

ВИДАВНИЦТВО  
**РАНОК**

О. В. Григорович



Інтернет-  
підтримка

# ХІМІЯ

# 8

КЛАС



О. В. Григорович

**Х**

**ІМІЯ**

**8**

**КЛАС**

Підручник для 8 класу  
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством  
освіти і науки України

Харків  
Видавництво «Ранок»  
2016

УДК [591:37.016](075)

ББК 28.6я721

З-15

**Рекомендовано Министерством образования и науки Украины**

(приказ Министерства образования и науки Украины от 10.05.2016 г. № 491)

Издано за счет государственных средств. Продажа запрещена

Эксперты, осуществившие экспертизу данного учебника при проведении конкурсного отбора проектов учебников для учащихся 8 класса общеобразовательных учебных заведений и давшие заключение о целесообразности присвоения учебнику грифа «Рекомендовано Министерством образования и науки Украины»:

*Степанов С. А.*, учитель Богуславской общеобразовательной школы I–III ст. № 2 Богуславского районного совета Киевской области, учитель-методист;

*Кедич И. Ф.*, методист Подгаецкого районного методического кабинета Тернопольской области;

*Онишко В. В.*, профессор кафедры ботаники, экологии и методики обучения биологии Полтавского национального университета имени В. Г. Короленко, доктор педагогических наук

Рецензенты:

*Зайцева О. А.*, методист КВУУ «Харьковская академия непрерывного образования», учитель высшей квалификационной категории, учитель-методист;

*Билык Е. Н.*, учитель биологии Харьковской общеобразовательной школы I–III степеней № 35, учитель высшей квалификационной категории, учитель-методист

*Трегуб В. Ю.*, учитель биологии общеобразовательной школы № 5 г. Конотоп Сумской области, учитель высшей квалификационной категории, старший учитель

Переведено по изданию: Задорожний К. М. Біологія : підруч. для 8 класу загальноосвіт. навч. закл. / К. М. Задорожний. — Х. : Вид-во «Ранок», 2016. — 240 с. : ил.

Перевод с украинского И. Г. Шаховой

**Задорожний К. Н.**

З-15 Биология : учебник для 8 класса общеобразоват. учебн. заведений с обучением на русском языке : [пер. с укр.] / К. Н. Задорожний. — Харьков : Издательство «Ранок», 2016. — 240 с. : ил.

ISBN 978-617-09-2948-8

УДК [591:37.016](075)

ББК 28.6я721

Навчальне видання

*ЗАДОРЖНИЙ Костянтин Миколайович*

«БІОЛОГІЯ» підручник для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів з навчанням російською мовою (російською мовою)

Редактор А. І. Кривко. Технічний редактор В. В. Труфен

Підписано до друку 11.07.2016 Формат 70×90/16. Папір офсетний. Гарнітура Шкільна.

Ум. друк. арк. 17,5. Обл.-вид. арк. 22,75. Наклад 6722 прим. Зам. 32106-16.

ТОВ Видавництво «Ранок». Свідоцтво ДК № 3322 від 26.11.2008.

61071 Харків, вул. Кібальчича, 27, к. 135. Адреса редакції: 61145 Харків, вул. Космічна 21-а, 7 поверх.

E-mail: office@ranok.com.ua. Тел. (057) 719-48-65, тел./факс (057) 719-58-67.

Надруковано у друкарні ТОВ «Триада Принт» м. Харків, вул. Киргизька, 19. Тел. +38(057) 703-12-21, e-mail: sale@triada.kharkov.ua

**Интернет-підтримка**

Для користування електронним додатком до підручника увійдіть на сайт <http://interactive.ranok.com.ua/>



**Служба технічної підтримки:**

тел. (057) 719-48-65, (098) 037-54-68  
(понеділок–п'ятниця з 10.00 до 18.00)  
E-mail: interactive@ranok.com.ua

ISBN 978-617-09-2948-8 (рус.)

ISBN 978-617-09-2885-6 (укр.)

© К. Н. Задорожний, 2016

© ООО Издательство «Ранок», 2016



Науковий світогляд, наповнений знаннями природи та математики, є найбільшою силою не тільки 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 восьмому класі на вас чекають нові хімічні таємниці. Ви переконаєтесь у тому, що хімічні елементи та їхні 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?». Не соромно не знати, а соромно не бажати знати. 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 і 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: захоплючі факти з історії хімії, відомості про видатних учених 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.

У кінці підручника є додатки з корисною інформацією, словник термінів, алфавітний покажчик та відповіді до розрахункових задач.

Обсяг знань з хімії дуже великий, і в невеликому підручнику всього розповісти неможливо. Цікавтеся іншими джерелами хімічних знань: енциклопедіями, журналами, Інтернетом. Щиро сподіваємося, 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*

## Електронний додаток до підручника

На сторінках підручника ви знайдете посилання на сайт, де розміщено відеоролики з хімічними дослідами та тестові завдання для контролю знань за вивченими темами. Тестування відбувається в онлайн-режимі. Відразу після виконання завдань ви отримаєте результат, який надасть вам можливість оцінити свій рівень засвоєння знань.

Для роботи з електронним додатком виконайте такі дії:

1. Зайдіть на сайт [interactive.ranok.com.ua](http://interactive.ranok.com.ua).
2. Зареєструйтеся.
3. Знайдіть розділ «Підручники».
4. Виберіть назву підручника «Хімія. 8 клас».
5. У розділі «Електронні матеріали до підручника» виберіть потрібну тему та натисніть «Розпочати роботу».
6. Виберіть для перегляду відеоролик потрібного хімічного дослідження, додатковий матеріал до параграфа або виконайте тестові завдання для перевірки знань.

## Умовні позначення



— важлива інформація, яку необхідно запам'ятати;



— рубрика «Дізнайтеся більше»;



— рубрика «Цікавий факт»;



— висновки до параграфа;



— контрольні запитання;



— завдання для закріплення знань;



— посилання на сайт [interactive.ranok.com.ua](http://interactive.ranok.com.ua).

# ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ

## § 1. Найважливіші хімічні поняття

### Хімічні речовини, їхній 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 немоллекулярної будови). Для речовин немоллекулярної будови замість терміна «молекула» використовують термін «формульна одиниця». У свою чергу всі молекули та формульні одиниці утворюються з атомів.

♦ **Атоми** — найдрібніші хімічно неподільні частинки, що складаються з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Атоми різних видів відрізняються за масою, розміром, будовою та зарядом атомних ядер. Атоми одного виду однакові за розмірами, мають приблизно однакову масу та подібну будову, але обов'язково мають однаковий заряд ядра.

Атоми певного виду називають **хімічним елементом**.

• *Заряд ядра* атома можна визначити за місцем хімічного елемента в Періодичній системі: заряд ядра дорівнює порядковому номеру елемента.

• *Заряд електрона* становить  $-1$ .

• *Число електронів*, що утворюють електронну оболонку атома, дорівнює заряду його ядра. Завдяки цьому атом є електронейтральною частинкою.

♦ Речовини характеризуються фізичними та хімічними властивостями.

До **фізичних властивостей** речовин належать 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**.

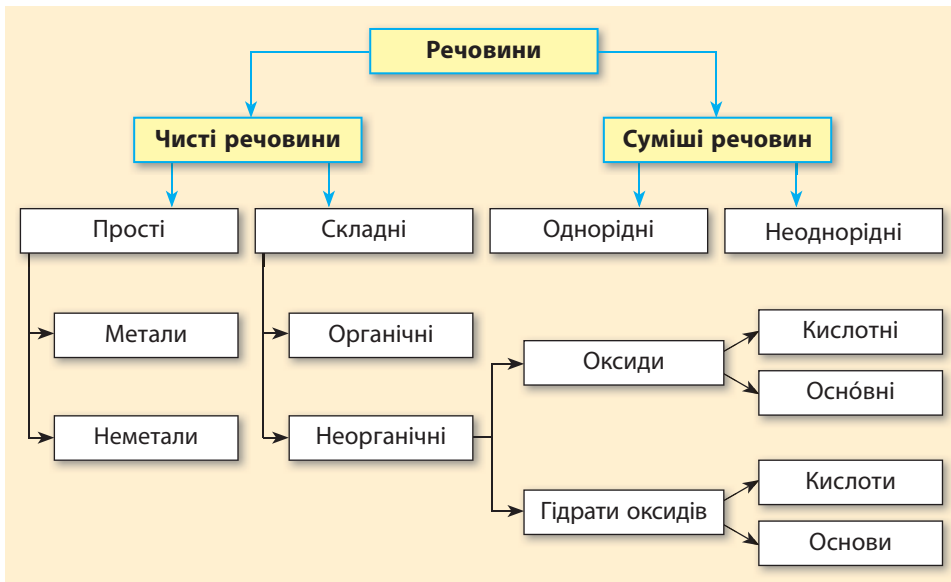
Хімічні явища можна відрізнити від фізичних за певними ознаками: під час хімічних явищ може відбуватися зміна забарвлення, запаху або смаку речовин, випадання або розчинення осаду, виділення або поглинання газу та теплоти.

♦ Склад хімічних речовин записують **хімічними формулами**, наприклад:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . У цих записах цифри, які наведено поряд із символами хімічних елементів, — *індекси*, показують число 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.

### Схема 1. Класифікація речовин



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

- **Прості речовини** утворені одним хімічним елементом.
- **Складні речовини** 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 тепло. 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 тепло. Неметали можуть бути твердими, рідкими й газуватими.

Метали утворені металічними хімічними елементами, а неметали — неметалічними. Якщо в довгому варіанті Періодичної системи провести умовну діагональ від Алюмінію до Полонію, то над лінією розташовані неметалічні елементи, а під нею — металічні (мал. 1.1).

♦ Серед складних речовин вам уже відомі **оксиди** — бінарні сполуки хімічних елементів з Оксигеном. Щоб розрізняти оксиди, їм присвоюють назви. Назви оксидів складаються з двох слів: назви хімічного елемента та слова «оксид», наприклад:  $\text{Na}_2\text{O}$  — натрій оксид,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — алюміній оксид. Якщо елемент виявляє змінну

H																				He	
Li	Be																				
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Rf	Db	Sg	Bh	Hl	Lv	Ts	Og		

**Мал. 1.1.** Розташування металічних і неметалічних елементів у Періодичній системі (сірим кольором позначені металічні елементи, жовтим — неметалічні, синім — елементи з проміжними властивостями, які називають напівметалічними елементами)



валентність, то в назві оксиду її вказують у дужках, наприклад:  $\text{Cu}_2\text{O}$  — купрум(I) оксид,  $\text{CuO}$  — купрум(II) оксид.

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

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

◆ Продукти приєднання води до оксидів називають **гідратами**. Гідрати кислотних оксидів — це кислоти, а гідрати основних оксидів — основи.

• **Кислоти** складаються з атомів Гідрогену та кислотного залишку, наприклад:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

• **Основи** складаються з атомів металічного елемента та гідроксильної групи OH, наприклад: KOH,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

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 число хімічних зв'язків, які певний атом може утворити з іншими атомами. Знаючи валентність хімічних елементів, можна складати формули речовин.

Деякі елементи виявляють *сталу валентність*: в усіх сполуках їм властиве тільки 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: H, K, Na, F, Li	Fe, Co — II, III Pb, Sn, C — II, IV
Двовалентні: O, Ba, Ca, Mg, Zn, Be	Cu — I, II S — II, IV, VI
Тривалентні: Al, B	As, P — III, V Cl, Br, I — I, III, V, VII

◆ Для складання формул бінарних сполук за валентністю елементів користуються таким алгоритмом:

1. Записуємо символи елементів у необхідному порядку та позначаємо їхню валентність	$\begin{matrix} \text{III} & \text{II} \\ \text{Al} & \text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{C} & \text{S} \end{matrix}$
2. Обчислимо найменше спільне кратне (НСК) для значень валентностей елементів	НСК (III і II) = 6	НСК (IV і II) = 4
3. Число атомів певного елемента дорівнює відношенню НСК до валентності цього елемента	$6 : \text{III} = 2 (\text{Al})$ $6 : \text{II} = 3 (\text{O})$	$4 : \text{IV} = 1 (\text{C})$ $4 : \text{II} = 2 (\text{S})$
4. Записуємо отримані індекси після символів елементів	$\begin{matrix} \text{III} & \text{II} \\ \text{Al}_2 & \text{O}_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{IV} & \text{II} \\ \text{C} & \text{S}_2 \end{matrix}$

## Закон збереження маси

◆ Усі хімічні перетворення описують за допомогою **рівнянь реакцій**. У лівій частині рівняння записують *реагенти* — речовини, що взаємодіють одна з одною, а в правій частині — *продукти* їхньої 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, число атомів кожного хімічного елемента у правій і лівій частинах рівняння має бути однаковим.

Для цього необхідно *дібрати коефіцієнти* — цифри перед хімічними формулами, які вказують число молекул (атомів або формульних одиниць).

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

- коефіцієнт показує число молекул, окремих атомів або формульних одиниць у рівнянні реакції;
- коефіцієнт ставлять тільки перед хімічною формулою речовини;
- коефіцієнт стосується всіх атомів, з 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. Чим відрізняються атоми різних хімічних елементів?
3. Скільки електронів міститься у складі атома, якщо заряд його ядра дорівнює +10?
4. Що означає індекс у хімічній формулі?
5. У чому полягає різниця між поняттями: а) «хімічний елемент» і «проста речовина»; б) «проста речовина» і «складна речовина»; в) «складна речовина» і «суміш речовин»?
6. Наведіть приклади елементів, що виявляють: а) сталу валентність; б) змінну валентність.
7. Які оксиди називають кислотними, а які — основними? Наведіть приклади.
8. Які речовини називають гідратами?
9. Як називають гідрати кислотних та основних оксидів? Сформулюйте їх визначення та наведіть приклади.



### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Складіть формулу оцтової кислоти, якщо її молекула складається з двох атомів Карбону, чотирьох атомів Гідрогену та двох атомів Оксигену.
2. Із наведеного переліку випишіть назви неметалічних елементів: Гідроген, Аурум, Йод, Плюмбум, Аргентум, Сульфур, Меркурій.
3. Складіть формули сполук, утворених елементами: а) Н і Al; б) С(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) основних 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) $S + O_2 \rightarrow SO_2$	б) $BaO_2 \rightarrow BaO + O_2 \uparrow$
$Fe + S \rightarrow FeS$	$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2 \uparrow$
$P + Cl_2 \rightarrow PCl_3$	$N_2O_5 \rightarrow NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
8. Унаслідок взаємодії метану  $CH_4$  масою 8 г з 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.

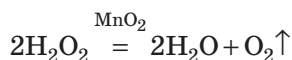
Для живих істот найважливішим компонентом повітря є кисень, оскільки він підтримує дихання та горіння.

За звичайних умов кисень — газ без кольору, смаку та запаху. Товстий шар рідкого кисню має ясно-блакитне забарвлення.

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

### Добування кисню

Для добування кисню в лабораторії використовують гідроген пероксид  $\text{H}_2\text{O}_2$ . 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 набагато швидше:



У цій реакції манган(IV) оксид виконує роль *каталізатора* — речовини, що змінює швидкість хімічної реакції, але в ній не витрачається.

- ♦ Реакція добування кисню є прикладом *реакцій розкладу*.

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

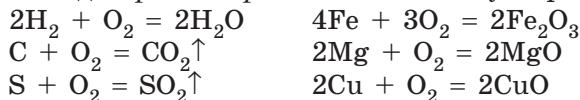
У загальному вигляді рівняння реакції розкладу можна записати в такий спосіб:



### Хімічні властивості кисню

Кисень — хімічно дуже активна речовина. Він взаємодіє майже з усіма простими речовинами та з багатьма складними. Багато реакцій взаємодії речовин з киснем відбуваються бурхливо, із виділенням великої кількості теплоти та світла, тобто відбувається *горіння*.

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



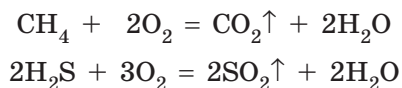
♦ В усіх цих рівняннях у лівій частині записані формули двох речовин, а у правій частині — однієї речовини. Такі реакції називають *реакціями сполучення*.

**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:



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



### Фізичні властивості води

Формула води (гідроген оксиду) —  $\text{H}_2\text{O}$ . За кімнатної температури вода перебуває в рідкому стані — це безбарвна рідина, у товстому шарі — блідо-блакитна.

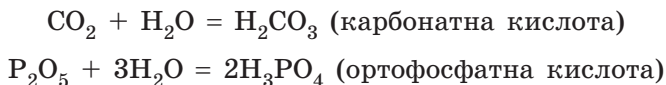
За атмосферного тиску й температури  $0\text{ }^\circ\text{C}$  вода перетворюється на лід, а за  $100\text{ }^\circ\text{C}$  — кипить. Густина води становить  $1\text{ г/см}^3$  (за  $4\text{ }^\circ\text{C}$ ).

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

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

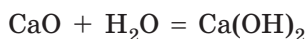
### Взаємодія води з кислотними та основними оксидами

Усі кислотні оксиди (за винятком силіцій(IV) оксиду  $\text{SiO}_2$ ) вступають у реакції сполучення з водою з утворенням кислот:



Оскільки гідрати основних оксидів є основами, то в разі взаємодії з водою ці оксиди мають утворювати основи. Але більшість основних оксидів з водою не взаємодіють.

**Зверніть увагу!** У реакцію з водою вступають лише оксиди, гідрати яких є лугами, зокрема:



### 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 основними оксидами.



### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Які з наведених оксидів взаємодіють з водою? Складіть відповідні рівняння реакцій.  
 $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ .
2. У результаті згоряння сірковуглецю  $\text{CS}_2$  витратився кисень масою 24 г і 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)  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ; б)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ ; в)  $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ .

## § 3. Обчислення за формулами хімічних речовин

### Відносна атомна та молекулярна маса

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

Маси всіх атомів порівнюють із цією одиницею і 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. Тільки значення відносної атомної маси для 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 числа атомів кожного елемента.

Наприклад, відносна молекулярна маса вуглекислого газу  $\text{CO}_2$ :

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

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

### Масова частка елемента в 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 числа його атомів у молекулі до відносної молекулярної (або формульної) маси речовини:

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

де  $w(\text{E})$  — масова частка хімічного елемента **E**, виражена в частках одиниці;

$n$  — число 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. Масова частка може бути виражена 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:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

Обчислимо масову частку Гідрогену:

$$w(\text{H}) = \frac{2 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{18} = 0,111, \text{ або } 11,1 \%$$

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

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

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

### Масова частка розчиненої речовини

Вода здатна розчиняти багато різноманітних речовин, утворюючи розчини.

♦ **Розчини** — це однорідні суміші, що складаються з розчинника і розчинених речовин. Подібно до інших сумішей, розчини не мають сталого складу. Залежно від співвідношення кількості двох змішаних речовин розчини можуть мати різний склад.

♦ Для вираження складу розчинів часто використовують **масову частку розчиненої речовини** ( $w$ ), якою виражають масу розчиненої речовини в 100 г розчину у відсотках або в частках одиниці.

Масова частка речовини в розчині показує, яка частина маси розчину припадає на розчинену речовину.

Масову частку розчиненої речовини обчислюють за формулою:

$$w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

Якщо цей дріб помножити на 100 %, то одержимо значення масової частки речовини у відсотках:

$$w(\text{речовини}) = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \%$$

При цьому маса розчину дорівнює сумі мас усіх компонентів розчину:

$$m(\text{розчину}) = m(\text{речовини}) + m(\text{розчинника})$$



Знаючи масу розчину й масову частку розчиненої речовини, можна обчислити масу речовини:

$$m(\text{речовини}) = w(\text{речовини}) \cdot m(\text{розчину})$$

**Задача.** Обчисліть масову частку цукру в розчині, який містить 200 г води і 50 г цукру.

**Дано:**

$$m(\text{цукру}) = 50 \text{ г}$$

$$m(\text{води}) = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{цукру}) = ?$$

**Розв'язання:**

Записуємо розрахункову формулу:

$$w(\text{цукру}) = \frac{m(\text{цукру})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%$$

У цій формулі для обчислення необхідно визначити масу розчину: вона складається з маси води й маси розчиненої речовини. Отже:

$$w(\text{цукру}) = \frac{m(\text{цукру})}{m(\text{води}) + m(\text{цукру})} \cdot 100\%$$

Підставляємо дані з умови задачі:

$$w(\text{цукру}) = \frac{50 \text{ г}}{(200 + 50) \text{ г}} \cdot 100\% = 20\%$$

**Відповідь:** 20 %.



### Контрольні запитання

1. Дайте визначення поняттям «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 визначають відносну молекулярну масу?
4. Дайте визначення масової частки елемента в речовині та масової частки розчиненої речовини в розчині. Наведіть формули для їх обчислення.



### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Обчисліть відносні молекулярні (формульні) маси таких речовин: хлор  $\text{Cl}_2$ , сульфатна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , сахароза  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , гіпс  $\text{CaSO}_4$ , гідроген пероксид (перекис водню)  $\text{H}_2\text{O}_2$ , крейда  $\text{CaCO}_3$ , малахіт  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ .
2. Обчисліть масові частки всіх елементів у сполуках з такими хімічними формулами: а)  $\text{NO}_2$ ; б)  $\text{PbCl}_2$ ; в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; д)  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ .
3. У розчині масою 120 г міститься глюкоза масою 3 г. Визначте масову частку розчиненої речовини.
4. Обчисліть масу солі, що лишиться після випарювання води з розчину масою 150 г, у якому масова частка солі становить 5 %.

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

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 їхніх сполук.

## § 4. Перші спроби класифікації хімічних елементів

### Родини хімічних елементів

У міру відкриття нових хімічних елементів учені почали їх класифікувати за певними ознаками. Однією з перших спроб було виокремлення природних родин елементів.

**Родина хімічних елементів** — це група хімічних елементів, що мають подібні 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. 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 їхніх властивостей число природних родин елементів збільшувалося.

Деякі родини отримали власні назви і в 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 <sup>1</sup>	Лужно-земельні елементи <sup>2</sup>	Пніктогени <sup>3</sup>	Халькогени <sup>4</sup>	Галогени <sup>5</sup>	Інертні елементи <sup>6</sup>
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

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

Усі елементи, що належать до однієї родини, виявляють певні подібні риси в хімічних і фізичних властивостях утворених ними сполук. Визначення 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 учений, якому вдалося з'ясувати певні закономірності в характері хімічних елементів і їхніх 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 у 1817 р., були лужноземельні металічні елементи Кальцій, Стронцій і Барій. Через 12 років він встановив іще дві тріади: лужних

Німецький учений, професор хімії та фармакології Йенського університету. Народився в невеликому містечку в Баварії, у бідній родині придворного кучера. З дитинства цікавився хімією й початкові хімічні знання здобув самостійно, а в 14 років став помічником аптекаря. Незважаючи на відсутність хімічної освіти Деберейнер був радником з хімії поета Вольфганга Гете, 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 триади. Відкрив каталітичну дію платини, чим заснував новий розділ хімії, який сьогодні називають гетерогенним каталізом.



**Йоган Вольфганг  
Деберейнер**  
(1780–1849)

Ca	Sr	Ba
40	88	137

Li	Na	K
7	23	39

S	Se	Te
32	79	128

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

$$(7 + 39) : 2 = 23$$

$$(32 + 128) : 2 = 80$$

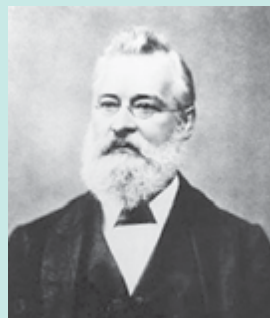
**Мал. 4.1.** Приклади триад — груп хімічних елементів, запропонованих Деберейнером. Під символами хімічних елементів наведені їхні відносні атомні маси (округлені)

елементів (Літій, Натрій і Калій) і халькогенів (Сульфур, Селен і Телур). Учений помітив, що в межах цих триад відносна атомна маса середнього елемента приблизно дорівнює середньому арифметичному мас двох інших (мал. 4.1). Закон триад Деберейнера був підґрунтям для подальшої систематизації елементів.

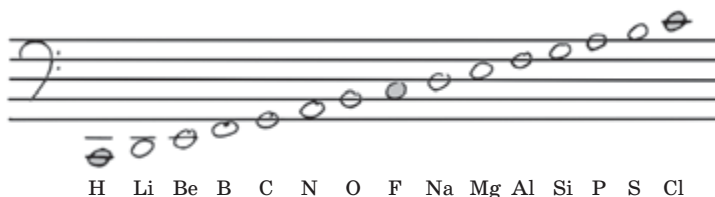
### Октави Ньюлендса

У 1864 р. Джон Ньюлендс уперше розташував усі відомі на той час хімічні елементи в ряд за збільшенням їхніх 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 зробив висновок, що кожний восьмий елемент є подібним за властивостями до першого елемента, так само, як у музиці восьма нота в октаві є подібною до першої (мал. 4.2, с. 20). Своє відкриття він назвав «закон октав»: номери подібних елементів відрізняються на сім або на число, що кратне семи.

Англійський хімік, експерт у галузі цукрового виробництва. Народився в Лондоні, у родині священика. З 1864 р. займався систематизацією хімічних елементів. Після відкриття «закону октав» у 1866 р. 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 домогся свого. На відміну від Ньюлендса, Менделєєв не тільки відкрив цей закон, але й зробив певні передбачення на його основі. Тим не менш, заслуги Ньюлендса були відзначені найвищою на той час нагородою — золотою медаллю Деві.



**Джон Олександр  
Рейна Ньюлендс**  
(1837–1898)



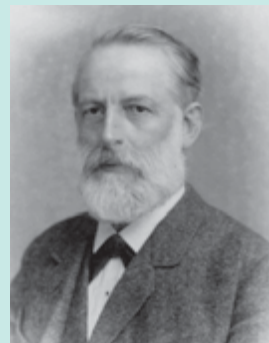
**Мал. 4.2.** Приклади октав у музиці та октав хімічних елементів, запропонованих Джоном Ньюлендсом

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

### Таблиця Лотара Мейера

Трохи пізніше від Ньюлендса, у 1864 р., свою першу таблицю хімічних елементів опублікував німецький хімік Лотар Мейер. Вона складалася із 43 елементів із 63 відомих на той час (мал. 4.3). Мейер 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 Мейера не була систематичною й не мала характеру закону. На відміну від Менделєєва, Мейер навіть не запідозрив, що для деяких елементів були неправильно визначені атомні маси, а це, у свою чергу, вносило

Німецький хімік. Народився в родині лікаря. Мав слабе здоров'я, тому середню освіту здобув тільки у 20 років. Закінчив медичний факультет у Цюріху. Після цього вивчав газообмін у крові в лабораторії Бунзена. Працював переважно в галузі фізичної хімії: досліджував каталітичну дію металів. Уперше почав використовувати оксигеновий еталон для визначення відносних атомних мас. У своїй таблиці в 1870 р. Мейер 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 ще не відкритих елементів. Однак у 1882 р. за це відкриття був нагороджений золотою медаллю Деві разом з Менделєєвим.



**Юліус Лотар Мейер**  
(1830–1895)

	4-wertig	3-wertig	2-wertig	1-wertig	1-wertig	2-wertig
Differenz =	—	—	—	—	Li = 7.03	(Be = 9.3*)
					16.02	(14.7)
Differenz =	C = 12.0	N = 14.04	O = 16.00	F = 19.00	Na = 23.05	Mg = 24.0
	16.5	16.95	16.07	16.45	16.08	16.0
Differenz =	Si = 28.5	P = 31.0	S = 32.07	Cl = 35.46	K = 39.13	Ca = 40.0
	89.12 = 44.55	44.0	45.7	44.51	45.3	47.6
Differenz =	—	As = 75.0	Se = 78.8	Br = 79.97	Rb = 85.4	Sr = 87.6
	44.55	45.6	49.5	46.8	47.6	49.5
Differenz =	Sn = 117.6	Sb = 120.6	Te = 128.3	J = 126.8	Cs = 133	Ba = 137.1
	89.4 = 244.7	87.4 = 243.7	—	—	(71 = 235.5)	—
Differenz =	Pb = 207.0	Bi = 208.0	—	—	(Tl = 204*)	—

**Мал. 4.3.** Фрагмент таблиці Лотара Мейера

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 Мейера.



### 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 вдалих спроб було відкриття Деберейнером триад — елементів з 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 Лотара Мейера. Але ці відкриття не набули статусу закону, оскільки їх 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 Мейера 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 з 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 з водою.
4. Знайдіть у Періодичній системі принаймні три приклади хімічних елементів, що доводять встановлені 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 розташовані 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 й можуть різатися ножем (мал. 5.1a).

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. 5.1б).

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



a



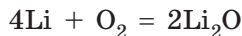
б

Мал. 5.1. Натрій можна різати ножем (a); 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  $R_2O$ :



Лужні метали настільки активні, що трапляються в природі внятково у вигляді сполук. Добути їх можна тільки 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 розташовані 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)
- легких сполук з Гідрогеном —  $HR$

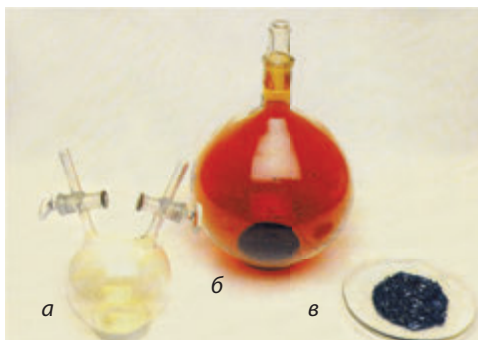
### Прості речовини галогени:

- утворені двохатомними молекулами
- надзвичайно хімічно активні

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

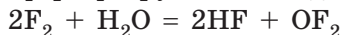
Для елементів-галогенів також характерні спільні властивості, зокрема, у сполуках усі вони здатні виявляти валентність I.

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

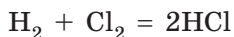
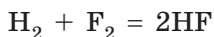


**Мал. 5.2.** Галогени за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах: а — хлор — жовто-зелений газ; б — бром — летка рідина червоно-бурого кольору; в — йод — летка кристалічна речовина чорно-фіолетового кольору з металічним блиском

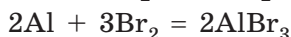
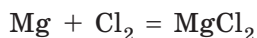
Галогени — найактивніші неметали. Вони реагують з багатьма речовинами. А в атмосфері фтору навіть вода здатна горіти:



З воднем галогени також взаємодіють дуже активно, іноді з вибухом. Результатом реакції є леткі сполуки з Гідрогеном загального складу  $\text{HR}$ , водні розчини яких є кислотами:



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



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**

Прості речовини цих елементів називають *інертними (благородними) газами*, вони складаються з одноатомних молекул. Усі вони за звичайних умов є газами, що 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 ученим вдалося 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 у 1868 р. 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 вчені почали ретельніше вивчати гази й незабаром відкрили всі інертні елементи.

**Інертні елементи:**

- хімічно неактивні
- у простих речовинах існують у вигляді окремих атомів



## 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 з водою, галогенами та іншими речовинами.
3. Галогени — активні неметалічні елементи. Усі галогени здатні виявляти валентність I. Прості речовини галогенів утворені двоухатомними молекулами, вони виявляють високу хімічну активність, взаємодіють з 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 тим більше руд. Запропонуйте пояснення цього факту.
4. Елементи восьмої 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 і заліза. Як відрізнити ці речовини, ґрунтуючись тільки на відмінностях їхніх фізичних властивостей?
2. Складіть рівняння реакції взаємодії будь-якого з галогенів: а) з 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 слабого 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. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

### Пригадайте:

- вищу валентність елементів можна визначити за номером групи Періодичної системи, у якій розташований елемент;
- 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).

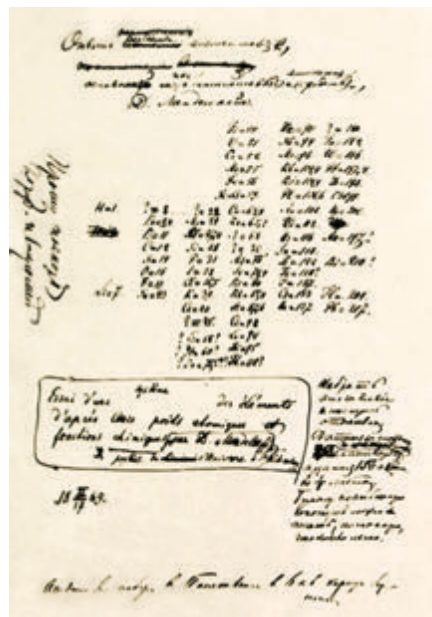
### Відкриття Періодичного закону

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 ст. Менделєєв почав працювати над своїм славнозвісним підручником, 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. Виявилось, що так само закономірно (через певний інтервал) повторюється хімічний характер сполук елементів.

Проаналізуємо, які закономірності можна виявити в разі розташування елементів у ряд (табл. 3, с. 28–29).



Мал. 6.1. Рукопис першого варіанта Періодичної системи (1869)

**Таблиця 3. 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	
Характеристика простої речовини	М	М	Н	Н	Н	Н	
Вища валентність	I	II	III	IV	V	II	
Формула вищого оксиду	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	
Хімічний характер вищого оксиду	O	A	K	K	K	—	
Період	Другий						

Умовні позначення: М — метал; Н — неметал; O — основний; К — кислотний,

У ряду елементів, що наведені в таблиці 3, 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 їхнього оксиду. Літій оксид є основним, а нітроген(V) оксид — кислотним (Оксиген, Флуор і Неон не здатні утворювати оксиди).

Далі ця послідовність у зміні властивостей різко обривається. З'являється елемент 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 основного натрій оксиду до кислотного хлор(VII) оксиду.

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



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

## 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
	H	H	M	M	M	H	H	H	H	H
	I	—	I	II	III	IV	V	VI	VII	—
	—	—	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
	—	—	O	O	A	K	K	K	K	—
Третій										

A — амфотерний.

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. Якщо розташовувати їх за значенням відносних атомних мас, отримуємо:

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 всупереч 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 тільки на початку XX ст. після відкриття будови атома. Але на той

момент, без знань про будову атома, це був сміливий вчинок. Якщо ви уважно розглянете Періодичну систему, то знайдете ще два приклади такого виняткового розташування хімічних елементів.



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

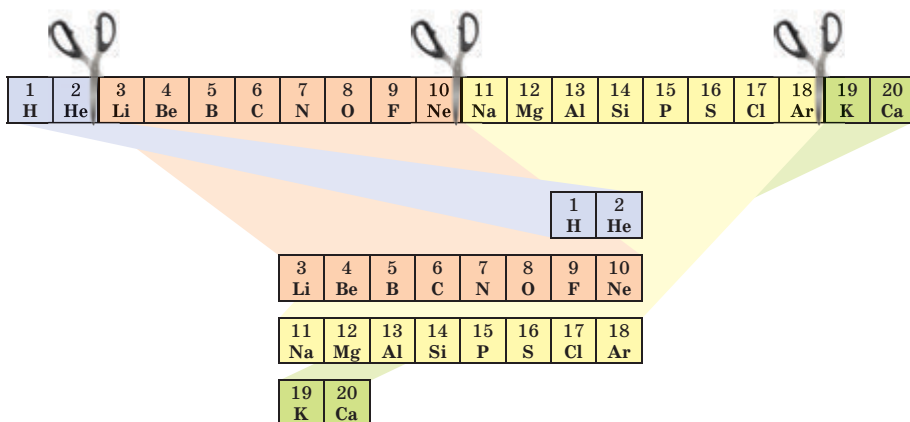
### Від ряду елементів до Періодичної системи

Отже, ряд хімічних елементів, розташованих за збільшенням їхніх відносних атомних мас, можна розділити на окремі ділянки. Кожна ділянка починається лужним елементом, а закінчується — інертним. Такі ділянки називають **періодами**. Періоди, розташовані один під одним, утворюють уже знайому вам Періодичну систему хімічних елементів (мал. 6.2).



Ряд хімічних елементів, розташованих за порядком збільшення їхніх атомних мас, що починається з Гідрогену або лужного металічного 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. 6.2.** Перші 20 елементів, розташовані 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 під час переходу 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). Якби вдалося добути сполуки інертних елементів Неону й Аргону, то їхня максимальна валентність дорівнювала би VIII.

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 цих 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.

Поширена легенда, що думка про Періодичну систему прийшла до Менделєєва 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 з 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 розташовані на початку періоду, виявляють основні властивості, а в кінці періоду — кислотні.



### Контрольне запитання

1. Сформулюйте Періодичний закон.
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. Чим відрізняється зміна характеру елементів у великих та малих періодах?
6. У якій частині кожного періоду розташовані 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, що розміщені не за збільшенням їхньої відносної атомної маси. Які протиріччя з'являться, якщо їх розташувати згідно з їхніми атомними масами?
2. Як змінюється характер оксидів елементів у періоді? Проілюструйте рівняннями реакцій властивості оксидів Літію і Карбону. Які властивості характерні для їхніх гідратів?
3. Складіть формули вищих оксидів і гідратів оксидів елементів третього періоду. Укажіть характер цих сполук (кислотний чи основний).
4. Елемент у Періодичній системі має порядковий номер 16. Які властивості виявляють його оксиди, що відповідають вищій і нижчій валентностям? Чи утворює цей елемент сполуки з Гідрогеном?
5. Проаналізуйте положення в Періодичній системі елементів, що здатні утворювати леткі сполуки з Гідрогеном (див. форзац 1). Виявлення елементом яких властивостей свідчить про утворення ним летких сполук з Гідрогеном?
6. До кінця 60-х рр. XIX ст. 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, Д. І. Менделєєв збільшив у півтора раза значення їхніх атомних мас і уточнив валентність кожного з них. У цьому разі 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. Виконайте навчальний проект № 1 «З історії відкриття Періодичної системи хімічних елементів».

## § 7. Періодична система хімічних елементів


### Короткий і довгий варіанти графічного представлення Періодичної системи

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

																		1	2												
																		H	He												
3	4											5	6	7	8	9	10														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
11	12											13	14	15	16	17	18														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr														
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe														
55	56	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86														
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn														
87	88	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118														
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og														
																		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70
																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
																		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
																		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Мал. 7.1. Довгий варіант Періодичної системи хімічних елементів

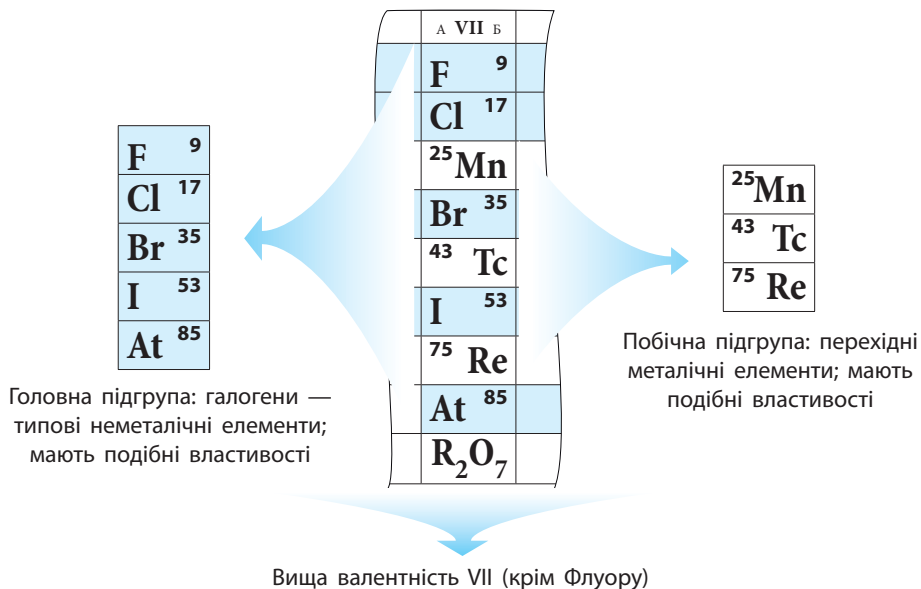
використовують два варіанти графічного представлення Періодичної системи: короткий та довгий. Д. І. Менделєєв частіше використовував компактніший **короткий варіант Періодичної системи** (див. форзац 1). У ньому великі періоди розбиті на два рядки, у кожному з яких вища валентність елементів послідовно 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. 7.1). 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 число груп дорівнює восьми. Номер групи зазвичай збігається з вищою валентністю хімічного елемента.

Кожну групу розділяють на дві підгрупи — **головну й побічну**. До головної підгрупи належать елементи як малих, так і великих періодів, а до побічної — лише великих.



