно́вними властивостями (осно́вні оксиди та основи), а неметалічні — сполук із кислотними властивостями (кислоти та кислотні оксиди). Солі найчастіше трапляються на схемі, оскільки вони беруть участь у різних хімічних взаємодіях як реагенти або продукти реакції.

Знання генетичного зв'язку між різними класами неорганічних речовин дозволяє обирати зручні й економічні методи синтезу речовин із доступних реагентів.

Одного разу французький хімік Луї Тенар під час лекції помилково випив замість води розчин меркурій(II) хлориду — найсильнішої отрути. Він спокійно поставив склянку на стіл і холоднокровно оголосив: «Панове, я отруївся, принесіть, будь ласка, сирі яйця». Перелякані студенти швидко кинулися на пошуки і вчасно продукт принесли. Це і врятувало Тенара.

## Висновки

1. Неорганічні речовини поділяють на окремі класи, ґрунтуючись на спільних ознаках: складі та хімічних властивостях.
2. Єдність способів добування речовин одного класу неорганічних сполук та їхні хімічні властивості дозволяють поєднати всі класи сполук у схему, що відтворює їх генетичний зв'язок.

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формули таких речовин: кальцій оксид, калій оксид, фосфор(III) оксид, барій оксид, цинк оксид, сульфідна кислота, карбонатна кислота, магній гідроксид, ферум(II) гідроксид, силікатна кислота, купрум(II) гідроксид, літій гідроксид, калій гідроксид, нікол(II) сульфат, алюміній гідроксид, натрій ортофосфат, хлоридна кислота, ортофосфатна кислота.
2. Із наведених формул речовин випишіть окремо формули та назви оксидів, кислот, основ і солей: $NaOH$, $HCl$, $H_2SO_4$, $Ca(OH)_2$, $HBr$, $Cu(OH)_2$, $H_3PO_4$, $H_2SiO_3$, $H_2S$, $NaOH$, $Fe(OH)_2$, $K_2SO_4$, $CaBr_2$, $CuCO_3$, $CO_2$, $Mg(OH)_2$, $AlPO_4$, $SO_3$, $HI$, $CuSO_4$, $Zn(OH)_2$, $Ba(NO_3)_2$, $FeCl_3$, $Na_2S$, $Al(NO_3)_3$, $Ba_3(PO_4)_2$.
3. Невідомий оксид розчиняється у воді з утворенням розчину, що забарвлює лакмус у червоний колір. Який висновок можна зробити щодо характеру властивостей цього оксиду? Чи буде він взаємодіяти з хлоридною кислотою, натрій гідроксидом, натрій хлоридом, кальцій оксидом? Відповідь обґрунтуйте.
4. Проілюструйте генетичний зв'язок між класами неорганічних речовин на прикладі магнію й сірки. Складіть відповідні рівняння реакцій.
5. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
   а) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2$;
   б) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow SO_2$;
   в) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3$.
6. Наведіть рівняння реакцій, що ілюструють чотири різні способи добування кальцій карбонату.
7. Розташуйте запропоновані речовини за порядком, що характеризує генетичний зв'язок класів речовин, та складіть відповідні рівняння реакцій:
   а) фосфор(V) оксид, калій ортофосфат, фосфор, ортофосфатна кислота;
   б) барій гідроксид, барій оксид, барій карбонат, барій;
   в) купрум(II) оксид, купрум(II) гідроксид, мідь, купрум(II) сульфат.
8. Як добути кальцій хлорид із кальцій нітрату, використовуючи калій карбонат і хлоридну кислоту? Складіть рівняння реакцій.
9. Визначте відсутні ланки ланцюгів перетворень, що характеризують генетичний зв'язок речовин:
   а) $S \rightarrow ? \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow CaSO_3$; б) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow ? \rightarrow Fe(OH)_3$.
   Складіть рівняння реакцій, що характеризують ці перетворення.

**10.** Складіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:
а) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$;
б) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3$;
в) $Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4$;
г) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2$;
д) $NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3$;
е) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$;
є) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2$.

**11.** Визначте відсутні ланки ланцюгів, що характеризують генетичний зв'язок речовин:
а) $Ca \rightarrow ? \rightarrow ? \rightarrow Ca(NO_3)_2$;
б) $SO_3 \xrightarrow{+H_2O} ? \xrightarrow{+Mg} ? \xrightarrow{+NaOH} ?$;
в) $Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} ? \xrightarrow{+HCl} ? \xrightarrow{+KOH} ? \xrightarrow{+H_2SO_4} ?$.

**12.** До розчину блакитного кольору додали розчин лугу, при цьому випав блакитний осад. Осад відфільтрували і прожарили. У результаті одержали чорний порошок, що потім обробили воднем під час нагрівання. Утворився метал червоного кольору. Визначте описані речовини, складіть рівняння реакцій.

**13.** Порівняйте об'єм сульфур(IV) оксиду (за н. у.), який можна добути із сірки масою 480 г та натрій сульфіту масою 630 г.

**14.** Обчисліть масу фосфору, який необхідно ввести в низку перетворень для добування кальцій ортофосфату масою 15,5 г.

**15.** Виконайте навчальний проєкт № 9 «Уплив хімічних сполук на довкілля і здоров'я людини».

## § 41. Розв'язування експериментальних задач

Пригадайте:
- класифікацію неорганічних сполук (за § 26);
- хімічні властивості вивчених сполук (за § 28, 31, 33, 34 та 36);
- загальні способи добування оксидів (за § 38) та солей, кислот і основ (за § 39).

### Експериментальні методи в хімії

Хімія — наука експериментальна. Переважна більшість знань у вигляді теорій та законів були одержані дослідним шляхом, ґрунтувалися на властивостях речовин та кількісних характеристиках, що описують їх взаємодії. Якщо теорія спочатку була висловлена за певними міркуваннями, вона вимагала експериментального доведення. Як кажуть науковці: «Практика — критерій істини».

У сучасних хімічних лабораторіях більшість експериментів проводять із використанням спеціальних інструментів. Для визначення кислотності розчинів замість індикаторів частіше використовують

Мал. 41.1. pH-метр визначає наявність кислот та основ у розчинах

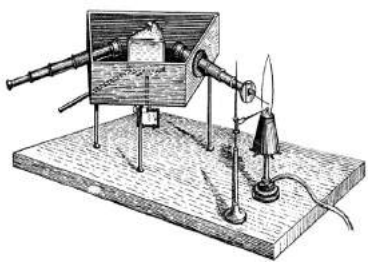
Мал. 41.2. Елементний аналізатор миттєво визначає елементний склад речовини

pH-метр (мал. 41.1). Ще 50 років тому для визначення вмісту атомів того чи іншого хімічного елемента в сполуці використовували різні хімічні реакції, деякі з них відбувалися протягом тривалого часу. Сучасний елементний аналізатор (мал. 41.2) дозволяє визначити вміст будь-якого хімічного елемента в зразку речовини за лічені хвилини.

