

Олексій Григорович

ХІМІЯ

11

Рівень стандарту

Підручник для 11 класу
закладів загальної середньої освіти

КЛАС

Рекомендовано
Міністерством освіти і науки України

Харків
Видавництво «Ранок»
2019

УДК 54:37.016(075.3)

Г83

**Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 12.04.2019 № 472)**

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Григорович О. В.

Г83 Хімія (рівень стандарту) : підруч. для 11 кл. закл. загал. серед. освіти /
Олексій Григорович. — Харків : Вид-во «Ранок», 2019. — 224 с. : іл., фот.

ISBN 978-617-09-5191-5

УДК 54:37.016(075.3)



Інтернет-підтримка

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

ISBN 978-617-09-5191-5

© Григорович О. В., 2019

© Кот Ю. Г., Кот К. В., фотографії, 2019

© ТОВ Видавництво «Ранок», 2019

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 і 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.

Умовні позначення



— важлива інформація,
яку необхідно запам'ятати;



— 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: біографії вчених, відео хімічних дослідів та тестові завдання для контролю знань за вивченими темами. Скористатися QR-кодами можна 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, згідно з якою позитивно заряджене ядро оточене негативно зарядженими електронами (мал. 1.1).

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



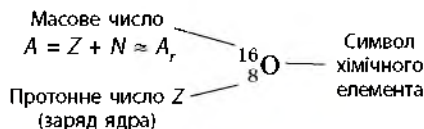
Атом — це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.



Мал. 1.1. Склад атома

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

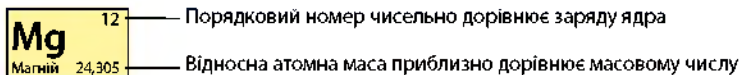
Нукліди позначають символом хімічного елемента із зазначенням протонного та масового чисел:



Хімічний елемент — це нукліди з однаковим зарядом ядра.

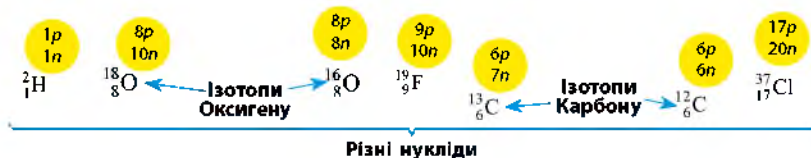
Протонів в атомах міститься таке число, що дорівнює порядковому номеру хімічного елемента в Періодичній системі. Отже, і заряд ядра атома також дорівнює порядковому номеру:

Порядковий номер елемента = число протонів у ядрі



Ізотопи — це різні нукліди одного хімічного елемента.

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

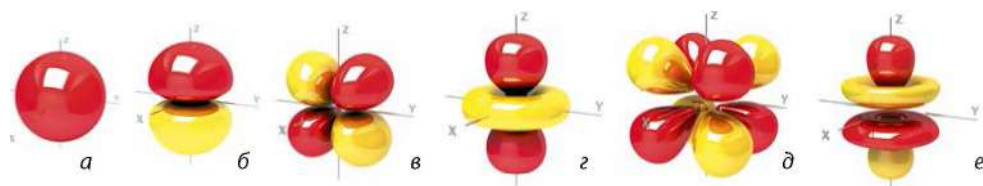


Рух електрона в атомі. Орбіталі

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 орбітальною.

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* атома.



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

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

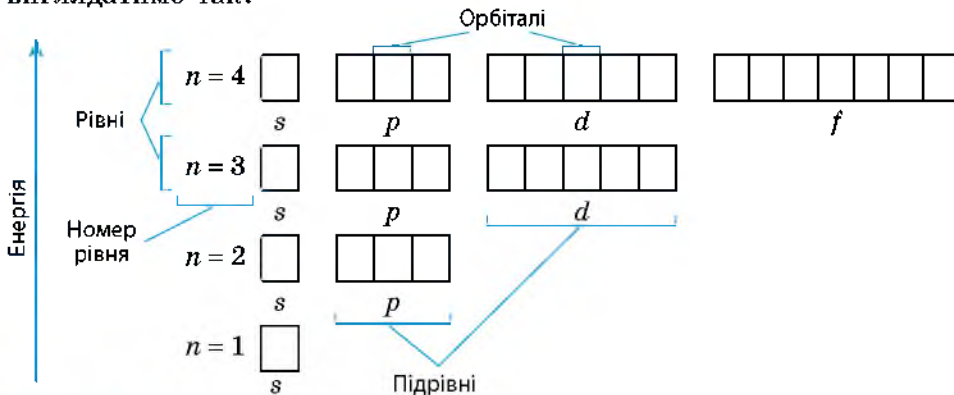
Кожна орбіталь може містити максимально два електрони, тому максимальна місткість енергетичного рівня $2n^2$.

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

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





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

7. 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.
8. Як ви розумієте твердження, що «електрон одночасно виявляє властивості і частинки, і хвилі»? Як ця властивість електрона позначається на особливостях будови атома?
9. Чому терміни «енергетичний рівень» та «електронний шар» є синонімами?

Міні-проекти

10. Використовуючи додаткові джерела інформації, проаналізуйте експеримент Резерфорда з визначення будови атома. Які результати цього дослідження дозволили йому зробити висновки про планетарну будову атома?
11. Використовуючи додаткові джерела інформації, схарактеризуйте значення постулатів Бора для формування сучасної моделі будови атома.
12. 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).

Графічно електрони зображують у вигляді стрілок, спрямованих догори або донизу, що наочно показують напрямок спіну електрона:

□ — 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*.

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.

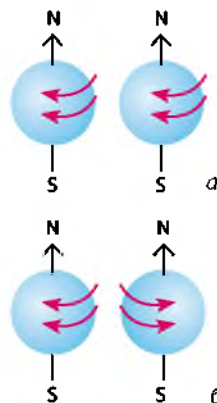


Розподіл електронів по орбіталях. Принцип «мінімальної енергії»

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. Це правило називають *принципом найменшої енергії*:



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

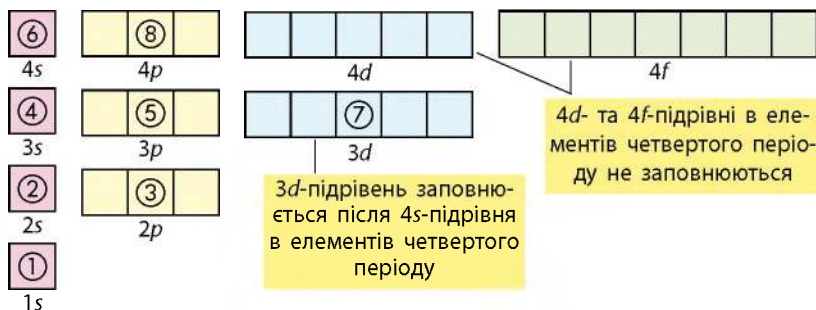


Мал. 2.1. Електрони з паралельними спінами (а) та антипаралельними спінами (б)

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.

Порядок заповнення електронами енергетичних підрівнів можна ілюструвати так:



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 орбіталах таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальним.



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

Розподіл електронів по орбіталах 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.

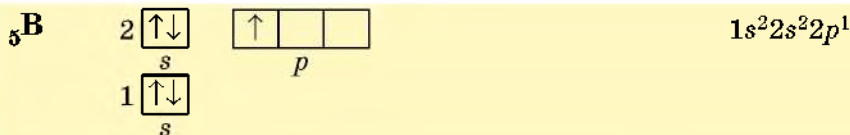
В атомів Гелію (1 період, VIIIA група, № 2) в електронній оболонці міститься два електрони, які перебувають на першому енергетичному рівні на єдиній s -орбіталі (s -елемент):



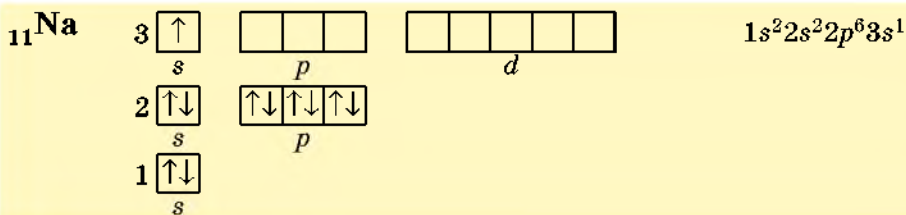
Атоми Літію (2 період, IA група, № 3) містять три електрони: перший рівень вміщує два електрони, а на другому міститься тільки один електрон на $2s$ -орбіталі (s -елемент):



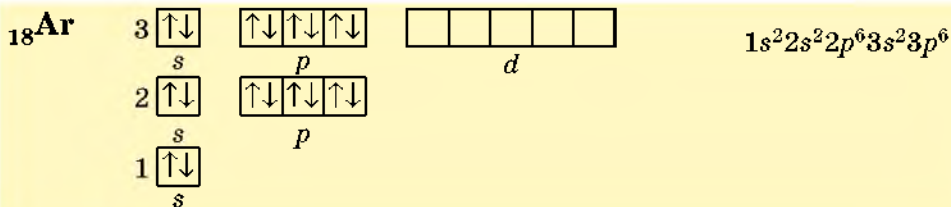
В атомів Бору (2 період, IIIA група, № 5) в електронній оболонці 5 електронів, їх вистачає для заповнення $1s$ - та $2s$ -орбіталей, і ще один з'являється на $2p$ -орбіталі (p -елемент):



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):



**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 атома.
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) Бром?

**Завдання для засвоєння матеріалу**

20. Складіть графічні електронні формули атомів 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 атомів: а) Нітрогену і Фосфору; б) Оксигену і Сульфору; в) Флуору і Хлору. Що спільного в будові електронних оболонок цих атомів і чим вони відрізняються?
24. В атомах 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 за електронною формулою зовнішнього енергетичного рівня його атомів: а) $1s^2$; б) $2s^1$; в) $2s^22p^3$; г) $3s^23p^4$; д) $4s^2$; е) $3d^64s^2$.
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 третього періоду; в) *s*-елементів третього періоду; г) *p*-елементів другого періоду; д) *d*-елементів четвертого 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 Флуору, а найменша — у Францію.

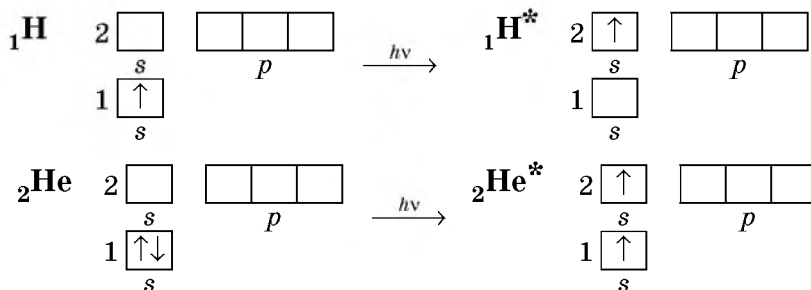
Збуджений стан атома

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 атома 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).

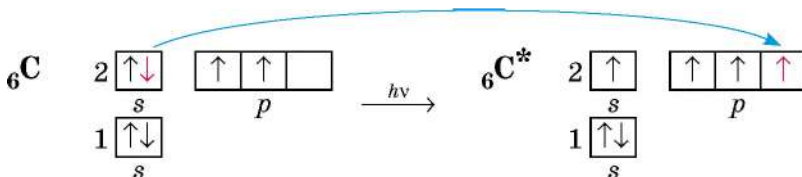
Під час збудження атомів відбувається перехід електронів на інші, менш енергетично вигідні орбіталі. Наприклад, під час збудження атомів Гідрогену та Гелію електрони переходять на наступні енергетичні рівні (збуджений стан позначають зірочкою):



Для таких електронних переходів потрібно 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 на одному енергетичному рівні набагато менша, тому атоми всіх інших неметалічних елементів 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).

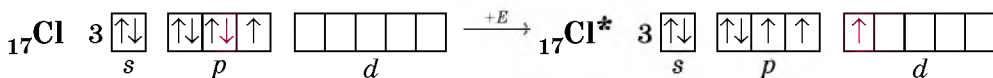
Валентні стани елементів

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.

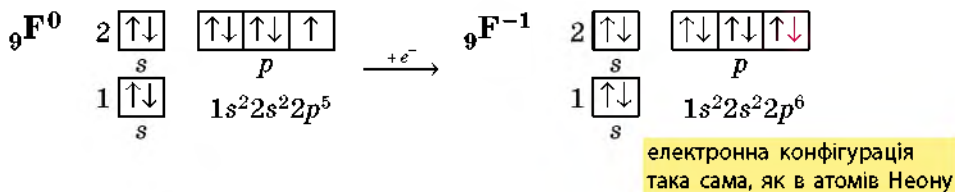
Атом Хлору в основному стані на зовнішньому рівні містить один неспарений електрон, за допомогою якого він утворює один хімічний зв'язок, отже, виявляє валентність I. Поглинаючи енергію, одна з електронних пар розпарується:



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

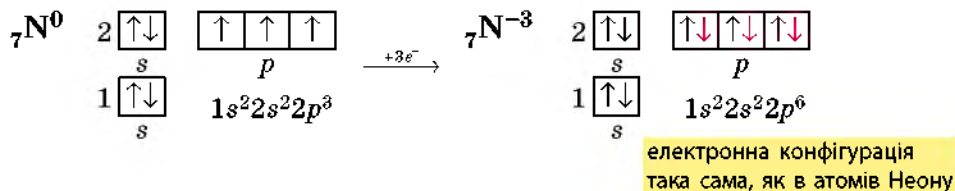
Ступені окиснення неметалічних елементів у разі прийому електронів

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 атома інертного елемента. Наприклад, у атома Флуору 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:



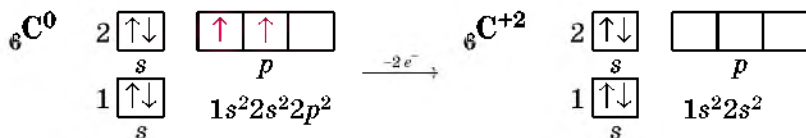
У цьому процесі частинка стає більш стабільною, отже, її енергія знижується.

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



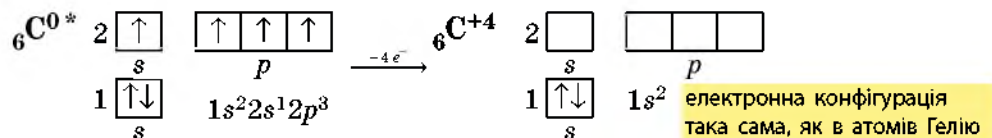
Ступені окиснення неметалічних елементів у разі втрати електронів

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 атома 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



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.



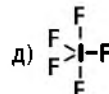
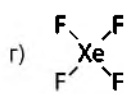
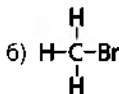
Контрольні запитання

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. Схарактеризуйте, які ступені окиснення є можливими для металічних та неметалічних елементів.
34. Електронні конфігурації атомів яких хімічних елементів є найстабільнішими?
35. Поясніть, як можна за місцем 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 місцем 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. В 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 атомів Феруму в збудженому стані, у якому він може виявляти ступені окиснення +2 та +3.
44. Складіть електронні графічні формули зовнішнього енергетичного рівня атомів в основному та збудженому станах: а) Силіцію; б) Фосфору; в) Сульфур; 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 VIIIА 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 ковалентної сполуки ще не одержано. Як можна пояснити ці факти, ґрунтуючись на будові електронної оболонки атомів?

§ 4. Властивості хімічних елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів

Пригадайте:

- металічні елементи утворюють прості речовини метали та сполуки переважно з основними властивостями;
- неметалічні елементи утворюють неметали та сполуки переважно з кислотними властивостями;
- окисник — частинка (речовина), що в хімічних взаємодіях приймає електрони, відновник — та, що віддає.

Періодичність у зміні будови електронних оболонок атомів

В елементів однієї підгрупи подібна електронна конфігурація атомів. Наприклад, в атомах Карбону й Силіцію, що розміщені в четвертій групі Періодичної системи, на зовнішньому рівні міститься по чотири електрони (на *s*- та *p*-орбіталах). Відмінність лише в тому, що в Карбоні зовнішнім є другий енергетичний рівень, а в Силіцію — третій. Отже, ці дві пари елементів є електронними аналогами.

Будова зовнішнього енергетичного рівня атомів хімічних елементів однієї підгрупи є подібною (мал. 4.1, с. 20), вони є електронними аналогами і внаслідок цього мають подібні хімічні властивості.

