

О. В. Григорович

ХІМІЯ

11

КЛАС

Рівень стандарту

Підручник для 11 класу
закладів загальної середньої освіти

Харків
Видавництво «Ранок»
2019

УДК 54:37.016(075.3)
Г83

Григорович О. В.

Хімія (рівень стандарту) : підруч. для 11 класу закл. загал. серед. освіти / О. В. Григорович. — Харків : Вид-во «Ранок», 2019. — с. : іл., фот.

ISBN

УДК 54:37.016(075.3)



Інтернет-підтримка
Електронні матеріали
до підручника розміщено на сайті
interactive.ranok.com.ua

ISBN

© Григорович О. В., 2019
© Кот Ю. Г., Кот К. В., фотографії, 2019
© ТОВ Видавництво «Ранок», 2019

Зміст

Тема 1. Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів

- § 1. Повторення основних понять про будову атома 6
- § 2. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів *s*-, *p*-
та *d*-елементів 12
- § 3. Особливості будови атомів у збудженому електронному стані.
Валентність. Ступінь окиснення..... 19
- § 4. Властивості хімічних елементів та їхніх сполук
на основі уявлень про електронну будову атомів..... 26

Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

- § 5. Природа хімічного зв'язку. Йонний зв'язок..... 32
- § 6. Ковалентний зв'язок 36
- § 7. Водневий зв'язок 43
- § 8. Металічний зв'язок..... 49
- § 9. Кристалічний і аморфний стани твердих речовин 52
- § 10. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови 55

Тема 3. Хімічні реакції

- § 11. Хімічна рівновага 55
- § 12. Розв'язання задач з урахуванням відносного виходу
продукту реакції від теоретично можливого 55
- § 13. Кислотність розчинів солей. Гідроліз солей..... 55
Лабораторний дослід № 1. Визначення рН водних розчинів солей 55
- § 14. Хімічні джерела електричного струму 55

Тема 4. Неорганічні речовини і їхні властивості

- § 15. Загальна характеристика неметалічних елементів та неметалів..... 55
- § 16. Галогени. Хлор 55
- § 17. Гідроген хлорид. Хлоридна кислота..... 55
- § 18. Розв'язання задач за рівняннями хімічних реакцій,
якщо один із реагентів узято в надлишку..... 55
- § 19. Оксиген. Кисень і озон..... 55
- § 20. Сульфур. Сірка 55
- § 21. Гідроген сульфід. Сульфідна кислота..... 55

§ 22.	Сульфатна кислота
§ 23.	Нітроген. Азот
§ 24.	Амоніак
§ 25.	Нітратна кислота
§ 26.	Фосфор.....
§ 27.	Мінеральні добрива
§ 28.	Карбон
§ 29.	Оксиди неметалічних елементів в атмосфері.....
§ 30.	Силіцій оксид. Сучасні силікатні матеріали
	<i>Лабораторний дослід № 2. Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля та аналогічних лікарських препаратів</i>
§ 31.	Загальна характеристика металічних елементів та металів.....
§ 32.	Застосування металів і сплавів.....
§ 33.	Лужні елементи
§ 34.	Кальцій і Магній. Жорсткість води
§ 35.	Алюміній.....
§ 36.	Ферум. Залізо
§ 37.	Виявлення йонів у розчинах
	<i>Лабораторні дослід № 3–8. Виявлення в розчині катіонів Феруму(2+), Феруму(3+), Барію, амонію, силікат- і ортофосфат-іонів</i>
	<i>Практична робота. № 1. Дослідження якісного складу солей.....</i>
§ 38.	Узагальнення знань про властивості неорганічних сполук основних класів. Генетичні зв'язки
	<i>Практична робота № 2. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами</i>

Тема 5. Хімія і прогрес людства

§ 39.	Зелена хімія
§ 40.	Значення хімії для сучасного суспільства

Алфавітний покажчик

Іменний покажчик

Додатки.....

Відповіді до розрахункових задач

Хімія, більше ніж будь-яка інша галузь знань,
є основою сучасної матеріальної культури.
Сванте Арреніус, Нобелівський лауреат

Шановні одинадцятикласники та одинадцятикласниці!

У цьому навчальному році ви закінчите вивчати шкільний курс хімії. За останні чотири роки ви дізналися багато про хімічні речовини, їхні властивості та значення в нашому житті. Наразі ви маєте можливість повторити деякі питання та поглибити знання з неорганічної та загальної хімії. Ви дізнаєтеся про властивості хімічних елементів та сполук, які вони утворюють, про взаємозв'язок між будовою атомів та будовою молекул, а також про використання неорганічних сполук у нашому житті, їхню роль у розв'язанні побутових проблем і сучасних проблем людства.

Цей посібник — ваш надійний помічник у вивченні хімії. Він містить увесь матеріал, який вам буде необхідний в 11 класі.

Кожний параграф закінчується ключовою ідеєю і практичним блоком, який складається з різноманітних запитань і завдань. У кінці посібника є алфавітний покажчик та відповіді до розрахункових задач.

Підручник містить додатковий матеріал, не обов'язковий для вивчення: у рубриці «Дізнайтеся більше» подається детальніша інформація щодо нового матеріалу; у рубриці «Хімія навколо нас» наведені приклади використання речовин або хімічних процесів у діяльності людини.

Умовні позначення



— важлива інформація, яку необхідно запам'ятати;



— рубрика «Дізнайтеся більше»;



— рубрика «Цікавий факт»;



— рубрика «Хімія навколо нас»;



— демонстраційний дослід;



— ключова ідея параграфа;



— контрольні запитання;



— завдання для засвоєння матеріалу;



— посилання на електронний додаток.

Електронний додаток до підручника

На сторінках підручника ви знайдете посилання на електронні матеріали до підручника: додаткову інформацію до параграфів, біографії вчених, відео хімічних дослідів та тестові завдання для контролю знань за вивченими темами. Також можна скористатися QR-кодами за допомогою спеціальних безкоштовних програм, які можна встановити на ваш планшет або смартфон.

ТЕМА 1. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

§ 1. Повторення основних понять про будову атома

Планетарна модель будови та склад атома

Сучасні уявлення про будову атома ґрунтуються на *планетарній моделі атома*, запропонованій Ернестом Резерфордом, за якою позитивно заряджене ядро оточене негативно зарядженими електронами (мал. 1.1).

Модель атома Резерфорда доповнив його учень Нільс Бор, який довів, що електрони можуть обертатися не на будь-якій орбіті, а тільки на певних відстанях від ядра, утворюючи концентричні сфери з електронів. Тому іноді планетарну модель атома називають моделлю Бора-Резерфорда.

Частинки у складі атома:

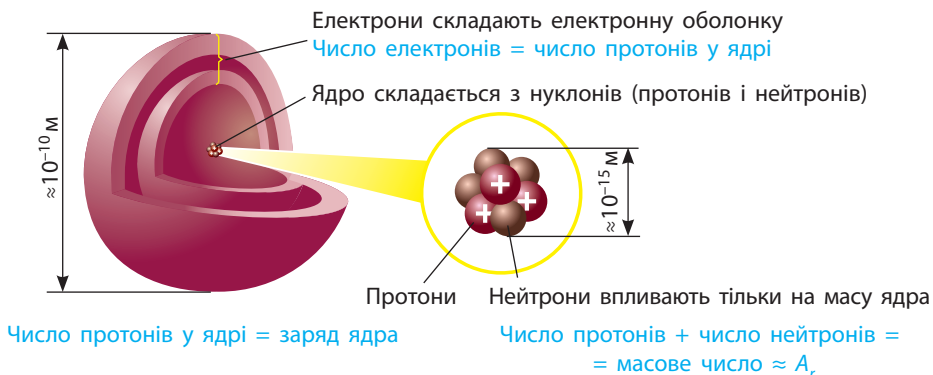
електрони (e^-): заряд -1 , $A = 0$;
протони (p): заряд $+1$, $A = 1$;
нейтрони (n): заряд 0 ; $A = 1$

Характеристики атома:

Z — протонне число, указує число протонів у ядрі атома;
 N — нейтронне число, указує число нейтронів у ядрі атома;
 A — масове, або нуклонне, число, указує число нуклонів у ядрі атома



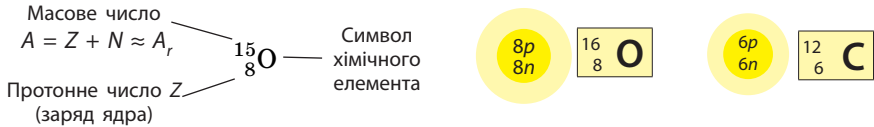
Атом — це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.



Мал. 1.1. Склад атома

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

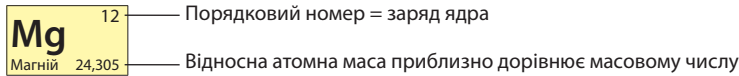
Нукліди позначають символом хімічного елемента із зазначенням протонного та масового чисел:



Хімічний елемент — це нукліди з однаковим зарядом ядра.

Протонів в атомах міститься таке число, що дорівнює порядковому номеру хімічного елемента в Періодичній системі. Отже, і заряд ядра також дорівнює порядковому номеру:

Порядковий номер елемента = число протонів у ядрі = заряд атома

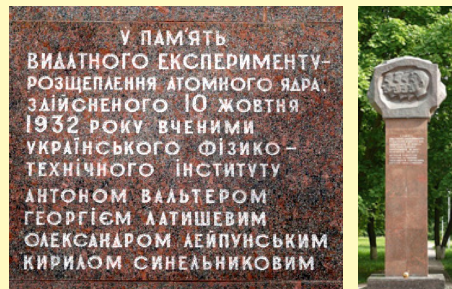


Ізотопи — це різні нукліди одного хімічного елемента.

Ізотопами є нукліди, що мають однаковий заряд (протонне число) і різне нейтронне число:



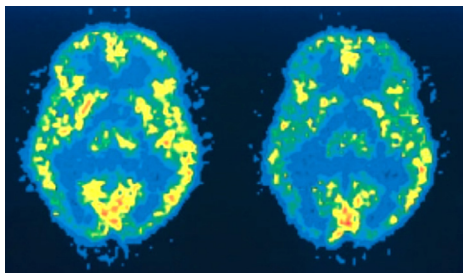
Те, що атомне ядро має складну будову, було теоретично доведено на початку ХХ століття. Експериментально першими це довели англійські вчені Е. Волтон і Д. Кокрофт. Вони розщепили ядро атома Літію у квітні 1932 року. Але лише п'ять місяців по тому 10 жовтня 1932 року цей експеримент блискуче повторили вчені А. К. Вальтер, Г. Д. Латишев, О. І. Лейпунський, К. Д. Синельников на базі Українського фізико-технічного інституту (зараз — Національний науковий центр «Харківський фізико-технічний інститут»). 10 жовтня 2002 року перед головним будинком ННЦ «ХФТІ» було відкрито пам'ятник на честь 70-річчя розщеплення атомного ядра.





Позитронна емісійна томографія (ПЕТ)

Позитрон — це античастинка електрона, тобто він має однакові з електроном характеристики, але, на відміну від електрона, має заряд $+1$. Позитронні випромінювачі використовують для вивчення функцій головного мозку методом позитронної емісійної томографії (ПЕТ). Перед дослідженням в організм вводять глюкозу, яка замість звичайних нуклідів Карбону ^{12}C містить нуклід ^{11}C . (Для одержання такої глюкози деякі овочі поміщають в атмосферу з умістом $^{11}\text{C}_2\text{O}_2$. Рослини поглинають такий вуглекислий газ і використовують його для фотосинтезу, завдяки чому атоми ^{11}C потрапляють до молекул глюкози.) Глюкоза потрапляє до мозку, який використовує її для живлення. Нукліди ^{11}C із цієї глюкози випромінюють позитрони, що анігілюють з електронами в мозку, у результаті чого утворюються гамма-промені. Спеціальна техніка уловлює ці гамма-промені та будує карту мозку з позначенням зон ненормального засвоєння глюкози клітинами мозку. У такий спосіб досліджують функціонування мозку. Наприклад, технологія ПЕТ-сканування продемонструвала, що поглинання глюкози мізками паліїв менше, ніж у непаліїв. Також цей метод дозволяє діагностувати маніакальну депресію, шизофренію, хворобу Альцгеймера тощо.



Результат позитронно-емісійної томографії дослідження активності мозку людини, яка не палить (ліворуч), та палія (праворуч). Показано помітне зниження швидкості метаболізму глюкози за наявності нікотину



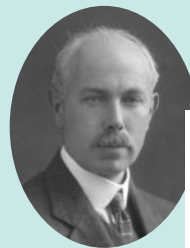
Нільс Генрик Давид Бор
(1885–1962)

Нобелівський лауреат.
Є автором сучасної моделі будови атома



Фредерік Содді
(1877–1956)

Нобелівський лауреат.
Досліджував властивості ізотопів



Френсіс Вільям Астон
(1877–1945)

Нобелівський лауреат. Довів існування ізотопів за допомогою мас-спектрографа

Рух електрона в атомі. Орбіталі

• Для електрона можна визначити тільки ймовірність його перебування в певній точці простору навколо ядра. Ту частину електронної хмари, у якій електрон перебуває найбільше часу, називають атомною орбіталлю.

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

• Атомні орбіталі всіх електронів у атомі разом утворюють спільну електронну хмару атома — *електронну оболонку*.

• Серед орбіталей, що заповнюються електронами в атомі, виділяють чотири типи: *s*, *p*, *d* і *f* (мал. 1.2).

Структура електронної оболонки атомів

• В електронних оболонках атомні орбіталі утворюють чіткі структури, що різняться числом і типом орбіталей.

• Орбіталі з приблизно однаковою енергією утворюють *енергетичні рівні* (електронні шари), їх позначають числом *n* ($n = 1, 2, 3, \dots$).

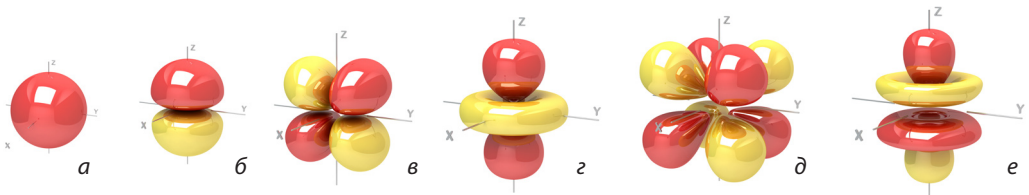
Кожний рівень із номером *n* містить n^2 орбіталей.

• Кожна орбіталь може містити максимум два електрони, тому максимальна місткість енергетичного рівня $2n^2$.

Кожний рівень із номером *n* може містити максимум $2n^2$ електронів.

• Кожний енергетичний рівень складається з *енергетичних підрівнів*. Енергетичні підрівні об'єднують орбіталі одного типу (*s*, *p*, *d* і *f*), тому їх позначають так само, як і орбіталі.

Число енергетичних підрівнів на енергетичному рівні дорівнює номеру цього рівня.



Мал. 1.2. Атомні орбіталі: *a* — *s*-орбіталь; *b* — *p*-орбіталь; *c* і *d* — різні види *d*-орбіталей; *e* — різні види *f*-орбіталей



1923 року французький учений Луї де Бройль установив, що електрон через надзвичайно малі розміри має унікальні властивості: як і інші частинки, електрон має масу й заряд, але під час руху він виявляє хвильові властивості. Хвиля відрізняється від частинки тим, що не можна точно визначити її місце в просторі в певний момент часу. Через таку двоїсту природу — корпускулярно-хвильовий дуалізм — для електрона неможливо одночасно визначити швидкість руху та напрямок. Якщо ми знаємо, у кому напрямку рухається електрон, то не можемо визначити його швидкість руху, і навпаки. Цей принцип — *принцип невизначеності* — сформулював німецький учений В. Гейзенберг. Отже, для електрона поняття «траєкторія» застосовувати взагалі не слід. Про електрон можна стверджувати, що в певній точці простору є певна ймовірність його перебування.