**Мал. 7.2.** Розподіл елементів VII групи за підгрупами

Головні підгрупи також називають **А-групами**, а побічні — **В-групами**. Наприклад: Флуор розташований у групі VIIA, а Манган — у групі VIIB (мал. 7.2). Побічні підгрупи містять тільки металічні елементи (їх називають перехідними металічними елементами).

У нижній частині періодичної таблиці розташовані родини лантаноїдів і актиноїдів. Це елементи, що мають бути розміщені після Лантану (№ 57) і Актинію (№ 89) і також належать до III групи (підгрупи Скандію). 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, 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, Германий — напівметалічним, а Станум і Плюмбум — металічними.

Подібні властивості виявляють лише елементи, що належать до однієї підгрупи. Властивості елементів головної і побічної підгруп однієї групи можуть істотно відрізнятись. Наприклад, у VII групі є галогени — найтипівіші неметалічні елементи (головна підгрупа) і перехідні металічні елементи Манган, Технецій, Реній (побічна підгрупа) (мал. 7.2).

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 *леткі сполуки* утворюють тільки неметалічні елементи. Такі сполуки є речовинами молекулярної будови. Металічні елементи не здатні утворювати летких сполук з Гідрогеном.

У сполуках з Гідрогеном неметалічні елементи виявляють свою нижчу валентність. Щоб її визначити, треба від 8 відняти номер групи. Наприклад, Хлор, що розташований у VII групі, у сполучі з Гідрогеном є одновалентним ( $8 - 7 = 1$ ), тому формула цієї сполуки — HCl. Елемент V групи Фосфор у сполучі з Гідрогеном — тривалентний ( $8 - 5 = 3$ ), тому формула сполуки — PH<sub>3</sub>.

Група ПС	I	II	III	IV	V	VI	VII
Вища валентність	I	II	III	IV	V	VI	VII
Вищий оксид	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Нижча валентність				IV	III	II	I
Летка сполука з Гідрогеном				RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR

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



Латинське слово *elementum* використовували ще стародавні філософи. Давньоримський вислів гласив: «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 числом рядків, що відведені на один період. У довгому варіанті кожний період займає один рядок, а в короткому малі періоди розташовані 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 розділяється на головну та побічну. Головні підгрупи складаються з елементів усіх періодів, а побічні — тільки 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 розташований: 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) Германий; 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 розташований 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 відносно молекулярну масу  $40 \pm 1$ , 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 проект № 2 «Форми Періодичної системи хімічних елементів».

## § 8. Значення Періодичного закону. Наукова прозорливість Д. І. Менделєєва

### Передбачення неправильно визначених відносних атомних мас

Відкриття Періодичного закону і створення Періодичної системи хімічних елементів — найбільше досягнення фундаментальної науки XIX ст. 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 вдалося, навіть із використанням певних знань



Мал. 8.1. 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 Д. І. Менделєєва полягає в тому, що він першим побачив у періодичності змін властивостей елементів фундаментальний закон природи й поклав його в основу складеної ним таблиці.

Грунтуючись 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 учених приймали відносну атомну масу Берилію за 13,5. Але за сукупністю властивостей Берилій мав бути розташований у Періодичній системі між Літієм (відносна атомна маса 7) і Бором (відносна атомна маса 11). Тому Д. І. 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 тільки 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. 8.2), але цей закон дозволив Менделєєву передбачити існування невідомих на той час елементів.

**ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ**

ИСНОВАНОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

		Ti = 50	Zr = 90	? = 180		
		V = 51	Nb = 91	Ta = 182		
		Cr = 52	Mo = 96	W = 186		
		Mn = 55	Rh = 101,4	Pt = 197,4		
		Fe = 56	Ru = 101,4	Ir = 198		
	Ni = 59	Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199		
		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200		
		Zn = 65,2	Cd = 112			
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	? = 68	Cr = 116	Au = 197,7	
	B = 11	Al = 27	? = 70	Sn = 118		
	C = 12	Si = 28				
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 129	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
			? = 43	Ce = 92		
			?Er = 90	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 в 1923 р.

Галій Ga ( $A_r$  — 69,72)  
буде відкритий Л. де Буабод-  
раном у 1875 р.

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

Скандій Sc ( $A_r$  — 44,956)  
буде відкритий Нільсоном  
у 1879 р.

**Мал. 8.2.** 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<sub>2</sub>O<sub>5</sub>). Менделєєв припустив, що між Цинком і Арсеном мають бути розташовані ще два поки не відомі елементи: один з 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 тільки передбачив існування невідомих елементів, але й докладно описав властивості деяких з них. Багато хто з учених спочатку скептично ставилися до передбачень Менделєєва. Але після виявлення цих елементів у природі геніальна прозорливість Д. І. Менделєєва одержала блискуче підтвердження. Властивості нових відкритих елементів — їх назвали Галієм і Германієм — практично збіглися з передбаченими Менделєєвим властивостями



Екаалюмінію й Екасиліцію (табл. 4). Це підтвердило правильність Періодичного закону.

**Таблиця 4.** Передбачені й експериментально виявлені властивості Германію

Характеристика елемента та утворених ним речовин	Екасиліцій, передбачений Менделєєвим у 1871 р.	Германій, відкритий Вінклером у 1886 р.
Відносна атомна маса	Близько 72	72,6
Властивості простої речовини	Сірий тугоплавкий метал, густина — бл. 5,5 г/см <sup>3</sup>	Сірий тугоплавкий метал, густина — 5,35 г/см <sup>3</sup>
Характеристика оксиду	Формула оксиду — $\text{EO}_2$ , густина — бл. 4,7 г/см <sup>3</sup> , оксид має помірно легко відновлюватися до металу	Формула оксиду — $\text{GeO}_2$ , густина — 4,7 г/см <sup>3</sup> , оксид відновлюється до металу під час нагрівання в струмені водню
Характеристика хлориду	Хлорид $\text{ECl}_4$ має бути рідиною з температурою кипіння бл. 90 °С і густиною бл. 1,9 г/см <sup>3</sup>	Германій хлорид $\text{GeCl}_4$ є рідиною з температурою кипіння 83 °С і густиною 1,887 г/см <sup>3</sup>



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 розташовані відповідно Галій та Арсен, а зверху і знизу — Силіцій і Станум. За методом Менделєєва, відносна атомна маса Германію має дорівнювати середньому арифметичному відносною 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 виявилось відкриття інертних газів. Ці речовини містяться в атмосфері в незначній кількості. Першим був виявлений аргон. Повідомлення про його наявність у повітрі справило на вчених приголомшуюче 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 їхні молекули одноатомні.

Інертні гази не реагували із 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, Д. І. Менделєєв помістив їх між елементами груп галогенів і лужних елементів в окрему групу з номером 0 (у сучасній Періодичній системі вони розташовані у VIII групі). Таким чином періоди Періодичної системи одержали своє логічне завершення.

Експериментальне підтвердження змінених Д. І. Менделєєвим відносних атомних мас та відкриття елементів з передбаченими за-далегідь властивостями зумовило світове визнання Періодичного закону.

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



### 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 справедливність 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 тільки одна правильна відповідь.
- 8\*. Як ви вважаєте, чи зможуть учені 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.



- 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 вважав 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 усіяким 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 любляв переплітати книги, клеїти рамки для портретів, виготовляти чемодани. Він сам шив собі одяг, оскільки готовий вважав незручним.
- Дід Менделєєва мав зовсім інше прізвище — Соколов. Справа в тому, що він був священиком, у родині яких у ті часи було заведено давати своїм синам різні прізвища. Тому батько Дмитра Івановича отримав прізвище сусідніх поміщиків.

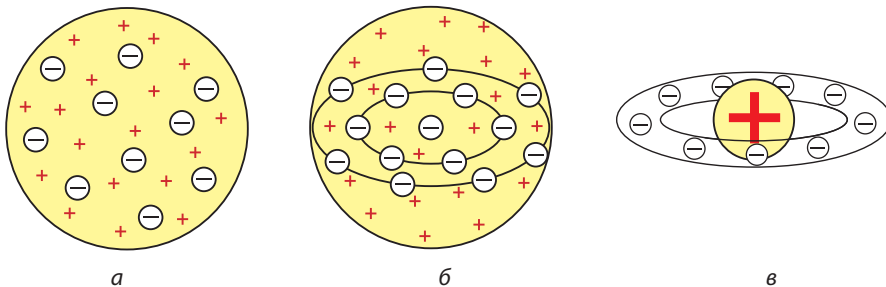
## § 9. Атом: ядро плюс електрони

### Визначення складної будови атомів

Вам уже відомо, що всі речовини складаються з атомів, молекул або йонів. У свою чергу, молекули та йони утворюються з атомів.

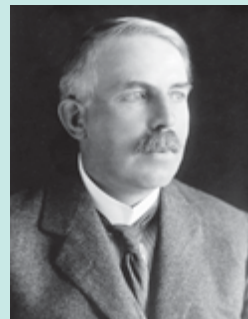
Тривалий час уважали, що атом неможливо розділити на дрібніші частинки. До початку ХХ ст. була відома лише одна кількісна характеристика атомів — відносна атомна маса, що була взята за основу класифікації хімічних елементів. Однак, використовуючи тільки масу атомів, не можна було пояснити причини періодичності зміни їхніх властивостей. Було незрозуміло, 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 їхньої маси недостатньо. Усе це наводило вчених на думку про те, що атом має складну будову. На початку ХХ ст. було висловлено багато гіпотез щодо моделі внутрішньої будови атома, деякі з яких представлені на малюнку 9.1.

Найбільших успіхів у дослідженні атома досяг англійський учений Ернест Резерфорд. У 1909 р. він здійснив експеримент, у якому бомбардував золоту фольгу позитивно зарядженими альфа-частинками. Більшість із них, проходячи крізь фольгу, не відхилилися від початкового напрямку, деякі трохи відхилилися, а невелика кількість альфа-частинок значно відхилилися від початкової траєкторії



**Мал. 9.1.** 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 розташовані 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

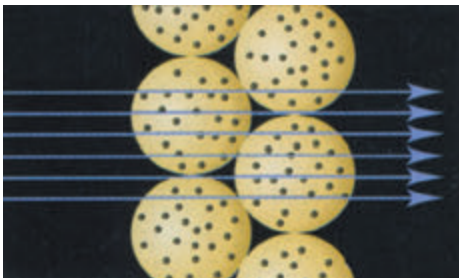
Англійський фізик, лауреат Нобелівської премії з хімії 1908 р. Народився в Новій Зеландії в родині колісного майстра. Працював у Кембриджі, у лабораторії Кавендіша під керівництвом Томсона. Резерфорд є засновником нового напрямку науки — ядерної фізики. Він створив учення про радіоактивність та будову атома. Запропонував нову, революційну на той час теорію будови атома, яка сьогодні є загально визнаною. Цим він спростував ідею про неподільність атома і приголомшив увесь світ ідеєю, що всі тіла (навіть найтвердіші) є здебільшого порожнім простором, у якому рухаються крихітні частинки. Здійснив першу штучну ядерну реакцію і продемонстрував можливості використання ядерної енергії. Передбачив існування нейтрона.



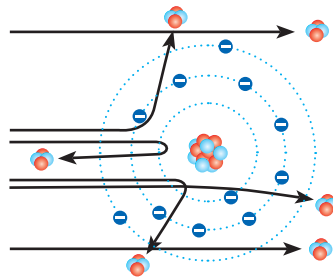
**Ернест Резерфорд**  
(1871–1937)

й іноді навіть летіли 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. 9.2). 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 сконцентрований у центрі атома в дуже невеликому об'ємі, який він назвав ядром.



**Мал. 9.2.** Якби атоми фольги відповідали «кексовій» моделі, то альфа-частинки без опору проходили б крізь пластинку



**Мал. 9.3.** Зміна траєкторії альфа-частинок пов'язана з відштовхуванням від позитивно зарядженого ядра

У ході експеримента 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. 9.3).

Резерфорд запропонував свою — *планетарну* — модель будови атома, якою з невеликими змінами ми користуємося до сьогодні (мал. 9.4). 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. 9.4.** 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 дійсній будові атома, але й вона мала суттєве протиріччя: відповідно до відомих тоді законів фізики електрон, якщо він обертається навколо ядра, має безперервно випромінювати енергію й із часом впасти на ядро. Модель атома Резерфорда вдосконалив данський фізик Нільс Бор. Він стверджував, що електрони можуть обертатися не на будь-якій орбіті, а тільки 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. 5, с. 46).

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 (вважають такою, що дорівнює нулю).

**Таблиця 5. 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 складної будови атома було з'ясовано, що ядро атома також має складну будову. Воно складається із частинок двох видів — **протонів і нейтронів** (мал. 9.5). Протони й нейтрони називають **нуклонами**. Протони є позитивно зарядженими частинками із зарядом +1, а нейтрони не мають заряду (табл. 5). Це означає, що весь позитивний заряд ядра утворений лише протонами — їх число дорівнює заряду ядра:

$$\text{число протонів у ядрі} = \text{заряд ядра}$$

Будь-який атом є електронейтральним, тож число протонів із зарядом +1 завжди дорівнює числу електронів із зарядом -1:

$$\text{число протонів у ядрі} = \text{число електронів в електронній оболонці}$$

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

$$\begin{aligned} \text{відносна атомна маса} &\approx \text{масове число} = \\ &= \text{число протонів} + \text{число нейтронів} \end{aligned}$$

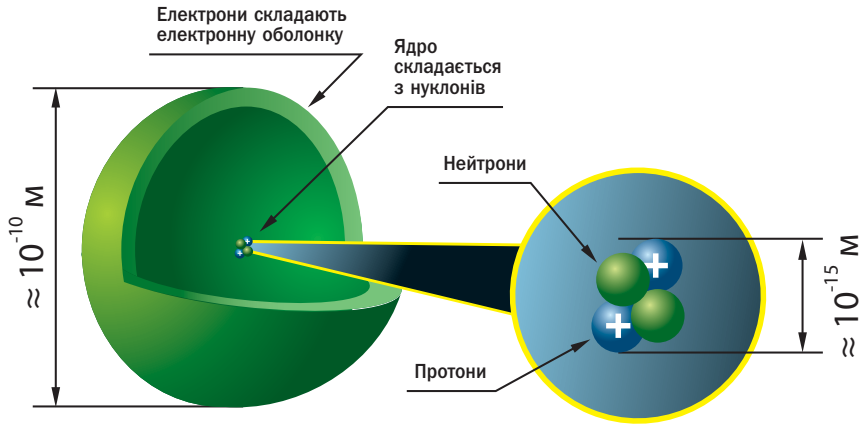
**Приклад.** Ядро атома містить 5 протонів та 5 нейтронів.

1. Визначимо заряд ядра та число електронів в атомі:

$$\text{Число протонів у ядрі} = 5 \quad \rightarrow \quad \text{Заряд ядра} = +5 \quad \rightarrow \quad \text{Число електронів} = 5$$

2. Визначимо атомну масу:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Число протонів} = 5 \\ \text{Число нейтронів} = 5 \\ \text{Число електронів} = 5 \end{array} \right\} \rightarrow \left. \begin{array}{l} \text{Маса протонів} = 5 \text{ а. о. м.} \\ \text{Маса нейтронів} = 5 \text{ а. о. м.} \\ \text{Маса електронів} = 0 \end{array} \right\} \rightarrow \begin{array}{l} \text{Маса ядра} = 10 \text{ а. о. м.} \\ \text{Маса атома} = 10 \text{ а. о. м.} \end{array}$$



**Мал. 9.5.** Ядро атома складається з позитивно заряджених протонів і нейтральних нейтронів. Навколо ядра обертаються електрони, утворюючи електронну оболонку 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. 9.5). 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 число протонів завжди однакове (і дорівнює заряду ядра), а число нейтронів може бути різним, 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 ХХ ст. змінилося визначення поняття хімічного елемента:



Хімічний елемент — це різновид атомів з однаковим зарядом ядра.

Після відкриття складної будови атома було змінено й формулювання Періодичного закону:



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



Подальше вивчення будови атома виявило, що протонів у атомах міститься не довільне число, а таке, що дорівнює порядковому номеру хімічного елемента в Періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Отже, і заряд ядра також дорівнює порядковому номеру:

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

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



- Фізики впевнені, що протони, нейтрони та інші частинки складаються з кварків — справжніх елементарних частинок. Однак ученим ніяк не вдається виокремити кварки й у такий спосіб остаточно довести їх існування. Але електрон дотепер вважають 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, що йому вдалося спостерігати, найшвидшим виявилось 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. Число протонів у ядрі певного атома дорівнює порядковому номеру відповідного хімічного елемента в Періодичній системі. Оскільки атом електронейтральний, то число протонів у ядрі атома дорівнює числу 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 число 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».
7. Наведіть сучасне формулювання Періодичного закону. Чим воно відрізняється від того, що ви вивчали раніше?



### 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 число протонів у ядрах і заряди атомів: а) Літію; б) Сульфуру; в) Феруму; г) Плюмбуму.
4. Визначте заряд ядра, число 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 дослідження дозволили йому зробити висновки про планетарну будову атома?

## § 10. Нукліди. Ізотопи

### Пригадайте:

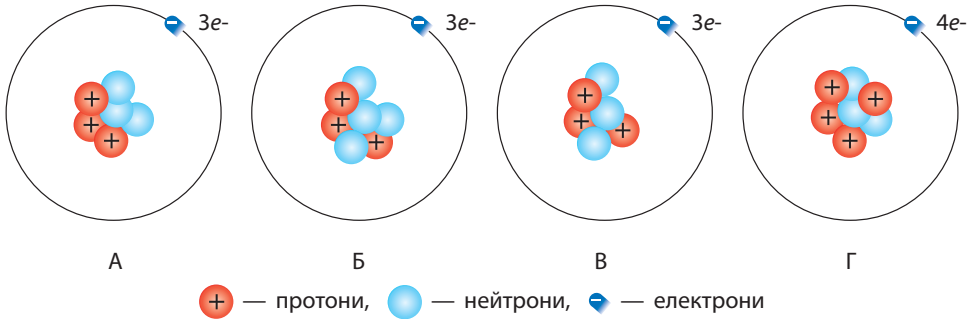
- характеристики частинок, з яких складаються атоми (за табл. 5);
- атомна одиниця маси — одиниця вимірювання мас атомів, вона дорівнює 1/12 масі атома Карбону.

### Поняття про нукліди

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

Ядра різних атомів можуть містити різне або однакове число протонів та нейтронів. Наприклад, на малюнку 10.1 на с. 50 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 10.1 зображено три різновиди атомів. Кожний такий різновид атомів називають **нуклідом**. Ви бачите, що атоми



**Мал. 10.1.** Моделі деяких атомів

А та В — це атоми одного нукліда, атоми Б — другого, а атоми Г — третього.



**Нуклід** — це різновид атомів із певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Кожний нуклід характеризують певними числами:

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

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

**масове число, або нуклонне число,  $A$**  — це число нуклонів, воно дорівнює сумі протонного й нейтронного чисел.

$$\text{масове число} = \text{протонне число} + \text{нейтронне число}$$

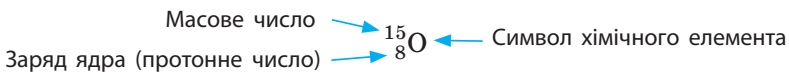
$$A = Z + N$$

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

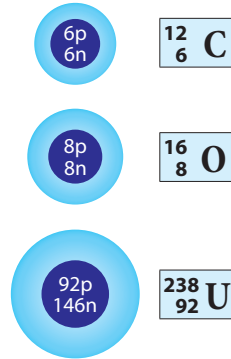
У науці використовують спеціальні позначення нуклідів: заряд ядра, тобто протонне число, пишуть ліворуч унизу від символу хімічного елемента, а масове число — ліворуч угорі (мал. 10.2).