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

Мал. 4.1. Електронна конфігурація підрівня, що заповнюється останнім в атомів елементів різних підгруп Періодичної системи (довгий варіант)

Періодичність у зміні властивостей елементів та їхніх сполук

У 8 класі ви вивчали Періодичний закон:



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

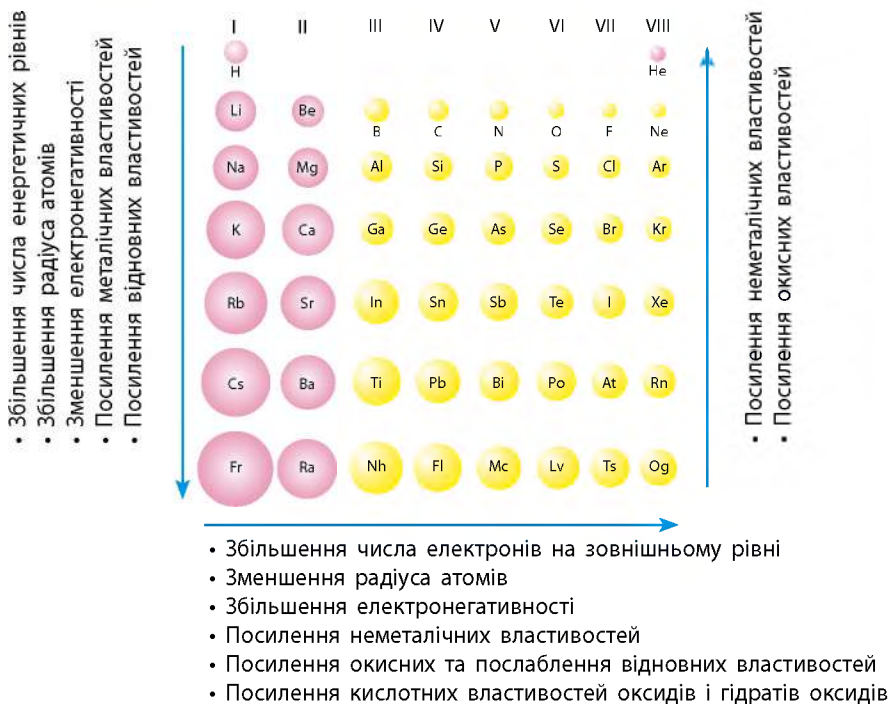
Звертаючи увагу на будову електронних оболонок атомів, ми бачимо, що зі збільшенням заряду ядра атомів періодично повторюються електронні формули зовнішніх енергетичних рівнів атомів. Оскільки саме від зовнішнього рівня насамперед залежать властивості елементів та їхніх сполук, то така періодичність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

Радіус атома

- Зі збільшенням порядкового номера елемента в головних підгрупах збільшується 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 збільшується, що спричиняє сильніше притягання електронів до ядра, і тому *в періоді радіус атомів поступово зменшується* (мал. 4.2).

Електронегативність елементів

- У періодах число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів поступово збільшується. Унаслідок цього зменшується здатність



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

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 атомів 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 складніше атомам 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 атомів 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.*

Кислотно-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.

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 (HClO_4 — одна з найсильніших кислот).

Таблиця 3. Кислотно-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	Оснóвний	Оснóвний	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

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).



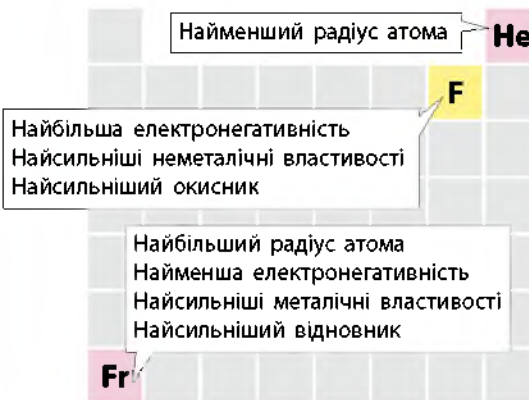
Ключова ідея

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



Сер Вільям Рамзай (1852–1916)

Нобелівський лауреат 1904 р. Відкрив інертні елементи, обґрунтував їх місце в Періодичній системі



Мал. 4.3. Хімічні елементи з рекордними властивостями

**Контрольні запитання**

48. Чим зумовлені металічні та неметалічні властивості елементів?
49. 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 Магнію?
55. Які хімічні елементи є електронними аналогами: а) Карбону; б) Нітрогену? Складіть електронну формулу атома одного з них та схарактеризуйте, у чому полягає подібність у властивостях елементів та їхніх сполук.
56. Складіть графічні електронні формули атомів 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

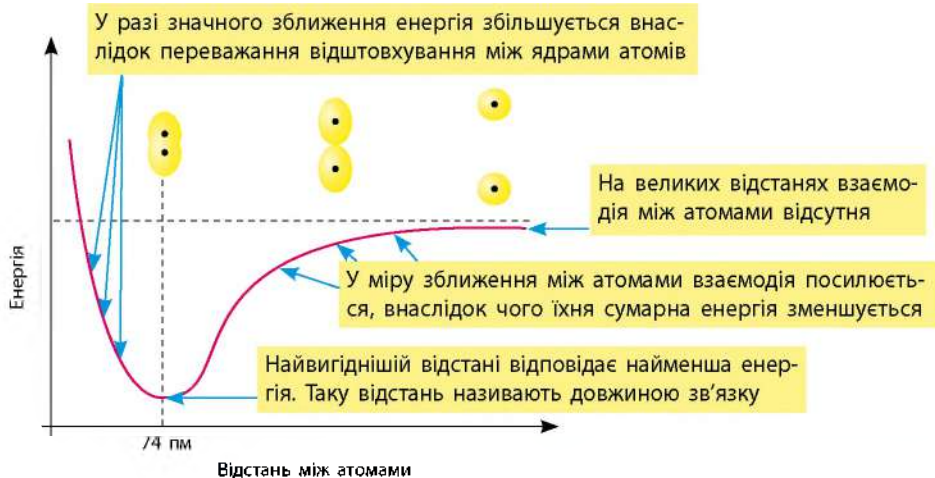
Пригадайте:

- 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 пм = 10^{-12} 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, с. 25). 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 атомів 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 латин. *окто* — вісім).

Йонний зв'язок



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

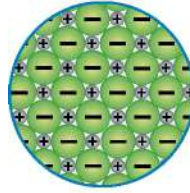
Йонний зв'язок існує в речовинах, утворених металічними та неметалічними елементами. Така речовина може утворитися, наприклад, під час взаємодії металу з неметалом.

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

Йонний зв'язок:

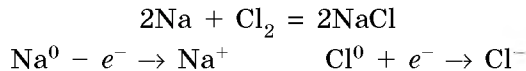
- виникає між протилежно зарядженими йонами;
- існує між одно- та багатоатомними йонами в солях, гідроксидах та деяких оксидах металічних елементів

металічних елементів у разі втрачання електронів, а аніони — з атомів неметалічних, що приймають електрони. Аніони також можуть утворитися з молекул кислот під час електролітичної дисоціації. Між різнойменно зарядженими йонами виникає електростатичне притягання, причому сила притягання залежить від зарядів йонів та їхніх радіусів.



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

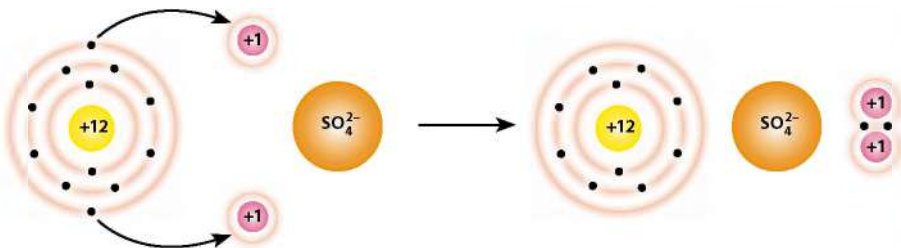
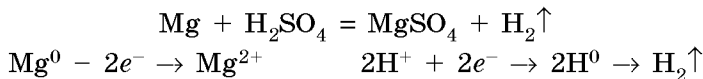
Класичним прикладом утворення речовини з йонним зв'язком є хімічна взаємодія натрію та хлору, під час якої утворюються катіони Натрію Na^+ та хлорид-іони Cl^- :



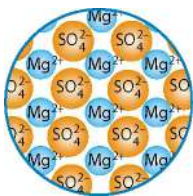
Атом Натрію віддає електрон атому Хлору. При цьому обидва атоми перетворюються на йони з електронною конфігурацією атомів інертного елемента.

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



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

Якщо випарити воду після проведення такого дослідю, 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.



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 атомів яких інертних елементів прагнуть атоми Натрію, Сульфуру, Калію, Алюмінію, Бромю? Атоми цих елементів прагнуть віддавати чи приєднувати електрони в разі утворення хімічних зв'язків?
69. Визначте, скільки електронів можуть віддати атоми Кальцію, 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 з виділенням теплоти. Визначте, який процес відбувається з виділенням теплоти, а який — із поглинанням: 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 атомів або електронно-крапкові формули) крапкою позначають електрони тільки зовнішнього енергетичного рівня;
- що таке електронегативність та як порівняти електронегативності різних елементів.

Утворення ковалентного зв'язку

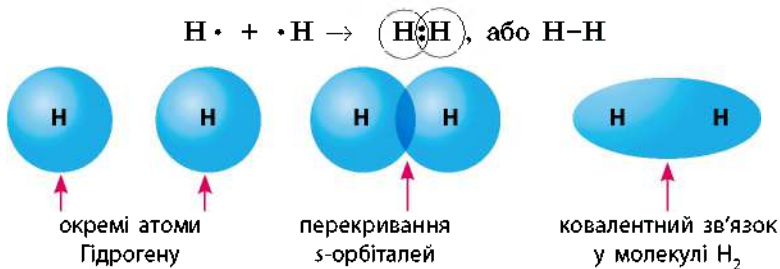
Ковалентний зв'язок виникає переважно між атомами неметалічних елементів. Для таких елементів характерне те, що вони прагнуть не віддати електрони із зовнішнього енергетичного рівня, а, навпаки, доповнити його до октету. А якщо два атоми не віддають один одному електрони, а намагаються їх забрати, то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



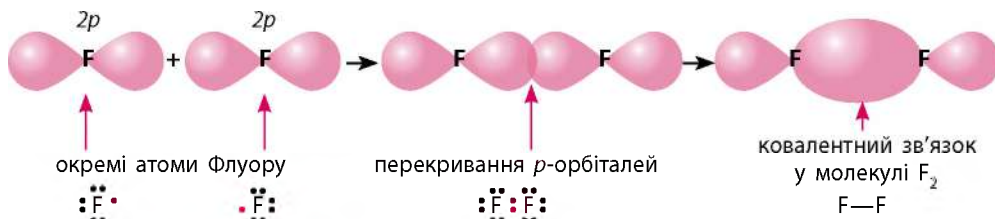
Хімічний зв'язок, що виникає в результаті утворення спільних електронних пар, називають ковалентним.

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



Мал. 6.2. Ковалентний зв'язок у молекулі фтору (повністю заповнені p -орбіталі не показано)

Електрони спільної електронної пари однаковою мірою належать обом атомам Гідрогену, завдяки чому кожен із них набуває електронної конфігурації атома інертного елемента (Гелію), що зумовлює стійкість молекули водню.

Аналогічно утворюється зв'язок між атомами інших неметалічних елементів, наприклад між атомами Флуору в молекулі фтору F_2 :



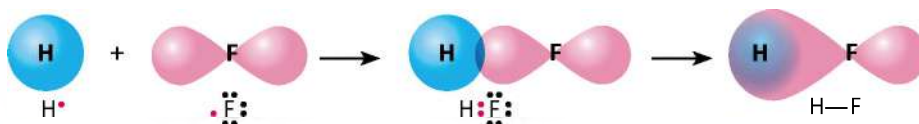
У цьому випадку спільна електронна пара утворюється перекриванням p -орбіталей (мал. 6.2). У результаті кожен з атомів на зовнішньому рівні має по вісім електронів (октет), із яких два перебувають у «спільному користуванні», а шість (три пари) не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку і належать самому атому (неподілені електронні пари).

У молекулі гідроген флуориду зв'язок утворюється електроном на $1s$ -орбіталі атома Гідрогену та p -електроном атома Флуору (мал. 6.3), завдяки чому кожен з атомів також здобуває повністю заповнену електронну оболонку:



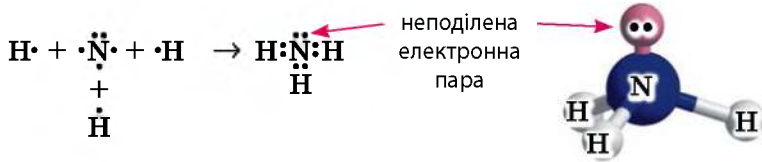
Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку принципово інший. Для утворення зв'язку за цим механізмом один атом — *донор* — надає неподілену електронну пару, а інший — *акцептор* — надає в користування вільну орбіталь. У такий спосіб для обох атомів ця електронна пара стає спільною, а отже, утворюється ковалентний зв'язок.

Класичним прикладом утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом є утворення йона амонію NH_4^+ . У молекулі

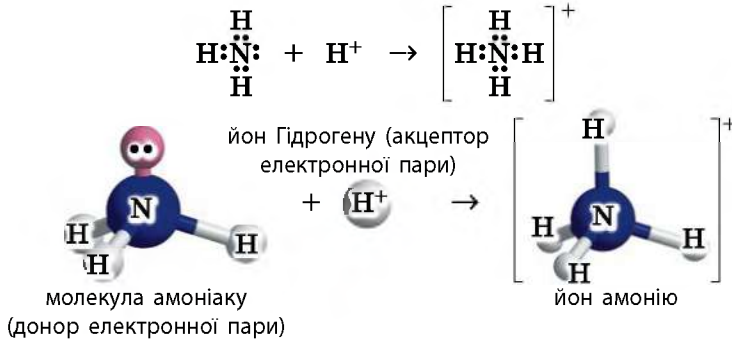


Мал. 6.3. Ковалентний зв'язок у молекулі гідроген флуориду

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:

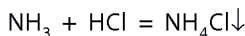


Позитивний заряд тепер належить усьому йону амонію, а всі утворені атомом Нітрогену чотири зв'язки однакові й не відрізняються один від одного. Тобто немає різниці, за яким механізмом утворюється ковалентний зв'язок, головне — що утворюється спільна електронна пара.

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, у якій горизонтально під кутом близько 15° закріплюємо широку скляну трубку. У дві склянки наливаємо концентрований розчин амоніаку та хлоридну кислоту 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

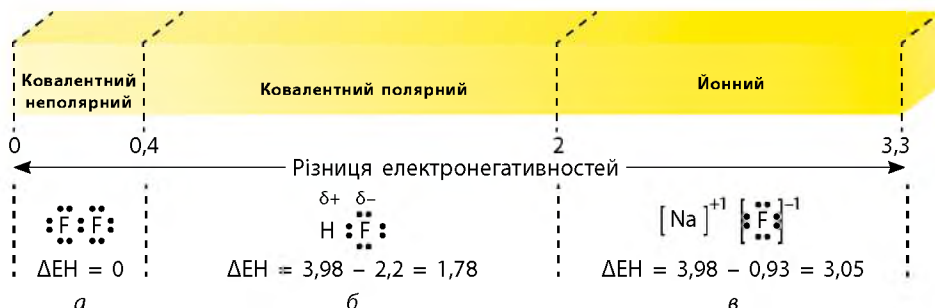
Атоми різних хімічних елементів мають різну електронегативність, отже, по-різному притягують спільну електронну пару. Ґрунтуючись на цьому, можна визначити, є ковалентний зв'язок полярним чи неполярним, або передбачити можливість утворення йонного зв'язку.

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).

За значної різниці електронегативностей хімічних елементів ($\Delta EN > 2$) 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. 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% зміщена в бік



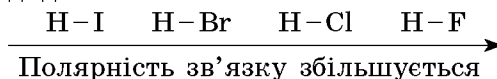
Мал. 6.4. Залежність типу зв'язку від різниці електронегативностей елементів: а — ковалентний неполярний; б — ковалентний полярний; в — йонний

атома Карбону, чим можна знехтувати. Також, наприклад, неполярними є зв'язки у силані SiH_4 ($\Delta\text{EN} = 0,30$), фосфіні PH_3 ($\Delta\text{EN} = 0,01$) тощо.

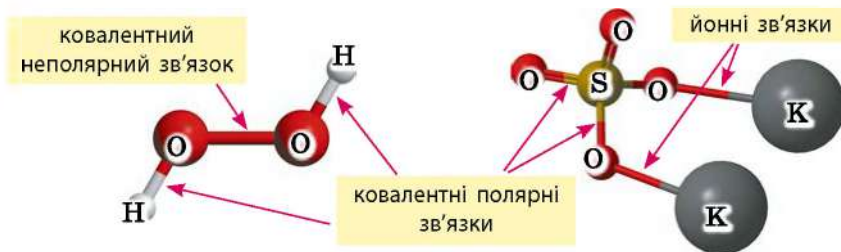
У разі невеликої різниці електронегативностей (мал. 6.4, б) спільна електронна пара зміщується до атома більш електронегативного елемента, а на атомах з'являються полюси позитивного та негативного зарядів. Такий ковалентний зв'язок є *полярним*. Так, приміром, у гідроген флуориді спільна електронна пара 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% зміщена 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 величина надлишкового заряду не має значення, тому його наявність просто позначають δ (грецька буква «дельта»):



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: за різниці



**Сер Джон Ентоні Попл
(1925–2004)**

Нобелівський лауреат 1998 р.
Один із засновників сучасної
обчислювальної хімії

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

Латиною *co* означає «спільний», а *vales* — «той, що має силу». Грунтуючись на цьому, поясніть зміст терміна «ковалентний».