Уже 200 років хіміки користуються відносними атомними масами елементів. Для визначення атомних мас раніше необхідно було провести численні експерименти з визначення масових співвідношень реагентів. Сьогодні для цього використовують мас-спектрометри (мал. 41.3), що дозволяють визначити маси не лише окремих атомів, але й багатьох молекул і йонів.

Для висновків щодо властивостей речовин часто необхідно знати оптичні характеристики речовин, зокрема світло якого кольору поглинає речовина. Наприкінці XIX століття німецькі науковці Роберт Бунзен та Ґустав Кірхгоф сконструювали найпростіший спектроскоп

Мал. 41.3. Мас-спектрометр — прилад для визначення відносних атомних і молекулярних мас



Мал. 41.4. Перший спектроскоп, сконструйований Р. Бунзеном і Ґ. Кірхгофом

Мал. 41.5. Сучасний спектрофотометр

(мал. 41.4, с. 223), який за оптичними характеристиками речовин дозволив визначити склад Сонця, відкрити нові речовини, зокрема інертні гази. Сучасні науковці також активно користуються таким приладом, але, звісно, суттєво переробленим (мал. 41.5). Він дозволяє розв'язувати набагато складніші задачі, але принцип його дії багато в чому нагадує спектроскоп Бунзена.

Сьогодні дуже поширеним експериментальним методом є метод ядерного магнітного резонансу (ЯМР-спектроскопія). Він дозволяє робити висновки щодо будови молекул і став майже незамінним у сучасній хімії.

Без сучасних приладів сьогодні складно уявити роботу хіміків, без нового обладнання неможливий подальший розвиток і накопичення хімічних знань. Але багато задач можна розв'язувати і без приладів, використовуючи звичайні реактиви й виконуючи досліди у звичайних пробірках.

## Розв'язування експериментальних задач

І в сучасній лабораторії, і у звичайній шкільній хімічній лабораторії часто виникають задачі, які можна розв'язати лише дослідним шляхом. Наприклад, необхідно визначити склад певної речовини, склянку з якою хтось забув підписати. Або необхідно довести, чи справді вміст певної склянки відповідає надпису на ній.

Для розв'язування таких експериментальних задач потрібно знати візуальні ефекти, що супроводжують ті чи інші реакції. Зокрема, зміна забарвлення індикаторів за наявності тих чи інших речовин,

утворення осаду під час взаємодії певних речовин, виділення газів та характер запахів цих газів. Необхідно також пам'ятати, що більшість газоподібних речовин безбарвні, але деякі з них (сірководень або сірчистий газ) мають характерний запах. А наявність інших речовин доводять у хімічний спосіб: кисень підтримує горіння тліючої скіпки, а водень здатний згоряти з характерним звуком.

Для розв'язування будь-якої експериментальної задачі завжди слід дотримуватися певної послідовності дій.

По-перше, необхідно скласти план експерименту, у межах якого визначити, на яке конкретне запитання потрібно відповісти і які досліди необхідно провести для цього.

По-друге, виконати власне експериментальну частину.

По-третє, зробити висновок, чи дозволяють проведені досліди дати відповідь на поставлене питання і які результати дослідів дозволяють зробити висновок про доведення або спростування початкових припущень.

Розглянемо декілька прикладів розв'язування експериментальних задач.

**Задача 1.** Експериментальним методом доведіть склад хлоридної кислоти.

*Розв'язання:*

1. Планування експерименту.

Хлоридна кислота складається з атомів Гідрогену та Хлору. Для доведення її складу необхідно провести досліди щодо наявності Гідрогену та Хлору.

Довести наявність Гідрогену можна кількома способами.

Перший: завдяки наявності атомів Гідрогену кислоти змінюють забарвлення індикаторів. Отже, якщо індикатор змінить своє забарвлення на колір, що відповідає кислотному середовищу, то можна стверджувати про наявність Гідрогену у складі кислоти.

Другий спосіб ґрунтується на можливості витиснути атоми Гідрогену з кислоти активними металами.

Довести наявність саме такого кислотного залишку (Cl) можна додаванням до хлоридної кислоти розчину аргентум(I) нітрату, оскільки при цьому має утворитися білий осад аргентум(I) хлориду.

2. Проведення експерименту.

Наллємо виданий розчин хлоридної кислоти в три пробірки. Почергово додаємо необхідні реактиви та записуємо свої спостереження в зошит (лабораторний журнал). Результати експерименту зручніше оформити у вигляді таблиці (див. таблицю на с. 226).

| Номер пробірки | Проведені дії | Спостереження |
|---|---|---|
| 1 | Додаємо розчин лакмусу | Лакмус змінює забарвлення на червоне |
| 2 | Додаємо гранулу цинку | На поверхні цинку утворюються бульбашки безбарвного газу і виділяються з розчину |
| | Газ, що виділяється, збираємо у пробірку, перевернуту догори дном, і підпалюємо | Газ згоряє з характерним гавкаючим звуком |
| 3 | Додаємо розчин аргентум(I) нітрату | Утворюється білий сирнистий осад |
| | Додаємо декілька крапель нітратної кислоти | З осадом нічого не відбувається |

3. Аналіз експерименту й формулювання висновків.

Червоним лакмус стає в розчинах кислот, а в усіх кислотах наявний Гідроген. Наявність Гідрогену доводить також другий дослід. В указаний спосіб згоряє лише водень, а він міг утворитися під час взаємодії кислоти із цинком. Отже, у хлоридній кислоті містяться атоми Гідрогену. Білий сирнистий осад, нерозчинний у нітратній кислоті, утворюється в разі додавання аргентум(I) нітрату лише до хлоридів. Отже, розчин є розчином хлориду. Проведені експерименти доводять, що в розчиненій речовині містяться Гідроген і Хлор, тобто ця речовина — гідроген хлорид (хлоридна кислота).

**Задача 2.** У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини хлоридної кислоти, натрій хлориду та натрій сульфіту. Використовуючи мінімальну кількість реактивів, визначте вміст кожної пробірки.