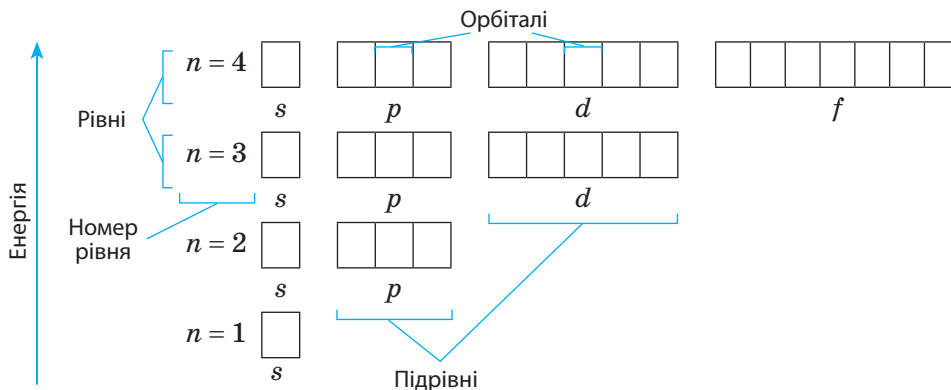


Луї де Бройль (1892–1987)
Нобелівський лауреат. Відкрив хвильову природу електрона



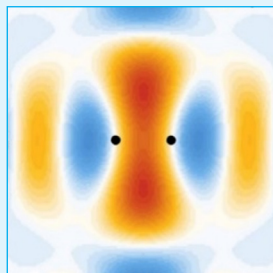
Вернер Карл Гейзенберг (1901–1976)
Нобелівський лауреат. Сформулював принцип невизначеності

Графічно орбіталі позначають квадратом. Отже, будова електронної оболонки на прикладі перших чотирьох енергетичних рівнів виглядатиме так:





Орбіталь — це ділянка простору, а не матеріальний об'єкт, тому торкнутися чи побачити її неможливо. Ті форми орбіталей, що наводять у різних джерелах, є результатом математичних розрахунків за рівнянням Шредінгера, яке описує поведінку електрона в електронній оболонці. Але на початку 2000-х років було сконструйовано аттосекундний лазер — лазер, що випромінює імпульси тривалістю в діапазоні кількох аттосекунд ($1 \text{ аттосекунда} = 1 \cdot 10^{-18} \text{ с}$). Цей час порівнянний із часом одного обертання електрона навколо ядра атома. Це дає змогу зафіксувати положення електрона в атомі або молекулі в різні проміжки часу, тобто «сфотографувати» орбіталь. Цей ефект нагадує найімовірніші пози людей, що танцюють у темряві, в момент спалахів стробоскопа. Із використанням аттосекундного лазера вчені отримали зображення багатьох електронних орбіталей різних атомів і молекул. Ці дослідження блискуче підтвердили теоретичні розрахунки квантової фізики з форми атомних та молекулярних орбіталей середини ХХ століття.



Зображення орбіталей у молекулі азоту (отримане в лабораторії університету Париж-Саклай)



Ключова ідея

Склад атома безпосередньо або опосередковано зашифровано в Періодичній системі хімічних елементів.



Контрольні запитання

1. Як визначити: а) число протонів, нейтронів та електронів у атомі; б) максимальну місткість енергетичного рівня; в) число енергетичних рівнів, що заповнюються електронами в атомах певного елемента?
2. Схарактеризуйте структуру електронної оболонки атомів: склад енергетичних рівнів, склад і типи енергетичних підрівнів.



Завдання для засвоєння матеріалу

3. Складіть позначення нуклідів, якщо їхні ядра містять: а) $p = 4, n = 4$; б) $p = 8, n = 9$; в) $p = 18, n = 20$; г) $p = 25, n = 30$; д) $p = 29, n = 34$; е) $p = 31, n = 41$; є) $p = 82, n = 123$.
4. Визначте протонне та нейтронне числа нуклідів: ^{17}O , ^{14}C , ^{30}P , ^{37}Cl , ^{60}Ni , ^{124}Sn , ^{127}I , ^{137}Cs , ^{294}Og .
5. Визначте: а) нуклід Флуору з таким самим нейтронним числом, що в ^{17}N ; б) нуклід Калію з таким самим нейтронним числом, що в ^{20}Ca ; в) нуклід із нейтронним числом 35 і з таким самим протонним числом, що в ^{68}Zn ?
6. Із наведеного переліку $^{17}_8\text{O}$, $^{20}_{10}\text{Ne}$, $^{19}_9\text{F}$, $^{19}_{10}\text{Ne}$, $^{20}_9\text{F}$ — виберіть: а) ізотопи; б) нукліди з однаковим нейтронним числом; в) нукліди з однаковим нуклонним числом.

Завдання з розвитку критичного мислення

- Грунтуючись на значенні відносної атомної маси хімічних елементів, спрогнозуйте, у вигляді яких нуклідів існують у природі: а) Літій; б) Бор; в) Карбон; г) Натрій; д) Фосфор; е) Купрум.
- Як ви розумієте твердження, що «електрон одночасно виявляє властивості і частинки, і хвилі»? Як ця властивість електрона позначається на особливостях будови атома?
- Чому терміни «енергетичний рівень» та «електронний шар» є синонімами?

Міні-проекти

- Використовуючи додаткові джерела інформації, проаналізуйте експеримент Резерфорда з визначення будови атома. Які результати цього дослідження дозволили йому зробити висновки про планетарну будову атома?
- Використовуючи додаткові джерела інформації, схарактеризуйте значення постулатів Бора для формування сучасної моделі будови атома.
- Зверніться до додаткових джерел інформації та поясніть, чому атомні орбіталі мають саме таку форму. Чим, на вашу думку, це зумовлене?

§ 2. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів s -, p - та d -елементів

Пригадайте: розташування s -, p -, d - та f -елементів у Періодичній системі (див. форзац).

Місткість орбіталей

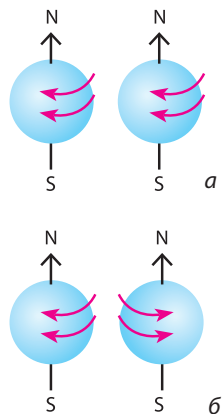
На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, що мають однакову енергію, але які відрізняються особливою властивістю — *спіном*.

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. 2.1).

— вільна (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*.



Мал. 2.1. Електрони з паралельними спінами (а) та антипаралельними спінами (б)

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



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



Розподіл електронів по орбіталях.

Принцип «мінімальної енергії»

Електрони займають орбіталі послідовно, починаючи з першого енергетичного рівня, за порядком збільшення енергії рівня та підрівня. Спочатку «заселяється» перший енергетичний рівень, потім — другий, третій тощо. Цей принцип називають **принципом найменшої енергії**:



В атомі кожний електрон намагається зайняти орбіталь із мінімальним значенням енергії, що відповідає найміцнішому його зв'язку з ядром.

Порівнювати енергії підрівнів слід з урахуванням такого:

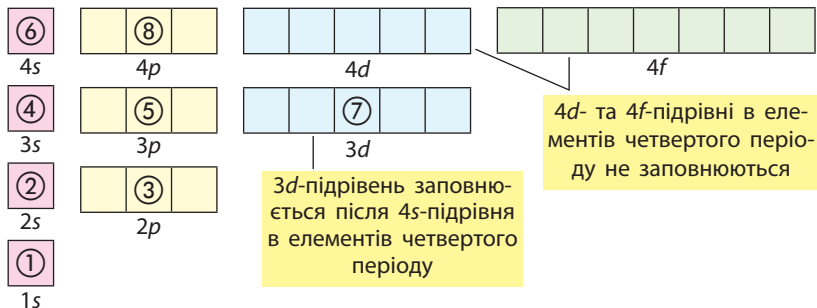
- енергія s-підрівня завжди менша за енергію p-підрівня того самого енергетичного рівня, тобто s-підрівень заповнюється електронами раніше за p-підрівень;

- енергія d-підрівня більша навіть за енергію s-підрівня наступного енергетичного рівня.

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 4s-підрівень заповнюється раніше. У такий спосіб можна порівнювати енергії будь-яких енергетичних підрівнів.



Порядок заповнення електронами енергетичних підрівнів можна ілюструвати так:



У разі, якщо підрівень складається з кількох орбіталей та містить більше одного електрона, то за можливості електрони займають вільні орбіталі, а за відсутності вільної — утворюють пару з іншим електроном у напівзаповненій орбіталі. Це правило називають **правилом Хунда**:



На одному енергетичному підрівні електрони розподіляються по орбіталях таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальним.



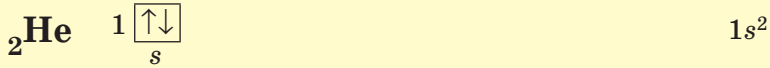
Фрідріх Хунд своє правило сформулював в інший спосіб, як-от у межах одного підрівня електрони розташовуються в такий спосіб, щоб сумарний **спін** був **максимальний**. У разі розташування електронів на одному підрівні так $\uparrow\uparrow$, сумарний спін дорівнює $+1$, а якщо два електрони на орбіталі утворюють електронну пару $\uparrow\downarrow$, то сумарний спін дорівнює нулю. Отже, правильним є перший варіант заповнення.

Електронні та графічні формули атомів s -, p -, d -елементів

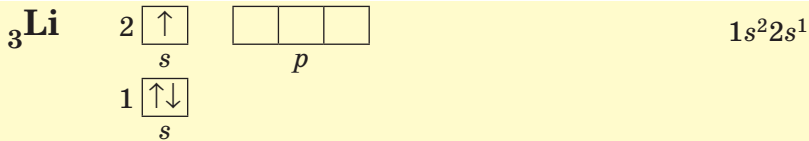
Розподіл електронів по орбіталях в атомах s - та p -елементів перших трьох періодів ви вже вивчали у 8 класі. Пригадаємо основні принципи:

- число енергетичних рівнів, що заповнюються в атомі певного елемента, визначають за номером періоду Періодичної системи, у якому розташований цей хімічний елемент;
- число електронів на зовнішньому енергетичному рівні s - та p -елементів дорівнює номеру групи Періодичної системи, у якій розміщений елемент (за коротким варіантом), окрім Гелію;
- в атомах s -елементів останньою заповнюється електронами орбіталь s -підрівня, в атомів p -елементів — орбіталі p -підрівня тощо.

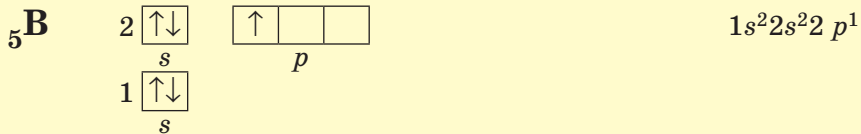
В атомів Гелію (1 період, VIIIA група, № 2) в електронній оболонці міститься два електрони, які перебувають на першому енергетичному рівні на єдиній s-орбіталі (s-елемент):



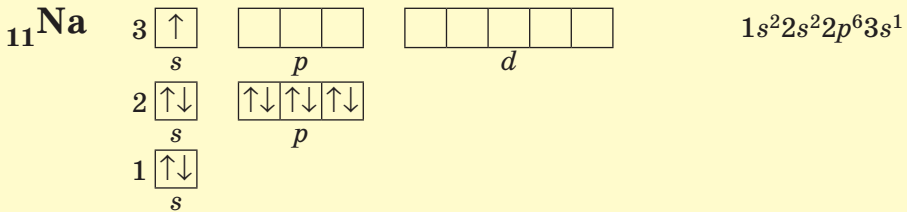
Атоми Літію (2 період, IA група, № 3) містять три електрони: перший рівень вміщує два електрони, а на другому міститься тільки один електрон на 2s-орбіталі (s-елемент):



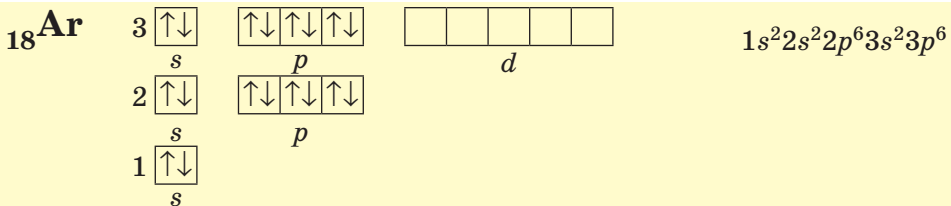
В атомів Бору (2 період, IIIA група, № 5) в електронній оболонці 5 електронів, їх вистачає для заповнення 1s- та 2s-орбіталей, і ще один з'являється на 2p-орбіталі (p-елемент):



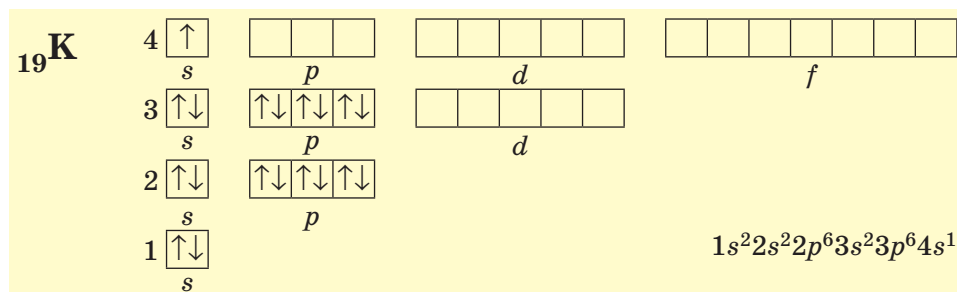
В атомів Натрію (3 період, IA група, № 11) заповнюється три енергетичних рівні, останньою — 3s-орбіталь (s-елемент):



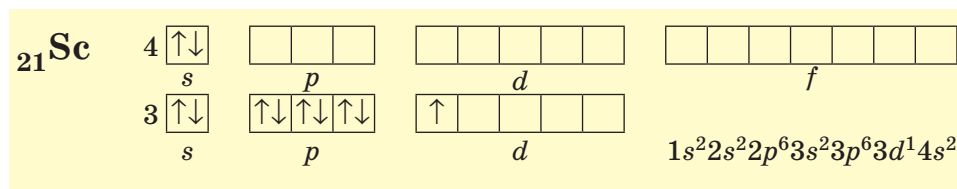
В атомах Аргону (3 період, VIIIA група, № 18) — останнього елемента третього періоду — повністю зайняті всі s- і p-орбіталі, останнім заповнювався p-підрівень (p-елемент):



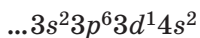
В атомах Калію (4 період, ІА група, № 19) заповнюється чотири енергетичних рівні, останньою — $4s$ -орбіталь (s -елемент). Оскільки енергія $4s$ -підрівня менша за енергію $3d$ -підрівня, то остання лишається вільною:



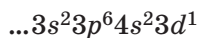
Скандій (4 період, ІІІВ група, № 21) — перший d -елемент 4 періоду. У його атомах $4s$ -підрівень заповнений повністю, а останніми заповнюються $3d$ -орбітали:



Для d -елементів електронну формулу складають по-різному:

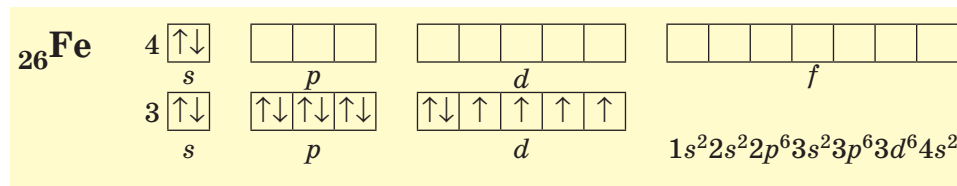


у такий спосіб підкреслюють,
що $3d$ -підрівень — це частина
третього енергетичного рівня



у такий спосіб підкреслюють,
що $3d$ -підрівень заповнюється
після $4s$ -підрівня

Ферум (4 період, VIIIВ група, № 26) розташований приблизно посередині d -елементів 4 періоду, його $3d$ -підрівень містить 6 електронів:



Отже, принципи, що ми розглянули, допоможуть вам зрозуміти будову електронних оболонок майже будь-яких атомів. Ці принципи є універсальними і виконуються для всіх елементів.

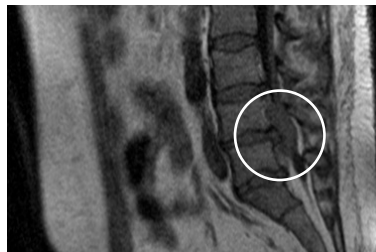
Ядерний магнітний резонанс

Спін — властивість частинки, що характеризує її здатність взаємодіяти з магнітним полем. Спін властивий не тільки електронам, а й багатьом субатомним частинкам, зокрема й багатьом ядрам, які називають магнітними ядрами. За наявності потужного зовнішнього магнітного поля магнітні ядра здатні поглинати енергію. Це явище називають ядерним магнітним резонансом — ЯМР (відкрили Ф. Блох та Е. М. Парсел, Нобелівська премія 1952 року). Залежно від електронної густини, ядра атомів поглинають різну енергію, що дозволяє розрізнити хімічне оточення атомів у молекулі. Метод ЯМР сприяв розвитку органічної хімії, оскільки дозволив дуже швидко визначати хімічну будову речовин.