Латиною *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?



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, йоні амонію. Складіть для них електронно-крапкові графічні формули атомів.
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: $Li-Cl$, $Be-Cl$, $B-Cl$, $C-Cl$, $N-Cl$, $O-Cl$, $F-Cl$. Укажіть пару елементів із найбільш полярним і найменш полярним зв'язками.
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 гідроген хлориду й амоніаку за повітрям та поясніть, чому в демонстраційному досліді на с. 31 тампон, просочений амоніаком, поміщають у нижній отвір трубки, а тампон із 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'язку 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 принципи відмінності речовин із ковалентним та йонним зв'язками зумовлюють цю некоректність?
97. Чому межі різниці електронегативностей між різними типами зв'язку, наведеними на малюнку 6.4 (с. 32), є умовними?

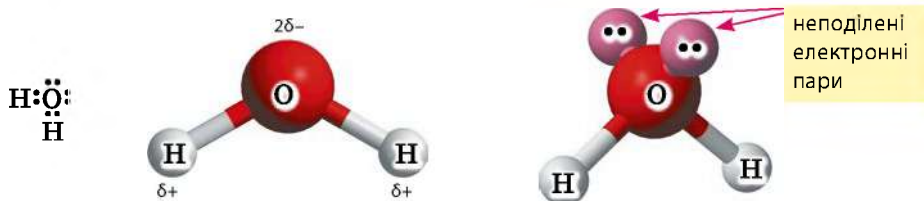
§ 7. Водневий зв'язок

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

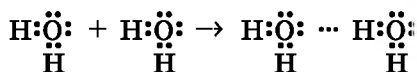
Механізм утворення водневого зв'язку

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 ($\Delta EN = 3,44 - 2,20 = 1,24$) 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:



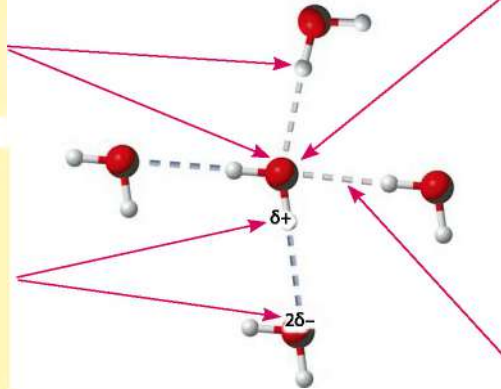
Неподіленими електронними парами атом Оксигену притягується до атомів Гідрогену інших молекул води, і між молекулами води виникає додаткова взаємодія — *водневий зв'язок*, який позначають крапками:



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 за наявності дуже полярного зв'язку з одним із атомів Гідрогену.

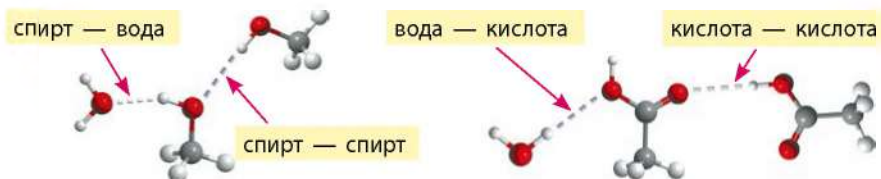


Водневий зв'язок — це взаємодія атома Гідрогену однієї молекули (або її частини), сполученого з дуже електронегативним атомом, із неподіленою електронною парою дуже електронегативного атома іншої молекули (або її частини).

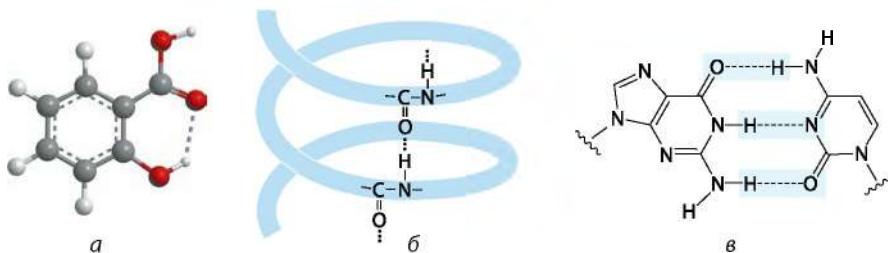
Водневий зв'язок утворюється атомами Гідрогену переважно з атомами Оксигену, Флуору та Нітрогену. Атоми цих елементів мають велику електронегативність і невеликі розміри. Водневий зв'язок атомів Гідрогену з атомами більшого розміру, як, наприклад, з атомами Хлору або Сульфуру, значно слабший, хоча за електронегативністю ці елементи 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, с. 38).



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



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

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).

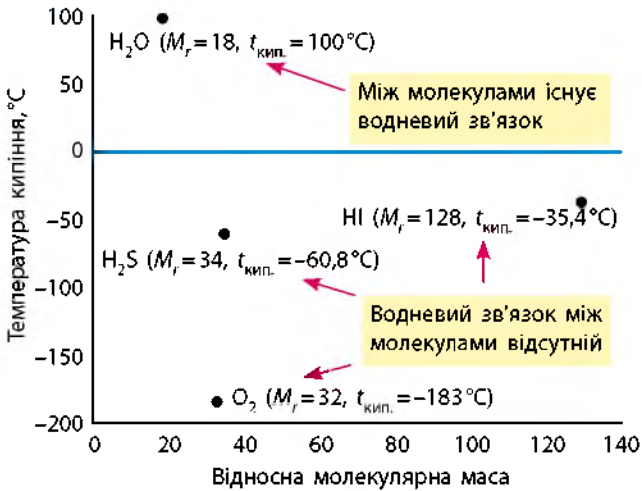
Вплив водневого зв'язку на властивості речовин

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

Водневий зв'язок:

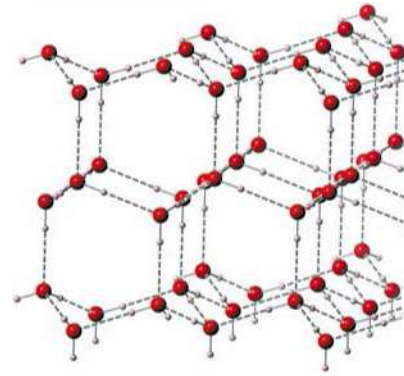
- є міжмолекулярним і значно посилює притягання молекул;
- зумовлює підвищення температури кипіння;
- зумовлює підвищення розчинності речовин у воді



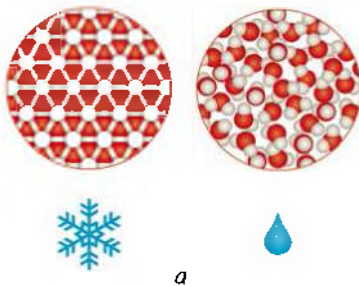
Мал. 7.3. Температури кипіння речовин із приблизно однаковою молярною масою

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).



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



а

б



Мал. 7.5. У рідкій воді молекули води розташовані неупорядковано 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 зумовлений міцними водневими зв'язками між молекулами води

Наявність водневих зв'язків зумовлює сильний поверхневий натяг води, завдяки чому багато комах здатні переміщатися по воді (мал. 7.6, с. 39). 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.



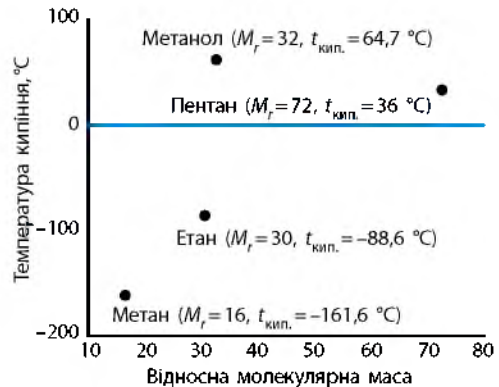
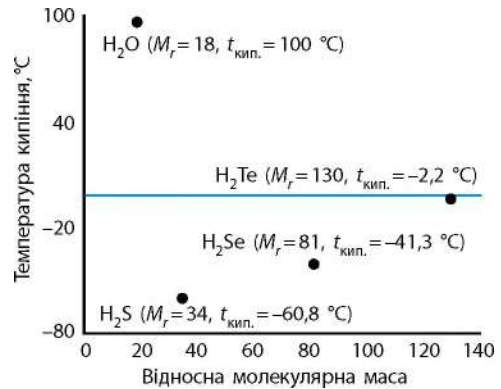
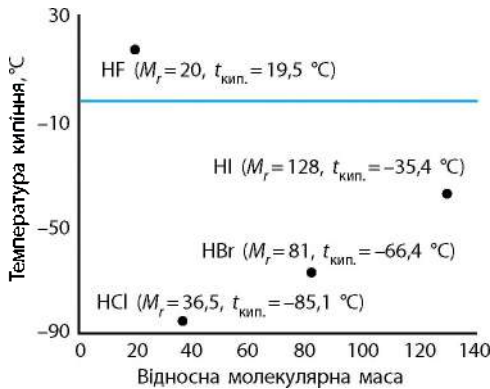
Завдання для засвоєння матеріалу

102. Порівняйте фізичні властивості речовин, зазначених на малюнку 7.3 (с. 39). 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 етанолу.

Завдання з розвитку критичного мислення

105. 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.

106. Проаналізуйте діаграми та схарактеризуйте вплив водневих зв'язків на фізичні властивості речовин. Поясніть, що спільного й відмінного між речовинами на кожній діаграмі. Зобразіть утворення водневих зв'язків молекулами цих сполук (між собою та з молекулами води).



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. 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.

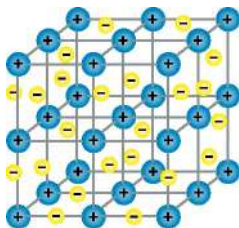
Металічний зв'язок:

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

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 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, інакше 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 атомів найближчого інертного елемента, оскільки віддають свій єдиний електрон зовнішнього рівня.



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

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

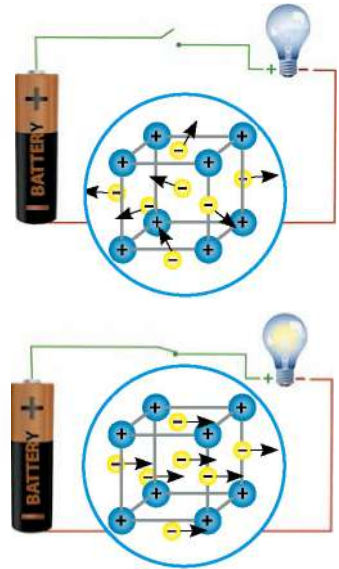
Металічний зв'язок має спільні риси як із ковалентним, так і з йонним зв'язком.

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.

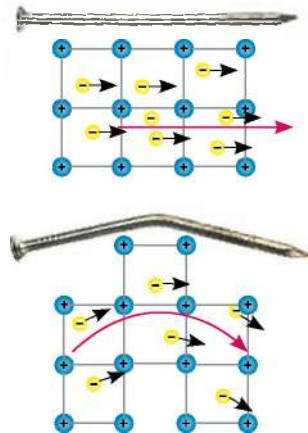
Подібно до йонного зв'язку, металічний утворюється завдяки електростатичному притяганням протилежно заряджених частинок. Але в речовинах із йонним зв'язком у вузлах кристалічних ґраток розташовані і позитивно, і негативно заряджені йони, що утримуються разом. А в речовинах із металічним зв'язком у вузлах 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 зв'язок. Існування металічного зв'язку, тобто «електронного газу», здатного вільно пересуватися, зумовлює низку фізичних властивостей речовин із таким зв'язком: електропровідність (мал. 8.2), гнучкість (ковкість або пластичність) (мал. 8.3), металічний блиск, теплопровідність тощо.



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 катіони металічних елементів незалежно від просторової форми металевого виробу, що зумовлює можливість надання будь-якої форми металічним кристалом



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

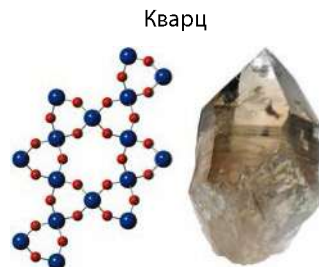
113. Як ви вважаєте, чому кількість багатозарядних йонів у металічних кристалах значно менша за кількість однозарядних?
114. Доведіть або спростуйте твердження: йони металічних елементів у металічному кристалі утримуються разом «електронним газом», як родзинки утистому у кексі.
115. Чому, незважаючи 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 кристала;
- приклади речовин: природні мінерали, кухонна сіль, цукор.

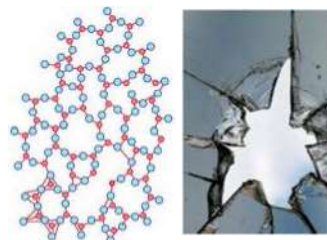


Структурні одиниці в кристалічних речовинах утворюють правильні геометричні фігури

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.

Скло



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

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 з 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 ледяники, карамельки тощо (мал. 9.1).

**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.



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

**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 в 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

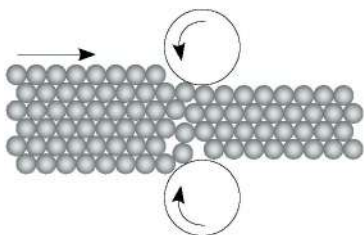
Пригадайте: типи хімічних зв'язків (за § 5–8).

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.

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 зсуваються один відносно одного, що зумовлює пластичність металів

Мал. 10.2. Для металів характерний металічний блиск

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).

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 різноманітні заряджені йони (мал. 5.2 та 5.3, с. 27, 28). Йонні кристалічні ґратки характерні для речовин із йонним зв'язком — солей, лугів, основних та амфотерних оксидів (NaCl , NaNO_3 , K_2SO_4 , KOH , NaOH , CaO).

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

Утім, незважаючи на твердість, йонні речовини крихкі. Це зумовлене будовою кристала: навіть незначний зсув наближає один до одного різноманітні заряджені йони, і вони починають відштовхуватися. Наслідком цього є тріщини в кристалі й навіть його руйнування (мал. 10.3, с. 48).

Через те що йони в кристалічних ґратках закріплені на певному місці й утримуються разом силами електростатичного притягання, йонні

Йонні речовини:

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



Мал. 10.3. У іонних речовинах зміщення шарів призводить до відштовхування однойменно заряджених іонів та руйнування кристала

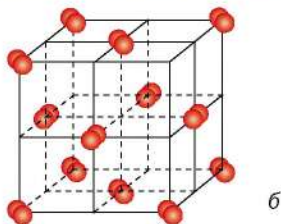
речовини не проводять електричний струм. Але якщо розплавити такі речовини або розчинити у воді, то йони стають рухливими, і тому розплави та розчини йонних сполук добре проводять електричний струм.

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

Речовини молекулярної будови

Молекулярні речовини:

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



Мал. 10.4. Кристали бромю (а); у вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані окремі молекули Br_2 (б)

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

Молекулярні кристалічні ґратки характерні для речовин тільки з ковалентними зв'язками (полярними й неполярними). Вони властиві 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 легкість 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, органічні розчинники тощо) або газуватому станах (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.

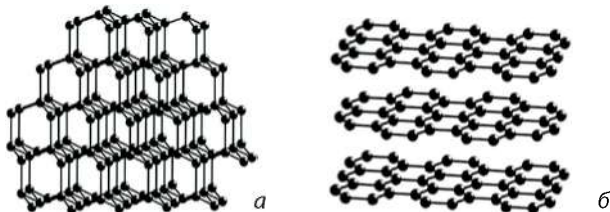
Класичним прикладом речовини атомної будови є алмаз — найтвердіша речовина з усіх відомих (мал. 10.5, *а*).

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

						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

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

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

Будова простих речовин і місце 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.



Ключова ідея

Внутрішній уміст 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 місце 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 SiO₂ і вуглекислий газ CO₂ мають зовсім різні фізичні властивості, незважаючи на подібний склад.