*Розв'язання:*

1. Планування експерименту.

Серед трьох речовин одна — кислота, наявність якої можна довести індикатором. Отже, першою дією необхідно випробувати вміст пробірок індикатором. Наявність хлоридів можна визначити, використовуючи аргентум(I) нітрат. Але аргентум(I) сульфіт, що має утворитися за наявності натрій сульфіту, також нерозчинний, тож така проба нам не дозволить розрізнити вміст пробірок. Використовуючи таблицю розчинності, визначаємо, що існує реактив, у разі додавання якого до сульфітів осад утворюється, а до хлоридів — ні. Це барій нітрат. Отже, його можна використати для виявлення пробірки з розчином натрій сульфіту. Наявність сульфітів можна також

довести додаванням сильної кислоти. Оскільки сульфітна кислота слабка, то сильні кислоти витіснятимуть її із солі. До того ж вона нестійка й розкладатиметься з виділенням сірчистого газу, який можна виявити за характерним запахом.

2. Проведення експерименту.

Оскільки з кожною речовиною необхідно провести щонайменше дві реакції, то вміст кожної пробірки розділяємо на дві порції. Результати дослідів оформлюємо у вигляді таблиці.

| Проведені дії | Номер пробірки | | |
|---|---|---|---|
| | 1 | 2 | 3 |
| 1. Додаємо розчин метилового оранжевого | Забарвлення не змінюється | Індикатор змінює забарвлення на червоне | Забарвлення не змінюється |
| 2. Додаємо розчин барій нітрату | Випадає білий осад | Нічого не відбувається | Змін не відбувається |

3. Аналіз експерименту й формулювання висновків.

Індикатор змінює забарвлення за наявності кислот, і це відбувається лише в одній пробірці. Отже, у пробірці 2 — хлоридна кислота. Осад утворюється в разі додавання барій нітрату лише до вмісту першої пробірки, отже, пробірка 1 містить натрій сульфіт. Методом виключення робимо висновок, що в пробірці 3 — натрій хлорид.

## ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

### Розв'язування експериментальної задачі на прикладі реакцій обміну

*Обладнання:* штатив із пробірками.

*Реактиви:* розчини нітратної кислоти, кальцій гідроксиду, кальцій хлориду, натрій сульфіту, натрій сульфату, барій хлориду, барій гідроксиду, барій нітрату, аргентум(I) нітрату, натрій хлориду, метилового оранжевого.

**Правила безпеки:**

- під час виконання дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння негайно змийте речовину великою кількістю води та протріть місце розбавленим розчином: якщо луг — розчином боратної кислоти, якщо кислота — розчином соди.

**Дослід 1.** Ґрунтуючись на схемі генетичного зв'язку між класами неорганічних сполук, запропонуйте по три способи добування кальцій сульфіту і барій сульфату. Добудьте кожну сіль не менш як двома способами, використовуючи видані вам реактиви.

**Дослід 2.** У трьох пронумерованих пробірках містяться розчини нітратної кислоти, барій нітрату та аргентум(I) нітрату. Використовуючи мінімальну кількість реактивів, визначте вміст кожної пробірки.

## Висновки

Для розв'язування експериментальних задач використовують досліди, у яких відбуваються характерні візуальні явища: випадання осаду, виділення газу або зміна забарвлення індикатору. Для розв'язування експериментальної задачі необхідно спланувати експеримент, визначивши, які візуальні ефекти мають супроводжувати ту чи іншу реакцію. Після проведення дослідів необхідно зробити висновок про правильність планування експерименту, доцільність дослідів та, ґрунтуючись на спостереженнях, відповісти на поставлене запитання.

## Контрольні запитання

1. Які інструментальні методи дослідження речовин вам відомі? Для чого їх використовують?
2. Схарактеризуйте етапи розв'язування експериментальних задач.
3. На яких принципах ґрунтується доведення складу тих чи інших речовин?

## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Які реактиви можна використовувати для доведення наявності розчинних у воді: а) хлоридів; б) сульфатів; в) бромідів; г) йодидів; д) ортофосфатів; е) сульфідів; є) карбонатів? Складіть рівняння реакцій.
2. Які реактиви можна використати для доведення наявності розчинних у воді солей: а) Барію; б) Кальцію; в) Алюмінію; г) Мангану(II); д) Аргентуму(I); е) Плюмбуму(II); є) Феруму(III); ж) Феруму(II); з) Купруму(II)? Складіть відповідні рівняння реакцій.
3. Експериментально доведіть склад: а) сульфатної кислоти; б) ферум(II) хлориду; в) барій сульфіду; г) магній сульфату. Складіть рівняння реакцій.
4. У двох пробірках міститься натрій сульфат і натрій сульфіт. До обох пробірок додали розчин барій нітрату. При цьому в обох пробірках утворився білий осад. У який спосіб можна відрізнити ці два осади? Складіть відповідні рівняння реакцій.
5. У двох пробірках містяться магній сульфат та цинк сульфат. До першої пробірки додали розчин калій гідроксиду, утворився білий драглистий осад, що розчинився після подальшого додавання лугу. До другої також додали розчин лугу, але утворений осад після подальшого

додавання лугу не розчинився. Визначте вміст кожної пробірки. Складіть відповідні рівняння реакцій.

**6.** У який спосіб можна розрізнити розчини хлоридів Феруму(III), Магнію й Барію? Складіть відповідні рівняння реакцій.

**7.** У який спосіб можна розрізнити між собою розчини нітратів Калію, Кальцію, Алюмінію й Феруму(II)?

## ПРАКТИЧНА РОБОТА № 3

### Розв'язування експериментальних задач

*Обладнання:* штатив із пробірками, пальник, шпатель, лійка, фільтрувальний папір.

*Реактиви:* лакмус, барій нітрат, калій гідроксид, натрій хлорид, сульфатна кислота, хлоридна кислота, нітратна кислота, натрій сульфат, купрум(II) хлорид, натрій ортофосфат, ферум(III) хлорид.

**Правила безпеки:**

- використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на одяг, шкіру, в очі; у разі потрапляння лугу або кислоти їх слід негайно змити великою кількістю води та протерти місце розбавленим розчином боратної кислоти (у випадку потрапляння лугу) або розчином соди (у випадку кислоти).

Використовуючи надані вам реактиви, продумайте, у який спосіб можна розв'язати задачі, і проведіть відповідні досліди. У зошиті складіть план експерименту, запишіть свої спостереження, відповідні рівняння реакцій та зробіть висновки.