Понад 30 років ядерний резонанс використовують у медицині для діагностики захворювань методом магнітної резонансної томографії (МРТ). Цей метод дозволяє отримати детальні зображення будь-якого органа людини, судин або кісток і навіть побудувати їхні тривимірні зображення. Метод МРТ значно полегшив діагностику багатьох захворювань, а також підготовку до оперативного втручання.



Прилад для магнітної резонансної томографії



Зображення хребта, отримане методом МРТ, на якому чітко видно міжхребетну грижу



Ключова ідея

Головний принцип, що регулює порядок заповнення орбіталей електронами, — принцип найменшої енергії. Згідно з ним, енергетичні підрівні в атомі заповнюються електронами в такому порядку:

Період						
1	2	3	4	5	6	7
1s	2s2p	3s3p	4s3d4p	5s4d5p	6s4f5d6p	7s5f6d7p

**Контрольні запитання**

13. Скільки електронів може максимально перебувати на: а) одній атомній орбіталі; б) *s*-підрівні; в) *p*-підрівні; г) *d*-підрівні?
14. Дайте визначення принципу найменшої енергії, правила Хунда, принципу Паулі. Схарактеризуйте їхнє значення для визначення розподілу електронів в електронній оболонці.
15. Що називають «неспареним електроном», «електронною парою»?
16. Чому перший енергетичний рівень заповнюється раніше за другий?
17. Наведіть порядок заповнення електронами підрівнів для перших чотирьох енергетичних рівнів.
18. Чому в атомах Берилію електрони другого енергетичного рівня перебувають на *s*-орбіталі, а не на *p*-орбіталі?
19. Скільки енергетичних рівнів зайнято електронами в атомах: а) Натрію; б) Кальцію; в) Бромю?

**Завдання для засвоєння матеріалу**

20. Складіть графічну електронну формулу Нітрогену, Флуору, Магнію, Алюмінію, Силіцію та Феруму. Визначте число електронних пар та неспарених електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
21. Назвіть два хімічні елементи, в атомах яких на зовнішньому енергетичному рівні відсутні: а) вільні орбіталі; б) місця для приєднання електронів.
22. Атоми якого хімічного елемента другого періоду містять таке саме число неспарених електронів, як атоми: а) Літію, б) Нітрогену; в) Берилію?
23. Складіть графічні електронні формули: а) Нітрогену і Фосфору; б) Оксигену і Сульфуру; в) Флуору і Хлору. Що спільного в будові електронних оболонок цих атомів і чим вони відрізняються?
24. У яких хімічних елементів заповнюється електронами: а) *2s*-підрівень; б) *2p*-підрівень; в) *3s*-підрівень; г) *3p*-підрівень; д) *4s*-підрівень; е) *3d*-підрівень?
25. Визначте елемент з електронною формулою зовнішнього енергетичного рівня: а) $1s^2$; б) $2s^1$; в) $2s^22p^3$; г) $3s^23p^4$; д) $4s^2$; е) $3d^14s^2$; є) $3d^64s^2$.
26. Атоми якого елемента третього періоду містять найбільше: а) електронів; б) неспарених електронів; в) електронних пар?
27. 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; д) *d*-елементів третього періоду?

§ 3. Особливості будови атомів у збудженому електронному стані. Валентність. Ступінь окиснення

Пригадайте:

- валентність — число хімічних зв'язків, які певний атом може утворити з іншими атомами;
- ступінь окиснення — це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, який виник би на ньому, якби всі полярні зв'язки, утворені ним, мали йонний характер;
- електронегативність — здатність атомів притягувати спільну електронну пару; найбільша електронегативність у атомів Флуору, а найменша — в атомів Францію.

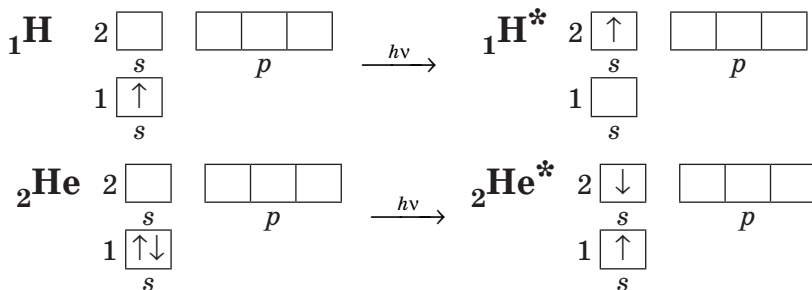
Збуджений стан атома

Зазвичай, коли ми говоримо про атоми чи молекули, йдеться про їхній основний енергетичний стан.

Основним називають такий стан атома (молекули), у якому енергія атома (молекули) мінімальна. У більшості випадків ця енергія визначається розподілом електронів в електронній оболонці згідно з принципом мінімальної енергії.

Будь-який енергетичний стан, що відрізняється від основного, називають **збудженим**. У такий стан атоми (молекули) можуть переходити за певних умов: під час нагрівання, за умови поглинання електромагнітного випромінювання (видимого, ультрафіолетового тощо).

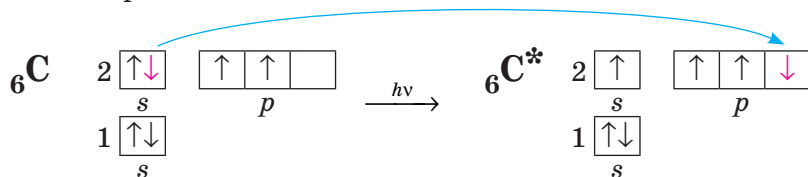
Під час збудження атомів відбувається перехід електронів на інші, менш енергетично вигідні орбіталі. Наприклад, під час збудження атомів Гідрогену та Гелію електрони переходять на наступні енергетичні рівні (збуджений стан позначають зірочкою):



Для таких електронних переходів необхідно дуже багато енергії. Приміром, для збудження атомів Гідрогену їх необхідно опромінити жорстким ультрафіолетовим випромінюванням (так званий вакуумний ультрафіолет) або нагріти приблизно до температури 35 000 К (температура поверхні Сонця 6000 К).

Різниця енергій орбіталей одного енергетичного рівня набагато менша, тому атоми всіх інших неметалічних елементів (окрім першого

періоду) переходять у збуджений стан набагато легше, для цього необхідна енергія, яку можна порівняти з енергією хімічних реакцій. Наприклад, під час збудження атома Карбону відбувається розпарування електронної пари та перехід електрона на вільну p -орбіталь того самого енергетичного рівня:



Атоми металічних елементів прагнуть віддавати електрони, тому дуже легко переходять у збуджений стан. Настільки легко, що в багатьох випадках навіть відбувається втрата електрона зовнішнього рівня і перетворення атомів на йони.

В основному стані атоми можуть перебувати нескінченно довго, а в збудженому — лише частки секунди (близько 10^{-8} – 10^{-10} с). Збуджені атоми можуть утратити енергію і перейти в основний стан або сполучитися з іншим атомом і увійти до складу іншої частинки (молекули).

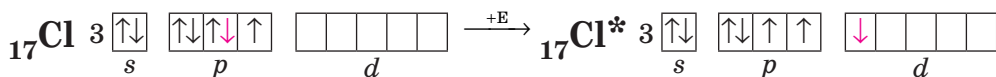
Валентні стани елементів

Валентністю називають число хімічних зв'язків, які атом утворює з іншими атомами в молекулі, тобто валентність дорівнює числу спільних електронних пар, утворених атомом. Але спільні електронні пари характерні тільки для ковалентного зв'язку, тому про валентність атомів коректно говорити лише щодо ковалентних сполук.

У більшості випадків валентність визначається числом неспарених електронів у атомі. Наприклад, атоми Оксигену на зовнішньому енергетичному рівні містять два неспарені електрони, тому виявляють валентність II.

Число неспарених електронів в атомах може змінюватися внаслідок збудження атомів, завдяки чому атоми багатьох елементів виявляють змінну валентність.

Атом Хлору в основному стані на зовнішньому рівні містить один неспарений електрон, за допомогою якого він утворює один хімічний зв'язок, отже, виявляє валентність I. Поглинаючи енергію, один з електронів пари переходить на вільну d -орбіталь:



Унаслідок цього в атомі Хлору є вже три неспарені електрони, отже, він виявляє валентність III. Але і в цьому випадку на зовнішньому енергетичному рівні атома Хлору залишаються дві електронні пари і вільні *d*-орбіталі. Тому за умови поглинання додаткової енергії можливий перехід інших електронів на вільні орбіталі, завдяки чому Хлор може виявляти валентність V, а також і свою вищу валентність — VII.



Таким чином можна визначити всі можливі валентності для більшості елементів (табл. 1). Слід зауважити, що на зовнішньому енергетичному рівні атомів Нітрогену, Оксигену та Флуору вільні орбіталі відсутні, тому збільшення числа неспарених електронів для них неможливе.

Таблиця 1. Можливі валентності *s*- та *p*-елементів, визначені за будовою атома

Група ПС*	I	II	III	IV	V	VI	VII
Вища валентність	I	II	III	IV	V (крім N)	VI (крім O)	VII (крім F)
Можливі валентності	–	–	–	II	III	II, IV	I, III, V

* за коротким варіантом.

Можливі ступені окиснення елементів

Для всіх елементів у неорганічних речовинах, незалежно від типу хімічних зв'язків, застосовують універсальне поняття — *ступінь окиснення*, що характеризує число прийнятих або відданих атомом електронів.

Ступені окиснення, які елементи здатні виявляти в різних сполуках, у більшості випадків можна визначити за будовою зовнішнього енергетичного рівня їх атомів.

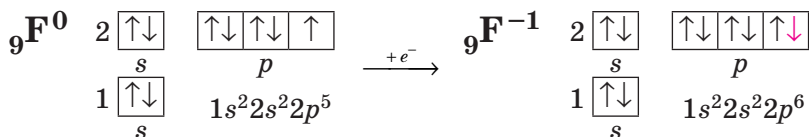
Атоми *металічних елементів* тільки віддають електрони, тому в сполуках вони виявляють позитивний ступінь окиснення. Його значення в багатьох випадках (за винятком *d*-елементів) дорівнює числу електронів на зовнішньому рівні, а отже, і номеру групи в Періодичній системі (короткому варіанті).

Атоми *неметалічних елементів* можуть виявляти як позитивний, так і негативний ступінь окиснення залежно від того, з атомом якого елемента вони утворюють зв'язок. Якщо елемент більш електронегативний,

то його атоми приймають електрони від інших атомів, і він виявляє негативний ступінь окиснення, і навпаки.

Ступені окиснення неметалічних елементів у разі прийому електронів

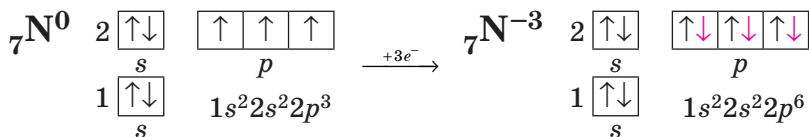
Атоми неметалічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні містять 4 і більше електронів, тому вони насамперед прагнуть *прийняти електрони* на зовнішній рівень, щоб здобути електронну конфігурацію інертного елемента. Наприклад, у Флуорі на зовнішньому рівні 7 електронів, він може прийняти до октету тільки 1 електрон, унаслідок чого він переходить у ступінь окиснення -1 , що є нижчим для Флуору:



електронна конфігурація така сама, як у Неону

У цьому процесі частинка стає більш стабільною, отже, її енергія знижується.

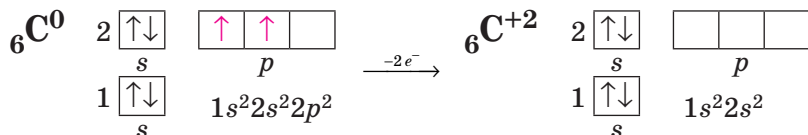
Якщо до октету бракує більше електронів, то нижчий ступінь окиснення буде іншим:



електронна конфігурація така сама, як у Неону

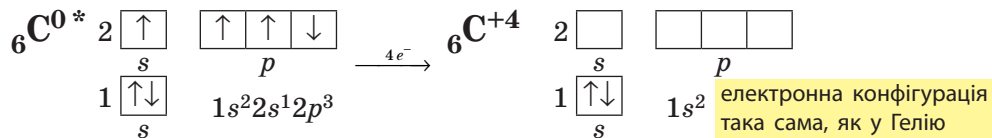
Ступені окиснення неметалічних елементів у разі втрати електронів

Утворюючи зв'язок із більш електронегативним елементом, атоми неметалічних елементів *віддають електрони* зовнішнього енергетичного рівня. Першими вони віддають неспарені електрони, що є більш рухомими. Наприклад, в атомів Карбону на зовнішньому рівні два неспарені електрони, саме їх він може віддати у першу чергу, внаслідок чого переходить у ступінь окиснення $+2$:

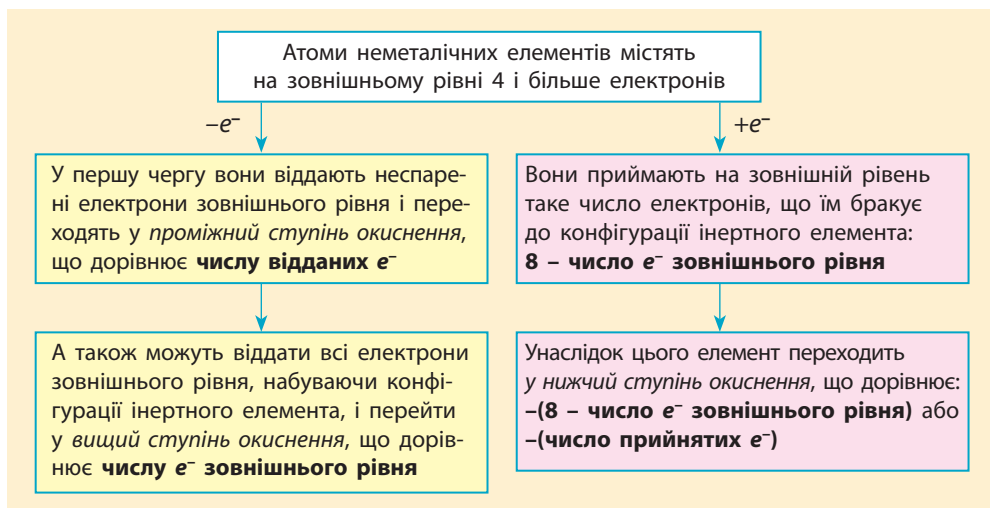


Якщо атом Карбону перебуває у збудженому стані, то він віддає всі електрони із зовнішнього рівня і переходить у ступінь окиснення

+4, що є вищим для Карбону, здобуваючи електронну конфігурацію інертного елемента:



Отже, для визначення можливих ступенів окиснення неметалічних елементів можна скористатися загальною схемою:



Оскільки число електронів на зовнішньому рівні збігається з номером групи (короткого варіанта ПС), то вищий ступінь окиснення неметалічних елементів дорівнює номеру групи (за винятком Флуору та Оксигену).

Певна річ, для всякого правила є винятки, але в розглянутий спосіб можна визначити майже всі можливі ступені окиснення для будь-яких s- та p-елементів (табл. 2).

Таблиця 2. Можливі ступені окиснення s- і p-елементів

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



Феєрверки

Йони металічних елементів у складі сполук досить легко переходять у збуджений стан за нагрівання. Причому за нагрівання не до критичних температур, а порівняно невеликих (1000–1500 °С). Під час переходу в основний стан збуджені йони металічних елементів випромінюють характерне світло. Це явище використовують для виявлення деяких йонів металічних елементів (полум'яно-емісійний аналіз), а також у феєрверках.

Феєрверки спочатку були переважно жовтого або помаранчевого кольорів унаслідок згоряння суміші деревного вугілля та заліза. Із розвитком хімії в XIX столітті для виготовлення феєрверків почали використовувати нові речовини. Порошки магнію та алюмінію дають сліпуче біле світло. Соли Натрію в піротехнічних сумішах надають полум'ю жовтого кольору, Стронцію та Кальцію — червоного, а Барію та Купруму — зеленого.