- 133.** З наведеного переліку выпишіть окремо формули речовин із різними кристалічними ґратками у твердому стані: MgBr_2 , Zn , F_2 , ZnO , Cl_2 , Si , Ca , KNO_3 , HBr , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, SiO_2 , Li_2O .
- 134.** Порівняйте електронні конфігурації атомів Карбону та Плюмбуму. Чому видалити електрон із зовнішнього рівня Карбону важче, ніж у Плюмбуму? Чому алмаз є неметалом, а свинець — металом?
- 135.** За наведеним описом визначте кристалічні ґратки речовини: а) сірка є крихкою кристалічною речовиною жовтого кольору, яка не розчиняється у воді, $t_{\text{пл.}} = 112,8^\circ\text{C}$; б) карборунд (силіцій карбід SiC), $t_{\text{пл.}} = 2830^\circ\text{C}$, за твердістю близький до алмазу; в) за звичайних умов кисень — газ без кольору, смаку та запаху, малорозчинний у воді, $t_{\text{кип.}} = -183^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -218,7^\circ\text{C}$; г) бром — червоно-бура рідина з різким запахом, легко випаровується, $t_{\text{кип.}} = 185,5^\circ\text{C}$; д) сульфур(VI) оксид за звичайних умов — легка безбарвна рідина із задушливим запахом, $t_{\text{пл.}} = 16,83^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 44,9^\circ\text{C}$; е) кристалічний силіцій є дуже твердою речовиною з металічним блиском, незначною електропровідністю, $t_{\text{пл.}} = 1420^\circ\text{C}$.
- 136.** Певна безбарвна речовина добре розчиняється у воді й має високу температуру плавлення. Висловіть припущення щодо її кристалічних ґраток. Чи може ця речовина мати запах?
- 137.** Обґрунтуйте, які особливості будови зумовлюють таке застосування наведених речовин: мідь — виготовлення електричних дротів, золото — фольга для золочення, алмаз — розрізання скла.
- 138.** 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.
- 139.** Схарактеризуйте періодичність зміни кристалічних ґраток твердих простих речовин, утворених s- та p-елементами.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 140.** Більшість металів під час нагрівання розм'якшуються, саме тому їх можна кувати. Чи є цей факт ознакою того, що метали — аморфні речовини?
- 141.** За текстом параграфа проілюструйте взаємозв'язок між складом та фізичними властивостями речовин. Поясніть логічний ланцюг: хімічний склад → хімічний зв'язок → кристалічні ґратки → фізичні властивості.
- 142.** Як ви вважаєте, чим можна обґрунтувати періодичність зміни кристалічних ґраток простих речовин, утворених s- та p-елементами?
- 143.** 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.



ТЕМА 3. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

§ 11. Хімічна рівновага

Пригадайте:

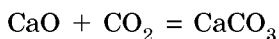
- швидкість хімічної реакції характеризує кількість утвореної або витраченої речовини за певний проміжок часу;
- швидкість хімічної реакції зростає зі збільшенням концентрації реагентів, підвищенням температури та за наявності каталізатора;
- екзотермічні реакції відбуваються з виділенням теплоти, для них зміна ентальпії реакції є від'ємною величиною ($\Delta H < 0$), ендотермічні реакції відбуваються з поглинанням теплоти, зміна ентальпії такої реакції є додатною величиною ($\Delta H > 0$).

Оборотні та необоротні реакції

За можливістю перебігу в прямому і зворотному напрямках хімічні реакції поділяють на оборотні та необоротні.

Оборотними є реакції, які за певних умов відбуваються як у прямому, так і у зворотному напрямках.

Так, наприклад, за звичайних умов між кальцій оксидом та вуглекислим газом переважно відбувається реакція з утворенням кальцій карбонату:



За нагрівання до високої температури (1000 °C) переважно відбувається реакція розкладання кальцій карбонату:



Ці реакції є протилежними, але за проміжних значень температури вони відбуваються в обох напрямках одночасно. Отже, за певних умов реакція оборотна, що позначають знаком оборотності:



Оборотні процеси поширені в природі. Це дисоціація води і слабких кислот, взаємодія водню з бромом, йодом, азотом тощо.

Реакції, які за певних умов відбуваються переважно тільки в одному напрямку, є *необоротними*.

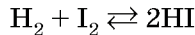
Необоротні ті реакції, продукти яких не здатні реагувати один з одним, утворюючи початкові речовини. Тому в необоротних реакціях усі

реагенти взаємодіють один з одним повністю з утворенням продуктів реакції. Більшість реакцій у неорганічній хімії є саме необоротними, на відміну від реакцій за участі органічних речовин.

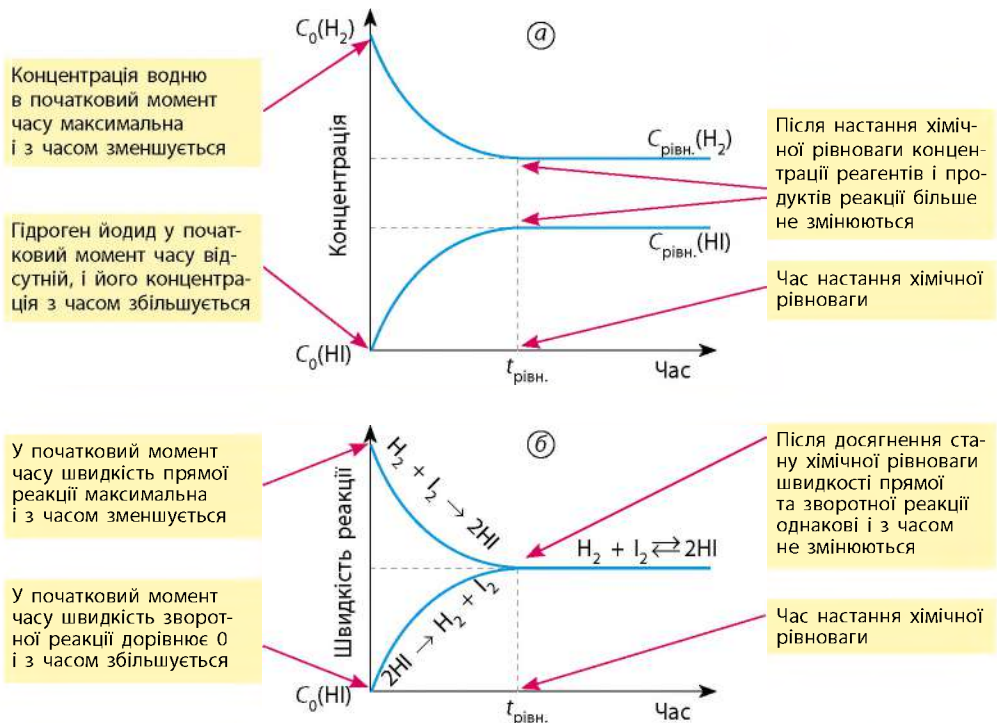
Поняття про хімічну рівновагу

Оборотні реакції ніколи не відбуваються до кінця. Оскільки пряма та зворотна реакції відбуваються одночасно, то в певний момент часу їхні швидкості зрівнюються, і настане *хімічна рівновага*.

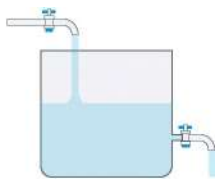
Водень із йодом взаємодіють з утворенням йодоводню, і за певних умов ця реакція є оборотною:



У початковий момент часу в посудині містяться лише реагенти — водень та йод, і їхні концентрації максимальні (мал. 11.1, а). Молекули H_2 і I_2 починають взаємодіяти одна з одною — відбувається пряма реакція. Швидкість цієї реакції в початковий момент часу максимальна і зменшується в міру того, як реагенти витрачаються (мал. 11.1, б).



Мал. 11.1. Зміна концентрації реагентів і продуктів реакції (а) та швидкості реакції (б) оборотних реакцій під час досягнення стану хімічної рівноваги



Мал. 11.2. Динамічний характер рівноваги

І, навпаки, зворотна реакція в початковий момент часу взагалі не відбувається, а зі збільшенням концентрації продукту реакції — йодоводню — її швидкість підвищується. Нарешті, у певний момент часу швидкості прямої і зворотної реакції стають однаковими, а концентрації реагентів і продукту реакції перестають змінюватися з часом. Такі концентрації називають рівноважними. Настає стан хімічної рівноваги.



Хімічна рівновага — стан хімічної системи, у якій відбувається оборотна реакція, за якого швидкості прямої і зворотної реакції однакові.

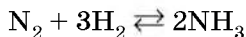
Іноді, коли аналізують стан рівноваги, можуть зробити помилковий висновок, що в системі нічого не відбувається, оскільки не змінюються концентрації всіх компонентів. Але і пряма, і зворотна реакції відбуваються одночасно з однаковими швидкостями: скільки продуктів утворюється за одиницю часу в результаті прямої реакції, стільки ж і витрачається у зворотній. Хімічна рівновага має динамічний характер.

Динамічний характер рівноваги можна проілюструвати на простому прикладі: уявіть резервуар із водою, у який з одного боку вода вливається, а з іншого — виливається (мал. 11.2). Якщо швидкість, із якою вода вливається, дорівнює швидкості, із якою вода виливається, то рівень води в резервуарі не змінюється.

Вплив зміни концентрації речовин на стан хімічної рівноваги

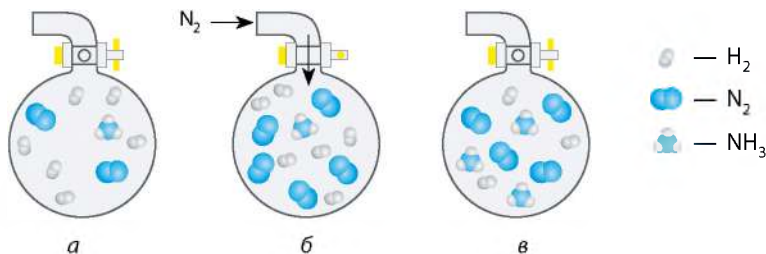
Багато промислово важливих реакцій є оборотними. Щоб досягти більшого виходу продуктів реакції, потрібно навчитися керувати рівновагою, зміщуючи її в той чи інший бік. Оскільки стан рівноваги визначається швидкостями прямої і зворотної реакцій, то він залежить від тих самих чинників, що і швидкість, а саме від концентрації речовин, температури та тиску (для реакцій за участі газів).

Розгляньмо реакцію синтезу амоніаку з простих речовин:



Після змішування азоту з воднем та нагрівання за певний час у системі встановлюється рівновага з певним умістом азоту, водню й амоніаку (мал. 11.3, а), а швидкість реакцій синтезу та розкладання амоніаку однакова.

Якщо до цієї рівноважної суміші додати азот, то швидкість прямої реакції зросте внаслідок збільшення концентрації реагенту (мал. 11.3, б). Стан рівноваги порушиться, при цьому кількість утвореного амоніаку



Мал. 11.3. Зміщення стану рівноваги в разі зміни концентрації речовин: *а* — початкова рівноважна суміш N_2 , H_2 , та NH_3 ; *б* — додавання N_2 ; *в* — новий стан рівноваги, за якого вміст азоту в суміші більший (унаслідок його додавання), амоніаку — більший (унаслідок утворення), а водню — менший

буде збільшуватися доти, доки швидкість його розкладання знову не дорівнюватиме швидкості його утворення, тобто поки не буде досягнуто нового стану рівноваги (мал. 11.3, *в*).

Отже, додавання реагентів до рівноважної суміші зміщує рівновагу в бік продуктів реакції. Додавання продукту, навпаки, прискорює зворотну реакцію і зміщує хімічну рівновагу в бік реагентів.

Правильним є також і зворотне твердження: видалення одного з продуктів реакції з рівноважної суміші зміщує рівновагу в бік продуктів, що зрештою робить процес необоротним. Саме тому видалення речовин із розчину у вигляді осаду або газу є умовою необоротності реакцій йонного обміну.

Для оборотної реакції у стані рівноваги: $A \rightleftharpoons B$

Додавання **A** → прискорює пряму реакцію → рівновага зміщується в бік **B**

Видалення **A** → гальмує пряму реакцію → рівновага зміщується в бік **A**

Додавання **B** → прискорює зворотну реакцію → рівновага зміщується в бік **A**

Видалення **B** → гальмує зворотну реакцію → рівновага зміщується в бік **B**

Ці висновки щодо зміщення рівноваги в разі зміни концентрацій компонентів рівноважної суміші є окремим випадком загального *принципу зміщення хімічної рівноваги*, сформульованого французьким хіміком Анрі Ле Шательє:

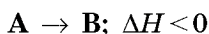


Якщо на рівноважну систему впливати ззовні, змінюючи будь-яку умову рівноваги (температуру, тиск, концентрацію компонентів), то рівновага зміщується в бік прискорення процесів, спрямованих на послаблення зовнішнього впливу.

Зверніть увагу на те, що вирази «зміщення рівноваги в бік тієї чи іншої реакції» або «в бік продуктів чи реагентів» означають збільшення концентрації продуктів або реагентів цієї реакції порівняно з попереднім станом рівноваги.

Вплив зміни температури середовища на стан хімічної рівноваги

Для визначення впливу зміни температури на стан рівноваги необхідно враховувати зміну ентальпії реакції. Зверніть увагу, що зміна ентальпії залежить від напрямку реакції. Для будь-якої оборотної реакції: якщо пряма реакція є екзотермічною, то зворотна — ендотермічною:



Якщо відбувається екзотермічна реакція, то реакційна суміш нагрівається, і навпаки. Отже, відповідно до принципу Ле Шательє, підвищення температури (нагрівання) рівноважної суміші має зміщувати рівновагу в бік охолодження, тобто прискорювати ту реакцію, у якій теплота поглинається, і навпаки.

Розглянемо вплив температури на стан хімічної рівноваги на прикладі реакції димеризації нітроген(IV) оксиду. Сам нітроген(IV) оксид NO_2 — інтенсивно забарвлений червоно-коричневий газ, під час його димеризації утворюється безбарвний N_2O_4 (динітроген тетраоксид):



Мал. 11.4. Нагрівання рівноважної суміші ($2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$) зміщує рівновагу в бік розкладання димеру, про що свідчить посилення червоно-коричневого забарвлення (а), а під час охолодження рівновага зміщується в бік утворення димеру, і суміш знебарвлюється (б)



Анрі Луї Ле Шательє
(1850–1936)

Французький фізик і хімік.
Сформулював правило зміщення хімічної рівноваги

Нагрівання рівноважної суміші зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції, а охолодження — у бік екзотермічної

Пряма реакція димеризації є екзотермічною: теплота виділяється, і суміш нагрівається, отже, для зміщення рівноваги в бік прямої реакції необхідно рівноважну суміш охолоджувати (мал. 11.4, б). Реакція розкладання димеру є ендотермічною, тому для зміщення рівноваги в бік зворотної реакції необхідно нагрівання рівноважної суміші (мал. 11.4, а).

Вплив зміни тиску на стан хімічної рівноваги

Тиск безпосередньо не впливає на швидкість хімічних реакцій. Але підвищення тиску спричиняє збільшення концентрації газуватих речовин. Отже, зміна тиску зумовлює зміщення рівноваги тільки для реакцій за участі газів, до того ж під час цих реакцій має змінюватися загальне число молекул газуватих речовин.

Згідно з принципом Ле Шательє, підвищення тиску зміщує рівновагу в бік зниження тиску в рівноважній суміші, тобто зменшення числа молекул газуватих речовин, а зниження тиску зміщує рівновагу в бік збільшення числа молекул газуватих речовин.

Для оборотної реакції у стані рівноваги: $A \rightleftharpoons 2B$

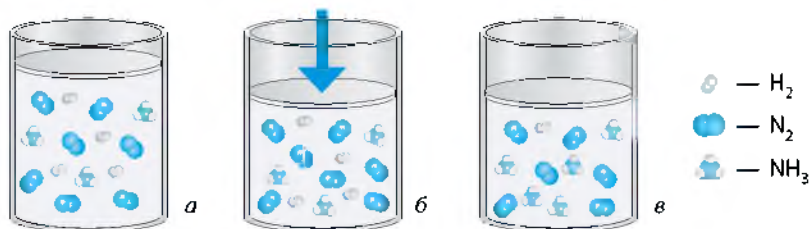
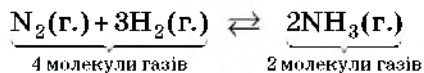
Пряма реакція → підвищує тиск у рівноважній системі

Зворотна реакція → знижує тиск у рівноважній системі

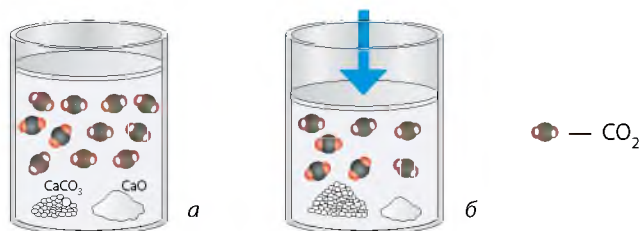
Підвищення тиску ззовні → зміщує рівновагу в бік зворотної реакції

Зниження тиску ззовні → зміщує рівновагу в бік прямої реакції

Наприклад, у реакції синтезу амоніаку число молекул газуватих речовин зменшується (з 4 до 2), тобто під час прямої реакції знижується тиск у системі:



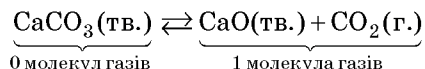
Мал. 11.5. Зміщення стану рівноваги в разі зміни тиску: а — початкова рівноважна суміш N_2 , H_2 , та NH_3 ; б — зменшення об'єму суміші, що спричиняє підвищення тиску; в — новий стан рівноваги, за якого вміст амоніаку більший, а водню та азоту — менший



Мал. 11.6. Зміщення стану рівноваги реакції розкладання вапняку в разі зміни тиску: а — початковий рівноважний стан; б — зі зменшенням об'єму підвищується тиск і зменшується кількість вуглекислого газу, рівновага зміщується в бік реагентів

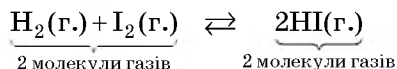
Підвищення тиску зміщує рівновагу в бік зменшення числа молекул газів, тому за підвищення тиску рівновага зміщується в бік продукту реакції (мал. 11.5, с. 57).