Наприклад, для нукліда Оксигену:

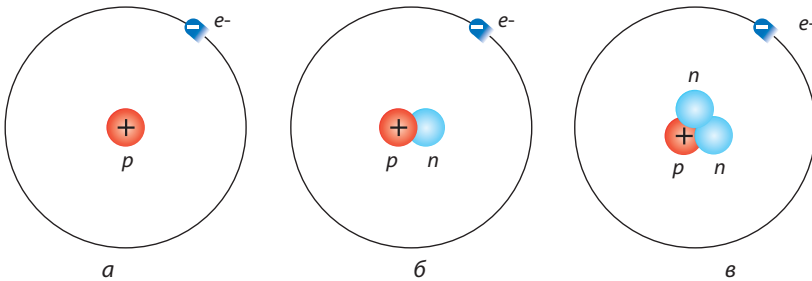


Іноді протонне число опускають і пишуть просто  $^{15}\text{O}$ , оскільки їй так відомо, що в усіх нуклідів Оксигену протонне число має бути 8. Нукліди можна позначати як хімічними символами, так і з використанням назв хімічних елементів, наприклад: Оксиген-15, Оксиген-18.

Нукліди єдиного елемента — Гідрогену — окрім таких позначень ще мають власні назви: звичайний Гідроген  $\text{H}$  ( $^1_1\text{H}$ ) — Протій, ядра його атомів складаються тільки з одного протона (мал. 10.3а); важкий Гідроген  $\text{D}$  ( $^2_1\text{H}$ ) — Дейтерій, у ядрах його атомів крім одного протона міститься ще один нейтрон (мал. 10.3б); надважкий Гідроген  $\text{T}$  ( $^3_1\text{H}$ ) — Тритій, у ядрах атомів якого крім одного протона містяться два нейтрони (мал. 10.3в). Ученим удалося добути ще супернадважкий Гідроген  $^4_1\text{H}$ , але власної назви він ще не має.



Мал. 10.2. Нукліди деяких елементів



Мал. 10.3. Нукліди Гідрогену: а — Протій; б — Дейтерій; в — Тритій

- На Землі трапляються тільки два нукліди Гідрогену: Протій та Дейтерій, частка якого становить лише 0,07 % 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  $\text{D}_2\text{O}$  зовні схожа на звичайну воду, але відрізняється від неї низкою властивостей. Вона замерзає не за  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , а за  $3,8\text{ }^\circ\text{C}$ , 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:

- число електронів дорівнює числу протонів  $Z$ , яке збігається з порядковим номером (зарядом ядра);
- число 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. Число нейтронів обчислимо як різницю між масовим числом і числом протонів:

$$N = 210 - 82 = 128.$$

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

## Поняття про ізотопи

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

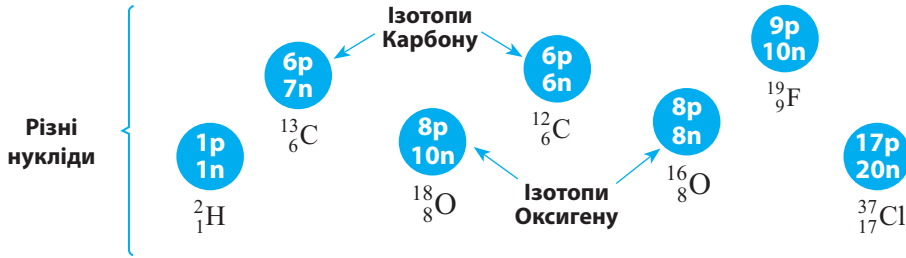
За малюнком 10.1 на с. 50 ми розглянули моделі деяких атомів. І хоча атоми А та Б є атомами різних нуклідів, але в їхніх ядрах міститься однакове число протонів (по три). Отже, ці нукліди представляють один і той самий хімічний елемент: вони виявляють однакові хімічні властивості, але мають різну масу.

Усі нукліди, що мають однаковий заряд (протонне число) і різне нейтронне число, називають **ізотопами** (мал.10.4). 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 число ней-



Мал. 10.4. Ізотопи деяких елементів

тронів може бути 7, 8, 9 і навіть 10. Отже, серед атомів Оксигену можна виділити чотири різні нукліди:  ${}^{15}_8\text{O}$ ,  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$ . Але всі ці нукліди є ізотопами.

### Нукліди в природі

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

Рекордсменами за числом нуклідів є Ксенон і Цезій: кожен з 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 ( ${}^{12}\text{C}$ ,  ${}^{13}\text{C}$  і  ${}^{14}\text{C}$ ), Нітроген ( ${}^{14}\text{N}$  і  ${}^{15}\text{N}$ ), Оксиген ( ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{17}\text{O}$ ,  ${}^{18}\text{O}$ ). Рекордсменом за числом природних нуклідів (10) є Станум. А деякі хімічні елементи мають лише один природний нуклід, наприклад Флуор ( ${}^{19}\text{F}$ ), Натрій ( ${}^{23}\text{Na}$ ), Алюміній ( ${}^{27}\text{Al}$ ), Фосфор ( ${}^{31}\text{P}$ ).

Ви, напевно, помітили, що значення відносних атомних мас елементів, наведені в Періодичній системі, не є цілими:  $A_r(\text{C}) = 12,011$ ,  $A_r(\text{Cl}) = 35,453$ . 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 середнім, обчисленим з урахуванням умісту кожного нукліда в природі. Так, природний Хлор на 75 % складається з атомів  ${}^{35}\text{Cl}$  і на 25 % — з  ${}^{37}\text{Cl}$ , тому його атомна маса дорівнює 35,5.



- 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, що розташовані 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 з їхніх нуклідів.
- Хоча про складну будову ядра атома дізналися на початку ХХ ст., але вперше штучно розщепити ядро атома вдалося лише в 1932 р. ученим А. К. Вальтеру, Г. Д. Латишеву, О. І. Лейпунському, К. Д. Синельникову з Харківського фізико-технічного інституту. У 2016 р. 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 вчені 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**
- Грецькою мовою *ізос* означає «рівний, однаковий, подібний», а *топос* означає «місце». Що, на вашу думку, означає термін «ізотоп»?
- 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 з певним числом протонів та нейтронів називають нуклідом. Якщо нукліди містять однакове число протонів, тобто є нуклідами одного хімічного елемента, то такі нукліди називають ізотопами. 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  $Z$  — число протонів у ядрі, нейтронне число  $N$  — число 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 поняттям «нуклід» та «ізопоп».
2. Чим відрізняються стабільні й нестабільні нукліди? Наведіть приклади стабільних і нестабільних нуклідів.
3. Ізотопи відрізняються один від одного: а) числом протонів; б) числом нейтронів; в) числом електронів.
4. Як визначити число протонів, нейтронів та електронів у атомі?
5. Назвіть ізотопи Гідрогену. Чим вони відрізняються?



### 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  $^{17}\text{O}$ ,  $^{14}\text{C}$ ,  $^{137}\text{Cs}$ ?
3. Чим відрізняються за своїм складом ядра атомів нуклідів: а) Літію  $^6\text{Li}$  та  $^7\text{Li}$ ; б) Урану  $^{235}\text{U}$  та  $^{239}\text{U}$ ?
4. Який нуклід Натрію містить таке саме число нейтронів, що й нуклід  $^{24}\text{Mg}$ ?
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) ізотопи; б) нукліди з однаковим нейтронним числом; в) нукліди з однаковим нуклонним числом.  
 $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{14}_6\text{C}$ ,  $^{14}_7\text{N}$ ,  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{15}_7\text{N}$ .
7. Скільки різних видів молекул води може бути утворено з трьох нуклідів Гідрогену і трьох нуклідів Оксигену?
8. Відносна атомна маса Бору становить 10,81. Як ви вважаєте, у вигляді яких нуклідів існує Бор у природі?
9. Телур у Періодичній системі має менший номер, ніж Йод, проте його відносна атомна маса більша. Поясніть цей факт.
- 10\*. нестабільні нукліди зазнають радіоактивного розпаду, унаслідок чого виникає радіоактивне випромінювання. У додаткових джерелах знайдіть інформацію про види радіоактивного випромінювання та їх вплив на живі організми.
- 11\*. 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?



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

**Пригадайте:** як визначити склад атомів та властивості субатомних частинок (за § 9).

### Подвійність поведінки електрона

Частинки з такими малими розмірами, як в електрона, мають унікальні властивості, що відрізняють їх від звичайних тіл, з якими ми маємо справу в повсякденному житті. У 1923 р. видатний французький фізик Луї де Бройль з'ясував, що **електрон одночасно виявляє властивості і частинки, і хвилі**, тобто має двоїсту природу. Подібно до інших частинок, електрон має певну масу й заряд. Разом з тим під час руху електрон виявляє хвильові властивості. Хвиля відрізняється від частинки тим, що її положення в просторі в певний момент часу 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 визначити, якою траєкторією рухається електрон в атомі. Цей принцип уперше визначив німецький учений В. 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

Спробуйте відповісти на запитання: «Де під час футбольного матчу перебуває воротар?». Відповідь «у воротах» не зовсім відповідає дійсності. Воратар постійно рухається в межах певного простору навколо воріт. Найімовірніше його місце — безпосередньо поблизу воріт, із меншою імовірністю можна знайти його в середині футбольного поля і ще менша ймовірність, що він буде у воротах супротивника або за воротами. І майже неймовірно знайти воротаря на трибунах уболівальників під час матчу. Отже, якщо сліди від взуття воротаря позначити на умовній схемі, то отримаємо зображення, як на малюнку 11.1. Можна сказати, що сліди воротаря утворюють так звану «хмарку» навколо воріт. Там, де щільність «хмарки» найбільша, воротар перебуває частіше за все, а там, де воротар перебуває досить рідко, — «хмарка» розріджена.



**Мал. 11.1.** Якщо крапками відмітити сліди воротаря, то найбільша ймовірність його перебування — орбіталь — буде біля воріт



**Мал. 11.2.** 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. Якби ми мали можливість відмічати слід електрона в просторі, то для атома Гідрогену отримали б хмару, як на малюнку 11.2. 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. 11.1). Атомна орбіталь — це частина простору, де найімовірніше перебуває електрон.



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

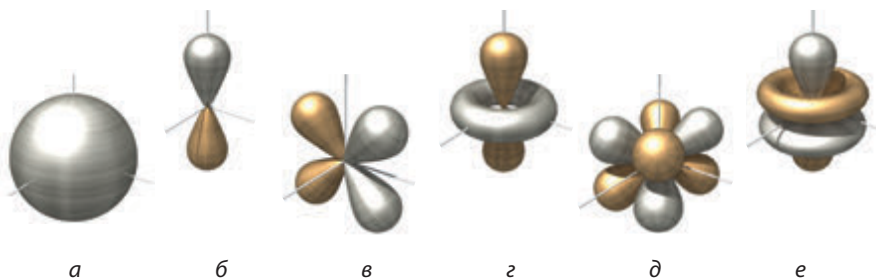
Електронні хмари, що утворюються окремими електронами в атомі, разом утворюють спільну електронну хмару атома — **електронну оболонку**.

### 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 орбіталах, 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. 11.3а, с. 58), інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають



**Мал. 11.3.** Атомні орбіталі: *a* — *s*-орбіталь; *б* — *p*-орбіталь; *в* і *г* — різні види *d*-орбіталей; *д* і *е* — різні види *f*-орбіталей

*s*-електроном), більшість часу перебуває всередині сфери. *p*-Орбіталі мають форму об'ємної вісімки (мал. 11.3б). Форми *d*- і *f*-орбіталей набагато складніші (мал. 11.3в–е).



Як дізналися про форми орбіталей? Звичайно, орбіталі 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.

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

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



**Ервін Шредінгер**  
(1887–1961)



## Висновки

1. Електрон виявляє подвійні властивості: і частинки, і хвилі. Тому для визначення положення електронів у 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 орбітальною?
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?

## § 12. Структура електронної оболонки атома

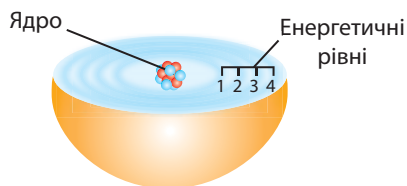
В електронних оболонках атомів орбіталі існують не хаотично. Вони утворюють чіткі структури, що різняться числом і типом орбіталей.

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 певне число орбіталей, що мають приблизно однакову енергію (мал. 12.1).

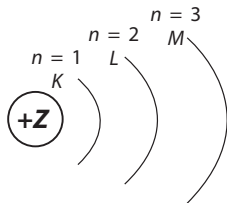
Кожний енергетичний рівень позначають числом  $n$  ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) або великою латинською літерою ( $K, L, M$  і далі за алфавітом).

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



**Мал. 12.1.** Орбіталі з близькою енергією утворюють певний енергетичний рівень. Чим далі від ядра розташований енергетичний рівень, тим більшу енергію мають електрони, що на ньому перебувають

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



**Кожний рівень з номером  $n$  містить  $n^2$  орбіталей.**

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

У багатоповерховому будинку кожний поверх розділяють на різні квартири. Але наш будинок незвичайний. Число 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**.

**Число енергетичних підрівнів на енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня.**

Енергетичні підрівні позначають так само, як і орбіталі. Тобто:




Номер енергетичного рівня	Число 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.

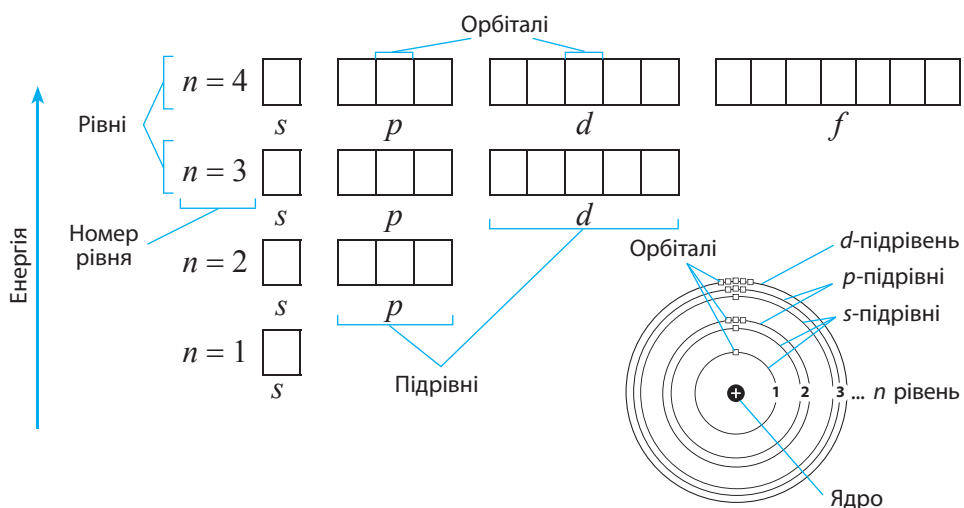
Кожний енергетичний підрівень може містити тільки певне число орбіталей, що відповідає його типу:

Тип підрівня	Число орбіталей на підрівні
$s$	1
$p$	3
$d$	5
$f$	7

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

<p><b>Перший рівень</b> <math>n = 1</math></p>	<p><b>s-підрівень</b> складається з однієї s-орбіталі</p>	
<p><b>Другий рівень</b> <math>n = 2</math></p>	<p><b>s-підрівень</b> складається з однієї s-орбіталі</p>	 <p><b>p-підрівень</b> складається з трьох p-орбіталей</p>
<p><b>Третій рівень</b> <math>n = 3</math></p>	<p><b>s-підрівень</b> складається з однієї s-орбіталі</p>	 <p><b>p-підрівень</b> складається з трьох p-орбіталей</p> <p><b>d-підрівень</b> складається з п'яти d-орбіталей</p>

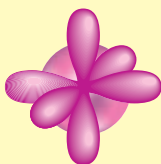
Графічно орбіталі прийнято позначати квадратом. Отже, орбіталі перших чотирьох енергетичних рівнів будуть виглядати так:



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  $p$ -орбіталами (усього чотири). Третій рівень складається з трьох підрівнів ( $s$ ,  $p$  та  $d$ ), утворених однією  $s$ -орбіталлю, трьома  $p$ -орбіталами і п'ятьма  $d$ -орбіталами (усього дев'ять). На четвертому рівні додається ще сім  $f$ -орбіталей, і загалом четвертий рівень складається із 16 орбіталей. Отже, загальне число орбіталей на рівні  $n$  відповідає кількості  $n^2$ .

**Зверніть увагу**, що нумерація енергетичних рівнів на графічному зображенні відбувається знизу вгору. У такий спосіб підкреслюють, що знизу вгору збільшується енергія енергетичних рівнів. Отже, перший енергетичний рівень є найближчим до ядра й найнижчим за енергією. Електрони, що на ньому перебувають, мають найменшу енергію. Чим вище розташований 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 розташовані вздовж взаємно перпендикулярних осей із центром в 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 орбіталей енергетичних рівнів, починаючи із четвертого, зображують однаково такими, що складаються із чотирьох підрівнів.



Англійський фізик Чарлз 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 виявилось, 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 вчені, 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, у свою чергу, складаються з певного числа 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 з 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.

## § 13. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів

### Пригадайте:

- як визначити склад атомів (за § 9);
- структуру електронної оболонки атома (за § 12).

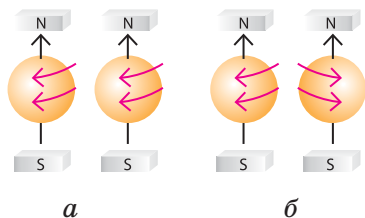
### Місткість орбіталей

Електрони розподіляються по орбіталах за певними правилами.

Першим розглянемо правило, яке визначає число електронів, що може містити одна орбіталь: на кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, що мають однакову енергію, але які відрізняються особливою властивістю — спіном.

**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.





**Мал. 13.1.** Електрони з паралельними (а) та антипаралельними спінами (б) у магнітному полі

Якщо два електрони обертаються навколо власної осі в одному напрямку, то говорять, що їхні спіни паралельні, а якщо в різних напрямках — то їхні спіни антипаралельні (мал. 13.1).

Отже, 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 їхні спіни мають бути антипаралельними.

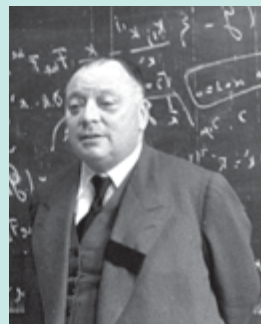
Графічно орбіталь зображують у вигляді квадрата, а електрони — у вигляді стрілок, спрямованих догори або донизу, що наочно показують напрямок спіну електрона. Стрілки, спрямовані в протилежні боки, позначають електрони з протилежними спінами:

□ — вільна (вакантна або незаповнена) орбіталь;

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

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

Австрійський та швейцарський фізик, лауреат Нобелівської премії з фізики 1929 р. Народився у Відні в родині відомого фізика й біохіміка. Ще школярем прочитав працю Альберта Ейнштейна про теорію відносності. У 20 років написав статтю про загальну та спеціальну теорію відносності, яку навіть схвалив Ейнштейн. Працював асистентом у Нільса Бора. Висловив припущення, що електронам притаманна властивість, яку пізніше назвали спіном. Сформулював закон, який сьогодні 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».



**Вольфганг Ернест Паулі** (1890–1958)

## Принцип найменшої енергії

Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів. Для того щоб описати електронну будову певного атома, необхідно знати, як саме розподілені електрони по його орбіталях.

Давайте розглянемо, як електрони заповнюють електронні орбіталі атомів.

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

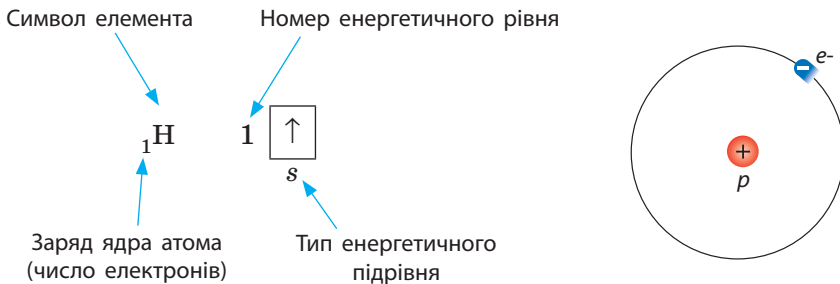
Спочатку «заселяється» перший енергетичний рівень, потім — другий, третій тощо. Цей принцип називають **принципом найменшої енергії**.

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

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

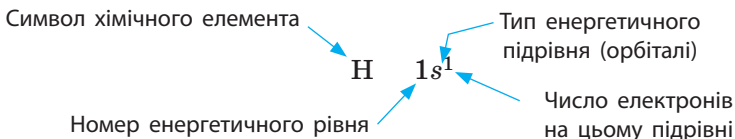
Наприклад, Гідроген розташований у першому періоді під номером 1. Це означає, що в електронній оболонці його атомів міститься тільки один електрон, який перебуває на першому енергетичному рівні на єдиній *s*-орбіталі.