Ключова ідея

Будова зовнішнього енергетичного рівня атомів зумовлює можливі валентні стани та ступені окиснення хімічних елементів, а отже, й можливі хімічні сполуки, які вони утворюють.



Контрольні запитання

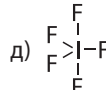
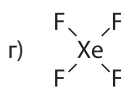
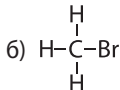
28. Поясніть, що називають основним та збудженим станами атомів.
29. Що відбувається з електронною оболонкою атомів під час переходу атома з основного стану в збуджений, і навпаки? Які енергетичні рівні та орбіталі можуть бути в цьому задіяні?
30. Дайте визначення понять «валентність» і «ступінь окиснення»? У чому полягає спільність і чим вони відрізняються?
31. Чому не можна застосовувати поняття «валентність» для йонних сполук?
32. Наведіть графічні електронні формули атома Хлору в основному та збуджених станах.
33. Що називають октетом Люїса? Для чого використовують це поняття?
34. Електронні конфігурації яких хімічних елементів є найстабільнішими?
35. Поясніть, як можна за положенням хімічних елементів у Періодичній системі визначити їх можливі валентності та ступені окиснення.



Завдання для засвоєння матеріалу

36. Поясніть, чому для Флуору характерний тільки негативний ступінь окиснення?

37. Визначте валентність і ступінь окиснення всіх елементів у наведених сполуках:



38. За положенням елементів у Періодичній системі визначте можливі валентності й ступені окиснення: а) Рубідію; б) Стронцію; в) Фосфору; г) Бром; д) Арсену.

39. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках з Гідрогеном: CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl , CaH_2 .

40. Визначте ступені окиснення елементів у речовинах: AlF_3 , BaCl_2 , CaS , K_3P , I_2 , N_2O_3 , PbCl_4 , Cl_2O_7 , BrI_3 , NaF , P_4 , CuI_2 , MgS , CF_4 , CaO , CS_2 , Al_4C_3 , PCl_5 , Fe_2S_3 .

41. Зобразіть структурні формули молекул: O_2 , OF_2 , H_2O_2 . Визначте валентності та ступені окиснення Оксигену в цих молекулах.

42. У атомів Хлору в збудженому стані на зовнішньому енергетичному рівні може бути 3, 5 або 7 електронів. Чому Хлор не виявляє ступені окиснення -3 , -5 та -7 ? Чи є хімічні елементи, що виявляють негативні ступені окиснення з повністю розпарованими електронними парами?

43. Складіть електронні графічні формули Феруму в збудженому стані, у якому він може виявляти ступені окиснення $+2$ та $+3$.

44. Складіть електронні графічні формули зовнішнього енергетичного рівня в основному та збудженому станах атомів: а) Силіцію; б) Фосфору; в) Сульфору; г) Аргону.

Завдання з розвитку критичного мислення

45. Максимальна валентність та ступінь окиснення Оксигену та Флуору відрізняються від номера групи Періодичної системи, у якій вони розташовані. А для атома Нітрогену максимальний ступінь окиснення і максимальна валентність не співпадають. Чим, на вашу думку, це можна пояснити?

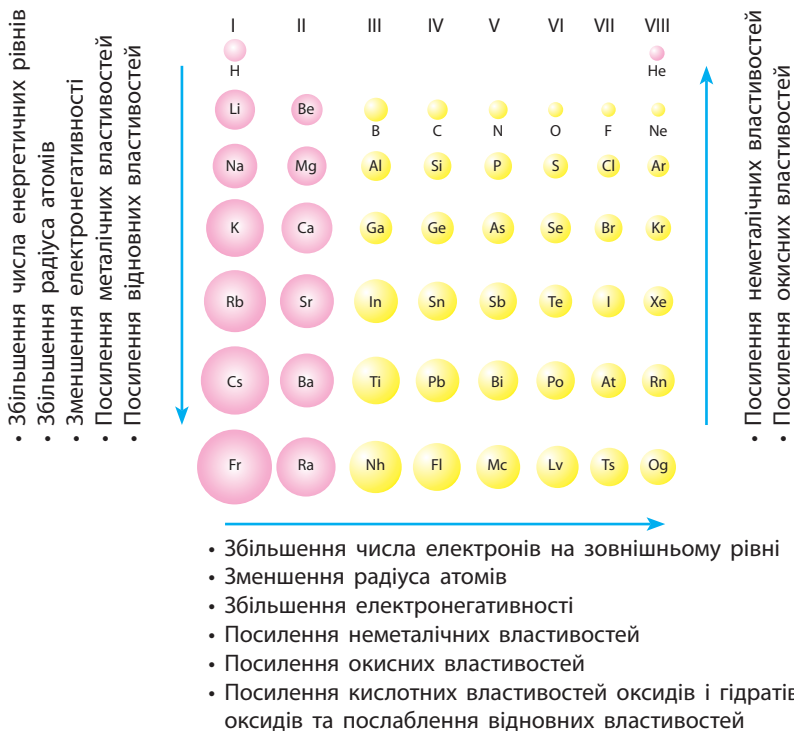
46. Як ви вважаєте, чому в Оксигену вищий ступінь окиснення $+2$ і він не співпадає з вищим ступенем окиснення інших елементів його підгрупи?

47. Елементи VIII A групи називають інертними через дуже низьку хімічну активність. Але за останні 60 років для більшості з них одержано сполуки, наприклад KrF_2 , XeF_4 , RnO_3 . Однак для Гелію та Неону жодної сполуки ще не одержано. Як можна пояснити ці факти, ґрунтуючись на будові електронної оболонки атомів?

Звертаючи увагу на будову електронних оболонок, ми бачимо, що зі збільшенням заряду ядра атомів періодично повторюються електронні формули зовнішніх енергетичних рівнів. Оскільки саме від зовнішнього рівня в першу чергу залежать властивості елементів та їх сполук, то така періодичність зміни електронної конфігурації пояснює справедливість Періодичного закону.

Радіус атома

- Зі збільшенням порядкового номера елемента в головних підгрупах зростає число енергетичних рівнів, що заповнюється електронами, тому **радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується**.
- В атомів хімічних елементів одного періоду число енергетичних рівнів, що заповнюються, однакове. Але зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента заряд ядра поступово зростає, що спричиняє сильніше притягання електронів до ядра, і тому **в періоді радіус атомів поступово зменшується** (мал. 4.2).



Мал. 4.2. Періодичність у зміні властивостей хімічних елементів та їхніх атомів

Електронегативність елементів

- У періодах число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів поступово збільшується. Унаслідок цього зменшується здатність віддавати електрони і збільшується здатність їх приймати, а отже, й збільшується притягання спільних електронних пар, тобто *в періодах електронегативність збільшується*.
- В елементів однієї групи електронна конфігурація подібна, але число заповнених електронних шарів поступово збільшується. І чим далі від ядра перебуває зовнішній електронний шар, тим важче ядру притягувати спільні електронні пари. Унаслідок цього *у групах електронегативність зменшується* (мал. 4.2).

Металічні й неметалічні властивості

- 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. Отже, *у періоді зі збільшенням порядкового номера металічні властивості елементів послаблюються, а неметалічні — посилюються*.
- В елементів однієї підгрупи електронна конфігурація зовнішнього рівня однакова, але металічні властивості залежать від числа заповнених енергетичних рівнів. Зі збільшенням радіуса зовнішні електрони легше втрачати, тому *в групах металічні властивості посилюються*. Разом із цим зі збільшенням радіуса *в групах атомів неметалічні властивості елементів послаблюються*. Металічні властивості елементів однієї підгрупи найсильніше виражені в елементів із найбільшим радіусом (найбільшим порядковим номером), а неметалічні — в елементів із найменшим радіусом (найменшим порядковим номером) (мал. 4.2).

Окисно-відновні властивості простих речовин

З металічними та неметалічними властивостями хімічних елементів тісно пов'язані й окисно-відновні властивості простих речовин, що вони утворюють. Оскільки металічні властивості пов'язані зі здатністю атомів віддавати електрони, то чим активніший метал, тим сильнішим відновником він є. Так само щодо неметалічних властивостей, що пов'язані зі здатністю приймати електрони. Чим активніші неметалічні властивості, тим сильнішим окисником є речовина.

- Зі збільшенням порядкового номера *в періодах відновні властивості послаблюються, а окисні — посилюються.*
- *У групах відновні властивості посилюються, а окисні послаблюються.*

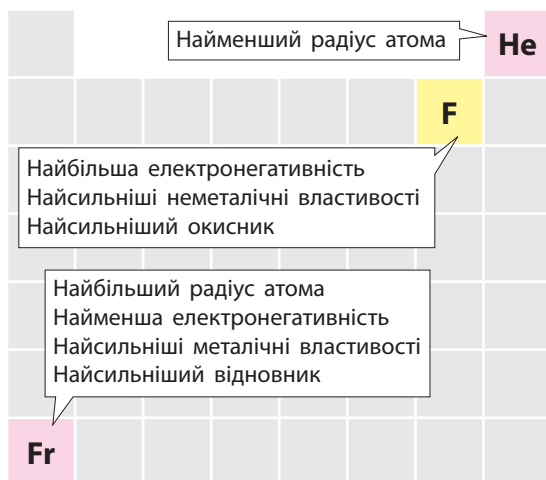
Кисотно-основні властивості оксидів та гідратів оксидів

З металічними та неметалічними властивостями хімічних елементів також тісно пов'язані кислотно-основні властивості їх оксидів та гідратів їх оксидів. Так, ви вже вивчали, що металічні елементи утворюють переважно основні речовини, а неметалічні — кислотні. Проаналізуйте зміну властивостей сполук у таблиці 3.

Таблиця 3. Кисотно-основні властивості оксидів та їхніх гідратів елементів третього періоду

Ознака для порівняння	Формули та властивості						
	Металічний	Металічний	Металічний	Неметалічний	Неметалічний	Неметалічний	Неметалічний
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Характер властивостей вищого оксиду	Основний	Основний	Амфотерний	Кислотний	Кислотний	Кислотний	Кислотний
Гідрат вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
Характер гідрату вищого оксиду	Сильна основа (луг)	Основа	Амфотерний гідроксид	Слабка кислота	Кислота середньої сили	Сильна кислота	Дуже сильна кислота

Як можна побачити, з послабленням металічних та посиленням неметалічних властивостей хімічних елементів характерно змінюються властивості їхніх оксидів та гідратів оксидів. Елементи на початку періоду утворюють основні речовини (оксиди та гідроксиди). Потім основні властивості послаблюються: Алюміній утворює вже амфотерні сполуки, які виявляють і кислотні, і основні властивості. А неметалічні елементи утворюють кислотні речовини, причому на прикладі гідратів оксидів добре видно як вони змінюються: від слабкої силікатної кислоти до дуже сильної перхлоратної кислоти (HClO₄ — одна з найсильніших кислот).



Мал. 4.3. Рекордні властивості Францію та Флуору



**Сер Вільям Рамзай
(1852–1916)**

Нобелівський лауреат. Відкрив інертні елементи, обґрунтував їх місце в Періодичній системі

Отже, властивості хімічних елементів та їхніх сполук періодично змінюються, що значною мірою зумовлено періодичністю змін у будові електронних оболонок атомів. А Францій та Флуор — рекордсмени за багатьма властивостями (мал. 4.3).



Ключова ідея

Періодичність змін властивостей хімічних елементів та їхніх сполук пов'язана з періодичністю повторюваності електронної будови атомів.



Контрольні запитання

48. Чим зумовлені металічні та неметалічні властивості елементів?
49. Поясніть, як за Періодичною системою визначити число валентних електронів в електронних оболонках атомів хімічних елементів головних підгруп.
50. Чому атоми приймають або віддають електрони в хімічних реакціях?
51. Схарактеризуйте та поясніть зміни в періодах та групах: а) сили притягання валентних електронів до ядра; б) металічних та неметалічних властивостей; в) радіуса атомів; г) електронегативності елементів; д) окисно-відновних властивостей простих речовин; е) кислотно-основних властивостей оксидів та гідратів оксидів.
52. Назвіть елемент, що має: а) найбільшу електронегативність; б) найменшу електронегативність; в) найбільший радіус атома; г) найменший радіус атома; д) найсильніші металічні властивості; е) найсильніші неметалічні властивості.



Завдання для засвоєння матеріалу

53. Поясніть, чому Натрій і Калій є електронними аналогами.
54. Який елемент другого періоду є електронним аналогом елемента з порядковим номером 12?
55. Які хімічні елементи є електронними аналогами: а) Карбону; б) Нітрогену? Складіть електронну формулу одного з них та схарактеризуйте, у чому полягає подібність у властивостях елементів та їхніх сполук.
56. Складіть графічні електронні формули елементів із порядковими номерами 11, 13 та 15. Складіть формули їхніх вищих оксидів та гідратів оксидів. Порівняйте їхні: а) металічні та неметалічні властивості; б) електронегативності; в) окисно-відновні властивості простих речовин; г) кислотно-основні властивості оксидів і гідратів оксидів.
57. Наведіть по одному прикладу елемента третього періоду, що: а) є активнішим металічним елементом за Літій; б) є активнішим неметалічним елементом за Фосфор; в) має електронегативність більшу за Нітроген; г) є менш активним окисником за Сульфур; д) є більш активним відновником за Алюміній; е) утворює гідрат вищого оксиду із сильнішими за Силіцій кислотними властивостями.

Завдання з розвитку критичного мислення

58. Як ви вважаєте, зміною яких властивостей атомів чи елементів можна пояснити зміну: а) неметалічних та металічних властивостей елементів; б) окисно-відновних властивостей речовин?
59. Схарактеризуйте причинно-наслідкові зв'язки між характером вищих оксидів та гідратів вищих оксидів елементів з: а) неметалічними чи металічними властивостями цих елементів; б) електронегативністю цих елементів; в) радіусом атомів цих елементів.



Перевірте свої знання за темою «Періодичний закон і Періодична система хімічних елементів», виконавши тестові завдання на сайті.



ТЕМА 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ

§ 5. Природа хімічного зв'язку. Йонний зв'язок

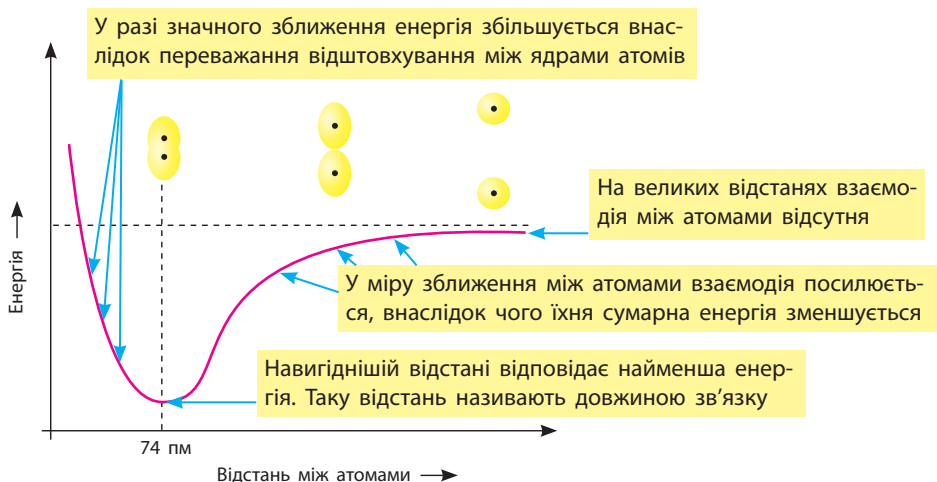
Пригадайте:

- розрізняють чотири типи хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, водневий та металічний;
- валентними називають електрони зовнішніх енергетичних рівнів;
- лужні елементи — це елементи IA групи, галогени — елементи VIIA групи;
- катіони — позитивно заряджені йони, а аніони — негативно заряджені.

Електронна природа хімічного зв'язку

1897 року після відкриття електрона англійським фізиком Дж. Томсоном було висловлене припущення, що хімічні зв'язки мають електронну природу й утворюються завдяки зміщенню або перенесенню електронів від одного атома до іншого.