У рівноважній системі реакції розкладання вапняку дві речовини (вапняк і кальцій оксид) тверді, на їх концентрацію тиск не впливає. Але в цій реакції змінюється число молекул газуватої речовини:



Під час перебігу прямої реакції відбувається підвищення тиску, тому підвищення тиску ззовні зміщує рівновагу в бік зворотної реакції (мал. 11.6).

У реакції синтезу гідроген йодиду з простих речовин число молекул газуватих речовин не змінюється (до і після реакції по 2):



На стан рівноваги таких реакцій зміна тиску не впливає.

Вплив наявності каталізаторів на стан хімічної рівноваги

У разі додавання каталізатора до суміші, що перебуває в стані хімічної рівноваги, прискорюються як пряма, так і зворотна реакції, до того ж швидкості обох реакцій підвищуються однаково. Рівновага при цьому зберігається. Отже, каталізатор не зміщує рівновагу, а тільки прискорює її встановлення.

Використання знань про зміщення хімічної рівноваги для розв'язання технологічних проблем

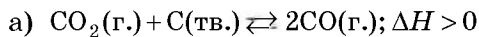
Більшість промислово важливих хімічних реакцій є оборотними. Це означає, що не всі реагенти перетворюються на продукти реакції. Тому після взаємодії з рівноважної суміші необхідно видалити цільовий

продукт реакції, а реагенти, що залишилися, повернути в реактор для подальшого перетворення.

Трапляються випадки, коли за жорстких умов (і навіть за наявності каталізаторів) ступінь перетворення реагентів на продукти дуже малий (10% і менше). У такому разі технолог підприємства має вирішити технологічну проблему:

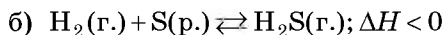
- обрати такі умови реакції, щоб максимально змістити рівновагу в бік продуктів реакції;
- для зменшення собівартості продукції обрати умови якомога менш жорсткі: нижчу температуру й тиск, зменшити витрати дорогих реагентів і каталізаторів.

Завдання. Визначте, як впливає підвищення температури й тиску на вихід продуктів у реакціях. Запропонуйте дії для максимально ефективного результату утворення продукту реакції.



Пряма реакція відбувається з поглинанням теплоти, тому нагрівання сприятиме зміщенню рівноваги в бік прямої реакції, тобто вихід чадного газу CO збільшиться. У ході прямої реакції загальне число молекул газуватих речовин збільшується (вуглець перебуває у твердому стані, його не враховують). Отже, збільшення тиску сприятиме перебігу зворотної реакції, рівновага зміститься в бік реагентів, і вихід CO зменшиться.

Таким чином, для збільшення виходу чадного газу реакцію необхідно проводити за якомога більшої температури та якомога меншого тиску.



Пряма реакція відбувається з виділенням теплоти, тому нагрівання сприятиме перебігу зворотної реакції, рівновага зміститься в бік реагентів, і вихід сірководню зменшиться. У цій системі число молекул газуватих речовин не змінюється (сірка перебуває в рідкому стані, її не враховують), тому тиск не впливатиме на стан рівноваги і вихід продукту.

Отже, для збільшення виходу сірководню реакцію можна проводити за будь-якого зручного для технологічного процесу тиску та забезпечити якомога меншу температуру, за якої сірка перебуває в рідкому стані.



Ключова ідея

Рівновага — фундаментальне поняття для будь-якого процесу. Знання про хімічну рівновагу допомагає організувати більш дешевий і зручний технологічний процес одержання речовин.

**Контрольні запитання**

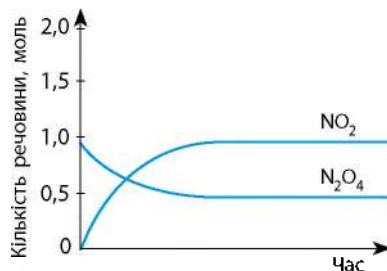
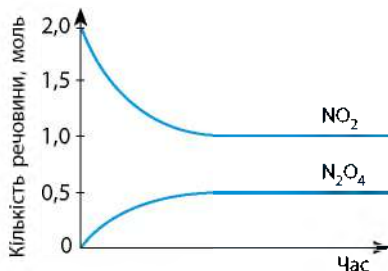
- 144.** Які хімічні реакції називають оборотними? Наведіть приклади таких реакцій.
- 145.** Наведіть по одному прикладу оборотних реакцій, у яких реагентами є:
а) дві газуваті речовини; б) рідка та газувата речовини; в) тверда й газувата речовини; г) одна тверда речовина.
- 146.** Що розуміють під хімічною рівновагою? Яким є стан хімічної рівноваги: статичним чи динамічним? Як це можна довести?
- 147.** Сформулюйте принцип Ле Шательє і проілюструйте його на прикладах.
- 148.** Які чинники і як саме впливають на стан хімічної рівноваги?
- 149.** Наведіть приклад оборотної реакції за участі газуватих речовин, у якій стан рівноваги не залежить від тиску.
- 150.** У чому полягає користь знань про хімічну рівновагу?

**Завдання для засвоєння матеріалу**

- 151.** Як впливатиме зміна температури й тиску на стан рівноваги і вихід продуктів у процесах?
- а) $2\text{Hg} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{HgO}; \Delta H < 0;$ д) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}; \Delta H > 0;$
 б) $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-; \Delta H > 0;$ е) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г.}); \Delta H > 0;$
 в) $\text{FeO} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2; \Delta H < 0;$ є) $\text{H}_2(\text{г.}) + \text{I}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г.}); \Delta H > 0;$
 г) $\text{H}_2\text{O}(\text{р.}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{г.}); \Delta H > 0;$ ж) $\text{CaCO}_3(\text{тв.}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{г.}); \Delta H > 0.$
- 152.** Які чинники сприяють підвищенню виходу продуктів промислово важливих реакцій?
- а) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3; \Delta H < 0;$ г) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3; \Delta H < 0;$
 б) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2; \Delta H > 0;$ д) $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}; \Delta H < 0.$
 в) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3; \Delta H < 0;$
- 153.** Суміш, що містить сульфур(IV) оксид і кисень кількістю речовини по 2 моль, нагріли з каталізатором. Після встановлення рівноваги в суміші виявлено 1 моль SO_3 . Обчисліть кількості речовини реагентів у рівноважній суміші.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 154.** У стані рівноваги співвідношення концентрацій реагентів та продуктів реакції стає і не залежить від початкової кількості реагентів. Прокоментуйте це твердження за графіками:



155. Випалювання вапняку — оборотна хімічна реакція: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\Delta H > 0$. Поясніть, із якою метою крізь вапняк під час випалювання пропусають повітря.
156. Для реакції синтезу амоніаку побудуйте графіки зміни кількості речовини азоту, водню й амоніаку під час досягнення рівноважного стану, якщо початкова кількість речовини азоту дорівнює 3 моль, водню — 8 моль, а кількість речовини амоніаку в рівноважній суміші за певних умов становить 4 моль. (Зразком можуть бути графіки із завдання 154.)
157. У додаткових джерелах знайдіть інформацію щодо виробництва газованих напоїв. Поясніть із точки зору хімічної рівноваги умови виготовлення таких напоїв та зовнішні ефекти, що супроводжують відкриття пляшки з газованою водою.
158. Як ви вважаєте, що є практично вигіднішим для зміщення рівноваги реакції синтезу амоніаку задля зменшення собівартості продукту: а) збільшення тиску в реакторі; б) збільшення концентрації азоту; в) збільшення концентрації водню? Відповідь обґрунтуйте.
159. Що, на вашу думку, може перешкодити хімічній системі досягти стану рівноваги? Відповідь проілюструйте прикладами.
160. Чи можна поняття про рівновагу та умови її зміщення застосовувати для інших (не хімічних) природних явищ? Доведіть свою думку, наведіть приклади.
161. За час свого існування атмосфера Землі ще не досягла стану рівноваги зі Світовим океаном та ґрунтом. Як ви вважаєте, які чинники «відповідальні» за це?
162. Чи можна поняття про хімічну рівновагу застосовувати для характеристики процесу розчинення речовин, пояснення існування насичених, пересичених та ненасичених розчинів? Відповідь обґрунтуйте.
163. Якщо насичений розчин певної речовини перебуває в контакті з подрібненими кристалами цієї речовини, то з часом найдрібніші кристалики зникають, а найбільші укрупнюються (зростають). Чи можна пояснити цей факт, використовуючи поняття про динамічну рівновагу?
164. У рівноважній суміші маси реагентів і продуктів реакції не однакові. Чи є це порушенням закону збереження маси в хімічних реакціях? Відповідь обґрунтуйте.
165. Бензойна кислота — ароматична одноосновна слабка кислота. Зразок твердої бензойної кислоти $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ перебуває в рівновазі з насиченим розчином бензойної кислоти. До розчину додали невелику кількість важкої води D_2O , що містить нуклід Дейтерію ^2H . Розчин витримали за кімнатної температури кілька годин, а потім кристали бензойної кислоти відфільтрували та висушили. Аналізом установили, що твердий зразок бензойної кислоти містить молекули $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOD}$ із нуклідами Дейтерію. Поясніть, унаслідок яких процесів це могло статися.

§ 12. Розв'язання задач з урахуванням відносного виходу продукту реакції

Пригадайте: формули для обчислення кількості речовини.

Під час хімічних процесів на великих хімічних підприємствах трапляються втрати цільового продукту. Часто це пов'язано з тим, що певну хімічну взаємодію неможливо здійснити до кінця. Отже, продукту реакції реально отримують менше, ніж мали отримати за розрахунками за масами реагентів, які помістили в реактор. Ці втрати характеризують *відносний вихід продукту реакції* — η (грецька буква «ета»), який часто називають просто «вихід продукту».

Відносний вихід продукту реакції обчислюють як відношення маси продукту реакції, яку реально отримано (її частіше називають «практична маса» і позначають $m_{\text{практ.}}$), до маси продукту реакції, яку мали отримати з наявних у реакторі реагентів («теоретична маса», $m_{\text{теор.}}$):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \quad (1)$$

Відносний вихід продукту реакції можна виразити у відсотках, для цього результат ділення необхідно помножити на 100 %:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100 \% \quad (2)$$

Для обчислення відносного виходу замість маси продукту реакції також можна використовувати об'єм або кількість речовини:

$$\eta = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}} \quad \text{або} \quad \eta = \frac{n_{\text{практ.}}}{n_{\text{теор.}}} \quad (3)$$

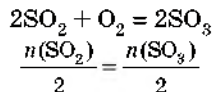
Зверніть увагу:

- обчислення за формулами (1)–(3) здійснюють із величинами (маса $m_{\text{практ.}}$ і $m_{\text{теор.}}$, об'єм $V_{\text{практ.}}$ і $V_{\text{теор.}}$, кількість речовини $n_{\text{практ.}}$ і $n_{\text{теор.}}$), що стосуються лише продукту реакції, але в жодному разі не реагентів;
- для обчислень за рівняннями хімічних реакцій можна використовувати лише величини, що називають теоретичними ($m_{\text{теор.}}$, $V_{\text{теор.}}$ і $n_{\text{теор.}}$);
- в умовах задач «практичні» величини ($m_{\text{практ.}}$, $V_{\text{практ.}}$ і $n_{\text{теор.}}$) легко відрізнити: про них пишуть так, нібито речовину необхідно реально одержати (або вже одержано) «на руки», тобто реально запакувати й відправити на склад;
- для обчислень зручніше використовувати відносний вихід продукту реакції в частках від одиниці, а не у відсотках, тому перед розв'язанням відсотки слід перевести в частки від одиниці (як і у випадку з масовою часткою розчиненої речовини).

Задача 1. Обчисліть відносний вихід сульфур(VI) оксиду, якщо із сульфур(IV) оксиду об'ємом 123,2 л (н. у.) одержано сульфур(VI) оксид масою 392 г.

Розв'язання:

Наведена в умові маса сульфур(VI) оксиду — це маса практично одержаного продукту ($m_{\text{практ.}}(\text{SO}_3) = 392 \text{ г}$), отже, щоб обчислити відносний вихід продукту, спочатку необхідно обчислити теоретичну масу сульфур(VI) оксиду за рівнянням реакції:



$$n(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{123,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 5,5 \text{ моль, отже, } n_{\text{теор.}}(\text{SO}_3) = 5,5 \text{ моль.}$$

$$m_{\text{теор.}}(\text{SO}_3) = n(\text{SO}_3) \cdot M(\text{SO}_3) = 5,5 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 440 \text{ г.}$$

Тобто за рівнянням реакції мало утворитися 440 г сульфур(VI) оксиду, а реально утворилося 392 г. Отже, відносний вихід продукту реакції дорівнює:

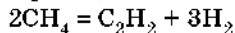
$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{SO}_3)}{m_{\text{теор.}}(\text{SO}_3)} = \frac{392 \text{ г}}{440 \text{ г}} = 0,89, \text{ або } 89 \%$$

Відповідь: відносний вихід сульфур(VI) оксиду становить 89 %.

Задача 2. Обчисліть об'єм етину C_2H_2 , що можна одержати розкладанням метану CH_4 об'ємом 250 л, якщо відносний вихід продукту реакції становить 75 %.

Розв'язання:

У задачі йдеться про об'єм етину, що можна одержати реально, тобто практичний об'єм етину. За рівнянням реакції обчислюємо теоретичний об'єм етину:



Для розв'язання цієї задачі умови, за яких виміряний об'єм метану, не мають значення, тому використовуємо закон об'ємних співвідношень:

$$\begin{aligned} \frac{V(\text{CH}_4)}{2} &= \frac{V(\text{C}_2\text{H}_2)}{1}, \text{ тобто} \\ V_{\text{теор.}}(\text{C}_2\text{H}_2) &= \frac{V(\text{CH}_4)}{2} = \frac{250 \text{ л}}{2} = 125 \text{ л} \end{aligned}$$

Цей об'єм етину мав би утворитися, якщо не було побічних процесів, а реально одержаний об'єм обчислюємо з урахуванням відносного виходу продукту реакції:

$$V_{\text{практ.}}(\text{C}_2\text{H}_2) = V_{\text{теор.}}(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot \eta = 125 \text{ л} \cdot 0,75 = 93,75 \text{ л.}$$

Відповідь: можна одержати 93,75 л етину.

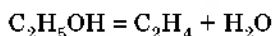
Задача 3. Обчисліть масу етанолу, що необхідно піддати дегідратації для одержання етену об'ємом 56 л (н. у.), якщо відносний вихід продукту реакції становить 80 %.

Розв'язання:

Об'єм етену, про який ідеться в умові задачі, є практичним об'ємом, оскільки його реально треба одержати. З урахуванням того, що відносний вихід продукту реакції відрізняється від 100 %, теоретично, мало б утворитися більше етену. Це можна обчислити за рівнянням для відносного виходу продукту реакції:

$$V_{\text{теор.}}(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{C}_2\text{H}_4)}{\eta} = \frac{56 \text{ л}}{0,80} = 70 \text{ л}$$

Обчислимо масу етанолу, необхідну для одержання 70 л етену:



$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{1} = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_4)}{1}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_4) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_4)}{V_m} = \frac{70 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3,125 \text{ моль, отже, } n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3,125 \text{ моль.}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3,125 \text{ моль} \cdot 46 \text{ г/моль} = 143,75 \text{ г.}$$

Відповідь: маса етанолу 143,75 г.



Ключова ідея

Відносний вихід продукту реакції — своєрідний хімічний аналог коефіцієнта корисної дії (ККД), що вивчають на уроках фізики.



Контрольні запитання

- 166.** Що розуміють під відносним виходом продукту реакції? Чому на промислових підприємствах ця величина не досягає 100 %? Чому навіть у лабораторних умовах часто відносний вихід продукту реакції менший за 100 %?
- 167.** Чому відносний вихід продукту реакції можна обчислювати не лише відношенням мас, а також і об'ємів та кількості речовини?

Комплексні завдання

- 168.** Під час взаємодії азоту об'ємом 56 л (н. у.) із воднем було одержано амоніак масою 72,25 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
- 169.** Під час взаємодії сульфур(IV) оксиду об'ємом 40,32 л (н. у.) із киснем було одержано сульфур(VI) оксид масою 100,8 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.