Графічно будову електронної оболонки атомів Гідрогену записують у такий спосіб:

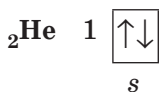


Крім графічного зображення будови електронної оболонки використовують також її запис у вигляді **електронної формули (електронної конфігурації)**, у якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням числа електронів на кожному з них.

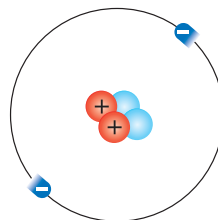
Електронна формула Гідрогену має вигляд:



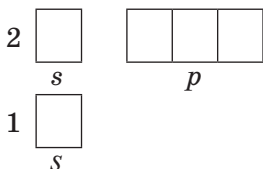
Гелій також розташований у першому періоді, тож в електронній оболонці його атомів так само заповнюється перший енергетичний рівень, що складається з однієї *s*-орбіталі. Але на цій орбіталі вже міститься два електрони, оскільки порядковий номер Гелію — 2. Згідно з принципом Паулі, на одній орбіталі ці електрони мають антипаралельні спіни:



Електронна формула Гелію:  $1s^2$

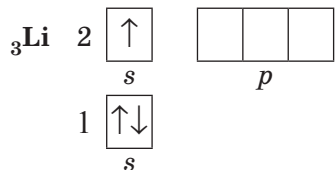


В елементів другого періоду починає заповнюватися електронами другий енергетичний рівень. На другому рівні вже два підрівні: *s*-підрівень (одна орбіталь) і *p*-підрівень (три орбіталі):

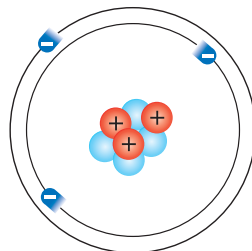


Незалежно від числа енергетичних рівнів, електрони спочатку заповнюють найнижчий рівень, тобто в цьому випадку перший, а потім уже другий. Наприклад, розглянемо будову електронної оболонки Літію, що містить три електрони (порядковий номер — 3). Оскільки перший рівень максимально вміщує два електрони, то на другому має міститися тільки 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 з найнижчою енергією.

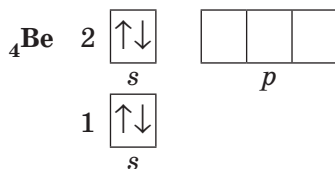
Серед усіх орбіталей  $s$ -орбіталі мають найменшу енергію, тому єдиний електрон другого енергетичного шару займатиме  $s$ -орбіталь, а  $p$ -орбіталі в цьому випадку залишаться вільними:



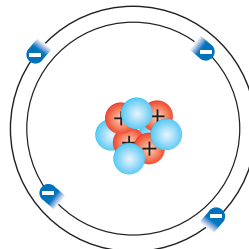
Електронна формула Літію:  $1s^2 2s^1$



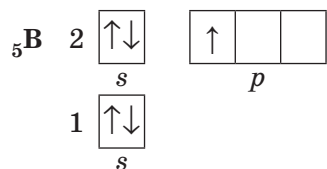
Розглянемо будову електронної оболонки Берилію. Його четвертий електрон також має обрати ту саму орбіталь, що й третій електрон Літію. До тих пір, поки не заповниться поточний підрівень, наступний заповнюватися не починає. Так, в атомі Берилію (порядковий номер — 4) повністю заповнений  $s$ -підрівень,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



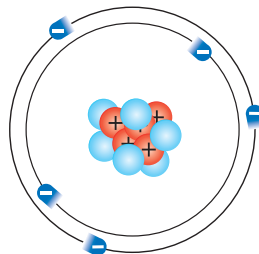
Електронна формула Берилію:  $1s^2 2s^2$



Тільки якщо  $s$ -орбіталь заповнена, електрони починають розташовуватися на  $p$ -орбіталах. 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 елементах другого періоду також будуть заповнюватися електронами орбіталі перших двох енергетичних

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

### Розподіл електронів по орбіталях на енергетичному підрівні

Часто трапляються випадки, коли на підрівнях, що складаються з декількох орбіталей, розміщається 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:

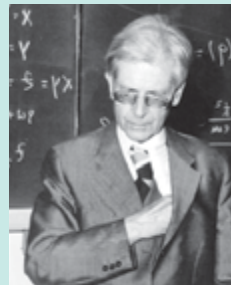


Для такого випадку існує правило, згідно з яким електрон займає вільну орбіталь, а за відсутності вільної — утворює пару з іншим електроном у напівзаповненій орбіталі. Так само, як і люди в тролейбусі спочатку сідають на вільні місця, а якщо вільних місць немає, то підсаджуються до інших пасажирів. Це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



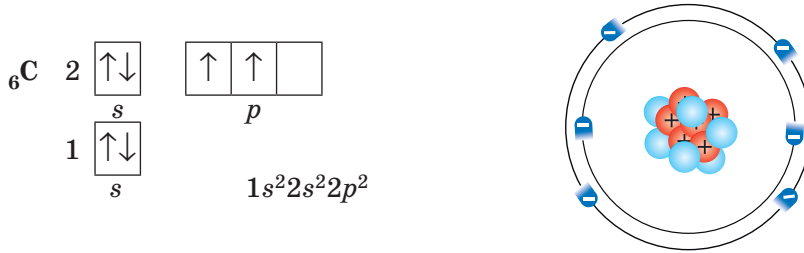
У межах одного енергетичного підрівня електрони розподіляються по орбіталях таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальним.

Німецький фізик-теоретик. Народився в місті Карлсруе. У 26 років закінчив Геттінгенський 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. У 1927 р. сформулював емпіричні правила, що регулюють порядок заповнення атомних орбіталей електронами (правила Хунда). Ввів уявлення про сігма- та пі-зв'язки. Разом із Малікеном і Леннард-Джонсом брав участь у розробці нового методу квантової хімії — методу молекулярних орбіталей.

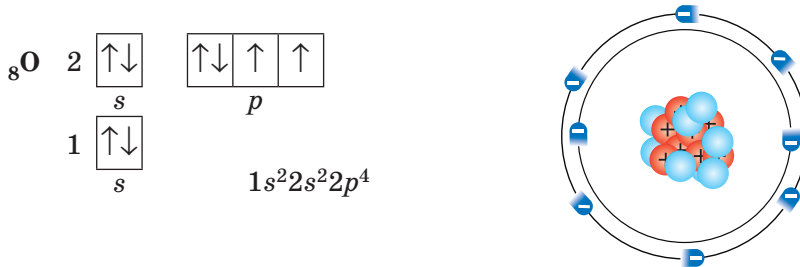


**Фрідріх Хунд**  
(1896–1986)

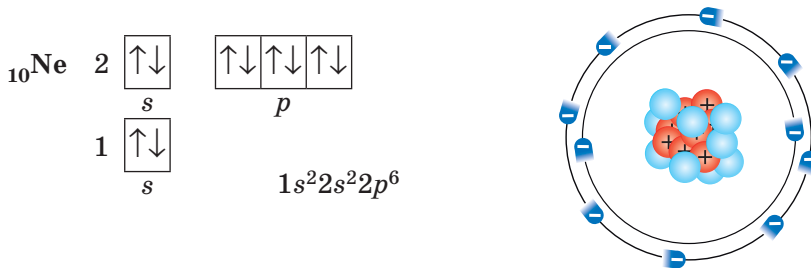
Згідно із цим правилом, в електронній оболонці атома Карбону є два неспарені електрони:



Тільки 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:



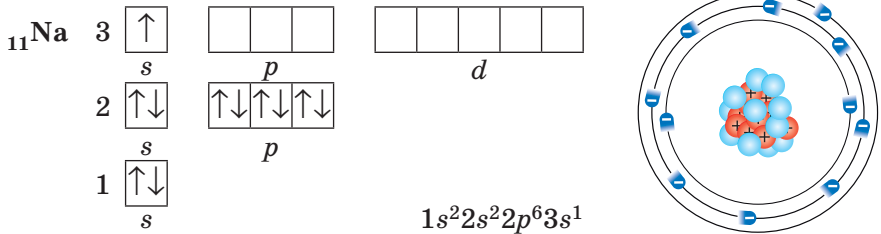
Таким чином, в атомах Неону перший та другий енергетичні підрівні повністю заповнені електронами:



### Будова електронних оболонок атомів елементів третього й четвертого періодів

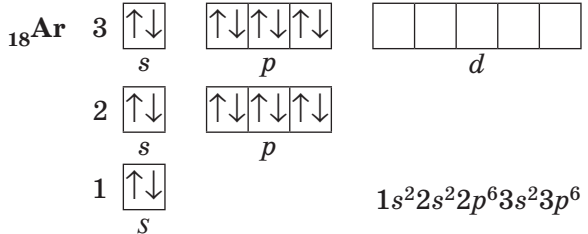
Електронні оболонки атомів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента третього

періоду — Натрію — починає заповнюватися третій енергетичний рівень:

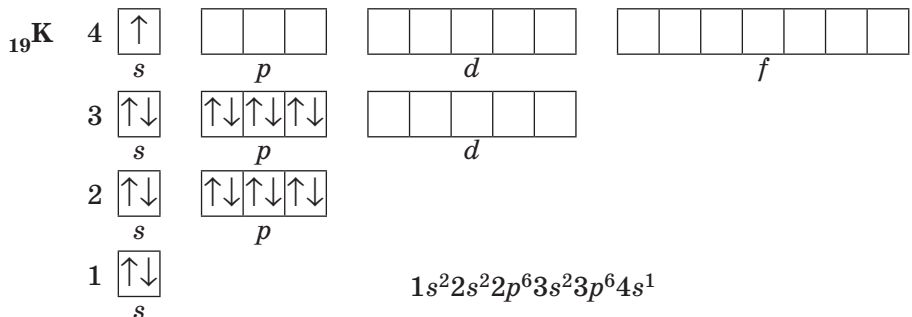


Зверніть увагу, що в атомі Натрію на третьому енергетичному рівні з'являється третій підрівень, що складається з *d*-орбіталей. Але, як і *p*-орбіталі, у Натрію орбіталі *d*-підрівня ще не заповнюються електронами й залишаються вакантними.

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



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



У наступного елемента — Кальцію —  $4s$ -підрівень заповнений повністю.

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, які ви дізнаєтеся під час глибшого вивчення хімії.

Порівняти енергію різних електронних підрівнів можна за допомогою суми двох чисел  $(n + l)$ . Число  $n$  — це номер 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  $4s$ -підрівня сума  $(n + l)$  дорівнює  $4 + 0 = 4$ , а для  $3d$ -підрівня сума  $(n + l)$  дорівнює  $3 + 2 = 5$ . Отже, енергія  $4s$ -підрівня менша, ніж у  $3d$ -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 з приводу таємничого «ефекту Паулі», коли навіть поява невисокого повненького вченого в лабораторії спричиняла всілякі поломки й аварії.



### Висновки

1. На одній орбіталі може перебувати не більше ніж два електрони, причому їхні спіни мають бути антипаралельними. Орбіталі заповнюються електронами за принципом найменшої енергії: спочатку заповнюється перший енергетичний рівень, потім — другий та третій.
2. Якщо на одному енергетичному підрівні містяться декілька електронів, то вони розподіляються таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальним.



### 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 орбіталах 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 число електронних пар та неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
2. За числом 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 повністю заповнені зовнішні енергетичні рівні.
4. Скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Оксигену? Атоми якого ще хімічного елемента другого періоду містять таке саме число 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 найбільше число: а) електронів; б) неспарених електронів; в) електронних пар?

## § 14. Будова електронних оболонок атомів і структура Періодичної системи

**Пригадайте:** структуру Періодичної системи (за § 7).

### Число 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.

Число хімічних елементів, що міститься в кожному періоді, визначається місткістю відповідних енергетичних рівнів і підрівнів. Ураховуючи енергетичні підрівні, що заповнюються у хімічних елементів, можна обчислити число хімічних елементів у певному періоді:

Період	Підрівні, що заповнюються електронами в атомах елементів цього періоду	Максимальне число електронів на підрівнях	Число хімічних елементів у періоді
1	1s (1 орбіталь)	2	Два: 1 (H) — 2 (He)
2	2s 2p (4 орбіталі)	8	Вісім: 3 (Li) — 10 (Ne)
3	3s 3p (4 орбіталі)	8	Вісім: 11 (Na) — 18 (Ar)
4	4s 3d 4p (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 у ***d*-елементів** (синій колір), і *f*-підрівень — у ***f*-елементів** (зелений колір).

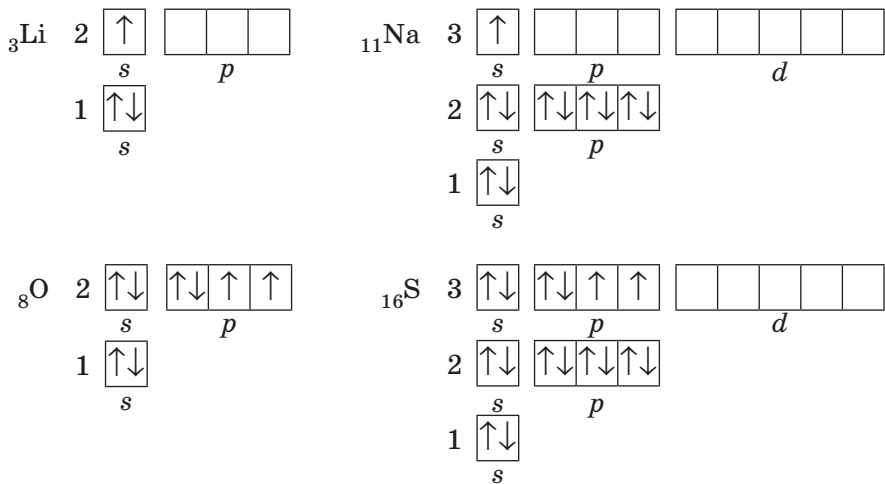
Ви вже помітили, що на кожному енергетичному рівні є *s*-підрівень, який максимально містить два електрони і завжди заповнюється першим. Це зумовлює те, що кожний період Періодичної системи завжди починається з двох *s*-елементів.

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



Коли ви знайомилися із загальною будовою Періодичної системи, то дізналися, що в групі об'єднано хімічні елементи з подібними ознаками. Зараз, ґрунтуючись на електронній будові атомів, можна стверджувати, що ця подібність зумовлена електронною аналогією.

**Будова зовнішнього електронного рівня атомів хімічних елементів, що належать до однієї підгрупи, є подібною (мал. 14.1).**

Розподіл елементів по головних і побічних підгрупах також зумовлений будовою електронних оболонок атомів. До головних підгруп належать тільки *s*- і *p*-елементи, у яких заповнюється зовнішній енергетичний рівень, а до побічних підгруп належать тільки *d*-елементи, у яких заповнюється передостанній електронний шар.

## § 14. Будова електронних оболонок атомів і структура Періодичної системи

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

**Мал. 14.1.** Розташування елементів у Періодичній системі (довгий варіант) та електронна формула атомів: рядки позначено номером енергетичного рівня, що заповнюється; стовпчики позначено формулою підрівня, що заповнюється останнім

Отже, принцип заповнення електронних оболонок атомів електронами повністю позначається на структурі Періодичної системи.



### Висновки

1. Число хімічних елементів у кожному періоді визначається винятково будовою електронної оболонки атомів. Перший період може містити тільки 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. Число енергетичних рівнів, що заповнюються електронами, визначають: а) за номером періоду; б) за номером групи; в) за порядковим номером елемента.

3. Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні визначають: а) за номером періоду; б) за номером групи; в) за порядковим номером.
4. Як визначити максимальне число електронів, що може 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 тільки з: а) *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 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 число пар електронів дорівнює числу 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)  $1s^2 2s^2 2p^3$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ?
13. Атоми яких елементів мають таку будову зовнішнього електронного шару: а)  $3s^2 3p^1$ ; б)  $3s^2 3p^3$ ; 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?

## § 15. Будова електронних оболонок і характер хімічних елементів

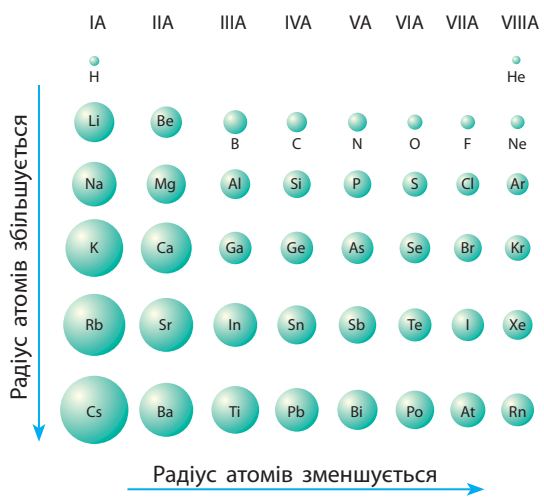
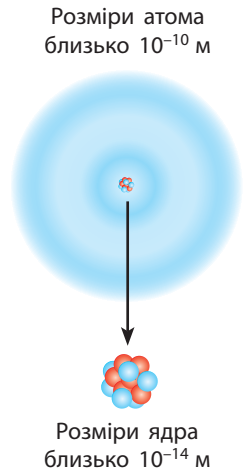
### Пригадайте:

- металічні елементи утворюють прості речовини метали та речовини переважно з оснóвними властивостями;
- неметалічні елементи утворюють неметали та речовини переважно з кислотними властивостями; метали активно реагують з неметалами.

### Радіус атома

Електронна оболонка не має чіткої межі, тому радіус атомів визначають за відстанню між ядрами сполучених атомів. Розмір ядра атома порівняно з розміром атома мізерний, тому розмір атомного ядра жодним чином не впливає на розмір атомів (мал. 15.1). Радіус атомів повністю зумовлений числом електронних шарів (енергетичних рівнів).

У головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента (зверху вниз) збільшується число зайнятих енергетичних рівнів. Тому **радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується** (мал. 15.2).



**Мал. 15.1.** Розміри ядра надзвичайно малі (у десятки тисяч разів менші від розмірів самого атома)

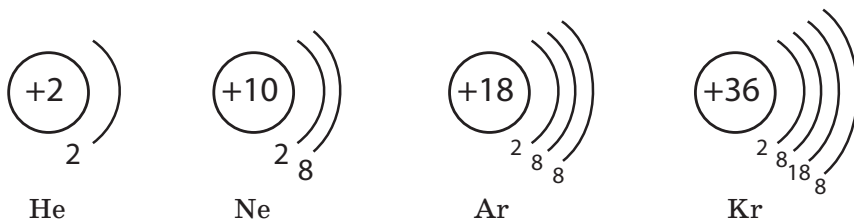
**Мал. 15.2.** Зміна радіусів атомів хімічних елементів: з наведених атомів найбільший радіус в атомів Цезію (244 пм), а найменший — в атомів Гелію (28 пм), 1 пм = 10<sup>-12</sup> м

В атомів хімічних елементів одного періоду число електронних шарів, що заповнюються, однакове. Це означає, що і радіус їхніх 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 тому в періоді радіус атомів поступово зменшується (мал. 15.2, с. 77).

### 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. Їхня особливість полягає в тому, що вони не «прагнуть» утворювати сполуки. В атомів інертних елементів надзвичайно стійка електронна оболонка, що зумовлює їхню хімічну інертність. У чому полягає причина її стійкості? Проаналізуємо 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 повністю заповнена. В атомів Неону електронна оболонка також містить максимальне число електронів — вісім. Атоми інших інертних елементів (Аргон, Криптон тощо) на зовнішньому рівні містять по 8 електронів. Їхній зовнішній енергетичний рівень хоча й не повністю заповнений, але це відповідає заповненням *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.

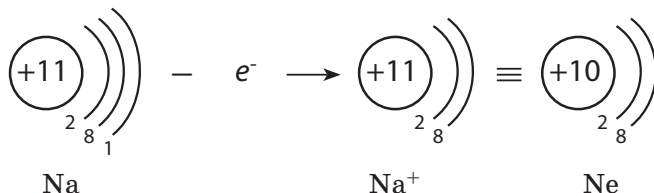
Втрачаючи чи приєднуючи електрони, атом перетворюється на заряджену частинку, яку називають **йоном**. Розрізняють **катиони** — йони з позитивним зарядом, і **аніони** — негативно заряджені йони.