Електронну природу можна проілюструвати енергетичною діаграмою взаємодії двох атомів Гідрогену, що залежить від відстані між ними (мал. 5.1). На великій відстані взаємодією атомів один з одним можна



Мал. 5.1. Енергетична діаграма сумарної енергії двох атомів Гідрогену залежно від відстані між ними, $1 \text{ пм} = 10^{-12} \text{ м}$

знехтувати, і під час їх зближення до певного моменту їхня сумарна енергія не змінюватиметься. У міру їх зближення ядро одного атома притягує електрон іншого, і навпаки. Між атомами виникає взаємодія, і відстань між ними зменшується доти, поки взаємне притягання не врівноважиться відштовхуванням двох позитивних ядер.

Енергія двох окремих атомів більша, ніж енергія молекули, утвореної цими двома атомами (мал. 5.1). А прагнення до зменшення енергії — це рушійна сила будь-яких взаємодій. Зменшення енергії молекули в порівнянні з енергією окремих атомів — причина утворення хімічного зв'язку:



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

Електронну теорію хімічного зв'язку запропонував 1916 року американський хімік Джилберт Льюїс.

Умови виникнення хімічного зв'язку

Умови виникнення хімічного зв'язку ґрунтуються на будові електронних оболонок атомів. Дж. Льюїс визначив, що електронні 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, щоб набути електронної конфігурації найближчого інертного елемента, віддаючи або приєднуючи електрони. Тільки в такому випадку утворюються стійкі молекули. Оскільки атоми всіх інертних елементів (крім Гелію) містять на зовнішньому рівні по вісім електронів, то прагнення до конфігурації інертного елемента називають правилом октету Льюїса (від латинського слова *окто* — вісім).

Йонний зв'язок



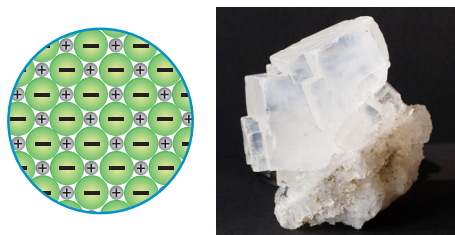
Хімічний зв'язок, що реалізується за рахунок притягання протилежно заряджених йонів, називають йонним.

Йонний зв'язок існує в речовинах, утворених металічними та неметалічними елементами. Така речовина може утворитися, наприклад, під час взаємодії металу з неметалом.

Йонний зв'язок зумовлений наявністю в речовині вільних йонів (катіонів та аніонів). Катіони можуть утворитися з атомів

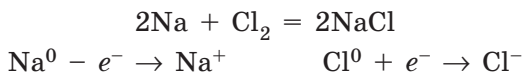
Йонний зв'язок:

- виникає між протилежно зарядженими йонами;
- існує між одно- та багатоатомними йонами в солях, гідроксидах та деяких оксидах металічних елементів



Мал. 5.2. У кристалі натрій хлориду йони утримуються йонним зв'язком

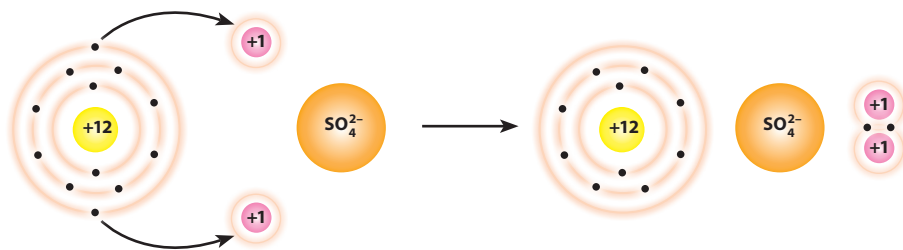
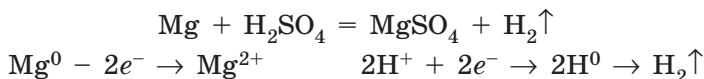
Класичним прикладом утворення речовини з йонним зв'язком є хімічна взаємодія натрію та хлору, під час якої утворюються катіони Натрію Na^+ та хлорид-іони Cl^- :



Атом Натрію віддає електрон атому Хлору. При цьому обидва атоми перетворюються на йони з електронною конфігурацією інертного елемента.

У натрій хлориді, що утворився, містяться катіони Натрію та хлорид-аніони. У кристалі вони між собою не зв'язані жорстко, а утримуються разом завдяки притяганням між протилежно зарядженими йонами (мал. 5.2).

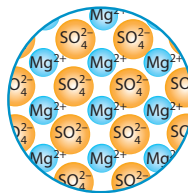
Розглянемо інший приклад: взаємодію магнію з розбавленою сульфатною кислотою. Під час реакції атоми Магнію віддають два електрони і перетворюються на йони Магнію Mg^{2+} . Окисником у цій реакції є йони Гідрогену, які приймають електрони і перетворюються на атоми Гідрогену, а сульфат-іони змін не зазнають:



Під час реакції магнію із сульфатною кислотою частинки обмінюються електронами

Якщо випарити воду після проведення такого дослідів, то залишиться кристалічна речовина — магній сульфат, що складається з йонів Магнію та сульфат-іонів, сполучених йонним зв'язком (мал. 5.3).

Отже, йонний зв'язок характерний для солей, а також для інших сполук, у яких існують йони: основних оксидів та лугів.



Мал. 5.3. Магній сульфат — речовина з йонним зв'язком



Ключова ідея

Речовини з йонним зв'язком складаються з протилежно заряджених одно- або багатоатомних йонів, що утримуються один з одним електростатичним притяганням.



Контрольні запитання

60. У чому виявляється електронна природа хімічного зв'язку?
61. Схарактеризуйте зміну сумарної енергії двох атомів Гідрогену залежно від відстані між ними. Поясніть причину цих змін.
62. Дайте визначення: а) хімічному зв'язку; б) йонному зв'язку. Завдяки яким взаємодіям вони утворюються?
63. Схарактеризуйте умови виникнення хімічного зв'язку.
64. Для яких сполук характерний йонний зв'язок?



Завдання для засвоєння матеріалу

65. Чому одні атоми взаємодіють один з одним, а інші — ні?
66. За якими ознаками можна визначити атоми, що здатні утворити хімічний зв'язок? Поясніть, чому «не вигідно» утворення молекули He_2 .
67. Скільки електронів не вистачає до октету атомам Карбону, Бромю, Сульфуру, Хлору, Фосфору, Нітрогену?
68. До електронної конфігурації яких інертних елементів прагнуть атоми Натрію, Сульфуру, Калію, Алюмінію, Бромю? Атоми цих елементів будуть віддавати чи приєднувати електрони в разі утворення хімічних зв'язків?
69. Визначте, скільки електронів можуть віддати атоми Натрію, Берилію, Літію, Алюмінію, Нітрогену, Бромю.
70. Зобразіть схему утворення йонів із нейтральних атомів на прикладі: а) калій флуориду; б) магній оксиду; в) алюміній броміду.
71. Зобразіть схему утворення йонів під час взаємодії металів із кислотами для утворення солей: а) алюміній хлориду; б) цинк сульфату; в) ферум(II) сульфату; г) натрій карбонату.
72. Визначте хімічну формулу частинки (атома чи йона) за відомим протонним числом та будовою зовнішнього енергетичного рівня: а) $p = 1, 1s^0$; б) $p = 4, 1s^2$; в) $p = 8, 2s^2 2p^6$; г) $p = 9, 2s^2 2p^6$; д) $p = 12, 2s^2 2p^6$; е) $p = 26, 3s^2 3p^6 3d^6$.

73. Утворення стабільної частинки — це енергетично вигідний процес, який відбувається із виділенням теплоти. Визначте енергетично вигідний процес: а) $\text{He}^0 \rightarrow \text{He}^+$; б) $\text{Cs}^0 \rightarrow \text{Cs}^+$; в) $\text{F}^0 \rightarrow \text{F}^+$; г) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^0$; д) $\text{Br}^0 \rightarrow \text{Br}^-$; е) $\text{K}^0 \rightarrow \text{K}^-$; є) $\text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{Ca}^0$.

§ 6. Ковалентний зв'язок

Пригадайте:

- як визначити будову електронної оболонки атомів у збудженому стані (за § 3);
- у формулах Льюїса (електронні графічні формули, або електронно-крапкові формули) крапкою позначають електрони тільки зовнішнього енергетичного рівня;
- що таке електронегативність та як порівняти електронегативності різних елементів.

Утворення ковалентного зв'язку

Ковалентний зв'язок виникає переважно між атомами неметалічних елементів. Для таких елементів характерне те, що вони прагнуть не віддати електрони із зовнішнього енергетичного рівня, а навпаки, доповнити його до октету. А якщо два атоми не віддають один одному електрони, а намагаються їх забрати, то вони обидва починають притягуватися до цих електронів та «усуспільнюють» їх, тобто утворюють *спільну електронну пару*.



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

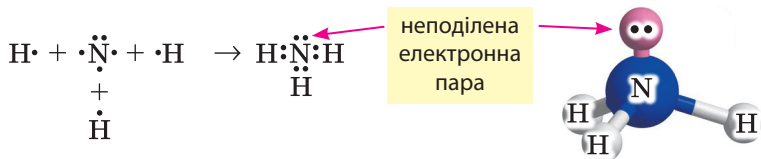
Існує два способи утворення ковалентного зв'язку: рекомбінаційний (обмінний) та донорно-акцепторний.

Рекомбінаційний, або обмінний, механізм утворення ковалентного зв'язку ми вже розглянули у 8 класі. Він полягає в тому, що для утворення спільної електронної пари кожний з атомів надає у спільне користування по одному електрону. Наприклад, під час утворення молекули водню з атомів Гідрогену (мал. 6.1):

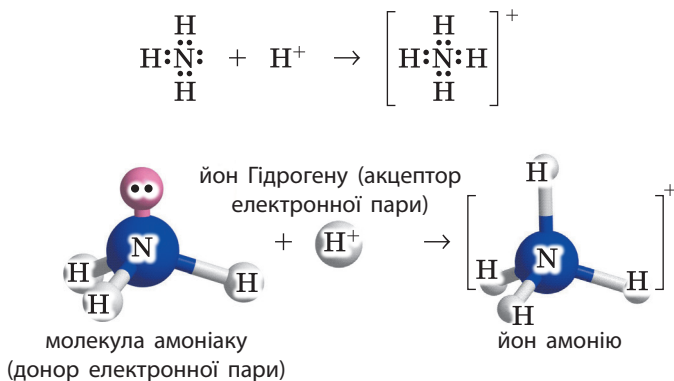


Мал. 6.1. Електронні орбіталі (1s) окремих атомів Гідрогену та в молекулі водню

Класичним прикладом утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом є утворення йона амонію NH_4^+ . У молекулі амоніаку NH_3 атому Нітрогену належать чотири електронні пари: три з них є спільними з трьома атомами Гідрогену, а четверта — неподілена:



За участі неподіленої пари атом Нітрогену може утворити четвертий зв'язок за донорно-акцепторним механізмом із йоном Гідрогену H^+ , на орбіталях якого взагалі відсутні електрони:



Альфред Вернер
(1866–1919)

Нобелівський лауреат. Досліджував комплексні сполуки

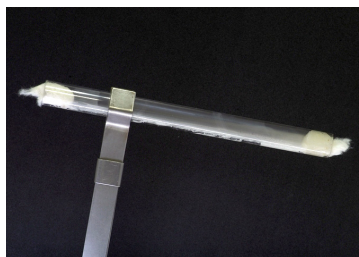
Позитивний заряд тепер належить усьому йону амонію, а всі утворені атомом Нітрогену чотири зв'язки однакові й не відрізняються один від одного. Тобто немає різниці, за яким механізмом утворюється ковалентний зв'язок, головне, що утворюється спільна електронна пара.

Донорно-акцепторний механізм є досить поширеним і реалізується під час утворення багатьох сполук та частинок. Одним із найвідоміших учених, хто досліджував такі сполуки, був А. Вернер.



Демонстраційний дослід: утворення амоній хлориду

На стрижневому штативі фіксуємо лапку, в якій горизонтально під кутом близько 15° закріплюємо широку скляну трубку. У дві склянки наливаємо концентровані розчини амоніаку та хлоридної кислоти і просочуємо ними ватні тампони. Ватний тампон з амоніаком поміщаємо в нижній отвір скляної трубки, а у верхній — тампон із хлоридною кислотою. Приблизно посередині скляної трубки спостерігаємо появу туману — продукту взаємодії амоніаку з гідроген хлоридом — кристалічного амоній хлориду:



Критерії утворення ковалентного та йонного зв'язку

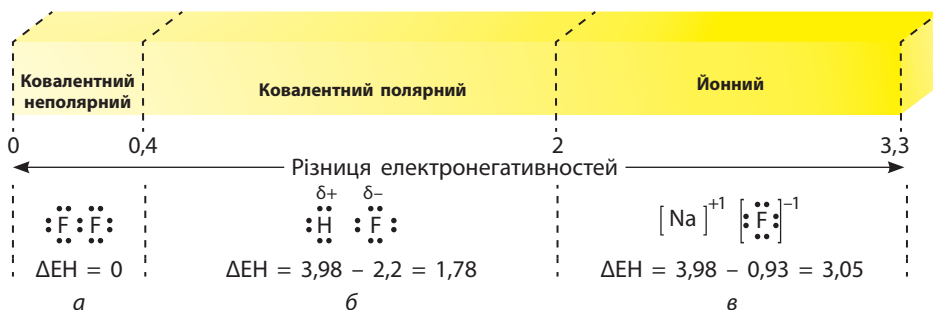
Атоми різних хімічних елементів мають різну електронегативність, отже, по-різному притягують спільну електронну пару. Ґрунтуючись на цьому, можна визначити, є ковалентний зв'язок полярним чи неполярним, або передбачити можливість утворення йонного зв'язку.

За результатами досліджень різниці полярності хімічних зв'язків у різних речовинах Лайнус Полінг вивчав різну здатність атомів притягувати електрони. Він назвав цю здатність електронегативністю, розробив шкалу електронегативності (шкала Полінга) та встановив значення електронегативностей для багатьох хімічних елементів (див. Періодичну систему на форзаці). За значеннями електронегативностей елементів можна робити висновки щодо можливих зв'язків у їхніх сполуках, розв'язуючи зворотну задачу, ніж ту, що розв'язував Л. Полінг (мал. 6.4, с. 40).

За значної різниці електронегативностей хімічних елементів ($\Delta EN > 0$) один з атомів настільки сильніше притягує електрони, що перетворюється на йон. У такому випадку в речовині утворюється *йонний зв'язок* (мал. 6.4, в).

За умови незначної різниці електронегативностей ($\Delta EN \leq 0,4$) обидва атоми майже однаково притягуються до спільних електронних пар, і електрони розподіляються майже рівномірно, не виникає надлишку чи нестачі електронної густини (мал. 6.4, а). Такий зв'язок є *ковалентним неполярним зв'язком*.

Ковалентний неполярний зв'язок існує в усіх простих речовинах, утворених неметалічними елементами, а також у деяких складних сполуках.



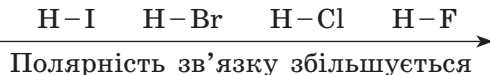
Мал. 6.4. Залежність типу зв'язку від різниці електронегативностей елементів: *a* — ковалентний неполярний; *б* — ковалентний полярний; *в* — йонний

Так, фактично неполярним є зв'язок у молекулі метану CH_4 ($\Delta EN = 0,35$). У ній на атомі Гідрогену заряд лише $+0,041$, тобто спільна електронна пара між атомами Карбону й Гідрогену лише на 4,1% зсунута в бік атома Карбону, чим можна знехтувати. Також, наприклад, неполярними є зв'язки у силані SiH_4 ($\Delta EN = 0,30$), фосфіні PH_3 ($\Delta EN = 0,01$) тощо.