170. Під час термічного розкладання метану об'ємом 78,4 л (н. у.) було одержано етин масою 36,4 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
171. Під час взаємодії амоніаку об'ємом 10,64 л (н. у.) із киснем за наявності каталізатора було одержано нітроген(II) оксид масою 12,825 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
172. Під час каталітичного окиснення етанолу масою 6,9 г було одержано оцтову кислоту масою 5,4 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
173. Під час пропускання етанолу масою 92 г над нагрітим алюміній оксидом одержали етен об'ємом 42,56 л (н. у.). Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
174. Обчисліть об'єм етену (н. у.), який можна добути з етанолу масою 13,8 г, якщо відносний вихід продукту реакції становить 80 %.
175. Обчисліть масу кальцій оксиду, що добули прожарюванням вапняку масою 400 кг, якщо відносний вихід продукту реакції становить 92 %.
176. Обчисліть об'єм чадного газу (н. у.), що утвориться під час пропускання вуглекислого газу об'ємом 112 л (н. у.) крізь розпечений кокс, якщо відносний вихід продукту реакції становить 85 %.
177. Обчисліть об'єм етану (н. у.), необхідного для добування етену об'ємом 89,6 л, якщо відносний вихід продукту реакції становить 80 %.
178. Обчисліть об'єм метану (н. у.), який необхідно піддати піролізу для добування сажі масою 126 кг, якщо відносний вихід продукту реакції становить 75 %.
179. Обчисліть об'єм водню (н. у.), необхідний для добування 425 кг амоніаку, якщо відносний вихід продукту реакції становить 40 %.

§ 13. Кислотність розчинів солей. Гідроліз солей

Пригадайте:

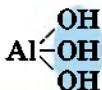
- серед електролітів виділяють сильні кислоти (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI), слабкі кислоти (усі інші), сильні основи (гідроксиди лужних та лужноземельних елементів), слабкі основи (розчин амоніаку, нерозчинні гідроксиди);
- кислотні розчини містять надлишкову кількість йонів H^+ , лужні — гідроксид-іонів OH^- , у нейтральному розчині кількість йонів H^+ та OH^- однакова.

Класифікація солей

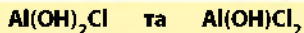
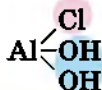
У попередніх класах ви вже вивчали склад, поширеність, електролітичну дисоціацію та властивості солей. Але ви ознайомилися лише із середніми солями. Також існують кислі та основні солі, які відрізняються від середніх складом і певними властивостями.

• *Середні солі* складаються тільки з катіонів металічних елементів та аніонів повністю дисоційованих кислот, наприклад K_2CO_3 та Na_2SO_4 .

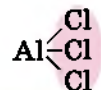
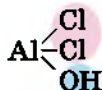
• **Оснóвні соли** відрізняються від середніх наявністю гідроксид-іонів. Вони можуть бути утворені багатозарядним катіоном та будь-яким аніоном:



Гідроксид із багатозарядним катіоном

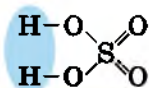


Оснóвні соли, частина йонів OH^- заміщена аніонами

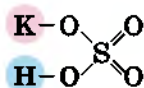


Середня сіль

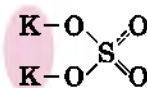
• **Кислі соли** відрізняються від середніх наявністю Гідрогену. Вони можуть бути утворені будь-яким катіоном, а аніон може бути лише від багатоосновної кислоти, оскільки кислі соли є продуктом неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти катіонами металічних елементів:



Багатоосновна кислота; наявні два атоми Гідрогену



Кисла сіль; один атом Гідрогену залишився з кислоти, другий заміщений металічним елементом



Середня сіль; усі атоми Гідрогену кислоти заміщені металічним елементом

Складають формули кислих солей, ґрунтуючись на зарядах катіонів та аніонів. У назвах кислих солей наявність H^+ позначають префіксом «гідроген» у назві аніону.

	Соли (на прикладі карбонатної кислоти)		Соли (на прикладі ортофосфатної кислоти)		
	кислі	середні	кислі		середні
Кислота	H_2CO_3		H_3PO_4		
Аніони	HCO_3^-	CO_3^{2-}	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Назва аніонів	гідрогенкарбонат	карбонат	дигідрогенортофосфат	гідрогенортофосфат	ортофосфат
Сіль з однозарядним катіоном K^+	KHCO_3 калій гідрогенкарбонат	K_2CO_3 калій карбонат	KH_2PO_4 калій дигідрогенортофосфат	K_2HPO_4 калій гідрогенортофосфат	K_3PO_4 калій ортофосфат
Сіль із двозарядним катіоном Ca^{2+}	$\text{Ca(HCO}_3)_2$ кальцій гідрогенкарбонат	CaCO_3 кальцій карбонат	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$ кальцій дигідрогенортофосфат	CaHPO_4 кальцій гідрогенортофосфат	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ кальцій ортофосфат

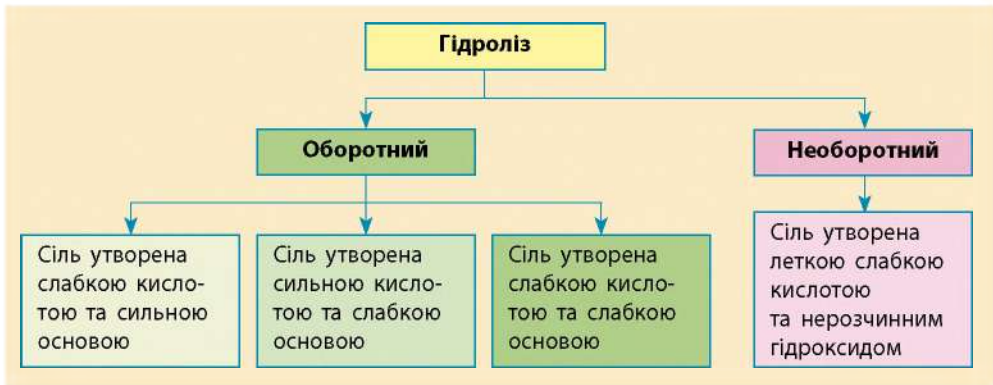
Взаємодія солей із водою. Поняття про гідроліз

Коли ми говоримо про взаємодію солей із водою, то зазвичай маємо на увазі процес розчинення солей у воді. Але експериментально встановлено, що розчини деяких солей не змінюють забарвлення індикаторів, а в розчинах інших солей індикатори показують наявність кислот або лугів. Звідки ж у розчині солі наявні луг або кислота? Вони з'являються в результаті хімічної взаємодії солей із водою, що називають *гідролізом*.



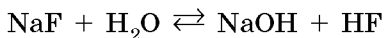
Гідроліз солей — це хімічна взаємодія йонів солі з водою, у результаті якої утворюється слабкий електроліт (кислота або основа).

Можна виділити декілька видів гідролізу. Насамперед — оборотний та необоротний гідроліз. У разі *оборотного* гідролізу з водою взаємодіє не більше декількох відсотків розчиненої солі, а в разі *необоротного* майже вся речовина піддається гідролізу. В оборотному гідролізі також можна виділити три види, залежно від того, якою кислотою і якою основою утворена сіль.



Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами та сильними основами

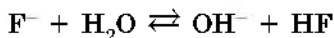
Солі, утворені слабкими кислотами та сильними основами, у розчині піддаються гідролізу за аніоном. Наприклад, натрій флуорид взаємодіє з водою за рівнянням:



Цей процес відбувається дуже слабо, гідролізу піддається не більше одного відсотка розчиненої солі, утім, невелика кількість продуктів

Сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою, піддається гідролізу за аніоном, а її розчин має лужне середовище, $\text{pH} > 7$

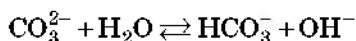
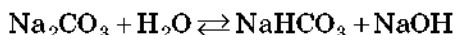
реакції з'являється в розчині. До того ж із двох продуктів реакції натрій гідроксид — сильна основа, тобто повністю дисоціює на йони, а флуоридна кислота — слабка кислота, тобто дисоціює слабо. Отже, у розчині з'являється надлишок гідроксид-іонів, що зумовлює лужне середовище. У йонній формі рівняння реакції гідролізу натрій флуориду буде таким:



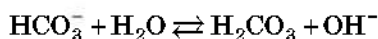
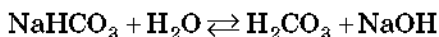
Скорочене йонне рівняння набагато краще ілюструє надлишок гідроксид-іонів. Під час його складання необхідно пам'ятати, що у вигляді йонів записують тільки сильні електроліти, а слабкі електроліти — у вигляді молекул. Зі скороченого рівняння видно, що сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою, піддається гідролізу за аніоном, тобто за йоном кислотного залишку.

Як ви знаєте, багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто, а отже, і солі багатоосновних кислот піддаються ступінчастому гідролізу. Наприклад, натрій карбонат за першою стадією взаємодіє з однією молекулою води, а продукт гідролізу взаємодіє з іншою молекулою води.

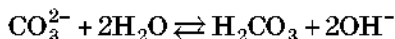
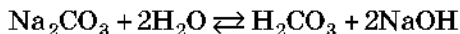
Перша стадія:



Друга стадія:



Сумарне рівняння:



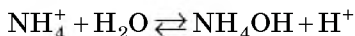
За першою стадією гідролізу піддається близько 2 % розчиненої солі, а за другою — менше 0,01 %. Отже, як і для дисоціації, так і для гідролізу справедливим є твердження: якщо процес відбувається за декількома стадіями, то ефективніше відбувається процес за першою стадією.

Гідроліз солей, утворених сильними кислотами та слабкими основами

Солі, утворені сильними кислотами та слабкими основами, піддаються гідролізу за катіоном. Прикладом такої солі є амоній хлорид NH_4Cl , що взаємодіє з водою:

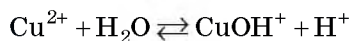
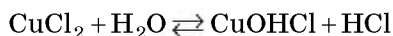


Під час гідролізу утворюються сильна хлоридна кислота, яка повністю дисоціює, та слабка основа — гідрат амоніаку NH_4OH (або $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Це зумовлює появу надлишкової кількості йонів H^+ , що визначає кислотне середовище в розчині:



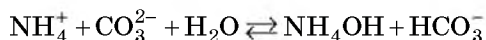
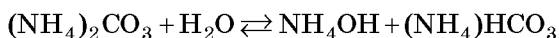
Отже, солі, утворені слабкими основами, піддаються гідролізу за катіоном.

Якщо сіль містить багатозарядні катіони металічного елемента, то гідроліз може відбуватися за декількома стадіями, але в реальності зазвичай відбувається реакція лише за першою стадією:



Гідроліз солей, утворених слабкими кислотами та слабкими основами

Солі, утворені слабкими кислотами та слабкими основами, піддаються гідролізу як за катіоном, так і за аніоном. У водному розчині такої солі в результаті гідролізу утворюються два слабкі електроліти. Так гідролізується, наприклад, амоній карбонат:



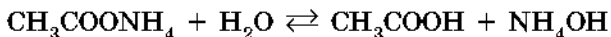
Для того щоб визначити кислотність середовища в такому розчині, необхідні додаткові відомості про силу утворених електролітів. Із довідкової літератури можна дізнатися, що гідрат амоніаку сильніший електроліт за гідрогенкарбонат-іон. Отже, він дисоціює ефективніше, що спричиняє надлишок гідроксид-іонів і зумовлює лужне середовище в розчині амоній карбонату. Однак, щоб дійти таких висновків, необхідні відомості про силу кислот і основ, які наведено в спеціальній літературі.

Цікавим прикладом солі, утвореної слабкими кислотою й основою, є амоній етаноат $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Під час гідролізу цієї

Сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою, піддається гідролізу за катіоном, а її розчин має кислотне середовище, $\text{pH} < 7$

Сіль, утворена слабкою основою та слабкою кислотою, піддається гідролізу як за катіоном, так і за аніоном. Кислотність розчину визначається тим, який з утворених електролітів сильніший. Якщо сильнішою є кислота, то середовище кислотне, а якщо сильнішою є основа — лужне

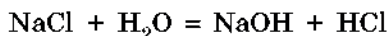
солі утворюються також два слабкі електроліти, але їхня сила майже однакова:



Тому в розчині амоній етаноату немає надлишку ані йонів Гідрогену, ані гідроксид-іонів. У розчині амоній етаноату середовище нейтральне. Цей факт може спонукати до висновку, що в цьому випадку гідроліз не відбувається, але це не так. Гідроліз відбувається, йому піддається майже 3 % розчиненої солі, проте завдяки однакової силі утворених електролітів концентрація йонів H^+ та OH^- однакова, що є ознакою нейтрального середовища.

Сіль, утворена сильною кислотою та сильною основою

Для розчиненої у воді солі, що утворена сильною кислотою і сильною основою, наприклад натрій хлориду NaCl , можна було б записати рівняння:



Але обидва продукти реакції є сильними електролітами і у вигляді молекул у розчині існувати не можуть. Отже, така реакція не відбувається.

У цьому можна перекопатися, якщо скласти рівняння гідролізу в йонній формі: усі йони в цьому рівнянні скоротяться.

Отже, солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, гідролізу не піддаються, у їхніх розчинах середовище нейтральне.

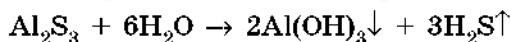
Сіль, утворена сильною основою та сильною кислотою, гідролізу не піддається, а в її розчині нейтральне середовище, $\text{pH} = 7$

Необоротний гідроліз

Усі розглянуті вище випадки гідролізу є прикладами оборотних процесів. Вони не можуть відбуватися до кінця, оскільки продукти реакції, накопичившись у значних кількостях, починають взаємодіяти один з одним, утворюючи початкові речовини.

Інша ситуація із солями, утвореними леткими кислотами та нерозчинними гідроксидами: під час їх гідролізу утворюються речовини, що виводяться з розчину.

Наприклад, під час гідролізу алюміній сульфід утворюються нерозчинний алюміній гідроксид та легкий сірководень:

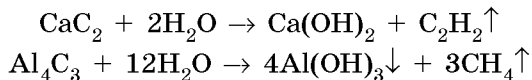


Обидві речовини виводяться з розчину, і, згідно з принципом Ле Шательє, це сприяє зміщенню рівноваги в бік продуктів реакції.

Солі, утворені легкою слабкою кислотою та нерозчинним у воді гідроксидом, піддаються необоротному гідролізу

У такому випадку реакція гідролізу є необоротною. Необоротний гідроліз характерний для солей, під час гідролізу яких обидва продукти реакції виводяться з розчину (у вигляді газуватої або нерозчинної речовини) і не здатні вступати у зворотну реакцію. Зазвичай ці солі в таблиці розчинності позначені як такі, що не існують у розчині або розкладаються водою (див. форзац).

Окремими випадками необоротного гідролізу є взаємодія алюміній або кальцій карбідів з водою:



У цьому випадку і етин, і метан можна розглядати як дуже слабкі леткі кислоти, тому ці взаємодії можна віднести до процесів необоротного гідролізу.

Лінгвістична задача

- Грецькою *hydro* означає «вода», *lysis* — «розкладання». Чому описані в цьому параграфі процеси названі саме гідролізом?

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

Визначення рН середовища водних розчинів солей за допомогою індикаторів

Обладнання: штатив із пробірками, піпетки.

Реактиви: універсальний індикатор (розчин або папір), розчини солей: натрій етаноату, натрій карбонату, амоній хлориду, цинк хлориду, амоній етаноату, натрій хлориду.

! Правила безпеки:

- для виконання дослідів використовуйте реактиви в невеликих кількостях;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води та протріть ушкоджене місце розведеним розчином боратної кислоти.

У пробірки налейте по 1–2 мл наявних розчинів солей. До кожної пробірки додайте індикатор і визначте рН розчинів, використовуючи еталонну шкалу. Установіть, у яких випадках відбувається гідроліз солі, запишіть рівняння в молекулярній та йонно-молекулярній формах.



Ключова ідея

Сила кислоти та основи зумовлює здатність солей до гідролізу і ступінь зміщення хімічної рівноваги гідролізу в бік продуктів реакції.

**Контрольні запитання**

- 180.** Дайте визначення гідролізу.
- 181.** Які види гідролізу розрізняють? На чому ґрунтується така класифікація?
- 182.** Схарактеризуйте різні види гідролізу. Поясніть на конкретних прикладах, як визначити кислотність розчинів різних солей.
- 183.** Амоній ацетат утворений слабкими кислотою та основою, але його розчин нейтральний. Чи відбувається гідроліз у розчині амоній ацетату?

**Завдання для засвоєння матеріалу**

- 184.** Із переліку речовин випишіть окремо формули солей, які: а) піддаються оборотному гідролізу; б) піддаються необоротному гідролізу; в) не піддаються гідролізу.
 Na_2SO_4 , K_2SO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$, CuSO_4 , KBr , AlCl_3 , NaNO_2 , MnBr_2 , Al_2S_3 .
- 185.** Із переліку речовин випишіть ті, що піддаються гідролізу. Складіть для них рівняння реакцій гідролізу та визначте кислотність їхніх розчинів. Якщо для солі характерний ступінчастий гідроліз, складіть рівняння гідролізу тільки за першою стадією.
 Na_2SO_4 , K_2SO_3 , CuSO_4 , KBr , AlCl_3 , NaNO_2 , MnBr_2 , K_3PO_4 , BaCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, RbCl , Na_2SiO_3 , KNO_3 , MgCl_2 , CH_3COONa , FeCl_2 , NaHCO_3 , K_2HPO_4 .
- 186.** За таблицю розчинності визначте принаймні три солі, для яких характерний необоротний гідроліз. Складіть для них рівняння реакцій гідролізу. Визначте причини, що зумовлюють необоротність гідролізу цих солей.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 187.** Амоній силікат піддається необоротному гідролізу, але не відповідає опису солей, наведеному в параграфі. Чим амоній силікат не відповідає наведеному опису і чому він піддається необоротному гідролізу?
- 188.** Складіть рівняння реакцій, що відбуваються під час зливання розчинів: а) ферум(III) хлориду і натрій силікату; б) ферум(III) сульфату і натрій карбонату; в) ферум(III) хлориду і калій сульфату.