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.

Атоми більшості неметалічних елементів можуть також і віддавати електрони, але головна відмінність: **атоми металічних елементів здатні тільки віддавати електрони, а неметалічних — і віддавати, і приймати.**

- Невелике число електронів на зовнішньому рівні (зазвичай 1–3) характерне для металічних елементів
- чотири й більше електронів на зовнішньому рівні характерно для неметалічних елементів

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



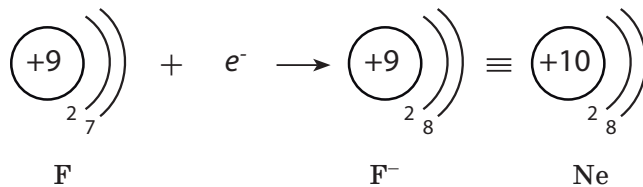
Йони  $\text{Na}^+$  містяться у складі всіх сполук Натрію, наприклад соди й кухонної солі. На відміну від атомів Натрію, йони Натрію хімічно інертні й майже нешкідливі для організму (мал. 15.3, с. 80). Увесь Натрій, що міститься в організмі людини (близько 90 г), перебуває саме у вигляді йонів.



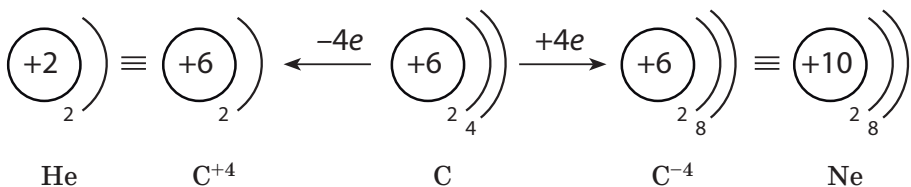


**Мал. 15.3.** Лужні метали — літій, натрій, калій (зображені ліворуч на кожному склі) — складаються з атомів відповідних металічних елементів і є м'якими та блискучими речовинами з високою реакційною здатністю. Йони цих лужних елементів, що містяться у складі хлоридів (зображені праворуч), є хімічно інертними

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



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



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 лантанноїдів та актиноїдів) також є металічними.

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

Наприклад, електронна формула атома Літію —  $1s^2 2s^1$ , а катіона Літію  $Li^+$  —  $1s^2$ , що збігається з 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 числом валентних електронів на зовнішньому електронному шарі їхніх атомів.


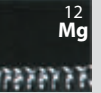





Елементом I групи потрібно віддати один електрон, а II групи — два електрони. Один електрон віддати легше, ніж два. Отже, чим більше електронів на зовнішньому рівні, тим атомам складніше їх віддавати, тому зі збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні (у періодах) металічні властивості елементів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

Чим більше електронів бракує до завершення електронного шару, тим важче їх приєднувати, тож, чим менше електронів на зовнішньому шарі, 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. 15.4, с. 82).


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

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

Група	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Будова зовнішнього електронного рівня	$s^1$	$s^2$	$s^2p^1$	$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$
Число 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. 15.4. Зміна характеру елементів 3-го періоду та утворених ними простих речовин

Будова зовнішнього електронного рівня	Група VA	Характер хімічного елемента	Властивості простої речовини
$2s^2p^3$		Неметалічний	Неметал
$3s^2p^3$		Неметалічний	Неметал
$4s^2p^3$		Неметалічний (напівметалічний)	Неметал
$5s^2p^3$		Неметалічний (напівметалічний)	Неметал (з металічним блиском)
$6s^2p^3$		Металічний	Метал

Неметалічні властивості послаблюються, металічні — посилюються

Мал. 15.5. Зміна характеру елементів V групи та утворених ними простих речовин

Зі збільшенням радіуса зовнішні електрони легше втрачати, тому металічні властивості в групах посилюються. Разом із цим неметалічні властивості елементів у групах зі збільшенням радіуса атомів послаблюються. Металічні властивості елементів однієї підгрупи найсильніше виражені в елементів з найбільшим радіусом (найбільшим порядковим номером), а неметалічні — в елементів з найменшим радіусом (найменшим порядковим номером) (мал. 15.5).

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 число 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<sup>+</sup>, O, O<sub>2</sub>, O<sup>2-</sup>, Fe, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Mg<sup>2+</sup>, HNO<sub>3</sub>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, NO<sub>2</sub>.
2. Запишіть електронну конфігурацію: а) атома Хлору і йона Cl<sup>-</sup>; б) атома Магнію і йона Mg<sup>2+</sup>.
3. Скільки протонів і електронів містить: а) атом Алюмінію; б) йон Al<sup>3+</sup>?
4. Атом якого елемента містить стільки електронів, скільки їх у йоні Na<sup>+</sup>?
5. Порівняйте електронну будову йонів S<sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup> 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<sup>2+</sup> має таку саму електронну будову, що й атом Аргону. Визначте цей елемент.
8. За Періодичною системою визначте число електронів, яке максимально може віддавати та приєднувати в хімічних реакціях атом Фосфору.
9. Чому істотно відрізняються за властивостями елементи головних підгруп I і VII груп? Поясніть відповідь з 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<sup>+</sup>?
11. Чому хімічні елементи Флуор і Хлор мають подібні властивості?

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

### Пригадайте:

- будову Періодичної системи (за § 7);
- залежність властивостей елементів та їхніх сполук від будови їхньої електронної оболонки (за § 15).

За розміщенням у Періодичній системі та електронною конфігурацією 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. 6).

**Таблиця 6. Характеристика хімічних елементів (на прикладі Карбону та Кальцію)**

Карбон	Кальцій
<b>1. Розміщення в Періодичній системі</b>	
Порядковий номер — 7; 2-й період, IV група, головна підгрупа	Порядковий номер — 20; 4-й період, II група, головна підгрупа; належить до родини лужноземельних елементів
<b>2. Будова атома</b>	
Заряд ядра +6, містить 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: ${}^6_6\text{C} \quad 2 \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{c} s \qquad p \end{array}$ Електронна формула: $1s^2 2s^2 2p^2$	Заряд ядра +20, містить 20 протонів, 20 нейтронів, 20 електронів. Електронна оболонка складається із чотирьох енергетичних рівнів. На зовнішньому рівні міститься одна електронна пара. Будова зовнішнього електронного рівня: ${}^{20}_{20}\text{Ca} \quad 4 \begin{array}{ c } \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{c} s \qquad p \qquad d \end{array}$ Електронна формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
<b>3. Характеристика хімічного елемента</b>	
<i>p</i> -Елемент, неметалічний, до завершення електронного рівня приймає 4 електрони	<i>s</i> -Елемент, металічний, для набуття електронної конфігурації інертного елемента втрачає 2 електрони
<b>4. Відносна атомна маса</b>	
12	40
<b>5. Вища валентність та формула вищого оксиду</b>	
IV; CO <sub>2</sub>	II; CaO
<b>6. Гідрат вищого оксиду та його характер</b>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ; кислота	Ca(OH) <sub>2</sub> ; луг
<b>7. Формула легкої сполуки з Гідрогеном</b>	
CH <sub>4</sub>	Не утворює
<b>8. Порівняння металічних або неметалічних властивостей із властивостями елементів, що стоять поряд у періоді та підгрупі</b>	
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

Для того щоб схарактеризувати хімічний елемент, окрім зазначення його положення в Періодичній системі, необхідно також визначити будову його атома та характер сполук, які він утворює.



### Контрольні запитання

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



### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Який з 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. 6).
5. Три елементи А, Б та В розташовані в одному періоді. В атомі елемента А число енергетичних рівнів у два рази менше, ніж число електронів на його зовнішньому рівні. Елемент Б — найпоширеніший елемент у природі, з елементом А він утворює сполуку  $АВ_2$ . 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 Періодичної системи?



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

## 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.

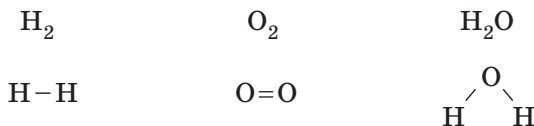
### § 17. Природа хімічного зв'язку

**Пригадайте:**

- визначення електронних формул атомів (за § 13);
- причину стійкості атомів інертних елементів (за § 15).

#### Електронна природа зв'язку

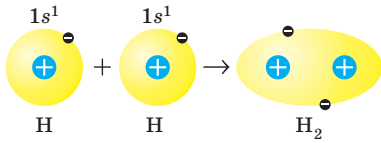
Майже двісті років тому вченими було введено поняття про валентність як здатність атомів сполучатися з іншими атомами. Наприклад, атоми Гідрогену завжди одновалентні, а Оксигену — двовалентні. Ґрунтуючись на цих даних, почали зображувати **структурні формули** молекул у такий спосіб:



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

Атом, як ви вже знаєте, складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів. Найпростіший атом —





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

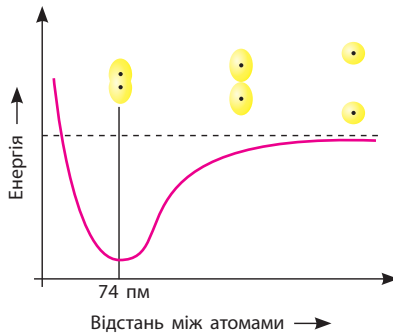
атом Гідрогену — містить лише один електрон, який перебуває на першому енергетичному рівні. Під час зближення двох атомів Гідрогену ядро одного з них притягує електрон іншого атома, і навпаки. Між атомами виникає взаємодія, і відстань між ними зменшується доти, поки взаємне притягання не врівноважиться відштовхуванням двох позитивних ядер.

У молекулі водню, що утворилася, електронна густина (імовірно місцезнаходження 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 від відстані між ядрами атомів: за максимальної взаємодії атомів (утворення хімічного зв'язку) енергія зменшується до мінімуму,  $1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$

### 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  $\text{He}_2$  утворитися не може.

Умови виникнення хімічного зв'язку визначив американський хімік Дж. Льюїс, який у 1916 р. запропонував електронну теорію хімічного зв'язку. Ця теорія ґрунтується на уявленні про те, що електронні

Американський фізико-хімік, працював у галузі електрохімії, термодинаміки й теоретичної хімії. Народився в м. Уеймут близько Бостона. У 14 років вступив до університету Небраска, а через три роки перевівся до Гарварду. З 26 років викладав у Гарварді, Кембриджі. У 39 років став деканом хімічного факультету в університеті Берклі, який під його керівництвом був одним з найкращих факультетів країни. У 1916 р. 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). У 1932 р. сформулював теорію кислот і основ (теорію Льюїса). Уперше виділив чисту «важку воду». Льюїса називають одним з найвидатніших фізико-хіміків США. Серед його учнів 289 докторів наук і 20 лауреатів Нобелівської премії, хоча йому самому здобути Нобелівську премію так і не судилося.



**Джилберт Ньютон  
Льюїс (1875–1946)**

оболонки атомів інертних елементів відзначаються особливою стійкістю, чим і пояснюється їхня хімічна інертність. Атоми всіх інших елементів під час утворення хімічного зв'язку прагнуть змінити електронну оболонку до конфігурації найближчого інертного елемента, віддаючи або приєднуючи електрони. Тільки 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.

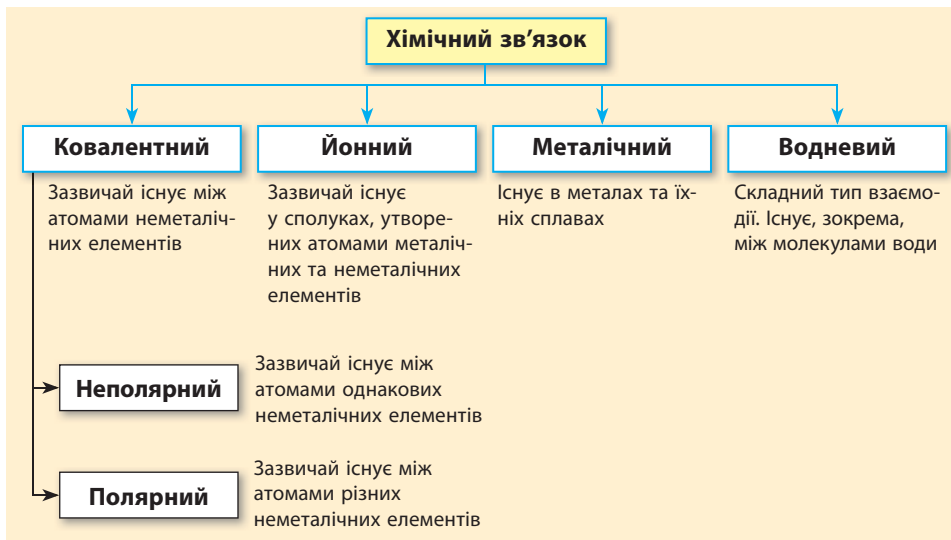
Отже, зрозуміло, чому молекула  $H_2$  стійка, а молекули  $He_2$  не існує. Це пов'язано з тим, що атому Гідрогену до завершення зовнішнього рівня бракує одного електрона. Під час утворення молекули  $H_2$  електрони двох атомів об'єднуються, і електронна конфігурація кожного атома доповнюється до конфігурації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

### Типи хімічного зв'язку

У речовинах розрізняють декілька типів хімічного зв'язку. Усі вони утворюються завдяки усупільненню 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 у 1916 р. 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 Льюїса вважають засновником цієї теорії.



### 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 усупільнюють або перерозподіляють електрони, щоб набути електронної конфігурації атомів найближчого інертного елемента.



### Контрольні запитання

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

2. За участю яких частинок утворюється хімічний зв'язок: а) протонів; б) електронів; в) нейтронів?
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 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 атоми Літію, Магнію, Калію, Алюмінію, Фосфору, Хлору.

## § 18. Ковалентний зв'язок

**Пригадайте:** визначення електронних конфігурацій атомів (за § 13).

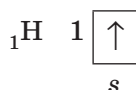
### Утворення ковалентного зв'язку

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 з 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:

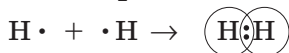


Для зображення утворення хімічного зв'язку валентні електрони позначають крапкою або хрестиком:



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

Утворення молекули водню  $\text{H}_2$  можна записати у вигляді формули:



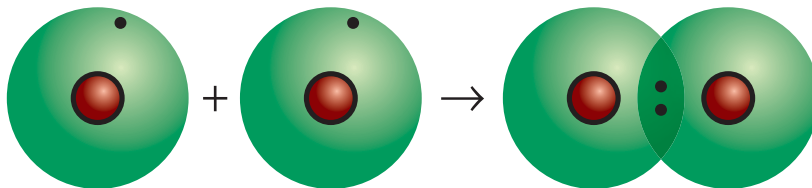
Отже, кожний атом Гідрогену віддає свій валентний електрон у спільне користування. При цьому утворюється **спільна електронна пара**, що одночасно належить обом атомам Гідрогену. Кожний атом Гідрогену при цьому набуває електронної конфігурації інертного елемента (Гелію), тобто отримує заповнений зовнішній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

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



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 ділянці перекривання утворюється підвищена електронна густина.

Атоми неметалічних елементів другого періоду прагнуть доповнити свою електронну оболонку до октету. Складемо схему утворення зв'язку в молекулі фтору  $\text{F}_2$ . Атом Флуору містить на зовнішньо-



**Мал. 18.1.** Перекривання *s*-орбіталей атомів Гідрогену утворює ділянку підвищеної електронної густини, де переважно перебуває спільна електронна пара

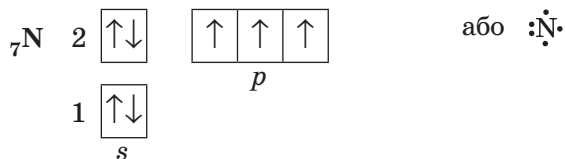


Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар:



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:



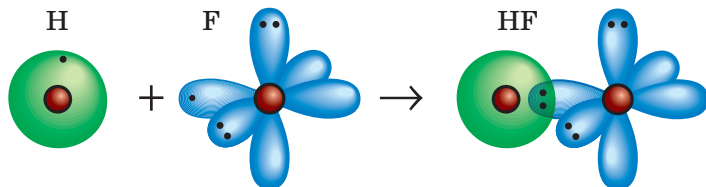
Завдяки їм під час утворення молекули азоту  $\text{N}_2$  виникають три спільні електронні пари:



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

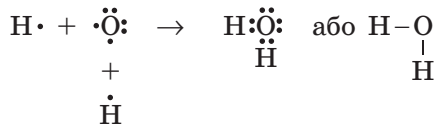
Ми розглянули, як утворюється хімічний зв'язок у молекулах простих речовин, але ковалентний зв'язок може виникнути й між атомами різних елементів. У молекулі гідроген флуориду HF (фтороводню) атоми за рахунок «чужого» електрона завершують свій зовнішній енергетичний рівень: атом Гідрогену — перший, а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



**Мал. 18.3.** В утвореній молекулі фтороводню *s*-орбіталь атома Гідрогену перекривається з *p*-орбітальною атома Флуору

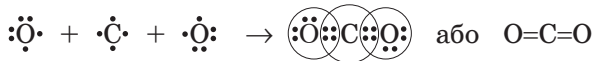


Якщо в одному атомі є декілька неспарених електронів, то він може утворити ковалентні зв'язки одночасно з декількома атомами. У молекулі води  $\text{H}_2\text{O}$  атом Оксигену утворює два ординарні ковалентні зв'язки з двома атомами Гідрогену:



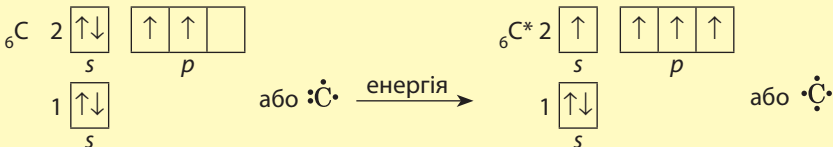
Кожний атом Гідрогену в молекулі води містить на зовнішньому рівні по два електрони (спільні з атомом Оксигену), а атом Оксигену — вісім електронів (чотири свої і дві спільні пари).

Між атомами різних елементів може також утворюватися й подвійний зв'язок, наприклад у молекулі вуглекислого газу  $\text{CO}_2$  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 тільки два неспарені електрони. Для того щоб утворити чотири хімічні зв'язки, атом Карбону поглинає невелику кількість енергії і переходить у так званий збуджений стан (графічно він позначається зірочкою). Поглинаючи додаткову енергію, один електрон з  $s$ -орбіталі переходить на вільну  $p$ -орбіталь, і на зовнішньому рівні атома Карбону стає чотири неспарені електрони:



Такий процес досить поширений і відбувається в тих випадках, 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 атоми елементів 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 «ординарний зв'язок» та «ординарний зв'язок» є синонімами?



### Висновки

1. Ковалентний зв'язок виникає завдяки усупільненню 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 з 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?

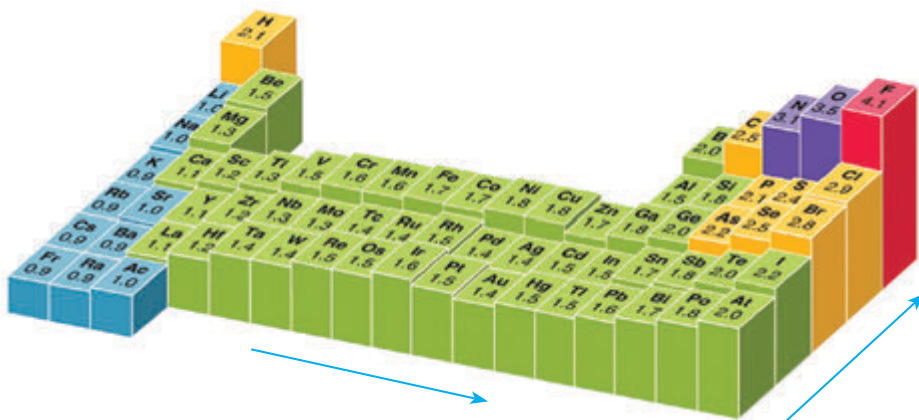
5. Складіть формули Льюїса для молекул хлороводню  $\text{HCl}$ , сірководню  $\text{H}_2\text{S}$ , амоніаку  $\text{NH}_3$ , метану  $\text{CH}_4$ . Скільки спільних і неподілених електронних пар містять атоми в кожному випадку?
6. Складіть формулу Льюїса для молекули сірки  $\text{S}_2$ . Скільки електронних пар беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку між атомами Сульфуру? Чи виконується правило октету?
7. Дано три електронні формули: а)  $\text{X}:\ddot{\text{Y}}:$ ; б)  $:\ddot{\text{Z}}:\ddot{\text{Z}}:$ ; в)  $:\ddot{\text{A}}::\ddot{\text{A}}:$ . Яким із наведених речовин —  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{Cl}_2$  — 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. Грунтуючись 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 § 15).