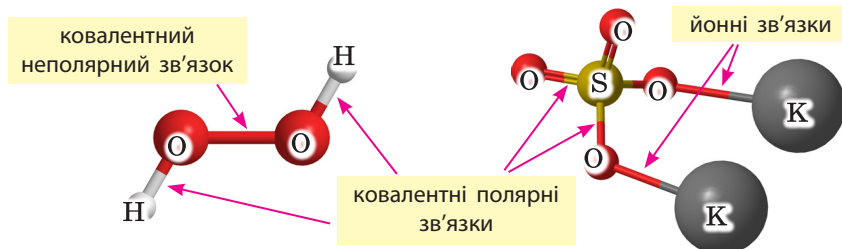
У разі різниці електронегативностей (мал. 6.4, *б*) спільна електронна пара зсувається до атома більш електронегативного елемента, а на атомах з'являються полюси позитивного та негативного зарядів. Такий ковалентний зв'язок є *полярним*. Так, наприклад, у гідроген флуориді спільна електронна пара зміщена в бік атома Флуору, внаслідок чого на ньому більша електронна густина. Як результат — на атомі Флуору з'являється надлишковий негативний заряд — $-0,44$. Тобто спільна електронна пара на 44% зсунута в його бік. На атомі Гідрогену, навпаки, електронна густина зменшена, і на ньому з'являється такий самий за величиною, але позитивний заряд — $+0,44$. У більшості випадків не має значення величина надлишкового заряду, тому його наявність просто позначають грецькою буквою δ :



Чим сильніше 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, тому в гідроген флуориді полярність зв'язку більша, ніж у гідроген йодиді:



Отже, за різницею електронегативностей можна передбачити тип зв'язку і порівнювати полярність ковалентних зв'язків. Також слід пам'ятати, що в одній речовині одночасно можуть існувати декілька типів зв'язків. Так, наприклад, у молекулі гідроген пероксиду наявні ковалентні полярний та неполярний зв'язки, а в солях оксигеновмісних кислот є йонний та ковалентні зв'язки:



Слід зауважити, що межі різниці електронегативностей, зазначені на малюнку 6.4 як критерій класифікації зв'язків, є досить умовними. Вони обрані з огляду на ступінь зміщення спільної електронної пари: так, за різниці електронегативностей $\Delta EN < 0,4$ спільна електронна пара зміщується не більш ніж на 5%, а за різниці $\Delta EN > 2$ — більш ніж на 70%.

Сьогодні дуже важливою є задача теоретичного обчислення розподілу електронів (електронної густини) у великих молекулах. Це дозволить зробити багато висновків, зокрема, визначити геометрію молекул, реакційну здатність та багато інших властивостей молекул і речовин. Видатних результатів в обчисленні електронних структур молекул досяг англійський хімік Джон Попл. Також у цьому напрямку працюють багато українських учених у складі різних наукових груп.

Лінгвістична задача

- Латинкою *co* означає «спільний», а *vales* — «той, що має силу».
- Грунтуючись на цьому, поясніть зміст терміна «ковалентний».
- Латинкою *dono* означає «дарую». Що, на вашу думку, є спільного в донора, описаного в цьому параграфі, та в донорів крові чи органів?
- У латинського слова *accipio* є аналоги в інших мовах: *accept* (англ.), *accepter* (фр.), *akzeptieren* (нім.). Яке українське слово йому відповідає і чому його використовують для позначення одного з механізмів утворення ковалентного зв'язку?



Сер Джон Ентоні Попл
(1925–2004)

Нобелівський лауреат. Один із засновників сучасної обчислювальної хімії



Борис Пилипович Мінаєв
(нар. 1943)

Український хімік. Досліджував властивості молекул засобами теоретичної квантової хімії



Ключова ідея

Ковалентний зв'язок утворюється за рахунок притягання ядер двох атомів до спільних електронів.



Контрольні запитання

74. Дайте визначення ковалентному зв'язку. Який ковалентний зв'язок називають полярним, а який — неполярним?
75. Яку електронну пару називають неподіленою?
76. Схарактеризуйте рекомбінаційний та донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку.
77. Від чого залежить полярність ковалентного зв'язку?
78. Як визначити, на якому з атомів, сполучених ковалентним зв'язком, з'являється негативний заряд, а на якому — позитивний?
79. Поясніть, як за значеннями електронегативностей розрізнити ковалентний неполярний, ковалентний полярний та йонний зв'язки.
80. У яких сполуках існують: а) ковалентний неполярний зв'язок; б) ковалентний полярний зв'язок?



Завдання для засвоєння матеріалу

81. Чим принципово відрізняється ковалентний зв'язок від йонного? Сформулюйте дві відмінності йонного зв'язку від ковалентного.
82. Зобразіть перекривання атомних орбіталей для утворення хімічного зв'язку в: молекулах гідроген хлориду, хлору, води, метану, амоніаку, йону амонію. Складіть для них електронно-крапкові графічні формули.
83. Наведіть по дві формули сполук, у яких Оксиген утворює зв'язок: а) йонний; б) ковалентний.
84. Випишіть із поданого переліку окремо 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 , S_8 , ClF_3 , P_4 , NO .
85. Складіть формулу Льюїса для молекули сірки S_2 . Скільки електронних пар беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку між атомами Сульфуру? Чи виконується правило октету?
86. Схарактеризуйте спільні та відмінні риси рекомбінаційного та донорно-акцепторного механізмів утворення ковалентного зв'язку. Поясніть донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладі йона амонію.
87. Запишіть формули наведених речовин за порядком збільшення полярності зв'язку в їхніх молекулах: H_2O , CH_4 , HF , NH_3 .
88. За Періодичною системою на форзаці обчисліть різницю електронегативностей елементів у парах: $\text{Li}-\text{Cl}$, $\text{Be}-\text{Cl}$, $\text{B}-\text{Cl}$, $\text{C}-\text{Cl}$, $\text{N}-\text{Cl}$, $\text{O}-\text{Cl}$, $\text{F}-\text{Cl}$. Укажіть пару елементів із найбільш полярним і найменш полярним зв'язками.
89. Серед наведених речовин випишіть сполуки з найбільшою та найменшою полярністю зв'язку: HI , HCl , HBr , H_2O , H_2S , Cl_2 , CH_4 , PH_3 .

90. Поясніть, як знання значення електронегативності елементів сполучених атомів дозволяє зробити висновок щодо типу хімічного зв'язку між ними.
91. За Періодичною системою виберіть елементи з невеликою різницею електронегативностей. Складіть для них формули бінарних сполук із ковалентним неполярним зв'язком.
92. Зобразіть структурні формули магній сульфату та калій карбонату. Позначте на них типи хімічних зв'язків.

Завдання з розвитку критичного мислення

93. Обчисліть відносну густину водень хлориду й амоніаку за повітрям та поясніть, чому в демонстраційному досліді на с. 39 тампон, просочений амоніаком, поміщають у нижній отвір трубки, а тампон з хлоридною кислотою — у верхній. Чи зміняться спостереження в цьому досліді, якщо тампони поміняти місцями?
94. У деяких посібниках стверджують, що способи утворення ковалентного зв'язку можна описати двома формулами: $1 + 1 = 2$ та $2 + 0 = 2$. Доведіть або спростуйте це твердження.
95. Відомо, що в природі всі процеси відбуваються задля підвищення стабільності. Не може бути вигідним, щоб в одному місці було чогось дуже багато, а в іншому — дуже мало. З огляду на це як можна пояснити енергетичну вигідність утворення зв'язку за донорно-акцепторним механізмом? Адже, за рекомбінаційним механізмом, зв'язок утворюють частинки з нестабільною електронною оболонкою, а в атома Нітрогену в молекулі амоніаку та в йона Гідрогену електронні оболонки цілком стабільні.
96. Поняття «валентність» некоректно застосовувати для елементів у складі йонних сполук. Як ви вважаєте, які принципові відмінності речовин із ковалентним та йонним зв'язком зумовлюють цю некоректність?
97. Чому межі різниці електронегативностей між різними типами зв'язку, наведеними на малюнку 6.4, є умовними?

§ 7. Водневий зв'язок

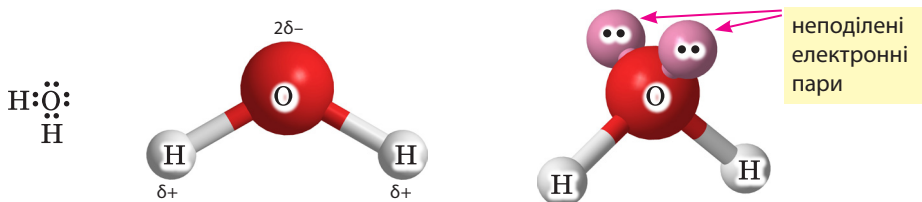
Пригадайте: донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку (за § 6).

Механізм утворення водневого зв'язку

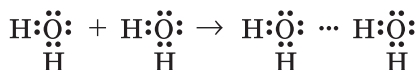
У багатьох речовинах існує особливий тип хімічного зв'язку — водневий. У 9 класі ви вивчали, що водневий зв'язок є міжмолекулярним, тобто утворюється між молекулами (або між частинами однієї молекули).

Розглянемо утворення водневого зв'язку на прикладі молекул води. У молекулі води між атомами Оксигену та Гідрогену зв'язок ковалентний. Через значну різницю електронегативностей ($\Delta \text{ЕН} = 3,44 - 2,20 = 1,44$) цей зв'язок дуже полярний. Унаслідок цього на атомах Гідрогену наявний

позитивний заряд і дефіцит електронної густини, а в атома Оксигену заряд негативний і є дві неподілені електронні пари:



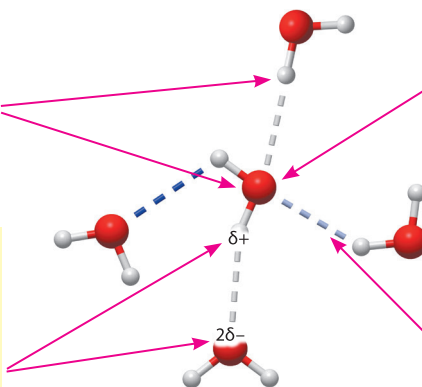
Неподіленими електронними парами атом Оксигену притягується до атомів Гідрогену інших молекул води, і між молекулами води виникає додаткова взаємодія — *водневий зв'язок*, — який позначають крапками:



Водневий зв'язок має частково електростатичний характер, а частково — донорно-акцепторний:

Кожний атом Оксигену утворює по два водневі зв'язки із сусідніми молекулами, а атом Гідрогену — по одному

Водневий зв'язок виникає між позитивно зарядженим атомом Гідрогену та негативно зарядженим атомом Оксигену, що підтверджує його електростатичний характер



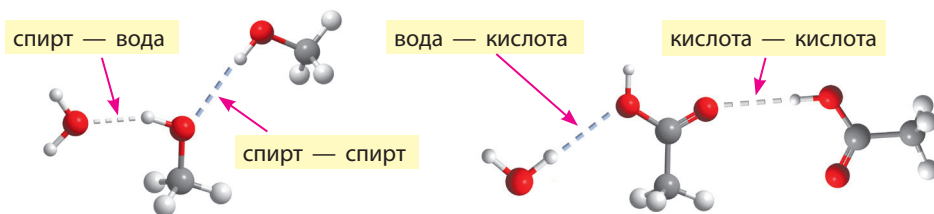
Кожна молекула води утворює по чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами

Водневий зв'язок виникає тільки в напрямку, у якому спрямована неподілена електронна пара атома Оксигену, що підтверджує його донорно-акцепторний характер

Отже, молекула певної речовини утворює водневий зв'язок за наявності неподілених електронних пар на одному з атомів та дуже полярного зв'язку з атомом Гідрогену.



Водневий зв'язок — це взаємодія атома Гідрогену, сполученого з дуже електронегативним атомом однієї молекули (або її частини) зі значно електро-негативним атомом із неподіленою електронною парою іншої молекули (або її частини).



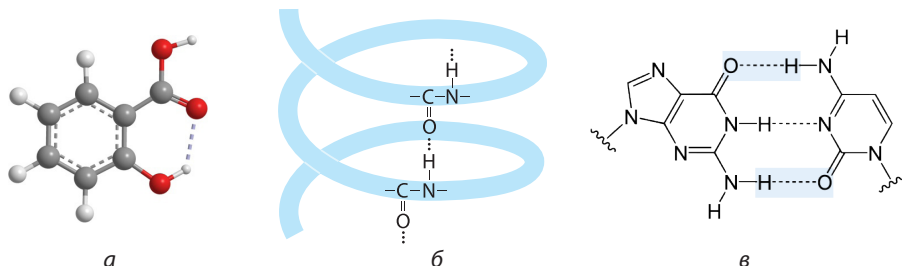
Мал. 7.1. Водневі зв'язки можуть утворюватися як між молекулами однієї речовини, так і між молекулами різних речовин

Водневий зв'язок утворюється атомами Гідрогену переважно з атомами Оксигену, Флуору та Нітрогену. Атоми цих елементів мають велику електронегативність і невеликі розміри. Водневий зв'язок атомів Гідрогену з атомами більшого розміру, як, наприклад, Хлор або Сульфур, значно слабший, хоча за електронегативністю ці атоми близькі до Нітрогену.

Водневі зв'язки в різних речовинах

Водневі зв'язки утворюються не тільки між молекулами води, а й між молекулами інших речовин. Відрізнити такі речовини можна за їхньою хімічною формулою. Якщо в молекулі речовини є групи $-\text{OH}$ або $-\text{NH}_2$, то з великою ймовірністю такі молекули утворюють водневі зв'язки. Так, молекули спиртів та карбонових кислот, у яких наявна група $-\text{OH}$, утворюють водневі зв'язки між собою, а також із молекулами води (мал. 7.1).

Водневий зв'язок може існувати не тільки між молекулами, а й усередині однієї молекули між різними її частинами. Наприклад, у молекулі саліцилової кислоти (з якої синтезують аспірин) водневий зв'язок утворюється між гідроксильною та карбоксильною групами однієї молекули (мал. 7.2, а). Також наявність водневих зв'язків характерна для білків та нуклеїнових кислот. Завдяки утворенню водневих зв'язків стабілізується вторинна структура білків (мал. 7.2, б) та реалізується можливість існування молекул ДНК у вигляді подвійної спіралі (мал. 7.2, в).



Мал. 7.2. Водневі зв'язки в саліциловій кислоті (а), білку (б) та нуклеїновій кислоті (в)

Вплив водневого зв'язку на властивості речовин

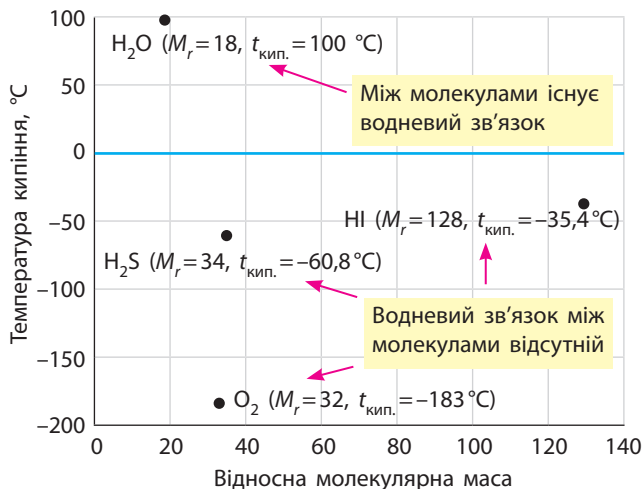
Водневий зв'язок не такий міцний, як ковалентний. Якщо енергія одинарного ковалентного зв'язку становить близько 250–400 кДж/моль, то енергія водневого зв'язку — 10–30 кДж/моль.

Але, незважаючи на невелику енергію водневих зв'язків, вони суттєво впливають на фізичні властивості речовин. Можливістю утворення водневого зв'язку з молекулами інших речовин, які також спроможні їх утворювати, пояснюється велика розчинність багатьох речовин у воді: спирту, цукру, ацетону, етанової кислоти тощо. Речовини, у яких існує водневий зв'язок між молекулами, мають температуру кипіння набагато вищу, ніж речовини з молекулярними кристалічними ґратками і близькими значеннями молярної маси, але без водневих зв'язків (мал. 7.3).

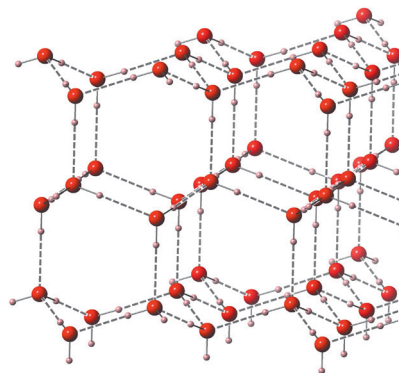
Утворення водневих зв'язків у напрямку неподіленої електронної пари зумовлює чітку структуру молекул води у твердому агрегатному стані (мал. 7.4). У рідкій воді водневі зв'язки частково руйнуються, тому під час плавлення вода дещо стискається, бо густина рідкої води трохи більша за густину льоду (мал. 7.5).