§ 14. Хімічні джерела електричного струму

Пригадайте: окиснення — це процес віддавання електрона, відновлення — приймання електрона.

Поняття про гальванічний елемент

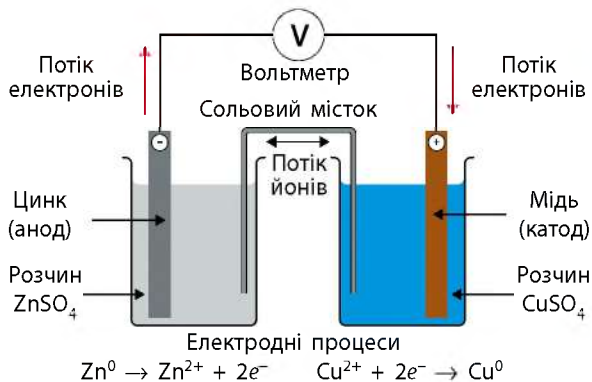
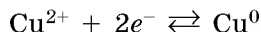
Багато хімічних реакцій супроводжуються виділенням енергії. У більшості випадків ця енергія виділяється у вигляді теплоти (іноді світла), яку потім перетворюють за допомогою різних приладів на інші види енергії (механічну, електричну тощо). Оскільки сьогодні з'являється все більше різноманітних електричних приладів, то дуже актуальними є джерела електричного струму.

1800 року Алессандро Вольтя вперше презентував пристрій, що перетворює хімічну енергію безпосередньо на електричну — вольтів стовп. Він назвав його *гальванічним елементом* на честь Луїджі Гальвані. У гальванічному елементі виникає спрямований рух електронів унаслідок перетворення енергії, яка вивільняється під час окисно-відновних реакцій, на електричну.

Особливістю окисно-відновних реакцій у гальванічному елементі є те, що електрони від відновника до окисника переносяться не безпосередньо від однієї частинки до іншої, а зовнішнім електричним ланцюгом, отже вони можуть здійснювати електричну роботу.

Класичним прикладом гальванічного елемента є елемент Якобі-Данієля (мал. 14.1). Він складається з двох резервуарів, заповнених розчинами солей: цинк сульфату та купрум(II) сульфату. Для замкнення електричного ланцюга обидва розчини з'єднані так званим сольовим містком — тонкою трубкою, заповненою розчином будь-якого сильного електроліту. У розчин цинк сульфату занурений цинковий електрод (пластина або стрижень), а в розчин купрум(II) сульфату — мідний електрод. Ці електроди сполучаються металевим дротом, по якому і йде електричний струм.

Чому ж цей пристрій є джерелом електричного струму? Між мідною пластиною і розчином купрум(II) сульфату встановлюється рівновага обміну йонами Cu^{2+} та електронами:



Мал. 14.1. Найпростіший гальванічний елемент Якобі-Данієля



Алессандро Джузеппе Антоніо Анастасіо Вольтя (1745–1827)

Фізик і хімік. Уперше сконструював хімічне джерело струму



Луїджі Гальвані (1737–1798)

Лікар, фізіолог і фізик. Уперше виявив «тваринну електрику»

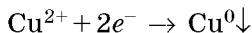
при цьому скільки йонів осаджується на пластині, стільки ж і потрапляє в розчин. В іншому резервуарі з розчином цинк сульфату $ZnSO_4$ та цинковою пластинкою також встановлюється рівновага:



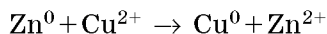
У ряду активності цинк розташований лівіше за мідь, отже, він більш активний відновник і легше віддає електрони, ніж мідь. Унаслідок цього в металевому дроті відбувається спрямований рух електронів від цинкової пластинки (анода) до мідної (катода) — виникає електричний струм. Одночасно на цинковому електроді виникає нестача електронів, завдяки чому рівновага, що встановилася на ньому, зміщується в бік утворення йонів Zn^{2+} :



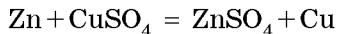
А на мідному електроді виникає надлишок електронів, і рівновага зміщується в бік осадження йонів Cu^{2+} на пластинці:



Сумарний процес, що відбувається на двох електродах, можна зобразити рівнянням:



Це рівняння фактично описує взаємодію між цинком та купрум(II) сульфатом, у якому більш активний цинк витісняє мідь із її солі:



Ця реакція може відбуватися, коли просто занурити цинкову пластинку в розчин купрум(II) сульфату. Але якщо додати необхідні складові гальванічного елемента, то перебіг цієї реакції створює умови для здійснення електричної роботи. Тобто гальванічний елемент є пристроєм, який перетворює енергію хімічної реакції безпосередньо на електричну енергію. Через це гальванічні елементи також називають *хімічними джерелами струму* (ХДС).

Різновиди та характеристики гальванічних елементів

Гальванічний елемент, схожий на той, що ми розглянули, можна скласти з двох майже будь-яких металевих пластин, занурених у розчин їхніх солей. Такі елементи будуть відрізнятися значенням електродної сили (ЕРС): чим більша різниця активності металів (тобто чим далі один від одного вони розташовані в ряду активності), тим більшу ЕРС матиме гальванічний елемент. Утім, ЕРС залежить не тільки від активності металів.

Стандартний елемент Якобі-Даніеля має ЕРС близько 1,3 В. Сьогодні більшість гальванічних елементів мають ЕРС у межах 0,8–2,1 В.

Наприклад, звичайні електричні батарейки (які також є гальванічними елементами) мають ЕРС = 1,5 В. Теоретично можливо сконструювати гальванічний елемент з ЕРС майже 6,5 В, але практично — це в дуже далекій перспективі.

Хоча сконструйовано багато різновидів гальванічних елементів, найпоширенішими є три: стандартні електричні батарейки, паливні елементи та акумулятори.

Особливістю *паливних елементів* є те, що окисно-відновна реакція, яка відбувається в них, — це реакція повного окиснення рідкого або газуватого палива (водню, метанолу тощо) киснем повітря.

Електричні акумулятори — це також гальванічні елементи, але, завдяки особливостям конструкції та використаних матеріалів, їх можна відновлювати — регенерувати.

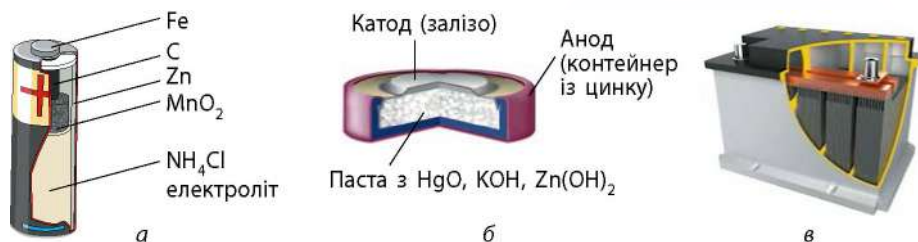
У гальванічних елементах із часом упродовж роботи витрачаються певні речовини або відбуваються інші процеси, унаслідок яких ЕРС знижується. На відміну від одноразових елементів, акумулятори можна відновити майже до первісного стану, підключивши їх до зовнішньої електричної мережі. Під дією зовнішнього джерела струму окисно-відновна реакція всередині акумулятора перебігає у зворотному напрямку — відбувається зарядка акумулятора.

Хімічні джерела струму навколо нас

Найпоширенішим у побуті хімічним джерелом струму є елемент Лекланше, який ми зазвичай називаємо батарейкою. Вони бувають різного розміру й форми, з різною електричною ємністю, але внутрішня будова в них подібна (мал. 14.2, а).

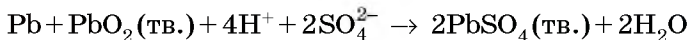
Ртутні батарейки широко використовують у калькуляторах, наручних годинниках, як джерело струму для материнських плат комп'ютерів (мал. 14.2, б).

Кислотний свинцевий акумулятор є в будь-якому автомобілі й використовується для підпалювання паливно-повітряної суміші у двигуні внутрішнього згоряння (мал. 14.2, в). Свинцеві електроди цього



Мал. 14.2. Хімічні джерела струму: а — елемент Лекланше (батарейка); б — ртутна батарейка; в — кислотний свинцевий акумулятор

акумулятора занурені в 33%-й розчин сульфатної кислоти. Генерація струму відбувається внаслідок реакції:

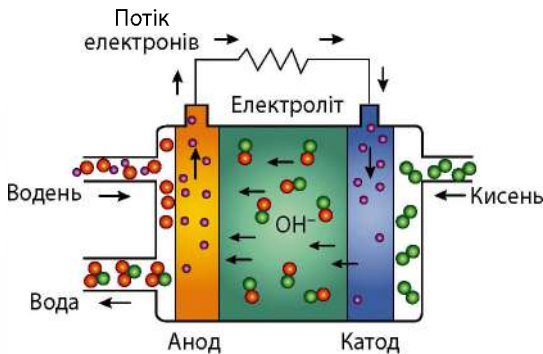


ЕРС зарядженого свинцевого акумулятора близько 2 В. Їх також використовують у джерелах безперебійного живлення, тролейбусах та трамваях, морських кораблях тощо. Найбільші недоліки таких акумуляторів: необхідність періодично замінювати концентровану сульфатну кислоту, громіздкість та велика маса.

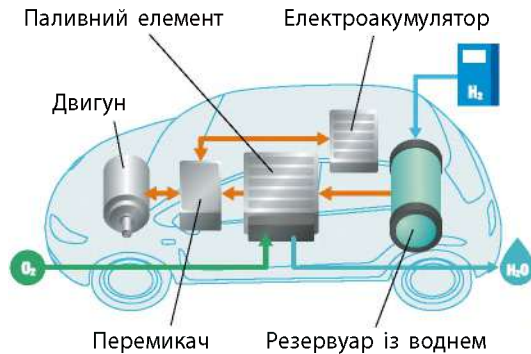
Лужні акумулятори позбавлені недоліків кислотних. Але вони дають меншу напругу: ЕРС зарядженого нікель-кадмієвого акумулятора дорівнює близько 1,36 В. Крім того, у них часто використовують метали, потрапляння яких у довкілля є дуже небезпечним (зокрема ртуть, кадмій тощо). Їх широко застосовують там, де необхідні акумулятори невеликого розміру (побутові прилади), а також там, де маса й розміри є критичними параметрами (літаки та підводні човни).

Літій-іонні та літій-полімерні акумулятори дедалі частіше застосовують в електронних пристроях: смартфонах, ноутбуках, фото- та відеокамерах тощо. У них електродами зазвичай є алюмінієва та мідна фольга, а носієм заряду — йони Літійу Li^+ . У літій-іонних акумуляторів є значний недолік: протягом тривалої експлуатації всередині них накопичується водень, унаслідок чого вони «розпухають», а також починають дуже нагріватися під час зарядження і стають вогнебезпечними. Літій-полімерні акумулятори позбавлені цих недоліків, тому їх використовують частіше.

Останнім часом почали активно розробляти *паливні елементи*. Їх особливістю є те, що реагенти до них потрапляють ззовні: паливо (водень, метан, метанол тощо) зберігається в окремому контейнері (і його можна взяти із собою в запас), а кисень потрапляє до реактора із повітря (мал. 14.3).



Мал. 14.3. Загальна схема паливного елемента



Мал. 14.4. Загальна схема електромобіля

2006 року компанія Panasonic першою розпочала випуск портативних паливних елементів, а сьогодні їх уже виготовляють декілька виробників. Як паливо в цих елементах використовують метанол. Такі пристрої стануть у пригоді там, де немає можливості підзарядити акумулятор від зовнішнього джерела струму, наприклад у пустелі чи лісі.

Виробники автомобілів активно розробляють моделі паливних елементів для використання в електромобілях (мал. 14.4). Ефективність перетворення хімічної енергії пального на механічну енергію руху набагато вища, якщо здійснювати це через електричну енергію (у паливному елементі), ніж через теплову (у двигуні внутрішнього згорання).



Ключова ідея

Гальванічні елементи — набагато економічніші й ефективніші пристрої для перетворення енергії хімічних зв'язків на корисну роботу.



Контрольні запитання

189. Що називають гальванічним елементом? Що таке хімічні джерела струму?
190. Унаслідок яких особливостей перебігу хімічних реакцій гальванічний елемент генерує електричний струм?
191. Визначте особливості паливних елементів та електричних акумуляторів.
192. Схарактеризуйте поширеність гальванічних елементів у побуті та техніці.

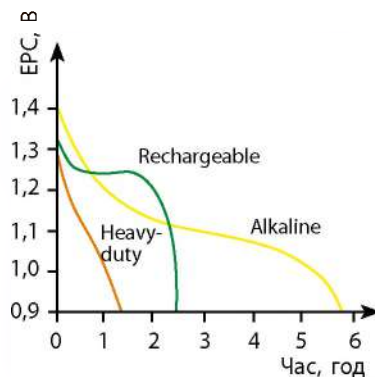


Завдання для засвоєння матеріалу

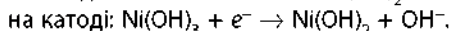
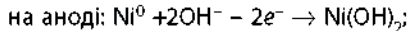
193. Опишіть роботу гальванічного елемента, що складається з:
 - а) срібла, магнію, розчинів аргентум(I) нітрату та магній нітрату;
 - б) мангану, нікелю, манган(II) сульфату та нікель(II) сульфату.
 Який з електродів є анодом, а який — катодом? Порівняйте ЕРС цього гальванічного елемента з ЕРС елемента Якобі-Данієля.

Завдання з розвитку критичного мислення

194. У шкільній лабораторії учні досліджували роботу батарейок. У їхньому розпорядженні було три батарейки, промаркованих такими позначеннями на етикетках: rechargeable, alkaline та heavy-duty. Різні батарейки поміщали в одну й ту саму іграшку і через певні проміжки часу вимірювали ЕРС батарейок. За результатами вимірювань побудували графік. Який тип батарейок слід використовувати за необхідності, щоб вона працювала якомога довше? Які батарейки «виснажаться» найшвидше?



- 195.** Визначте, яким може бути склад гальванічного елемента (матеріал електродів та склад електролітів), у якому відбуваються процеси:



Складіть сумарне молекулярне рівняння хімічної реакції в цьому елементі.

- 196.** Корозія металів — це поширений, але шкідливий і небажаний процес, що іноді може спричинити значні неприємні наслідки. Корозія заліза відбувається за реакцією: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$. Як ви вважаєте, чи можна корозію кузова автівки використати з користю, наприклад, для генерації електроенергії?

Міні-проекти

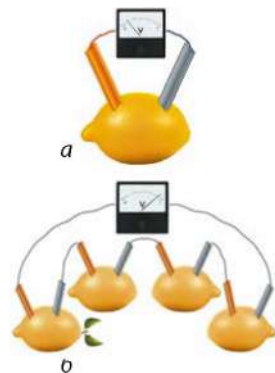
- 197.** Проаналізуйте написи на етикетках комерційно доступних вам акумуляторів і батарейок та прокоментуйте склад цих пристроїв. Що означають написи на етикетках «Hg-Cd free»? Як ви вважаєте, навіщо необхідно зазначати цю інформацію?

- 198.** Мідні кристали.

Електрохімічні реакції можуть стати в пригоді для вирощування кристалів металів. Для вирощування кристалів міді на дно посудини помістіть мідний купорос масою 20–30 г і засипте його кухонною сіллю масою 20 г. Шар солі накрийте прокладкою з тканини або фільтрувального паперу так, щоб вона прилягала до бокових стінок посудини. Зверху на прокладку покладіть залізну пластинку. Потім долийте насичений розчин кухонної солі так, щоб він покривав пластинку на 1 см. Чим довше тримати пластинку в такому «реакторі», тим більшими й різноманітнішими за формою будуть кристали.

- 199.** Лимонний гальванічний елемент.

Обережно почавіть лимон, щоб не здерти шкірку, та зробіть два невеликі розрізи на його протилежних боках. У розрізи вставте цинкову та свинцеву пластинки, з'єднайте їх із вольтметром і визначте показники (мал. а). Повторіть дослід, використовуючи інші наявні металеві пластини (стрижні або фольгу) в різних комбінаціях. Поясніть отримані результати. Для точніших вимірювань замість одного лимона можна використати низку послідовно з'єднаних лимонних гальванічних елементів (мал. б). Замість лимона можна використати апельсин або інший фрукт. Дослідіть, чи залежать показники вольтметра від використаного фрукта. Пам'ятайте! Після дослідів використані фрукти їсти не можна!



Перевірте свої знання за темою «Хімічні реакції», виконавши тестові завдання на сайті.



ТЕМА 4. НЕОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ І ЇХНІ ВЛАСТИВОСТІ

§ 15. Загальна характеристика неметалічних елементів та неметалів

Пригадайте:

- будову електронних оболонок атомів (§ 2);
- валентні можливості елементів в основному та збудженому станах (§ 3).