**Задача 1.** У трьох пробірках містяться розчини калій гідроксиду, сульфатної кислоти та натрій хлориду. Використовуючи мінімальну кількість реактивів, визначте вміст кожної пробірки.

**Задача 2.** У трьох пробірках містяться натрій сульфат, натрій хлорид та сульфатна кислота. Визначте за допомогою не більше двох реактивів уміст кожної пробірки.

**Задача 3.** Із купрум(II) хлориду добудьте купрум(II) нітрат.

**Задача 4.** Здійсніть такі хімічні перетворення: ферум(III) хлорид → ферум(III) гідроксид → ферум(III) оксид → ферум(III) нітрат → ферум(III) ортофосфат.

*Перевірте свої знання за темою «Основні класи органічних сполук».*

# Додаток 1

## Поширені солі й гідроксиди та їхні властивості

| Формула | Назва за номенклатурою | Традиційна назва | Густина, г/см$^3$ | Температура плавлення | Зовнішній вигляд | Розчинність, г на 100 г води |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $(PbOH)_2CO_3$ | Плюмбум(II) гідроксид карбонат | Свинцеві білила | 6,14 | Розкладається за 400 °C | Безбарвний аморфний порошок | Нерозчинний |
| $SnS_2$ | Станум(IV) сульфід | Мусивне золото | 2,5 | При нагріванні розкладається | Жовті кристали | $2 \cdot 10^{-4}$ |
| $Ca(OH)_2$ | Кальцій гідроксид | Гашене вапно | 3,2 | Розкладається за 580 °C | Безбарвні гексагональні кристали | 0,15 |
| $Ca(ClO)_2 \cdot H_2O$ | Кальцій гіпохлорит моногідрат | Хлорне вапно | — | Втрачає воду за 74 °C | Безбарвні тетрагональні кристали | Дуже добре розчиняється |
| $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ | Ферум(II) сульфат гептагідрат | Залізний купорос | 1,9 | 64 °C | Зеленуваті голчасті кристали | 33 |
| $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ | Купрум(II) сульфат пентагідрат | Мідний купорос | 2,3 | 200 °C | Сині триклинні кристали | 35,6 |
| $NH_4Cl$ | Амоній хлорид | Нашатир | 1,53 | Сублімує за 338 °C | Безбарвні кубічні кристали | 29,4 |
| $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$ | Плюмбум(II) ацетат тригідрат | Свинцевий цукор | 2,55 | 75 °C | Білі прозорі кристали | 55 |
| $NH_4NO_3$ | Амоній нітрат | Амонійна селітра | 1,7 | 170 °C | Безбарвні ромбічні кристали | 122 |
| $Ca(NO_3)_2$ | Кальцій нітрат | Вапняна селітра, кальцієва селітра | 3,51 | 561 °C | Безбарвні кубічні кристали | 126 |

*Закінчення таблиці*

| Формула | Назва за номенклатурою | Традиційна назва | Густина, г/см$^3$ | Температура плавлення | Зовнішній вигляд | Розчинність, г на 100 г води |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $KNO_3$ | Калій нітрат | Індійська, або калійна, селітра | 4,09 | 335 °C | Білі тригональні кристали | 31,6 |
| $NaNO_3$ | Натрій нітрат | Натронна, або чилійська, селітра | 2,2 | 271 °C | Безбарвні ромбічні кристали | 82,9 |
| $AgN_3$ | Аргентум(I) азід | Гримуче срібло | – | Вибухає за 297 °C | Білі ромбічні кристали | Не розчиняється |
| $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ | Натрій карбонат декагідрат | Сода кристалічна | 2,45 | 32,5 °C | Безбарвні кристали | 6,95 |
| $NaOH$ | Натрій гідроксид | Сода каустична, їдкий натр | 2,13 | 320 °C | Біла розпливчаста речовина | 107 |
| $Na_2CO_3$ | Натрій карбонат | Сода кальцинована | 1,5 | 852 °C | Білі кристали | 21,8 |
| $NaHCO_3$ | Натрій гідрогенкарбонат | Сода харчова (питна) | 2,15 | Розкладається 160 °C | Білі кристали | 9,6 |
| $KClO_3$ | Калій хлорат | Бертолетова сіль | 2,32 | 3,56 °C | Безбарвні кристали | 7,3 |
| $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ | Натрій сульфат декагідрат | Глауберова сіль | 2,5 | Втрачає воду 32,4 °C | Безбарвні кристали | 19,2 |
| $CaF_2$ | Кальцій флуорид | Плавиковий шпат | 2,25 | 1360 °C | Безбарвні кубічні кристали | 0,0016 |
| $BaSO_4$ | Барій сульфат | Важкий шпат | 4,5 | 1350 °C | Безбарвні ромбічні кристали | $2,2 \cdot 10^{-4}$ |
| $FeCO_3$ | Ферум(II) карбонат | Залізний шпат | 3,8 | При нагріванні розкладається | Сірі тригональні кристали | 5,8 · 10–5 |
| $CaCO_3$ | Кальцій карбонат | Вапняк, або вапняний шпат, крейда, мармур | 4,05 | Розкладається за 1100 °C | Безбарвні кристали | Нерозчинний |

## Додаток 2

# Видатні хіміки та їхній внесок у розвиток науки

### **Бор Нільс Ґенрик Давид** (1885–1962)

Данський фізик, лауреат Нобелівської премії 1922 року. Зробив величезний внесок у розвиток сучасної фізики, зокрема в теорію будови атома й атомного ядра, ядерних реакцій і теорію металів. Народився в Копенгагені в родині професора фізіології. Працював у Кембриджі з Джозефом Томпсоном, а пізніше в Манчестері з Ернестом Резерфордом. 1913 року запропонував принципово нову модель будови атома, удосконаливши планетарну теорію Резерфорда. Заснував Інститут теоретичної фізики в Копенгагені. Під час Другої світової війни переїхав до США, де працював над створенням атомної зброї, хоча пізніше активно виступав за мирне використання енергії атома. Альберт Айнштайн писав про нього: «Він є одним із найвидатніших наукових умів нашого століття».