Водневий зв'язок:

- є міжмолекулярним і значно посилює притягання молекул;
- зумовлює підвищення температури кипіння;
- зумовлює підвищення розчинності речовин у воді



Мал. 7.3. Температури кипіння речовин із приблизно однаковою молярною масою



Мал. 7.4. Кристалічні ґратки твердої води: кожна молекула утворює по чотири водневі зв'язки із сусідніми молекулами



б

Мал. 7.5. У рідкій воді молекули води розташовані не впорядковано та близько одна до одної; у льоду молекули розташовані впорядковано й на більшій відстані, тому лід легший за воду (а). Під час замерзання вода розширюється, внаслідок чого закрита скляна пляшка з водою в морозилці тріскається (б)



Мал. 7.6. Комахи ходять по воді завдяки її поверхневому натягу, що зумовлено міцними водневими зв'язками між молекулами води

Наявність водневих зв'язків зумовлює великий поверхневий натяг води, завдяки чому багато комах здатні переміщатися по воді (мал. 7.6). Наявність додаткового зв'язування молекул водневими зв'язками також зумовлює аномально високу теплоємність води: щоб пришвидшити тепловий рух, молекулам необхідно надати значно більше теплоти. Така особливість води має велике значення для формування клімату на Землі. Поблизу морів та океанів клімат м'якший, ніж у центрі континентів.

Завдяки утворенню водневих зв'язків між різними надмолекулярними комплексами можливі процеси реплікації нуклеїнових кислот та синтез білків у рибосомах.



Ключова ідея

Водневий зв'язок — особливий тип міжмолекулярної взаємодії. Він має надзвичайне значення для появи й існування життя на Землі та для існування біологічно важливих речовин.



Контрольні запитання

98. Дайте визначення водневому зв'язку. Завдяки чому він утворюється?
99. Як впливає наявність водневого зв'язку у воді та спиртах на їхні фізичні властивості?
100. Схарактеризуйте, як можливість утворення водневого зв'язку впливає на: а) розчинність речовин у воді; б) теплоємність речовин; в) поверхневий натяг води?
101. Назвіть основні властивості водневого зв'язку.

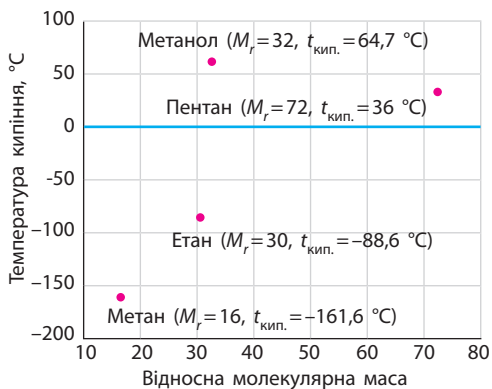
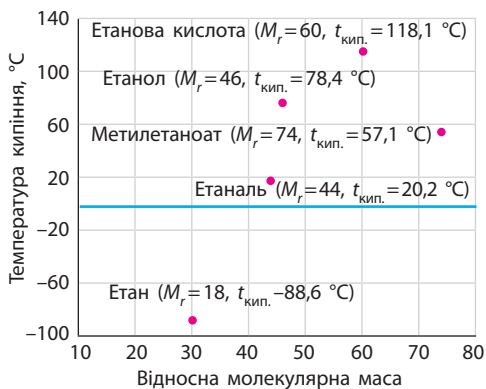
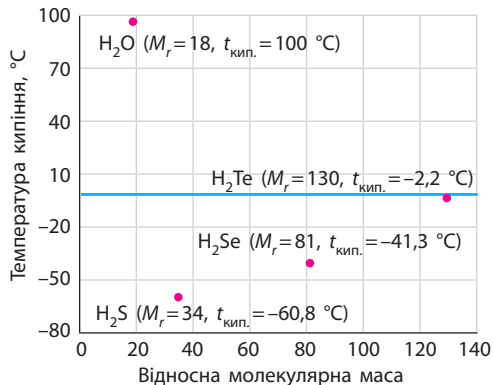
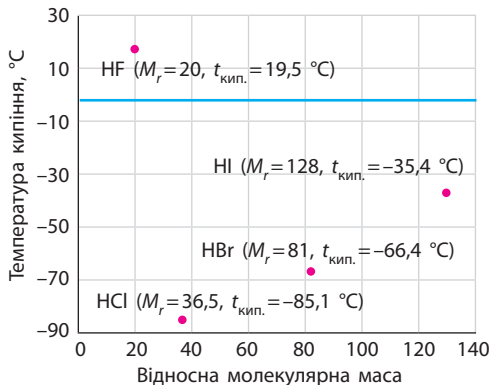


Завдання для засвоєння матеріалу

- 102.** Порівняйте наведені в тексті параграфа молекулярні маси сполук та їхні температури кипіння. Який факт свідчить про наявність водневого зв'язку між молекулами води?
- 103.** Зобразіть утворення водневого зв'язку між молекулами: а) води та амоніаку; б) етанолу та води; в) етанової кислоти та води; г) етанолу та етанової кислоти.
- 104.** Використовуючи знання про фізичні властивості органічних речовин, проілюструйте вплив на них водневого зв'язку на прикладі: а) етану й етанолу; б) етанолу й гліцеролу; в) етанолу й етаналу.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 105.** Проаналізуйте діаграми та схарактеризуйте вплив водневих зв'язків на фізичні властивості речовин. Зобразіть утворення водневих зв'язків молекулами цих сполук (між собою та з молекулами води).



- 106.** Оцініть можливість утворення водневих зв'язків між молекулами: а) спирту та альдегіду; б) спирту та карбонової кислоти; в) альдегіду та карбонової кислоти; г) спирту та естеру; д) спирту та амоніаку.

Міні-проекти

- 107.** У додаткових джерелах інформації знайдіть відомості щодо впливу водневого зв'язку на фізичні властивості речовин та його роль у біологічних системах.
- 108.** Виконайте експеримент для дослідження поверхневої плівки води. Наповніть склянку водою майже до країв і акуратно покладіть на водну поверхню фільтрувальний папір із голкою. Як тільки папір намокне, він потоне, а голка має залишитися на поверхні. Можна навіть побачити, як поверхня води прогинається під голкою. Голка не тоне, бо поверхня води вкрита плівкою, що не проривається завдяки малій вазі голки. Під час прання ця водна плівка перешкоджає видаленню бруду й жиру. Якщо поряд із голкою, що плаває на воді, насипати трохи прального порошку або долити мильну воду (акуратно!), голка незабаром потоне. А якщо дослід із голкою й папером провести у воді, до якої попередньо був доданий пральний порошок, то голка й зовсім не утримається на поверхні води. Це відбувається тому, що поверхнева плівка води руйнується під дією мийних засобів.

§ 8. Металічний зв'язок

Поняття про металічний зв'язок

Дослідження за допомогою рентгєнівського випромінювання довели, що метали у твердому стані існують у вигляді кристалів. Ці кристали складаються з атомів та позитивно заряджених йонів металічних елементів, які утримуються разом у певних положеннях кристалічних ґраток «електронним газом», що може вільно пересуватися (мал. 8.1).

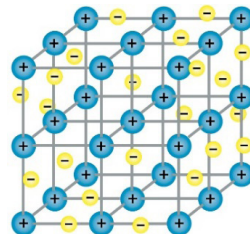


Хімічний зв'язок, що реалізується через електростатичне притягання позитивних йонів у ґратках вільними електронами, називають металічним.

В утворенні металічного зв'язку беруть участь електрони зовнішнього енергетичного рівня. Атоми металічних елементів їх утрачають, унаслідок чого ці електрони стають «вільними». Ці електрони вже не належать певному

Металічний зв'язок:

- у вузлах кристалічних ґраток розташовані катіони металічних елементів;
- вільні електрони («електронний газ») утримують разом катіони;
- характерний для металів та їхніх сплавів



Мал. 8.1. У металах у вузлах кристалічних ґраток розташовані атоми та катіони металічних елементів, навколо яких вільно пересуваються електрони

атому, вони делокалізовані, тобто розподілені між усіма позитивними йонами металічних елементів. Електрони не розташовуються електронними парами між сусідніми йонами, а можуть вільно пересуватися по всьому кристалу.

Делокалізовані електрони фактично є «цементом», що утримує разом позитивно заряджені йони, в іншому випадку кристалічні ґратки розпалися б через відштовхування йонів. Разом із тим такі електрони утримуються металічними катіонами в межах кристалічних ґраток і не можуть залишити металічний кристал.

У металічному зв'язку кожний атом металічного елемента надає у спільне користування щонайменше один електрон. Отже, атоми *s*-елементів першої групи в металах перебувають у вигляді йонів з електронною конфігурацією найближчого інертного елемента, оскільки віддають свій єдиний електрон зовнішнього рівня. Атоми металічних елементів інших груп можуть віддавати у спільне користування один чи більше електронів. А у вузлах кристалічних ґраток, відповідно, будуть наявні йони із зарядом +1, менша кількість двозарядних йонів і ще менша тризарядних. Наприклад, в алюмінію серед усіх йонів тільки 27% двозарядних і частки відсотка тризарядних.

Порівняння металічного зв'язку з йонним та ковалентним

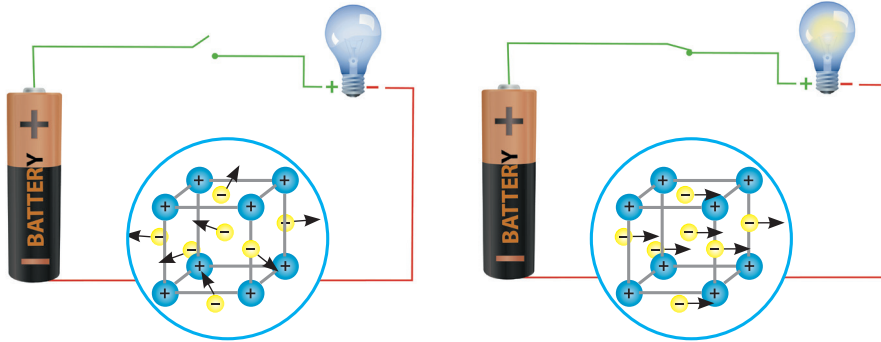
Металічний зв'язок має спільні риси як із ковалентним, так і з йонним зв'язком.

Подібно до ковалентного, металічний зв'язок утворюється за рахунок усупільнення електронів. Але в ковалентному зв'язку спільною є тільки пара електронів, і вона належить лише двом атомам, а в металічному зв'язку всі електрони є спільними для всіх йонів металічного кристала.

Подібно до йонного зв'язку, металічний утворюється завдяки електростатичному притяганню протилежно заряджених частинок. Але в речовинах із йонним зв'язком у вузлах кристалічних ґраток розташовані і позитивно, і негативно заряджені йони, що утримуються разом. А в речовинах із металічним зв'язком у вузлах кристалічних ґраток розташовані тільки позитивно заряджені йони, що утримуються разом за рахунок електростатичного притягання до «електронного газу».

Речовини з металічним зв'язком

Металічний зв'язок утворюється атомами металічних елементів. Він існує в усіх простих речовинах металах, а також у їхніх сплавах. Дослідження довели, що в деяких нітридах Титану (сполуках Титану з Нітрогеном) та деяких інших сполуках також наявний металічний



Мал. 8.2. Наявність вільних електронів, що можуть пересуватися в певному напрямку, зумовлює електропровідність речовин із металічним зв'язком



Мал. 8.3. Вільні електрони, неначе тісто, скріплюють металічні катіони незалежно від просторової форми металевого виробу, що зумовлює можливість надання будь-якої форми металічним кристалам

зв'язок. Існування металічного зв'язку, тобто «електронного газу», здатного вільно пересуватися, зумовлює низку фізичних властивостей таких речовин: електропровідність (мал. 8.2), гнучкість (ковкість або пластичність) (мал. 8.3), металічний блиск, теплопровідність тощо.



Ключова ідея

Металічний зв'язок, незважаючи на певні особливості, має спільні риси і з ковалентним, і з йонним зв'язком.



Контрольні запитання

109. Дайте визначення металічного зв'язку.
110. У чому полягають спільні та відмінні риси металічного зв'язку з ковалентним і йонним?
111. У яких сполуках існує металічний зв'язок?
112. Які спільні фізичні властивості металів та сплавів зумовлені наявністю в них металічного зв'язку?

Завдання з розвитку критичного мислення

113. Як ви вважаєте, чому кількість багатозарядних йонів у металічних кристалах значно менша за кількість однозарядних?
114. Доведіть або спростуйте твердження: йони металічних елементів у металічному кристалі утримуються разом «електронним газом», як родзинки утримуються тістом у кексі.
115. Чому, незважаючи на велику кількість заряджених частинок у металах, металічний кристал у цілому не має електричного заряду?
116. На вашу думку, чому вільні електрони в металічному кристалі називають «електронним газом»?

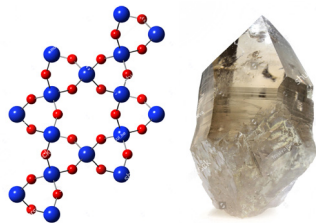
§ 9. Кристалічний і аморфний стани твердих речовин

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

Кристалічні речовини:

- структурні одиниці розташовані в чіткому порядку — утворюють кристалічні ґратки;
- мають певну температуру плавлення;
- утворюють кристали певної форми;
- у разі руйнування кристалічної речовини кристали розпадаються на окремі шматочки, кожен із яких зберігає хоча б частково форму початкового кристалу;
- приклади речовин: природні мінерали, кухонна сіль, цукор.

Структурні одиниці в кристалічних речовинах утворюють правильні геометричні фігури

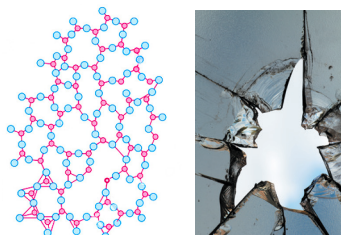


Кварц

Аморфні речовини:

- не мають чіткої просторової структури — структурні одиниці розташовані неупорядковано;
- плавляться в певному діапазоні температур;
- за нагрівання спочатку розм'якшуються;
- у разі руйнування утворюються уламки неправильної форми, зазвичай із нерівною поверхнею країв сколу;
- приклади речовин: скло, смоли, бурштин, застигли лаки, клеї, каучук.

Аморфні речовини не мають чіткої просторової структури, а утворені з неупорядкованих частинок (атомів чи молекул)



Скло



Мал. 9.1. Кристалічний цукор (а) після розплавлення та швидкого охолодження стає аморфною речовиною, з якої легко виготовляти льодяники (б) та карамельки (в)

Аморфні речовини за внутрішньою будовою нагадують рідини, тільки не можуть текти. Під час нагрівання вони поступово розм'якшуються і нарешті стають рідкими. Аморфним речовинам, як і рідинам, можна надати будь-якої форми.

За певних умов речовина може з кристалічної перетворюватися на аморфну, і навпаки. Звичайне скло — аморфна речовина, але із часом силіцій(IV) оксид у його складі набуває кристалічної форми. Через це старі склянки під час наливання в них окропу лопаються набагато частіше, ніж нові. Цукор — кристалічна речовина. Але якщо його розплавити та швидко охолодити, то він застигає в аморфному стані. З такого цукру можна виготовляти льодяники, карамельки тощо (мал. 9.1).

Штучні монокристали

Від 1955 року в Україні працює Науково-технологічний комплекс «Інститут монокристалів» НАН України (м. Харків). Це потужний науковий і виробничий комплекс, де проводять дослідження з перспективних сучасних напрямків фізики та хімії. Внесок українських учених у сучасну науку визнаний багатьма світовими науковцями. Але, крім наукової роботи, значну увагу в цьому інституті приділяють виробництву. Головний напрямок виробничої діяльності — синтез штучних правильних індивідуальних незрощених кристалів. Багато з них виробляють для внутрішнього використання, але великі обсяги кристалів експортуються. Монокристали дуже міцні і мають широке застосування. Із сапфірових монокристалів (алюміній оксид) виробляють надійні захисні пластини для отворів оптичних приладів. Такі пластини Інститут монокристалів постачає для української армії: ними оснащують оглядові віконця бронетехніки. Крім сапфірів, Інститут монокристалів виробляє кристали на основі оксидів Молібдену, Плюмбуму, Церію, Германію тощо, кристали з калій дигідрогенортофосфату, кадмій вольфрамату та інших речовин. Такі кристали використовують як елементи нелінійних оптичних лазерів, як сцинтиляційні матеріали для уловлювання та детектування гамма- і рентгенівського випромінювання.