### 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, у першу чергу лужних — Літію, Натрію, Калію тощо. Вони виявляють найменшу електронегативність.

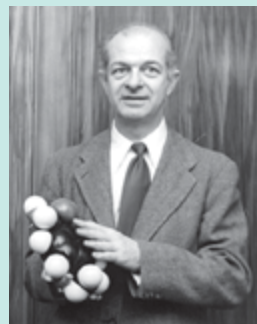


**Мал. 19.1.** Зміна значення електронегативності хімічних елементів відповідно до їхнього місця в Періодичній системі (довгий варіант)

Оскільки електронегативність — це властивість, яка 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 з 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 розташовані в середині шкали;

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



**Лайнус Карл Полінг**  
(1901–1994)

значення їхніх 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**.

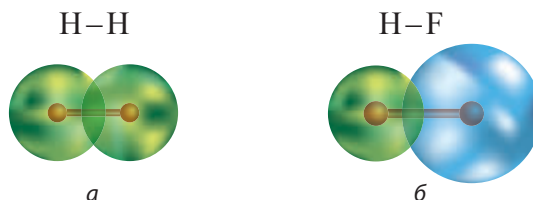
Давайте розглянемо, чим відрізняється хімічний зв'язок у молекулах водню  $H_2$ , фтору  $F_2$  та гідроген флуориду  $HF$ :



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 однаковою мірою вона належить обом атомам?

У молекулах фтору й водню спільна електронна пара однаково притягується до обох атомів і належить їм обом однаковою мірою. 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 призводить 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



**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 з незначною різницею електронегативностей

**Ковалентний полярний зв'язок:**

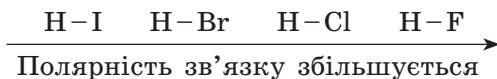
- спільна електронна пара зміщена в бік більш електро-негативного елемента
- існує між атомами неметалічних елементів з різною електронегативністю

з'являється певний позитивний заряд. Схематично це зображають так:



Ковалентний зв'язок, утворений між атомами різних елементів, називається **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:



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 менше заряду електрона (-1). У цьому випадку він становить лише 44 % від заряду електрона. Щоб не писати точне значення заряду (а в багатьох випадках визначити його досить складно), використовують букву  $\delta$  (дельта). Безсумнівно, що заряд на атомі Гідрогену точно 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 F — 3,98	H — 2,20 Cl — 3,16	H — 2,20 Br — 2,96	H — 2,20 I — 2,66
Різниця електронегативностей (ДЕН)	1,78	0,96	0,76	0,46
Ступінь зміщення електронної густини	+0,44    -0,44 H — F	+0,18    -0,18 H — Cl	+0,12    -0,12 H — Br	+0,05    -0,05 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 з полярним та неполярним зв'язком:  $S_8$ ,  $NH_3$ ,  $O_2$ ,  $F_2O$ ,  $F_2$ ,  $ClF_3$ ,  $P_4$ ,  $NO_2$ ,  $NO$ ,  $N_2$ .
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 з 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: йодоводень  $HI$ , хлороводень  $HCl$ , бромоводень  $HBr$ , вода  $H_2O$ , сірководень  $H_2S$ , хлор  $Cl_2$ , метан  $CH_4$ , фосфін  $PH_3$ .

- 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?
- Як змінюється в ряду H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>2</sub>Te полярність зв'язку? Чому?

## § 20. Йонний зв'язок

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

### Утворення речовин з йонним зв'язком

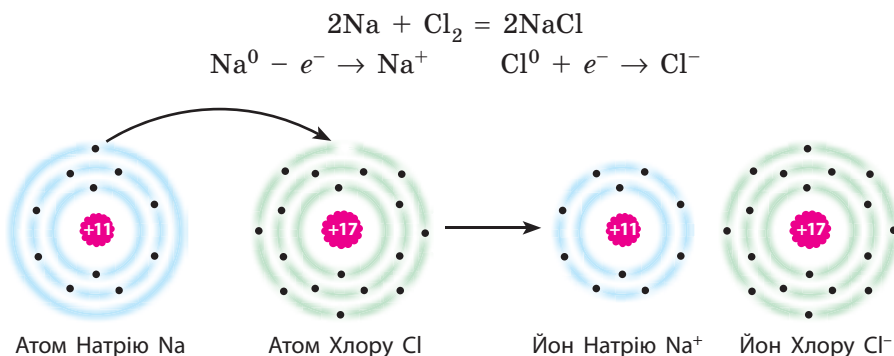
Механізм утворення речовин з йонним зв'язком має спільні риси з утворенням речовин з ковалентним зв'язком. Вони так само утворюються завдяки перерозподілу електронів. Йонний зв'язок існує в речовинах, утворених металічними та неметалічними елементами.

Атоми металічних елементів втрачають 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 та хлору утворюються йони Натрію Na<sup>+</sup> та хлорид-іони Cl<sup>-</sup> (мал. 20.1):



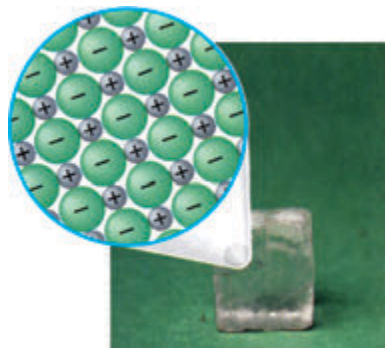
**Мал. 20.1.** Атом Натрію віддає електрон атому Хлору. При цьому обидва атоми перетворюються на йони із завершеним зовнішнім електронним рівнем

**Йонний зв'язок:**

- виникає між протилежно зарядженими йонами
- існує між йонами металічних та неметалічних елементів

Продукт взаємодії — натрій хлорид — цілком складається з йонів Натрію та хлорид-іонів, утворених переміщенням 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 основних оксидів ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ), лугів ( $\text{Na}^+\text{OH}^-$ ,  $\text{K}^+\text{OH}^-$ ) та солей ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+\text{NO}_3^-$ ).



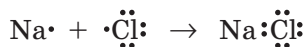
**Мал. 20.2.** У кристалі натрій хлориду йони утримуються завдяки йонному зв'язку

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



### Критерій утворення йонного зв'язку

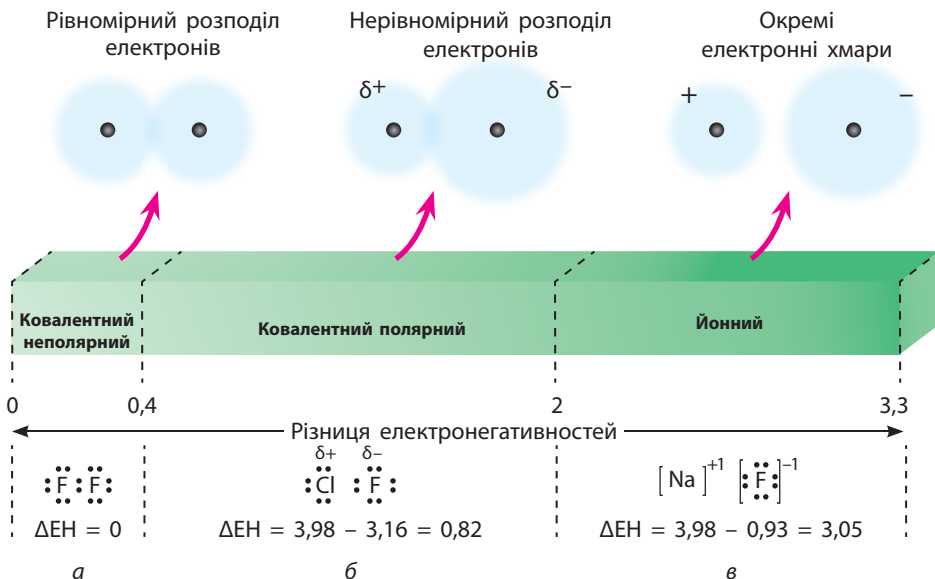
Утворення речовин з йонним зв'язком можна розглядати і з погляду утворення спільної електронної пари:



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. 20.3а). (Іноді неполярним вважають також зв'язок між атомами різних неметалічних елементів за умови, що різниця між електронегативностями елементів ( $\Delta EN$ ) не перевищує 0,4.) Якщо ж  $\Delta EN$  менша за 2, то зв'язок вважають ковалентним полярним (мал. 20.3б). Умовно вважають, що зв'язок є йонним, якщо  $\Delta EN$  перевищує 2 (мал. 20.3в).

### 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

- 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.

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



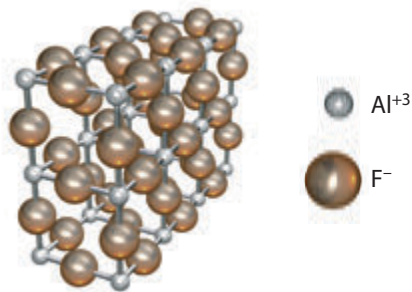
### Контрольні запитання

- Який зв'язок називають йонним? Наведіть приклади сполук з йонним зв'язком.
- Як можна відрізнити йонний зв'язок від ковалентного полярного?
- Сформулюйте дві відмінності йонного зв'язку від ковалентного.



### Завдання для засвоєння матеріалу

- Чим принципово відрізняється ковалентний зв'язок від йонного?
- Наведіть по дві формули сполук, у яких Оксиген утворює зв'язок: а) йонний; б) ковалентний.
- Випишіть з поданого переліку в окремі стовпчики формули сполук, у яких хімічний зв'язок: а) ковалентний неполярний; б) ковалентний полярний; в) йонний.  
 $H_2$ ,  $HBr$ ,  $Na_2O$ ,  $CaO$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $O_2$ ,  $NO_2$ ,  $K_3N$ ,  $NH_3$ ,  $N_2$ ,  $NF_3$ ,  $F_2$ ,  $OF_2$ ,  $MgF_2$ .
- Зобразіть схему утворення йонів на прикладі: а) калій флуориду  $KF$ ; б) магній оксиду; в) алюміній броміду  $AlBr_3$ .
- На малюнку зображена модель кристалу алюміній флуориду. Визначте, скільки йонів оточує кожний йон Алюмінію та йон Флуору.



- Поясніть, чому знання значення електронегативності елементів сполучених атомів дозволяє зробити висновок щодо типу хімічного зв'язку між ними.
- \* Поняття «валентність» некоректно застосовувати для елементів у складі йонних сполук. Як ви вважаєте, які принципові відмінності речовин з ковалентним та йонним зв'язком зумовлюють таку некоректність?

## § 21. Ступінь окиснення елементів

**Пригадайте:** визначення електронних конфігурацій атомів (за § 13).

### Поняття про ступінь окиснення

Для характеристики хімічних реакцій часто є необхідним зазначити число електронів, що беруть участь у тому чи іншому процесі. Якщо для речовин з йонним зв'язком для цього достатньо знати заряди утворених йонів, то в речовинах з ковалентним зв'язком визначити заряди досить складно. Тому для всіх сполук, незалежно від типу їхнього хімічного зв'язку, застосовують більш універсальне поняття — ступінь окиснення.

Ступінь окиснення визначається числом відданих або прийнятих електронів у речовинах з йонним зв'язком та числом електронів у складі спільних електронних пар, що зумовлюють ковалентний полярний зв'язок.



Ступінь окиснення — це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, обчислений з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.

У найпростіших йонних сполуках ступінь окиснення збігається із зарядами йонів, наприклад:



Це правило поширюється на всі основні оксиди: ступінь окиснення металічного елемента дорівнює заряду йона металічного елемента (Натрію — +1, Барію — +2, Алюмінію — +3), а ступінь окиснення Оксигену дорівнює −2.

Розглядаючи сполуки з ковалентним полярним зв'язком, роблять припущення, що спільна електронна пара повністю переходить до більш електронегативного елемента. У цьому випадку в гідроген флуориді та воді ступені окиснення будуть такі:



Ступінь окиснення позначають арабською цифрою, що пишуть над символом елемента, причому спочатку вказують знак заряду, а потім його чисельне значення. Якщо модуль ступеня окиснення дорівнює одиниці, то число 1 можна не ставити й писати тільки знак: NaCl.

## Можливі ступені окиснення елементів

Ступені окиснення, які елементи можуть виявляти в різних сполуках, у більшості випадків можна визначити за будовою зовнішнього електронного рівня або за положенням елемента в Періодичній системі.

Атоми металічних елементів можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивні ступені окиснення. Максимальне значення — вищий ступінь окиснення — зазвичай дорівнює числу електронів на зовнішньому рівні, а отже, й номеру групи в Періодичній системі.

**Металічні елементи** → вищий ступінь окиснення = максимальне число втрачених електронів = номер групи

→ нижчий ступінь окиснення = 0

Атоми неметалічних елементів можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення. Максимальний позитивний ступінь окиснення — вищий ступінь окиснення, як і для металічних елементів, дорівнює числу валентних електронів. А нижчий ступінь окиснення визначається тим, скільки електронів бракує атому, щоб на зовнішньому рівні їх було вісім (табл. 7).

**Неметалічні елементи** → вищий ступінь окиснення = максимальне число втрачених електронів = номер групи

→ нижчий ступінь окиснення = максимальне число прийнятих електронів = номер групи мінус 8

Окрім вищого та нижчого ступеня окиснення багато елементів можуть також виявляти й проміжні ступені окиснення. Визначити їх для *s*- та *p*-елементів можна за таблицею 7.

**Таблиця 7.** Найбільш характерні ступені окиснення *s*- та *p*-елементів

Група ПС	I	II	III	IV	V	VI	VII
Вищий ступінь окиснення	+1	+2	+3	+4	+5	+6 (крім O)	+7 (крім F)
Проміжний ступінь окиснення	—	—	—	+2, 0	+3, 0	+4, +2, 0	+5, +3, +1, 0
Нижчий ступінь окиснення	0	0	0	-4	-3	-2	-1

Деякі хімічні елементи не підпадають під ці правила. Серед них Гідроген, Оксиген, Флуор:



### Визначення ступенів окиснення в бінарних сполуках

Для визначення ступенів окиснення у сполуках недостатньо знати можливі ступені окиснення елементів. Для цього слід користуватися певними правилами. Насамперед, **принципом електронейтральності**: оскільки будь-яка речовина є електронейтральною, то **сума ступенів окиснення атомів усіх елементів, з яких складається речовина, має дорівнювати нулю**.

Наприклад, визначимо ступені окиснення елементів у сульфур(IV) оксиді  $\text{SO}_2$ . В оксидах ступінь окиснення Оксигену завжди дорівнює  $-2$ . Отже, для того щоб нейтралізувати заряд на двох атомах Оксигену, в Сульфурі ступінь окиснення має бути  $+4$ :  $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ .

Для визначення ступенів окиснення елементів у бінарних сполуках можна скористатися таким алгоритмом:

#### Алгоритм визначення ступеня окиснення елементів у бінарних сполуках (на прикладі фосфор(V) сульфіді та кальцій фосфіду)

1. Записуємо формули сполук	$\text{P}_2\text{S}_5$	$\text{Ca}_3\text{P}_2$
2. Визначаємо найбільш електронегативний елемент	Сульфур	Фосфор
3. Визначаємо знаки зарядів на елементах: на атомах більш електронегативного елемента — негативний, на іншому — позитивний	$\overset{+x}{\text{P}}\overset{-x}{\text{S}}_5$	$\overset{+x}{\text{Ca}}_3\overset{-x}{\text{P}}_2$
4. Визначаємо негативний ступінь окиснення елементів (табл. 7)	Сульфур: $-2$	Фосфор: $-3$
5. Обчислюємо сумарний негативний заряд на всіх електронегативних атомах	На атомах Сульфурі: $-2 \cdot 5 = -10$	На атомах Фосфору: $-3 \cdot 2 = -6$
6. Атоми з позитивним ступенем окиснення мають повністю нейтралізувати негативний заряд. Визначаємо ступінь окиснення позитивних атомів, поділивши сумарний позитивний заряд на число позитивних атомів	На атомах Фосфору: $+10 : 2 = +5$	На атомах Кальцію: $+6 : 3 = +2$
7. Записуємо значення ступенів окиснення	$\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{S}}_5$	$\overset{+2}{\text{Ca}}_3\overset{-3}{\text{P}}_2$



## Висновки

1. Ступінь окиснення визначає число прийнятих або відданих електронів. Для одноатомних йонів ступінь окиснення дорівнює заряду йона. В інших випадках він дорівнює заряду на атомі в молекулі або кристалі, обчисленому з припущенням, що всі спільні електронні пари повністю зміщені в бік більш електронегативного елемента.
2. Визначаючи ступінь окиснення, слід пам'ятати, що сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю. В атомів більш електронегативного елемента у сполуці ступінь окиснення негативний, а в інших атомів — позитивний.



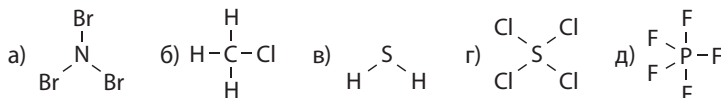
## Контрольні запитання

1. Дайте визначення поняттю «ступінь окиснення».
2. У чому полягає спільність і відмінність понять «ступінь окиснення» і «валентність»?
3. Як можна визначити вищий, нижчий та проміжні ступені окиснення елементів за Періодичною системою?
4. Чому дорівнює нижчий ступінь окиснення металічних елементів?
5. Сформулюйте алгоритм визначення ступенів окиснення елементів у бінарних сполуках.
6. Який ступінь окиснення елементів у простих речовинах? Чому він саме такий?



## Завдання для засвоєння матеріалу

1. Визначте валентність і ступінь окиснення всіх елементів за наведеними структурними формулами:



2. За положенням елементів у Періодичній системі визначте можливі валентності й ступені окиснення: а) Калію; б) Магнію; в) Бром; г) Фосфору; д) Сульфуру.
3. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках з Гідрогеном:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaH}_2$ .
4. Визначте ступені окиснення елементів у речовинах:
  - а)  $\text{AlF}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{K}_3\text{P}$ ,  $\text{SnO}_2$ ;
  - б)  $\text{I}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbCl}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SbCl}_3$ ;
  - в)  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{FeI}_2$ ,  $\text{MgS}$ ;
  - г)  $\text{CF}_4$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ;
  - д)  $\text{FeS}$ ,  $\text{IBr}$ ,  $\text{TeCl}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{NF}_3$ ;
  - е)  $\text{CS}_2$ ,  $\text{XeO}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
5. Наведіть формули речовин, у яких ступені окиснення Гідрогену й Карбону дорівнюють їхнім валентностям.

## § 22. Застосування поняття про ступінь окиснення

### Визначення ступенів окиснення в кислотах, гідроксидах та солях

Для сполук, утворених більше ніж двома хімічними елементами, принцип електронейтральності також є основним. І підхід для визначення ступенів окиснення такий самий, як і для бінарних сполук. Також слід пам'ятати, що в переважній більшості сполук ступінь окиснення Оксигену дорівнює  $-2$ , а Гідрогену —  $+1$ .