### **Де Бройль Луї Віктор П'єр Раймон** (1892–1987)

Французький фізик, лауреат Нобелівської премії 1929 року. Народився в місті Дьєп у вельможній герцогській родині. Протягом багатьох століть члени цієї родини служили у військовій або дипломатичній галузі, але Луї порушив цю традицію, ставши науковцем. Спочатку він вивчав історію, але під упливом старшого брата зацікавився фізикою і згодом здобув науковий ступінь у Паризькому університеті. Вивчав поведінку електронів, атомів та рентгенівських променів. Найзначнішою заслугою де Бройля є те, що він першим застосував ідею Айнштайна про подвійну природу світла щодо речовин: рух частинки відповідає поширенню нескінченної хвилі. За відкриття хвильової природи електрона був відзначений Нобелівською премією. На церемонії нагородження про нього сказали: «Де Бройль відкрив зовсім інший аспект природи матерії, про який раніше ніхто не здогадувався. Блискуче відкриття де Бройля виявило, що не існує окремих світів — хвиль і частинок. Існує лише один-єдиний спільний світ».

### **Гайзенберґ Вернер Карл (1901–1976)**

Німецький фізик, лауреат Нобелівської премії 1932 року, зробив значний внесок у вивчення теорії магнетизму, надпровідності, квантової електродинаміки й теорії будови атома. Народився у Вюрцбурзі в родині професора давньогрецької мови. У 19 років вступив до Мюнхенського університету, у 22 роки захистив докторську дисертацію, після чого працював із Нільсом Бором. Найбільше Гайзенберґа цікавили невирішені про-

блеми будови атома, що були запропоновані Бором. У 26 років став професором теоретичної фізики Лейпцизького університету й опублікував фундаментальну роботу, де вперше сформулював свій принцип невизначеності — один з основних принципів теорії будови атома. 1941 року став директором Фізичного інституту в Берліні, де працював над атомним проєктом. Гайзенберґ був видатним науковцем, який зробив величезний внесок у розвиток світової науки.

## **Ґлаубер Йоган Рудольф** (1604–1670)

Німецький алхімік і лікар. Народився в родині цирульника в Карлштадті. Він рано став сиротою й підробляв чорноробом у різних аптеках, торгував вином і виготовляв дзеркала. Накопичивши певний капітал, він сам став аптекарем і виготовляв ліки. Ґлаубер уперше добув багато речовин: фенол, бензен, чисту нітратну, оцтову та хлоридну кислоти, натрій сульфат і низку інших солей. Одним із перших почав виготовляти хімічний посуд зі скла й заснував його промислове виробництво. Розробив спосіб виготовлення кольорового скла. Першим почав застосовувати відкриту ним сіль складу $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ як проносний засіб, на чому й заробив свій капітал. До сьогодні її називають ґлауберовою сіллю.

## **Гоффман Роалд** (нар. 1937)

Видатний американський хімік, лауреат Нобелівської премії з хімії 1981 року. Народився в м. Золочів Львівської області в родині інженера — випускника Львівської політехніки. Із початком німецької окупації опинився в «трудовому таборі», але згодом родині вдалося перебратися до Польщі, а потім до США. Освіту здобув у Колумбійському університеті, а аспірантуру закінчив у Гарварді. Зробив значний внесок насамперед у галузь хімічної кінетики, пов'язав електронну будову атомів і молекул із можливістю перебігу хімічних реакцій. Його ім'ям названо правило Вудворда–Гоффмана. До сьогодні підтримує зв'язки з Україною. «Україна — обітована земля мого серця»,— написав він у листі до рідного міста Золочева.

## **Писаржевський Лев Володимирович** (1874–1938)

Видатний український фізико-хімік, академік АН УРСР. Засновник та перший директор Інституту фізичної хімії НАН України в Дніпропетровську. Народився в Кишиневі, а згодом його родина переїхала до Одеси, де він закінчив Рішельєвську гімназію, а потім Одеський університет. Він готувався стати лікарем, але після прочитання праці Менделєєва «Основи хімії» вирішив присвятити себе цій науці. Після закінчення університету навчався в Лейпцизі у Вільгельма Оствальда, де захистив дисертацію. Працював у Тарту, Київському політехнікумі,

Катеринославському (Дніпропетровському) гірничому інституті. У часи громадянської війни сконструював простий протигаз, який зберіг здоров'я багатьох солдатів, займався медичним обслуговуванням армії. Працював у напрямках теорії каталізу, хімії ізотопів тощо. У підручнику «Вступ до хімії» уперше виклав хімічні властивості речовин із погляду електронної будови атомів та молекул.

### **Склодовська-Кюрі Марія** (1867–1934)

Видатна польська й французька хімікиня, перша двічі лауреатка Нобелівської премії — з фізики (1903) і хімії (1911), перша жінка, яка здобула ступінь доктора наук та Нобелівську премію, людина-легенда, яка й до сьогодні є взірцем геніальної та мужньої дослідниці в історії світової науки й водночас люблячої матері. Народилась у Варшаві в родині вчителів, була молодшою серед п'яти дітей. Д. І. Менделєєв, який був другом її батька, побачивши юну Марію в лабораторії, пророкував їй велике майбутнє, якщо вона займеться хімією. Оскільки в ті часи в Польщі жінки не мали права навчатися в університеті, вона емігрувала до Франції і вступила до Сорбонни в Парижі. За перший рік навчання здобула ступінь магістра з фізики, а через рік — із математики. Разом із чоловіком (П'єром Кюрі) вивчала явище радіоактивності. Досліджуючи уранову руду, відкрила два нові хімічні елементи — Полоній і Радій. Свої дослідження Марія і П'єр проводили в примітивних та шкідливих для здоров'я умовах: у старому сараї (колишньому морзі) і в лабораторії звичайної муніципальної школи. Для отримання 0,1 г радію їм довелося вручну переробити декілька тонн урановмісних мінералів. Після смерті чоловіка Склодовська-Кюрі працювала замість нього і стала першою жінкою-викладачкою Сорбонни. Її вважають засновницею нового напрямку науки — радіології, у її родині чотири лауреати Нобелівської премії: вона, її чоловік П'єр, їхня донька Ірен Жоліо-Кюрі та зять Жан Фредерік Жоліо. На честь Марії Склодовської-Кюрі ООН оголосила 2011 рік роком хімії.

### **Яблонський Олександр** (1898–1980)

Видатний український та польський фізик, член Польської академії наук. Народився в селі Воскресенівка Харківської губернії. Навчався в Харківському, Варшавському та Берлінському університетах. Був пристрасним музикою і в час навчання був першою скрипкою у Варшавській опері. Тривалий час займав посаду професора в університеті Торуня. Яблонський — піонер у молекулярній фотофізиці. Відомі його дослідження в галузі фотолюмінесценції і спектральної теорії молекул. Дослідив багато органічних барвників, що використовують як флуоресцентні кислотно-осно́вні індикатори. Запропонував схему для пояснення процесів взаємодії молекул зі світлом, яку сьогодні називають «діаграмою Яблонського».