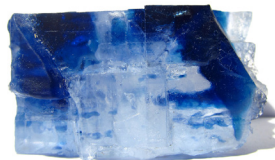


Корисні дефекти

Зазвичай, коли йдеться про дефекти в будь-чому, то мають на увазі щось негативне і шкідливе. Але трапляються випадки, коли через появу дефектів виникають нові, корисні властивості. Найкращий приклад — поява дефектів у спадковій інформації, що призвело до еволюції життя, хоча існують і менш значущі випадки.

Звичайна кам'яна сіль має бути білою, хоча в продажу є кухонна сіль різних кольорів: від рожевої до чорної. Такі кольори сіль має через додавання певних домішок. Проте в природі трапляються мінерали галіту — досить чистого натрій хлориду — синього кольору.

Така сіль не містить забарвлених домішок, а колір виникає виключно внаслідок дефектів у кристалічних ґратках натрій хлориду. Під час утворення кристалу, особливо якщо ріст кристалу відбувається швидко, можуть виникати «збої» у побудові правильних ґраток. Або такі дефекти можуть виникати внаслідок дії на кристали гамма-випромінюванням, що в невеликій інтенсивності завжди існує в природі. Дослідження синього натрій хлориду виявили, що в певних місцях кристалічних ґраток замість хлорид-іонів містяться вільні електрони, наявність яких і зумовлює забарвлення. Певна річ, що після розчинення такої солі у воді вільні електрони зникають, і утворюється звичайний безбарвний солоний розчин. Дефекти у кристалах можна створювати штучно з певною метою. Так, робота всіх сучасних електронних пристроїв ґрунтується на напівпровідникових властивостях силіцію, з якого виготовляють усі мікročіпи для електроніки. Не дарма місце в Каліфорнії, де розташовані найбільші світові корпорації з новітніх технологій, називають Силіконовою долиною. Але напівпровідникові властивості силіцію можна значно покращити шляхом додавання до нього домішок (у залишкових кількостях), які утворюють «корисні» дефекти в кристалічних ґратках силіцію. Найчастіше під час вирощування кристалів силіцію додають невеликі кількості бору чи арсену.



Кристал синього галіту



Ключова ідея

Для аморфних речовин порядок у розташуванні частинок характерний тільки на відстані однієї-двох структурних частинок. У кристалічних речовинах порядок розташування частинок характерний для всього об'єму монокристала.



Контрольні запитання

117. Назвіть спільні властивості всіх твердих речовин.
118. Які речовини називають кристалічними, а які — аморфними?
119. Назвіть ознаки кристалічних та аморфних речовин. Наведіть приклади таких речовин.



Завдання для засвоєння матеріалу

120. Схарактеризуйте основні відмінності у фізичних властивостях кристалічних та аморфних речовин.
121. Визначте спільні та відмінні риси у рідин та твердих аморфних речовин.
122. Чи є аморфними речовинами віск, парафін, сухий лід, поліетилен, скло, кухонна сіль, тверде мило? Відповідь обґрунтуйте.

Завдання з розвитку критичного мислення

123. Як ви вважаєте, чому аморфні речовини не мають чіткої температури плавлення? Чому кристалічні речовини не розм'якшуються перед плавленням?
124. Як ви розумієте твердження: «Кристалічним речовинам не можна надати будь-якої форми»?
125. Як ви вважаєте, чому за швидкого охолодження розплавленого цукру він застигає в аморфному стані, а не в кристалічному?
126. Аморфний стан характерний для бурштину, бітумів, асфальтів, вищих алканів тощо. Які особливості молекул цих речовин зумовлюють їх існування в аморфному стані?
127. Скористайтеся додатковими джерелами інформації та проаналізуйте, як узгоджується ключова ідея цього параграфа з твердженням: «Для кристалічних речовин характерний дальній порядок розташування частинок, а для аморфних — ближній».

§ 10. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови

Пригадайте: типи хімічних зв'язків (за § 5–8).

Речовини металічної будови

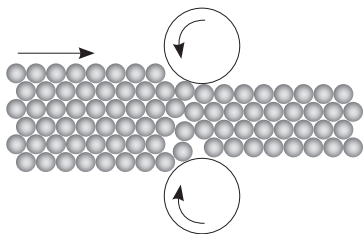
У металах існує металічний зв'язок, який зумовлює загальні фізичні властивості металів та сплавів. Розміри всіх йонів однакові, тому катіони в металах упаковані максимально щільно й утворюють найпростіші кристалічні ґратки. Металічні структури утворюють як метали, так і деякі сполуки з металічним зв'язком, наприклад нітриди Титану та Хрому.

Завдяки вільному пересуванню електронів для металів характерні *електропровідність* та *теплопровідність*.

Окремі шари йонів можна без наслідків пересувати один відносно одного, тому що в усіх вузлах кристалічних ґраток містяться катіони, які утримуються разом через притягання до «електронного газу». Цим зумовлена *пластичність* (*ковкість*) металів (мал. 10.1, с. 56).

Металічні речовини:

- у вузлах ґраток — катіони;
- тип зв'язку — металічний;
- пластичні (ковкі);
- добре проводять електричний струм та теплоту



Мал. 10.1. Шари в металічному кристалі легко зміщуються один відносно одного, що зумовлює пластичність металів

Мал. 10.2. Для металів характерний металічний блиск

Особливості взаємодії світла з вільними електронами на поверхні металічного кристала надають *металічний блиск* металам (мал. 10.2).

Зазвичай чим більше валентних електронів в атомів металічних елементів, тим міцніші кристалічні ґратки, тим міцніший та твердіший метал, тим вища його температура плавлення (кипіння).

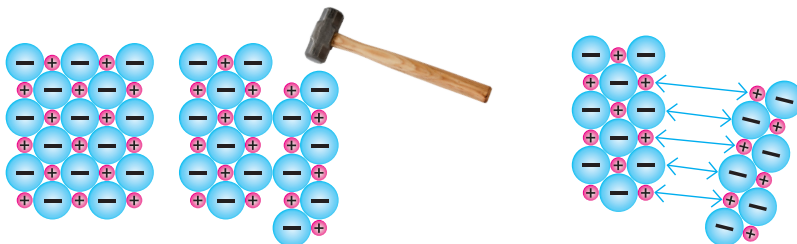
Речовини йонної будови

Йонні речовини мають кристалічні ґратки, у вузлах яких розташовані різнойменно заряджені йони (мал. 5.2 та 5.3, с. 34–35). Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин із йонним зв'язком — солей, лугів, оксидів активних металічних елементів (NaCl , NaNO_3 , K_2SO_4 , KOH , NaOH , CaO).

Йонні сполуки за кімнатної температури тверді, а плавляться і киплять лише під час сильного нагрівання. Це пояснюється тим, що йони в кристалі сильно притягуються один до одного, і, щоб зрушити їх, необхідно багато енергії.

Йонні речовини:

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



Мал. 10.3. У йонних речовинах зміщення шарів призводить до відштовхування однойменно заряджених йонів та руйнування кристалу

Утім, незважаючи на твердість, йонні речовини крихкі. Це зумовлене будовою кристала: навіть незначний зсув наближає один до одного однойменно заряджені йони, і вони починають відштовхуватися. Наслідком цього є тріщини в кристалі й навіть його руйнування (мал. 10.3).

Через те що йони в кристалічних ґратках закріплені на певному місці й утримуються разом силами електростатичного притягання, йонні речовини не проводять електричний струм. Але якщо розплавити такі речовини або розчинити у воді, то йони стають рухливими, і тому розплави та розчини йонних сполук добре проводять електричний струм.

Будовою кристалічних ґраток пояснюється також те, що йонні сполуки нелеткі, тому вони не мають запаху.

Речовини молекулярної будови

У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, що з'єднані між собою слабкою міжмолекулярною взаємодією. Наприклад, лід складається з молекул води, а кристали бромю (мал. 10.4, а) — з двохатомних молекул бромю Br_2 (мал. 10.4, б).

Молекулярні кристалічні ґратки характерні для речовин тільки з ковалентними зв'язками (полярними й неполярними). Вони властиві також більшості органічних сполук, а також деяким неорганічним речовинам (кисню, хлору, азоту тощо).

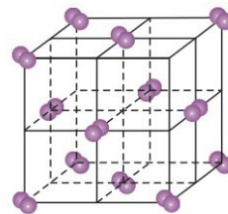
Особливістю молекулярних речовин є те, що всередині молекул атоми сполучені дуже міцними ковалентними зв'язками, а самі молекули утримуються між собою слабкими міжмолекулярними взаємодіями. Таку структуру легко зруйнувати, тому речовини з молекулярними ґратками крихкі, мають невисокі температури плавлення й кипіння.

Особливістю будови пояснюється також леткість молекулярних сполук, деякі з них мають характерний запах. Можна навіть стверджувати, що якщо речовина має запах, то це речовина молекулярної будови.

За звичайних умов багато речовин із молекулярними кристалічними ґратками перебувають у рідкому (вода, сульфатна кислота,

Молекулярні речовини:

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



Мал. 10.4. а — кристали бромю; б — у вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані окремі молекули Br_2

органічні розчинники тощо) або газуватому стані (озон, хлороводень, водень тощо). Деякі молекулярні речовини за нагрівання сублімують — переходять із твердого в газуватий стан, минаючи рідкий, наприклад, йод, вуглекислий газ, нафталін.

Речовини молекулярної будови 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. Але деякі молекулярні речовини, зокрема органічні та неорганічні кислоти, у розчинах дисоціюють, тому їх розчини проводять електричний струм.

Речовини атомної будови

У вузлах атомних кристалічних ґраток розташовані атоми, що сполучені один з одним міцними ковалентними зв'язками. Щоб зруйнувати ці ковалентні зв'язки, необхідна значна енергія. Цим пояснюється міцність атомного кристала та високі температури плавлення й кипіння речовин атомної будови. Такі речовини досить тверді, непластичні й некрихкі.

Будовою кристалічних ґраток зумовлена також нерозчинність цих речовин у воді та в інших розчинниках.

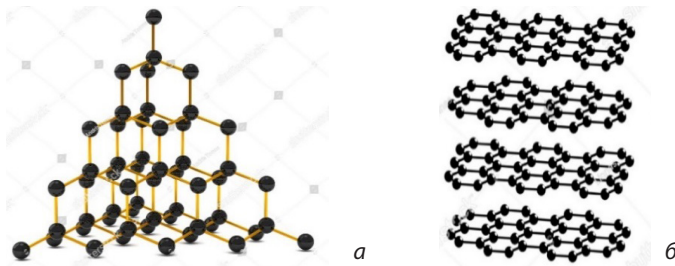
Класичним прикладом речовини атомної будови є алмаз — найтвердіша речовина з усіх відомих (мал. 10.5, *а*).

Графіт також має атомні кристалічні ґратки, але, на відміну від алмазу, у графіті атоми Карбону розташовані шарами, що слабо сполучені один з одним (мал. 10.5, *б*). Завдяки цьому шари легко зсунути один відносно одного. Цим пояснюються «писальні» властивості графіту.

Речовинами атомної будови є також германій, бор, кварц SiO_2 , карборунд SiC .

Речовини атомної будови:

- у вузлах ґраток — окремі атоми;
- тип зв'язку — ковалентний;
- надзвичайно тверді, нелеткі;
- тугоплавкі;
- не розчиняються в жодному розчиннику



Мал. 10.5. Атомні кристалічні ґратки: *а* — алмазу; *б* — графіту



Атомні кристали поділяють на три типи: каркасні, ланцюжкові й шаруваті структури. Алмаз та кварц відносять до каркасних структур, тому що окремі атоми утворюють тривимірний каркас із атомів. У графіті атоми розташовуються шарами, тому цей тип кристалічних ґраток відносять до шаруватих структур. Деякі речовини утворюють структури, схожі на ланцюжки. Наприклад, сульфур(VI) оксид утворює тонкі блискучі голки, що кристалізуються у вигляді ланцюжків $(\text{SO}_3)_n$. Ланцюжкову структуру мають також деякі силікатні матеріали, зокрема азбест.

Будова простих речовин і положення елементів у Періодичній системі

Тип хімічного зв'язку в речовинах зумовлює будову і фізичні властивості твердих речовин. Оскільки тип хімічного зв'язку залежить від електронної конфігурації атомів, то закономірності в будові атомів елементів позначаються на будові й фізичних властивостях простих речовин, утворених ними.

З малюнка 10.6 видно, що на початку періодів розташовані металічні елементи, які утворюють прості речовини з металічними кристалічними ґратками. Завершують кожний період неметалічні елементи, які утворюють прості речовини з молекулярними кристалічними ґратками. Елементи, що розташовані в середині періоду (як металічні, так і неметалічні), утворюють прості речовини з атомними кристалічними ґратками.

						H ₂	He
Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
Na	Mg	Al	Si	P ₄	S ₈	Cl ₂	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br ₂	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I ₂	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At ₂	Rn

(■ — металічні, ■ — атомні, ■ — молекулярні)

Мал. 10.6. Положення *s*- і *p*-елементів у Періодичній системі та типи кристалічних ґраток простих речовин, які вони утворюють



Ключова ідея

Внутрішній зміст зумовлює зовнішню поведінку.



Контрольні запитання

- 128.** Схарактеризуйте фізичні властивості речовин із кристалічними ґратками: а) металічними; б) йонними; в) молекулярними; г) атомними.
- 129.** Які типи хімічних зв'язків характерні для речовин із кристалічними ґратками: а) атомними; б) йонними; в) молекулярними?

130. Якими хімічними зв'язками утримуються: а) атоми в молекулі; б) молекули в молекулярному кристалі; в) йони в йонному кристалі; г) атоми в атомному кристалі?
131. Схарактеризуйте положення в Періодичній системі *s*- та *p*-елементів, прості речовини яких мають кристалічні ґратки: а) металічні; б) атомні; в) молекулярні.



Завдання для засвоєння матеріалу

132. Поясніть, чому кварц SiO_2 і вуглекислий газ CO_2 мають зовсім різні фізичні властивості, незважаючи на подібний склад.
133. З наведеного переліку виписіть окремо формули речовин із різними кристалічними ґратками: MgBr_2 , Zn , F_2 (тв.), ZnO , Cl_2 (тв.), Si , Ca , KNO_3 , HBr (тв.), $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SiO_2 (тв.), Li_2O (тв.).
134. Порівняйте електронні конфігурації Карбону та Плюмбуму. Чому видаляти електрон із зовнішнього рівня Карбону важче, ніж у Плюмбуму? Чому алмаз є неметалом, а свинець — металом?
135. Певна безбарвна речовина добре розчиняється у воді й має високу температуру плавлення. Висловіть припущення щодо її кристалічних ґраток. Чи може ця речовина мати запах?
136. Обґрунтуйте, які особливості будови зумовлюють таке застосування наведених речовин: мідь — виготовлення електричних дротів, золото — фольга для золочення, алмаз — розрізання скла.
137. Чи можна замінити: а) алюміній на силіцій для виготовлення дротів; б) графіт на алюміній з метою виготовлення електродів для виробництва алюмінію; в) силіцій(IV) оксид на карбон(IV) оксид для виготовлення скла; г) алмаз на графіт для виготовлення бурів для свердління? Відповідь обґрунтуйте.
138. Схарактеризуйте періодичність зміни кристалічних ґраток твердих простих речовин, утворених *s*- та *p*-елементами.

Завдання з розвитку критичного мислення

139. Більшість металів під час нагрівання розм'якшуються, саме тому їх можна кувати. Чи є цей факт ознакою того, що метали — аморфні речовини?
140. За текстом параграфа проілюструйте взаємозв'язок між складом та фізичними властивостями речовин. Поясніть логічний ланцюг: хімічний склад → хімічний зв'язок → кристалічні ґратки → фізичні властивості.
141. Як ви вважаєте, чим можна обґрунтувати періодичність зміни кристалічних ґраток простих речовин, утворених *s*- та *p*-елементами?
142. Багато молекулярних та йонних речовин розчиняються у воді або інших органічних розчинниках. На відміну від них металічні речовини можуть розчинятися тільки в інших рідких металах або їхніх сплавах. Чим, на вашу думку, це можна пояснити?



Перевірте свої знання за темою «Хімічний зв'язок і будова речовин», виконавши тестові завдання на сайті.