Для визначення ступенів окиснення в кислотах та гідроксидах можна скористатися таким алгоритмом:

**Алгоритм визначення ступенів окиснення елементів у кислотах та гідроксидах** (на прикладі сульфатної кислоти та хром(III) гідроксиду)

1. Записуємо формули речовин	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
2. Підписуємо ступені окиснення Оксигену та Гідрогену	$\begin{matrix} +1 & x & -2 \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} x & -2 & +1 \\ \text{Cr} & (\text{O})_3 & \text{H}_3 \end{matrix}$
3. Складаємо рівняння для обчислення невідомого заряду. Слід пам'ятати, що ступінь окиснення — це заряд на одному атомі. Якщо атомів певного елемента більше одного, то його заряд слід помножити на число атомів	$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$ Після спрощення: $2 + x - 8 = 0$	$1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) + 3 \cdot (+1) = 0$ Після спрощення: $x - 6 + 3 = 0$
4. Розв'язуємо складене рівняння	$x = +6$	$x = +3$
5. Підписуємо визначений ступінь окиснення	$\begin{matrix} +1 & +6 & -2 \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -2 & +1 \\ \text{Cr} & (\text{O})_3 & \text{H}_3 \end{matrix}$

Розглянемо, як визначити ступені окиснення трьох елементів, на прикладі калій сульфіту  $\text{K}_2\text{SO}_3$ . Ступінь окиснення Калію у сполуках може бути тільки  $+1$  (табл. 7, с. 107), а Оксигену —  $-2$ :



Оскільки сума зарядів має дорівнювати нулю, то обчислимо ступінь окиснення Сульфуру, розв'язавши рівняння:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ звідки } x = +4$$

**Визначаючи ступені окиснення елементів у сполуках, слід пам'ятати:**

1. Ступінь окиснення елемента в простій речовині дорівнює нулю.

2. Флуор — найбільш електронегативний хімічний елемент, тому ступінь окиснення Флуору в усіх сполуках дорівнює  $-1$ .

3. Оксиген — найбільш електронегативний елемент після Флуору, тому ступінь окиснення Оксигену в усіх сполуках, крім флуоридів, негативний: у більшості випадків він дорівнює  $-2$ , а в пероксидах —  $-1$ .

4. Ступінь окиснення Гідрогену в більшості сполук дорівнює  $+1$ , а в сполуках з металічними елементами (гідридах  $\text{NaNH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$  тощо) —  $-1$ .

5. Ступінь окиснення металічних елементів у сполуках завжди позитивний.

6. Більш електронегативний елемент завжди має негативний ступінь окиснення.

7. Сума ступенів окиснення всіх елементів у сполуці дорівнює нулю.

### Складання формул сполук за ступенем окиснення елементів

Використовуючи ступені окиснення, складати формули бінарних сполук простіше, ніж за валентністю. Складаючи формули, слід керуватися правилом електронейтральності.

**Алгоритм складання формул сполук за відомими ступенями окиснення елементів** (на прикладі сульфур(VI) оксиду та фосфор(III) хлориду)

1. Записуємо символи елементів у необхідному порядку та надписуємо їхні ступені окиснення	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl} \end{matrix}$
2. Визначаємо найменше спільне кратне (НСК) для значень ступенів окиснення (на знак не звертаємо уваги)	НСК (6 і 2) = 6	НСК (3 і 1) = 3
3. Число атомів певного елемента дорівнює відношенню НСК до ступеня окиснення цього елемента	$6 : 6 = 1$ (S) $6 : 2 = 3$ (O)	$3 : 3 = 1$ (Fe) $3 : 1 = 3$ (Cl)
4. Записуємо індекси після символів елементів	$\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O}_3 \end{matrix}$	$\begin{matrix} +3 & -1 \\ \text{P} & \text{Cl}_3 \end{matrix}$



### Висновки

1. Визначаючи ступені окиснення елементів у кислотах, основах та солях, слід зважати на те, що ступінь окиснення Оксигену в цих сполуках завжди  $-2$ , а Гідрогену —  $+1$ . Ступінь окиснення інших елементів обчислюється за принципом електронейтральності.
2. Позитивний заряд на всіх атомах має бути скомпенсований негативними зарядами інших атомів.





### Завдання для засвоєння матеріалу

- Складіть формули сполук за ступенями окиснення елементів: а) бром(І) оксид; б) манган(ІІ) оксид; в) станум(ІV) оксид; г) ферум(ІІІ) оксид.
- Визначте ступені окиснення всіх елементів у сполуках:  
а)  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ;  
б)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  
в)  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ,  $\text{BaMnO}_4$ .
- Визначте ступені окиснення Мангану в сполуках:  $\text{Mn}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
- Обчисліть ступені окиснення Карбону в сполуках:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$ ,  $\text{C}_2\text{Cl}_6$ . (Візьміть до уваги, що в усіх цих сполуках ступінь окиснення Гідрогену — +1, а Хлору — -1.)
- Визначте електронну формулу Хлору в ступенях окиснення: -1, 0, +1, +3, +5, +7.
- Наведіть формули сполук Нітрогену з позитивним і негативним ступенем окиснення цього хімічного елемента.
- Максимальна валентність та ступінь окиснення Оксигену та Флуору відрізняються від номерів груп Періодичної системи, у яких вони розташовані. Як ви вважаєте, чим це можна пояснити?

## § 23. Будова твердих речовин та їхні властивості

### Пригадайте:

- у твердих речовинах та рідинах частинки (атоми й молекули) розташовані щільно, у газах молекули розташовані 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 стає газуватою (кипить);
- плавлення та кипіння — це фізичні процеси, вони відбуваються без зміни хімічного складу речовин.

### Кристалічні й аморфні речовини

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 майже за кімнатної температури або дуже великої. Більшість фізичних властивостей речовин зумовлені їхньою внутрішньою будовою.

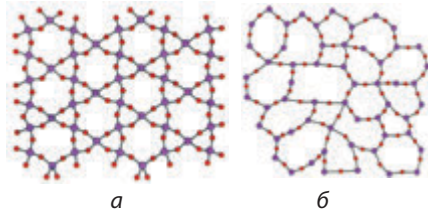
За внутрішньою будовою й фізичними властивостями розрізняють два стани твердих речовин — **аморфний** і **кристалічний**.

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. 23.1а).

Аморфні речовини не мають чіткої просторової структури, а утворені з невпорядкованих частинок (атомів чи молекул). За внутрішньою будовою вони нагадують рідини, тільки не можуть текти (мал. 23.1б). 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, застигли 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. 23.2).



**Мал. 23.1.** а — кварц SiO<sub>2</sub> 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 хаотично
- плавляться в інтервалі температур
- під час нагрівання розм'якшуються

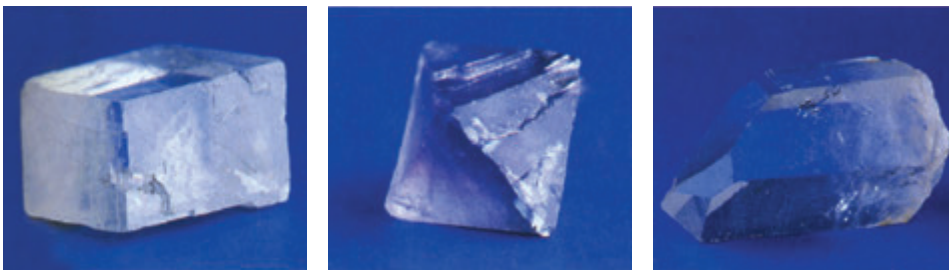


а



б

**Мал. 23.2.** а — кристалічна сірка; б — аморфна пластична сірка



**Мал. 23.3.** Кристалічні речовини можуть бути різної форми. Найчастіше вони мають вигляд правильних геометричних фігур

Тверді речовини мають переважно кристалічну будову. Кожна кристалічна речовина має певну, характерну для неї форму кристалів. Наприклад, кристали кухонної солі  $\text{NaCl}$  мають форму куба, калійної селітри  $\text{KNO}_3$  — форму призми, алюмінієвих галунів  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  — форму октаєдрів тощо (мал. 23.3). Якщо кристалічну речовину подрібнити, то всі кристали розпадаються на окремі шматочки, кожен з яких зберігає 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.

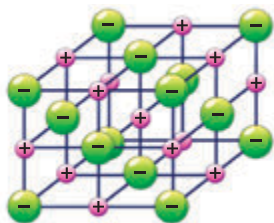
### Йонні речовини

У вузлах йонних кристалічних ґраток розташовані йони. Різноманітні 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. 23.4). Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин з йонним зв'язком.

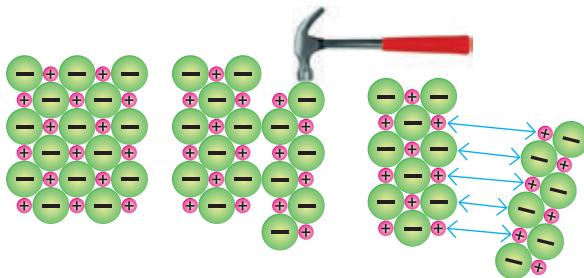
У йонних кристалах усі йони сильно притягуються один до одного. Для того щоб зрушити йони зі свого місця, необхідна велика кількість енергії. Завдяки цьому йонні сполуки за кімнатної

#### Йонні речовини:

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



**Мал. 23.4.** Модель будови речовини з йонними кристалічними ґратками



**Мал. 23.5.** Під час зміщення шарів у йонних кристалах однойменно заряджені йони замість притягалися відштовхуються один від одного, і кристал руйнується

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 є крихкими, оскільки навіть невеликий зсув шарів у кристалі наближає один до одного однойменно заряджені йони, відштовхування між якими призводить до послаблення притягання і, як результат, до появи тріщин у кристалі або навіть до його руйнування (мал. 23.5).

У твердому стані йонні сполуки не проводять електричний струм, 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

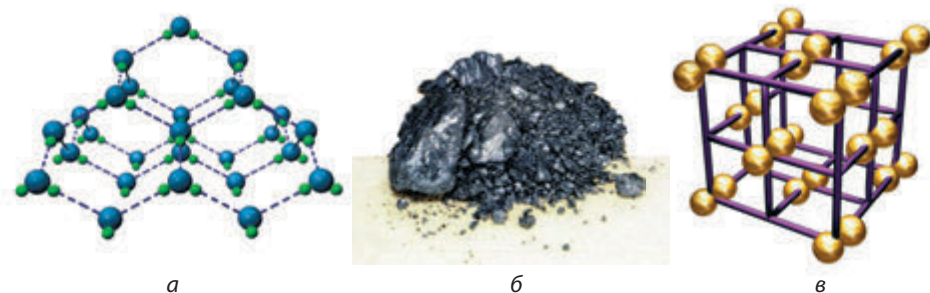
У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, що зв'язані між собою слабкими міжмолекулярними силами. Наприклад, лід складається з молекул води (мал. 23.6а, с. 116), а кристали йоду (мал. 23.6б, с. 116) складаються з двоатомних молекул йоду  $I_2$  (мал. 23.6в, с. 116).

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

Окремі молекули, що розміщені у вузлах кристалічних ґраток, утримуються між собою слабкими міжмолекулярними

### Молекулярні речовини:

- у вузлах ґраток — молекули
- слабка міжмолекулярна взаємодія
- крихкі, леткі
- легкоплавкі
- розчиняються у воді та в інших розчинниках



**Мал. 23.6.** У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані окремі молекули: а — кристалічні ґратки води (льоду); б — кристали йоду; в — кристалічні ґратки йоду

взаємодіями, значно слабшими, ніж ковалентний зв'язок у молекулі. Їх легко зруйнувати, тому речовини з молекулярними ґратками є крихкими й мають невеликі значення температур плавлення і кипіння. Багато речовин з молекулярними кристалічними ґратками за звичайних умов перебувають у рідкому або газуватому станах (хлор, хлороводень, кисень — гази; вода, сульфатна кислота, органічні розчинники — рідини).

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

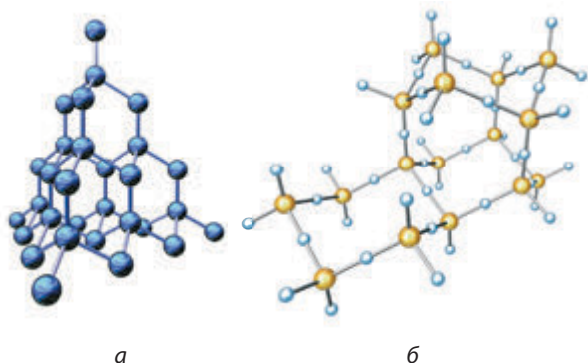
Отже, речовини з молекулярними ґратками є леткими, завдяки чому деякі з них мають характерний запах. Можна навіть стверджувати, що якщо речовина має запах, то це речовина молекулярної будови.

Молекулярні речовини здатні розчинятися. Деякі з них розчиняються у воді, 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.

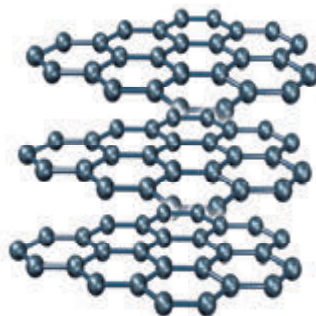
### Речовини атомної будови

Атомні кристали мають ґратки, утворені з атомів, що сполучені один з одним міцними ковалентними зв'язками. У таких структурах 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



**Мал. 23.7.** Алмаз (а) і кварц (б) утворюють тривимірні атомні кристалічні ґратки



**Мал. 23.8.** Кристалічні ґратки графіту — це окремі шари з атомів Карбону

з атомними кристалічними ґратками мають дуже високі температури плавлення й кипіння. Вони нерозчинні у воді та в інших розчинниках.

Зсув 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. 23.7а). Подібні ґратки утворюють атоми Силіцію й Оксигену у кварці (мал. 23.7б).

Графіт також має атомні кристалічні ґратки, але на відміну від алмазу й кварцу в графіті атоми Карбону в кристалічних ґратках розташовані шарами, які слабо сполучені один з одним (мал. 23.8). Завдяки цьому шари легко зсунути відносно один одного, якщо докласти навіть невеликих зусиль. Цим пояснюються «пишучі» властивості графіту.

#### Речовини атомної будови:

- у вузлах ґраток — окремі атоми
- тип зв'язку — ковалентний
- надзвичайно 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 перебуває в горах на сильному морозі, із часом кам'яніє і втрачає здатність танути. Античний філософ Арістотель 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* — «розтворюю», відповідно *адамас* — «незламний». А в перекладі з французької *brilliant* означає блискучий. Висловіть 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:** нагрівальний прилад, штатив із пробірками, склянки, 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. Для цього в три склянки або пробірки налейте воду заввишки на ширину пальця. Шпателем внесіть у воду видані реактиви: цукор, калій сульфат та силіцій(IV) оксид. Визначте, чи розчиняються речовини у воді.

**2.** Дослідження плавлення речовин. У залізну ложечку (або пробірку) помістіть невелику кількість цукру. Внесіть ложку в полум'я.

Визначте здатність цукру до плавлення. Повторіть дослід із калій сульфатом та 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			
Кристалічні ґратки			

## ДОМАШНІЙ ЕКСПЕРИМЕНТ № 1

### Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток: води, кухонної солі, піску

*Вам потрібні:* ложка з дерев'яною ручкою, нагрівальний прилад (кухонна піч), склянка з водою, качалка (або невеликий молоточок), лід, кухонна сіль, пісок.

#### ! Правила безпеки:

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

Перед початком роботи заморозьте в морозильній камері невелику кількість води. Для цього можна використати поліетиленові формочки для приготування льоду для напоїв.

Для дослідження розчинності речовин налийте у дві чашки або склянки трохи води і помістіть у них кухонну сіль та пісок. Зробіть висновок щодо їхньої розчинності.

Для дослідження плавлення речовин невеликі порції льоду, кухонної солі та піску помістіть на ложку з дерев'яною ручкою й нагрівайте. Зробіть висновок щодо здатності речовин плавитися.



## ТЕМА 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

Для дослідження крихкості невеликий зразок речовини помістіть на дерев'яну дошку і спробуйте розтерти дерев'яною качалкою або розтовчіть молоточком на твердій поверхні.

Дослідіть можливість подрібнення льоду, кухонної солі та піску.

Зробіть висновок щодо типів кристалічних ґраток досліджених речовин.



### 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 слабо 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 та 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 типи кристалічних ґраток розрізняють?
5. Які фізичні властивості характерні для речовин з 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?



### Завдання для засвоєння матеріалу

1. Наведіть по одному прикладу твердих речовин, які під час нагрівання: а) розкладаються; б) плавляться; в) сублімують.
2. Визначте ступінь окиснення і валентність Карбону в алмазі та графіті.
3. Поясніть, чому кварц  $\text{SiO}_2$  і вуглекислий газ  $\text{CO}_2$  мають зовсім різні фізичні властивості, незважаючи на подібний склад.
4. Із наведеного переліку випишіть окремо формули речовин з кристалічними ґратками: а) атомними; б) йонними; в) молекулярними.  
 $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{O}_2$  (тв.),  $\text{CuO}$ ,  $\text{Br}_2$  (тв.),  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  (тв.),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CO}_2$  (тв.),  $\text{H}_2\text{O}$  (тв.).
5. Чому пластинка із силіцію або германію після сильного удару розлітається на шматки, а з олова або свинцю — тільки деформується? Поясніть, у якому випадку і чому відбувається руйнування хімічних зв'язків.
6. Білий фосфор плавиться за  $44^\circ\text{C}$ , а червоний фосфор — за значно вищої температури. Який висновок можна зробити щодо типів їхніх кристалічних ґраток?
7. Карборунд (силіцій карбід  $\text{SiC}$ ) має температуру плавлення  $2830^\circ\text{C}$  і за твердістю близький до алмазу. Який тип його кристалічних ґраток?
8. Ванілін — безбарвна кристалічна речовина з приємним запахом. Які кристалічні ґратки він має?
9. Деяка безбарвна речовина добре розчиняється у воді й має високу температуру плавлення. Висловіть припущення щодо типу її кристалічних ґраток. Чи має ця речовина запах?
10. Виконайте навчальний проект № 3 «Залежність фізичних властивостей речовин від типів кристалічних ґраток».
- 11\*. За текстом параграфа проілюструйте взаємозв'язок між складом та фізичними властивостями речовин. Поясніть логічний ланцюг: хімічний склад → хімічний зв'язок → кристалічні ґратки → фізичні властивості.
- 12\*. Знайдіть у додаткових джерелах інформацію про поширені аморфні сполуки, зокрема скло, бурштин та бітум. Які фізичні властивості дозволяють зробити висновок про їхню аморфність? Як впливають методи добування цих речовин на навколишнє середовище?



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

## Таблиця розчинності кислот, основ і солей у воді

Аніони	Назва аніона	Катіони																							
		H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	гідроксид		P	P	P	P•	Н	М	P	P	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	•	Н	Н	•	Н
F <sup>-</sup>	флуорид	P	М	P	P	P	М	Н	М	М	М	М	М	М	P	М	М	М	М	P	P	М	P	Г	Г
Cl <sup>-</sup>	хлорид	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Н	М	P <sup>Г</sup>	P	P
Br <sup>-</sup>	бромід	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	Н	М	P	М	P
I <sup>-</sup>	йодид	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	М	P	P	—	P	P	—	P	P	Н	М	М	Н	—
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	карбонат	М•	P	P	P	P	М <sup>Г</sup>	Н	Н	Н	Г	Г	Н	Н	Г	Н <sup>Г</sup>	Н <sup>Г</sup>	Н <sup>Г</sup>	Н <sup>Г</sup>	Н	Н	Н	Г	Н <sup>Г</sup>	Г
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	силікат	Н	М	P	P	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Г	Н	Г
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	нітрит	P•	P	P	P	P•	P	P	P	P	Г	Г	P	P	Г	P	P	P	P	P	М	P	Г	P	Г
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	нітрат	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P•	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	ацетат	P	P	P	P	P	P	P	P	P	М	P <sup>Г</sup>	P	P	Н <sup>Г</sup>	P	P	P	P	P	М	P	Г	P	Г
PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	метафосфат	P	P	P	P	P	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Г	Г	Г
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	ортофосфат	P	М	P	P	P	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
S <sup>2-</sup>	сульфід	P	P	P	P	P	М <sup>Г</sup>	М	М	P	Г	Г	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	сульфіт	P•	P	P	P	P	М	Н	Н	Н	Г	Г	Н	М	—	Н	Н	Н	М	М	М	Н	Г	—	P
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	сульфат	P	P	P	P	P	P	М	М	Н	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	М	Н	P <sup>Г</sup>	Г	P

**P**

— розчинна речовина (розчинність понад 1 г на 100 г води)

**Н**

— майже нерозчинна речовина (розчинність становить менше 0,01 г на 100 г води)

**•**

— речовина нестійка і розкладається при утворенні

**М**

— малорозчинна речовина (розчинність від 0,01 г до 1 г на 100 г води)

**Г**

— речовина існує, але взаємодіє з водою, її неможливо виділити із розчину (її розчинність визначити неможливо)

**—**

— 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 <sub>2</sub>	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Катіон	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Ti <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>