# Алфавітний покажчик


**А**
Амфотерні речовини 203
Аніон 72
Атом 27
Атомна одиниця маси 12

**В**
Валентність 7
Відносна атомна маса 12
Відносна густина газів 131
Відносна молекулярна маса 13

**Г**
Галогени 22
Генетичні зв'язки 219

**Ґ**
Ґратки
— атомні 108
— йонні 106
— кристалічні 104
— молекулярні 107

**З**
Закон Авоґадро 125
Закон збереження маси речовин 8
Зв'язок
— йонний 100
— ковалентний 89
— неполярний 97
— полярний 98

**Е**
Електрон 27
Електронегативність 95
Електронна оболонка 39
Електронна формула 90
Електронний аналог 67
Енергетичний підрівень 42
Енергетичний рівень 41

**І**
Ізотоп 35
Індекс 5
Індикатори 164
Інертні елементи 23

**Й**
Йон 72

**К**
Каталізатор 10
Катіон 72
Кислоти 138, 172
Кислотно-осно́вні взаємодії 151
Кількість речовини 115
Коефіцієнт 8

**Л**
Луги 160
Лужні елементи 21

**М**
Масова частка елемента
в речовині 13
Моль 115
Молярна маса 121
Молярний об'єм 126

**Н**
Нейтрон 28
Нормальні умови 126
Нуклід 31
Нуклон 28

**О**
Оксиди 136, 145
Орбіталь 39
Основи 140, 160

**П**
Період елементів у Періодичній системі 58
Періодична система хімічних елементів 60
Періодичний закон 56, 58
Протон 28

**Р**
Радіус атома 70
Реакція
— заміщення 184
— нейтралізації 166
— обміну 166

— розкладу 10
— сполучення 11
Рівняння хімічної реакції 8
Родини хімічних елементів 15
Ряд активності металів 182

**С**

Солі 192
Стала Авоґадро 117

**Ф**

Формули
— структурні 85
— електронні (електронно-крапкові, формули Льюїса) 90

**Х**

Хімічний
— зв'язок 86
— елемент 29

**Ч**

Число
— Авоґадро 116
— масове (нуклонне) 32
— нейтронне 32
— протонне 32

**Я**

Ядро атома 28

## Відповіді на розрахункові задачі

### Повторення найважливіших питань курсу хімії 7 класу

§ 1 **8.** 18 г.
§ 2 **2.** 19 г.
§ 3 **1.** $Cl_2$ — 71, $H_2SO_4$ — 98, $C_{12}H_{22}O_{11}$ — 342, $H_2O_2$ — 34, $CaSO_4$ — 136, $CaCO_3$ — 100, $(CuOH)_2CO_3$ — 222. **2.** а) 30,4% та 69,6%; б) 74,5% та 25,5%; в) 43,4%, 11,3% та 45,3%; г) 2,0%, 32,7% та 65,3%; д) 68,4%, 10,3% та 21,3%.

### Тема 1. Будова атома. Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів

§ 5 **5.** $Li_2O$.
§ 12 **12.** Силіцій. **13.** Селен.
§ 16 **7.** а) Калій; б) Алюміній.

### Тема 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

§ 22 **1.** $3 \cdot 10^{23}$. **2.** $9 \cdot 10^{23}$. **3.** 0,15 моль. **4.** а) 1 моль; б) 4 моль. **5.** а) 0,17 моль; б) $3{,}33 \cdot 10^{-6}$ моль; в) 1 моль; г) 0,06 моль.
§ 23 **2.** а) 4 г; б) 96 г; в) 90 г. **3.** а) 1,3 г; б) 96 г; в) 0,98 г. **4.** $H_2S$ — 34 г/ моль, $NH_3$ — 17 г/моль, $F_2$ — 38 г/моль, $CaCO_3$ — 100 г/ моль, $SO_2$ — 64 г/моль, NaOH — 40 г/моль, $K_2SO_4$ — 174 г/ моль, $Fe(NO_3)_3$ — 242 г/моль, $NaAl(OH)_4$ — 118 г/моль, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — 250 г/моль. **5.** а) 0,125 моль; б) 0,75 моль; в) 5 моль; г) 119 моль. **6.** 90 г води, 1,71 кг цукру, 985 г золота. **7.** а) 63,5 г/моль (мідь); б) 24 г/моль (магній); в) 32 г/моль (сірка або кисень). **8.** а) кисень; б) хлор; в) негашене вапно. **9.** $6{,}69 \cdot 10^{24}$. **10.** а) 6 моль, $3{,}6 \cdot 10^{24}$;

б) 0,5 моль, $3 \cdot 10^{23}$. **11.** У кисні. **12.** а) 1,94 моль; б) 1,94 моль; в) 1,94 моль; г) 5,82 моль. **13.** 16 г/моль, $CH_4$.

§ 24 **1.** а) 44,8 л; б) 11,2 л; в) 5,6 л. **2.** $1,5 \cdot 10^{23}$. **3.** а) 112 л; б) 44,8 л; в) 94,08 л. **4.** 300 л. **5.** Молекул більше в хлорі у 2 рази, атомів більше в метані в 1,25 раза. **6.** а) $2,68 \cdot 10^{25}$; б) $1,875 \cdot 10^{25}$. **7.** У 100 г. **8.** а) 112 л; б) 224 л. **9.** В амоніаку. **10.** В амоніаку в 1,65 раза. **11.** 17 г. **12.** $4,67 \cdot 10^{-23}$ г. **13.** Маси різні, об'єми однакові.

§ 25 **2.** а) у 16 разів; б) у 1,14 раза. **3.** У гелію. **4.** а) 2 та 10; б) 0,14 та 0,69. **5.** $H_2$ — 0,5, $CH_4$ — 4, $N_2$ — 7, $O_2$ — 8, $SO_2$ — 16. **6.** а) 2,45; б) 0,53; в) 0,62; г) 1,52; д) 8,5; е) 1,33; є) 1,14; ж) 0,225. **7.** 34 г/моль, $H_2S$. **8.** 14. **9.** 2,14 г, озон. **11.** 32. **12.** Озон; сірчистий газ.

## Тема 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 27 **7.** $1,5 \cdot 10^{23}$.

§ 28 **12.** CO та NO.

§ 29 **2.** 4 : 7. **3.** 4 : 1. **4.** 1 моль оксиду та 1,25 моль кисню. **5.** а) 0,5 моль; б) 0,14 моль. **6.** 403,2 л кисню, 268,8 л азоту, 806,4 л води. **7.** 50 г. **8.** 4 г. **9.** 17 г. **10.** Метану в 1,33 раза. **11.** 1,29 кг. **12.** 4,48 л.

§ 30 **5.** а) 0,25 моль; б) 0,3 моль; в) 0,15 моль. **6.** В алюміній гідроксиді. **7.** У натрій гідроксиді.

§ 31 **10.** 148,4 г. **11.** 12 г. **12.** 54,6 г. **13.** 117 г. **14.** 4,5 г. **15.** 180,3 г. **16.** 22,4 л, 74 г. **17.** 17,4 г. **18.** 23,85 г.

§ 32 **4.** а) у кислоті, б) у вуглекислому газі. **5.** 0,1 моль.

§ 33 **6.** 294 г та 252 г. **8.** а) 0,75 моль; б) 0,6 моль. **9.** Сульфідна. **10.** 4,48 л. **11.** 0,78 г.

§ 34 **9.** 3,25 г. **10.** 3,57 г. **11.** 33,6 л. **12.** 0,5 моль, 60 г, 11,2 л. **13.** 0,2 моль. **14.** 12,32 л. **15.** 1,08 г, збільшиться на 0,755 г.

§ 35 **3.** а) 137,2 г; б) 54,6 г; в) 120 г; г) 192,5 г. **4.** 0,03 моль. **5.** 90 г. **6.** 4 %.

§ 36 **12.** 46,6 г. **13.** 33,6 л.

§ 37 **8.** 8,55 г. **9.** 26,85 г.

§ 38 **10.** 67,2 л. **11.** 3,1 г. **12.** 56 л.

§ 39 **13.** 8,36 %. **14.** 2,24 л. **15.** 820 г. **16.** 5,325 г.

§ 40 **13.** 336 л та 112 л. **14.** 3,1 г.

## Зміст


**Повторення найважливіших питань курсу хімії 7 класу**

§ 1. Найважливіші хімічні поняття ..... 5
§ 2. Кисень та вода. Реакції розкладу, сполучення ..... 10
§ 3. Обчислення за формулами хімічних речовин ..... 12

**ТЕМА 1. Будова атома. Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів**

§ 4. Перші спроби класифікації хімічних елементів ..... 15
§ 5. Лужні елементи, галогени та інертні елементи ..... 21
§ 6. Склад атомів: ядро та електрони ..... 25
§ 7. Хімічний елемент: нукліди ..... 31
§ 8. Рух електронів у атомі. Електронні орбіталі ..... 38
§ 9. Структура електронної оболонки атома ..... 41
§ 10. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів ..... 45
§ 11. Періодичний закон Д. І. Менделєєва ..... 54
§ 12. Періодична система хімічних елементів ..... 60
§ 13. Періодична система і будова електронних оболонок атомів ..... 65
§ 14. Будова електронних оболонок і властивості хімічних елементів ..... 70
§ 15. Характеристика хімічних елементів за їхнім місцем у Періодичній системі й будовою атома ..... 77
§ 16. Значення Періодичного закону ..... 79

**ТЕМА 2. Хімічний зв'язок і будова речовини ..... 85**

§ 17. Природа хімічного зв'язку ..... 85
§ 18. Ковалентний зв'язок ..... 89
§ 19. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок ..... 95
§ 20. Йонний зв'язок ..... 100
§ 21. Будова твердих речовин та їхні властивості ..... 104
Лабораторний дослід № 1 ..... 110
Практична робота № 1 ..... 112

**ТЕМА 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами**

§ 22. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Число Авоґадро ..... 114
§ 23. Молярна маса ..... 120

§ 24. Молярний об'єм ..... 125
§ 25. Відносна густина газів ..... 131

## ТЕМА 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 26. Класи неорганічних сполук ..... 135
§ 27. Оксиди: фізичні властивості, поширеність та застосування ..... 145
§ 28. Хімічні властивості оксидів ..... 149
§ 29. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій ..... 155
§ 30. Основи: фізичні властивості, поширеність та застосування ..... 160
§ 31. Хімічні властивості лугів і нерозчинних гідроксидів ..... 164
Лабораторний дослід № 2 ..... 169
§ 32. Кислоти: фізичні властивості, поширеність та застосування ..... 172
§ 33. Хімічні властивості кислот ..... 176
Домашній експеримент ..... 179
§ 34. Ряд активності металів. Реакції заміщення ..... 182
Лабораторний дослід № 3 ..... 189
Лабораторний дослід № 4 ..... 190
§ 35. Солі: фізичні властивості, поширеність та застосування ..... 192
§ 36. Хімічні властивості солей ..... 197
Лабораторний дослід № 5 ..... 200
Лабораторний дослід № 6 ..... 201
§ 37. Амфотерні оксиди й гідроксиди ..... 203
§ 38. Способи добування оксидів ..... 207
§ 39. Загальні способи добування кислот, основ та солей ..... 212
Практична робота № 2 ..... 217
§ 40. Генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук ..... 219
§ 41. Розв'язування експериментальних задач ..... 222
Лабораторний дослід № 7 ..... 227
Практична робота № 3 ..... 229

## Додатки

Додаток 1. Поширені солі й гідроксиди та їхні властивості ..... 230
Додаток 2. Видатні хіміки та їхній внесок у розвиток науки ..... 232

Алфавітний покажчик ..... 235
Відповіді на розрахункові задачі ..... 236

Відомості про користування підручником

| № з/п | Прізвище та ім'я учня/учениці | Навчальний рік | Стан підручника | |
|---|---|---|---|---|
| | | | на початку року | у кінці року |
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

*Навчальне видання*

ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович

**«ХІМІЯ»**

**Підручник для 8 класу закладів загальної середньої освіти**
2-ге видання, перероблене

*Рекомендовано*
*Міністерством освіти і науки України*

**Видано за рахунок державних коштів.**
**Продаж заборонено**

Підручник відповідає Державним санітарним нормам і правилам
«Гігієнічні вимоги до друкованої продукції для дітей»

Редактор *Т. М. Мишиньова*. Художнє оформлення *В. І. Труфена*.
Технічний редактор *А. В. Пліско*. Комп'ютерна верстка *А. О. Цибаня*.
Коректор *Н. О. Красна*

Підписано до друку 15.06.2021. Формат 70×90/16.
Папір офсетний. Гарнітура Шкільна. Друк офсетний.
Ум. друк. арк. 17,55. Обл.-вид. арк. 18,5. Наклад 178 704 пр. Зам. № 3606-2021.

ТОВ Видавництво «Ранок»,
вул. Кібальчича, 27, к. 135, Харків, 61165.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5215 від 22.09.2016.
Адреса редакції: вул. Космічна 21-а, Харків, 61165.
E-mail: office@ranok.com.ua. Тел. (057) 719-48-65, тел./факс (057) 719-58-67

Підручник надруковано на папері українського виробництва

Надруковано у друкарні ТОВ «ТРІАДА-ПАК»,
пров. Сімферопольський, 6, Харків, 61052.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5340 від 15.05.2017.
Тел. +38 (057) 712-20-00. E-mail: sale@triada.kharkov.ua

## Таблиця розчинності кислот, солей, основ та амфотерних гідроксидів у воді (за 25 °C)

| Аніони | Назва аніона | Катіони | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | $H^+$ | $Li^+$ | $Na^+$ | $K^+$ | $NH_4^+$ | $Mg^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $Sr^{2+}$ | $Ba^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $Cr^{3+}$ | $Mn^{2+}$ | $Fe^{2+}$ | $Fe^{3+}$ | $Co^{2+}$ | $Ni^{2+}$ | $Cu^{2+}$ | $Zn^{2+}$ | $Cd^{2+}$ | $Ag^+$ | $Pb^{2+}$ | $Sn^{2+}$ | $Hg^{2+}$ | $Au^{3+}$ |
| $OH^-$ | гідроксид | | Р | Р | Р | Р• | Н | М | М | Р | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | • | Н | Н | • | • |
| $F^-$ | флуорид | Р | М | Р | Р | Р | Н | Н | М | М | М | Р | М | М | $М^Г$ | Р | Р | М | Н | Р | Р | М | Р | Г | Г |
| $Cl^-$ | хлорид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | $Р^Г$ | Р | $Р^Г$ |
| $Br^-$ | бромід | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Н | М | $Р^Г$ | М | $Н^Г$ |
| $I^-$ | йодид | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Р | — | Р | Р | — | Р | Р | Н | М | $М^Г$ | Н | Н |
| $CO_3^{2-}$ | карбонат | М• | М | Р | Р | $Р^Г$ | $М^Г$ | Н | Н | Н | — | — | Н | Н | — | $Н^Г$ | $Н^Г$ | $Н^Г$ | $Н^Г$ | Н | Н | Н | Г | — | — |
| $SiO_3^{2-}$ | силікат | Н | М | Р | Р | — | Н | Н | Н | Н | $Н^Г$ | $Н^Г$ | Н | Н | $Н^Г$ | Н | Н | Н | Н | М | Н | Н | Г | — | — |
| $NO_2^-$ | нітрит | Р• | Р | Р | Р | Р• | Р | Р | Р | Р | Г | Г | Р | Р | Г | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Г | — | — |
| $NO_3^-$ | нітрат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р• | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Г |
| $CH_3COO^-$ | ацетат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | $Р^Г$ | $Р^Г$ | Р | Р | $Н^Г$ | Р | Р | Р | Р | Р | М | Р | Г | Р | — |
| $PO_3^-$ | метафосфат | Р | Р | Р | Р | Р | Г | М | Н | Н | Н | Н | — | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | — | Г | Г | — |
| $PO_4^{3-}$ | ортофосфат | Р | М | Р | Р | Г | М | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | — |
| $S^{2-}$ | сульфід | М | Р | Р | Р | — | $М^Г$ | $М^Г$ | М | Р | Г | Г | Н | Н | $Н^Г$ | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н | Н |
| $SO_3^{2-}$ | сульфіт | Р• | Р | Р | Р | Р | М | Н | Н | М | — | — | — | М | — | Н | Н | Н | М | М | М | Н | — | — | — |
| $SO_4^{2-}$ | сульфат | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | М | Н | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | М | Н | $Р^Г$ | $Н^Г$ | $Р^Г$ |

Р — розчинна речовина (розчинність понад 1 г на 100 г води)

М — малорозчинна речовина (розчинність від 0,01 г до 1 г на 100 г води)

Н — практично нерозчинна речовина (розчинність становить менше 0,01 г на 100 г води)

Г — речовина існує, але взаємодіє з водою, її неможливо виділити із розчину (її розчинність визначити неможливо)

• — речовина нестійка і розкладається при утворенні

— — речовина не існує або немає достовірних відомостей про її існування

## Ряд активності металів (електрохімічний ряд, ряд напруг, ряд Бекетова)

| **Метал** | **Li** | **K** | **Cs** | **Ba** | **Sr** | **Ca** | **Na** | **Mg** | **Be** | **Al** | **Ti** | **Mn** | **Zn** | **Cr** | **Fe** | **Cd** | **Co** | **Ni** | **Sn** | **Pb** | **$H_2$** | **Bi** | **Cu** | **Ag** | **Hg** | **Pt** | **Au** |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| **Катіон** | $Li^+$ | $K^+$ | $Cs^+$ | $Ba^{2+}$ | $Sr^{2+}$ | $Ca^{2+}$ | $Na^+$ | $Mg^{2+}$ | $Be^{2+}$ | $Al^{3+}$ | $Ti^{3+}$ | $Mn^{2+}$ | $Zn^{2+}$ | $Cr^{3+}$ | $Fe^{2+}$ | $Cd^{2+}$ | $Co^{2+}$ | $Ni^{2+}$ | $Sn^{2+}$ | $Pb^{2+}$ | $H^+$ | $Bi^{3+}$ | $Cu^{2+}$ | $Ag^+$ | $Hg^{2+}$ | $Pt^{2+}$ | $Au^{3+}$ |

## ОСОБЛИВОСТІ ПІДРУЧНИКА:

- подання нового матеріалу, що ґрунтується на встановленні закономірностей
- дворівневість подання теоретичного матеріалу
- авторська система завдань для закріплення знань, відповіді до них
- алгоритми виконання всіх лабораторних дослідів і практичних робіт
- науковість і доступність

## ІНТЕРНЕТ-ПІДТРИМКА

Підручник має електронний додаток, який містить:

- відеоролики з демонстраційними й лабораторними дослідами
- онлайн-завдання для підготовки до контролю знань

ВИДАВНИЦТВО
РАНОК

ISBN 978-617-09-6979-8

Інтернет-підтримка