Особливості будови електронної оболонки атомів та місце в Періодичній системі

Ви пам'ятаєте, що на початку курсу хімії ми поділяли хімічні елементи на дві групи: металічні та неметалічні. Ця класифікація значною мірою ґрунтується на здатності атомів елементів приймати й віддавати електрони. У хімічних взаємодіях атоми металічних елементів тільки віддають електрони, а неметалічних — прагнуть прийняти електрони, але можуть і віддавати, залежно від того, з якими атомами сполучаються. Порівняно з металічними елементами неметалічних існує значно менше — лише 25 із відомих на сьогодні 118 елементів (мал. 15.1).

Усі ці 25 неметалічних елементів відрізняються за властивостями. Так, сім із них — Бор, Силіцій, Германій, Арсен, Стибій, Телур, Астат — за рекомендацією IUPAC називають *напівметалічними*, оскільки їм притаманні певні властивості металічних елементів: утворені ними прості

																		s^1		s^2									
																		H	He										
																		p^1		p^2		p^3		p^4		p^5		p^6	
																		B	C	N	O	F	Ne						
																			Si	P	S	Cl	Ar						
																			Ge	As	Se	Br	Kr						
																				Sb	Te	I	Xe						
																						At	Rn						
																									Og				

Мал. 15.1. Неметалічні елементи в Періодичній системі (довгий варіант): ● — напівметалічні, ● — неметалічні, ● — інертні

речовини мають металічний блиск і, хоча й невеликою мірою, але проводять електричний струм, а деякі з них витісняють водень із кислот або утворюють катіони.

Елементи VIIIА групи є *інертними*, електронна оболонка їхніх атомів стабільна, вони не прагнуть приймати чи віддавати електрони. Хоча для важких інертних елементів відомі сполуки, наприклад KrF_2 та XeO_3 .

З усіх неметалічних елементів тільки два — Гідроген і Гелій — є *s*-елементами, усі інші — *p*-елементи. В інертних *p*-елементів на зовнішньому енергетичному рівні — октет електронів. Чим ближче певний елемент розташований до інертного, тим сильніше його атоми прагнуть приймати електрони, а отже, тим сильніше виражені неметалічні й окисні властивості.

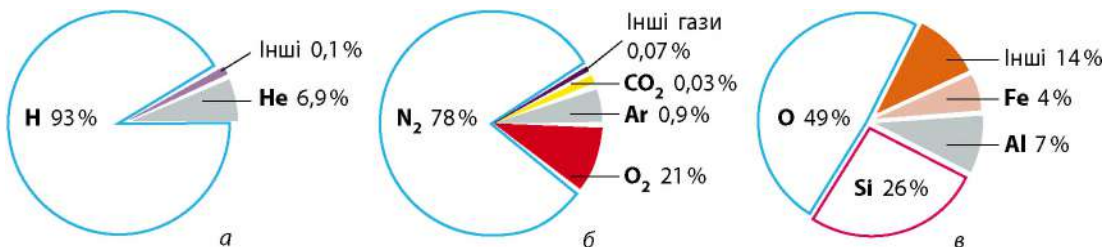
Поширеність неметалічних елементів у природі

У природі трапляються атоми всіх неметалічних елементів, окрім Оганессона, що одержаний штучно під час ядерних реакцій.

У Всесвіті з усієї кількості атомів 93 % припадає на атоми Гідрогену, 6,9 % — на атоми Гелію. Отже, неметалічні елементи — найпоширеніші у Всесвіті (мал. 15.2, а).

Можна також упевнено говорити, що і на нашій планеті «панують» неметалічні елементи. Основні компоненти повітря — азот N_2 , кисень O_2 , аргон Ar , водяна пара H_2O , вуглекислий газ CO_2 тощо — утворені саме неметалічними елементами. Отже, атмосфера Землі складається тільки з неметалічних елементів (мал. 15.2, б).

Неметалічні елементи також переважають у літосфері (мал. 15.2, в): майже половина її маси — це сполуки Оксигену, а чверть — Силіцію. До тих 14 %, що припадають на інші елементи земної кори, разом із металічними елементами належать також усі інші неметалічні елементи у складі різних сполук.



У Всесвіті (у відсотках від загальної кількості атомів)

У сухому повітрі поблизу поверхні Землі

У земній корі (у відсотках від загальної маси)

Мал. 15.2. Поширеність неметалічних елементів у природі

Світовий океан на 96,5 % складається з води (сполука двох неметалічних елементів), усе інше припадає на солі, у складі яких також багато неметалічних елементів: Хлор (хлорид-іони), Бром (бромід-іони), Сульфур (у складі сульфат-іонів), Карбон (у складі карбонат- та гідрогенкарбонат-іонів), Оксиген тощо.

Неметали. Явище алотропії

Неметалічні елементи утворюють прості речовини — неметали. Для всіх неметалів характерні атомні або молекулярні кристалічні ґратки, зокрема, й для простих речовин, утворених напівметалічними елементами. Попри те, що цим речовинам притаманна електропровідність, атоми в них сполучені ковалентними зв'язками й утворюють атомні кристалічні ґратки.

Будова речовин зумовлює більшість фізичних властивостей, спільних для неметалів:

- мають переважно невисокі температури плавлення та кипіння, тому неметали за звичайних умов газуваті (водень, фтор, інертні гази тощо), рідкі (бром) або легкоплавкі тверді речовини;
- не проводять електричний струм (за винятком напівметалів, що є напівпровідниками);
- у твердому агрегатному стані крихкі та непластичні;
- багато неметалів мають характерне забарвлення (окрім напівметалів, що мають металічний блиск).

Хоча відомо 25 неметалічних елементів, простих речовин-неметалів існує значно більше. Це зумовлено тим, що атоми одного хімічного елемента можуть утворювати дві або більше простих речовин, різних за будовою та властивостями. Це явище називають *алотропією*, а прості речовини — *алотропними модифікаціями*:



Алотропні модифікації — це прості речовини, утворені атомами одного хімічного елемента.

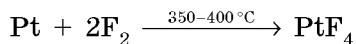
Деякі хімічні елементи утворюють лише одну просту речовину, наприклад, галогени та інертні гази. Але більшість елементів у природі утворюють кілька алотропних модифікацій. Найпоширеніші алотропні модифікації неметалічних елементів ми розглянемо в наступних параграфах.

Хімічні властивості неметалів

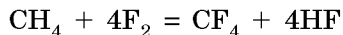
1. Окисні властивості. Атоми неметалічних елементів прагнуть прийняти електрони для отримання октету електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Отже, найбільш характерними для неметалів є окисні властивості, які найсильніше виражені в галогенів.

Один із галогенів — фтор — найсильніший окисник серед усіх речовин:

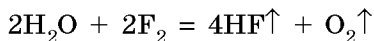
- фтор окиснює навіть малоактивні метали:



- в атмосфері фтору згоряють органічні речовини:

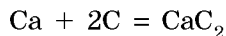
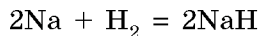


- в атмосфері фтору горить навіть вода:

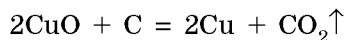
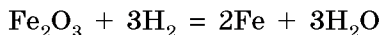


- під час нагрівання фтор окиснює й інертні гази: $\text{Xe} + \text{F}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{XeF}_2$

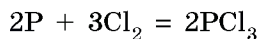
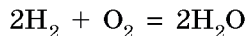
В інших неметалів окисні властивості не такі сильні. Неметали зі слабкими окисними властивостями, наприклад водень та вуглець, виявляють окисні властивості в реакціях із металами:



2. Відновні властивості. Атоми неметалічних елементів можуть також віддавати електрони, якщо взаємодіють із сильнішим окисником. Найпоширеніші відновники серед неметалів — водень і вуглець. Їх використовують для добування металів з оксидів:



Також неметали виявляють відновні властивості в реакціях з іншими неметалами, які є активнішими окисниками:



Леткі сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном

Багато хімічних елементів утворюють сполуки з Гідрогеном. Але характерною особливістю неметалічних елементів є те, що їхні сполуки з Гідрогеном леткі, тож вони мають молекулярні кристалічні ґратки і за звичайних умов перебувають у рідкому (вода та гідроген флуорид) або газуватому агрегатному стані.

Водні розчини більшості летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном — це кислоти, амоніак і фосфін у водному розчині є слабкими основами, а інші не виявляють кислотно-основні властивості (мал. 15.3).

		Група				
		IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2 період		BH₃ боран	CH₄ метан	NH₃ амоніак	H₂O вода	HF гідроген флуорид
3 період			SiH₄ силан	PH₃ фосфін	H₂S гідроген сульфід	HCl гідроген хлорид
4 період			GeH₄ герман	AsH₃ арсин	H₂Se гідроген селенід	HBr гідроген бромід
	5 період			SbH₃ стибін	H₂Te гідроген телурид	HI гідроген йодид

Мал. 15.3. Леткі сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном. Кольором позначено кислотно-основний характер їх водних розчинів: ● — не виявляють кислотно-основні властивості, ● — виявляють основні властивості, ● — виявляють кислотні властивості

Лінгвістична задача

Грецькою *allos* означає «інший», а *tropos* — «поворот» або «властивість». Поясніть значення терміна «алотропні модифікації».



Ключова ідея

Неметалічні елементи — найпоширеніші в природі. Їхні атоми прагнуть приймати електрони до утворення октету електронів на зовнішньому енергетичному рівні, унаслідок чого для них більш характерні окисні властивості.



Контрольні запитання

200. Схарактеризуйте місце неметалічних елементів у Періодичній системі та особливості будови електронних оболонок їхніх атомів.
201. Які елементи називають напівметалічними? Чому вони зветься саме так?
202. Схарактеризуйте поширеність неметалічних елементів у Всесвіті, повітрі, Світовому океані й земній корі.
203. Схарактеризуйте загальні фізичні та хімічні властивості неметалів.
204. Дайте визначення термінів «алотропія» та «алотропні модифікації».
205. Які речовини називають леткими сполуками з Гідрогеном? Наведіть приклади.



Завдання для засвоєння матеріалу

206. Використовуючи значення електронегативностей (див. Періодичну систему на форзаці), визначте тип хімічного зв'язку в летких сполуках із Гідрогеном.
207. Схарактеризуйте окисні властивості неметалів на прикладі хлору та відновні властивості неметалів на прикладі вуглецю. Складіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 208.** У додаткових джерелах інформації знайдіть відповіді на такі запитання:
- Чому можливе існування кількох алотропних модифікацій одного хімічного елемента?
 - Чому деякі хімічні елементи утворюють лише одну речовину, а інші — декілька?
- 209.** Чому, на вашу думку, на малюнку 15.2 не наведено формул летких сполук із Гідрогеном неметалічних елементів 1, 7 та 8 періодів, а також VIIIA групи?
- 210.** Температура плавлення аргону $-189,4^{\circ}\text{C}$, а радіус його атомів $0,191\text{ нм}$. У ксенону температура плавлення $-111,8^{\circ}\text{C}$ і атомний радіус $0,218\text{ нм}$. Чи можливо передбачити температуру плавлення та атомний радіус криптону? Порівняйте передбачені вами величини з довідковими.

§ 16. Галогени. Хлор

Пригадайте: будову електронної оболонки атомів Хлору в основному та збудженому станах (за § 3).

Загальна характеристика галогенів

Галогенами називають хімічні елементи VIIA групи Періодичної системи — Флуор F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I і Астат At. Слово «галогени» утворено від грецьких слів *галос* — «сіль» і *генос* — «народжую» і означає «ті, що народжують солі». У XIX ст. Хлор так і називали — «солерод», підкреслюючи його здатність реагувати з металами з утворенням хлоридів — солей хлоридної кислоти. Аналогічні властивості характерні й для інших галогенів.

У Флуору найбільша електронегативність, тому для нього характерні лише два ступені окиснення: 0 (у F_2) і -1 (в усіх сполуках). Інші галогени виявляють різні ступені окиснення: як негативний -1 (із металічними елементами і Гідрогеном), так і позитивні ступені окиснення $+1$, $+3$, $+5$, $+7$ (із Флуором і Оксигеном).

Фізичні властивості хлору

- За звичайних умов — зеленувато-жовтий газ (у перекладі з грецької його назва означає «зеленувато-жовтий»);
- має характерний різкий задушливий запах, що нагадує запах «хлорки»;
- за охолодження до -34°C хлор перетворюється на жовто-зелену рідину, а за -101°C переходить у твердий стан;
- приблизно у 2,5 разу важчий за повітря;

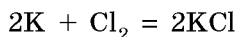


- за температури 20°C і нормального тиску в 1 об'ємі води розчиняється 3 об'єми хлору. Водний розчин хлору називають хлорною водою;
- отруйний, навіть у невеликих концентраціях подразнює слизову оболонку дихальних шляхів і спричиняє кашель. У випадку отруєння хлором слід вдихати випари суміші однакових об'ємів спирту й 10%-го розчину амоніаку.

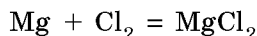
Хімічні властивості хлору

1. Взаємодія з металами. Хлор — сильний окисник і підтримує горіння багатьох простих і складних речовин. Деякі речовини спалахнуть під час занурення в посудину з хлором.

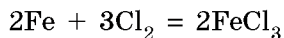
Активні метали, зокрема лужні, реагують із хлором без нагрівання:



Для реакції з хлором магній необхідно нагріти в полум'ї пальника. У хлорі він загоряється (хоча й не так блискуче, як на повітрі) з утворенням білого диму магній хлориду (мал. 16.1, *а*):



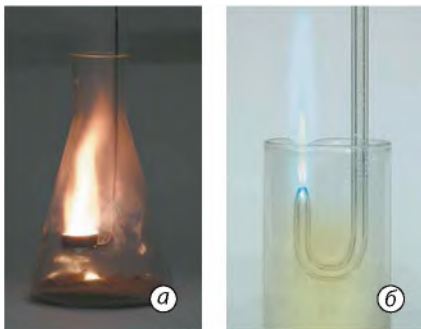
Залізо активно взаємодіє з хлором, якщо його заздалегідь розжарити, і окиснюється до ступеня окиснення +3. У посудині з хлором розжарені частинки заліза ще сильніше розігріваються, і в результаті реакції утворюється коричневий дим із дрібних кристаликів ферум(III) хлориду (мал. 16.1, *б*):



Хлор окиснює також і малоактивні метали, зокрема мідь. Розпечений до червоного мідний дріт у хлорі ще більше розжарюється та згоряє,

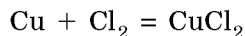


Мал. 16.1. Взаємодія з хлором магнію (*а*), заліза (*б*) і міді (*в*)



Мал. 16.2. Горіння у хлорі фосфору (а) та водню (б)

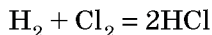
наповнюючи колбу бурим димом, що складається з частинок купрум(II) хлориду (мал. 16.1, в, с. 85):



2. Взаємодія з неметалами. Хлор активно взаємодіє з більшістю неметалів. Наприклад, фосфор займається у хлорі без нагрівання і згоряє сліпучим полум'ям. На стінках посудини утворюються безбарвні краплі фосфор(III) хлориду PCl_3 , які в надлишку хлору частково перетворюються на кристали вищого хлориду PCl_5 (мал. 16.2, а):



Водень на повітрі горить майже безбарвним полум'ям. Якщо газовідвідну трубку з воднем опустити в склянку з хлором, водень продовжує горіти, але полум'я змінює забарвлення на біле з ледь помітним зеленуватим відтінком (мал. 16.2, б). Поступово посудина наповнюється гідроген хлоридом, про утворення якого свідчить поява туману з отвору склянки:



Цікаво, що вугілля, яке швидко згоряє в кисні, із хлором не реагує. Хлор також не взаємодіє з киснем і азотом.

Застосування хлору

Щорічно у світі виробляється близько 30 млн тонн хлору.

- Більша частина хлору йде на одержання гідроген хлориду і хлоридної кислоти. Багато хлору використовують для хлорування органічних речовин.

- Методом хлорування одержують різноманітні пластмаси, засоби захисту рослин, барвники, ліки, розчинники.

- Хлор використовують у виробництві хлорного вапна, хлораміну, для вибілювання лляних і бавовняних тканин, паперу.

- Навіть у невеликих кількостях хлор знищує хвороботворні бактерії, тому його нарівні з хлораміном і озоном застосовують для знезараження питної води. Перед подачею до водогону питну воду хлорують — розчиняють у ній певну кількість хлору (не більше 0,002 г на літр). Перш ніж хлорована вода потрапить до споживачів, увесь хлор встигає перетворитися на хлоридну кислоту. Її концентрація у водопровідній воді настільки мала, що вона не відчутна на смак і не шкідлива для організму.

В Україні рідкий хлор виробляє підприємство АТ «ДніпроАзот».

Біологічне значення галогенів

Флуор є життєво необхідним для організму людини елементом. В організмі людини Флуор міститься переважно в зубній емалі у складі флуорапатиту $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$. За нестачі Флуору ($<0,5$ мг/л у питній воді) зубна емаль руйнується внаслідок вимивання Флуору з флуорапатиту, що є причиною карієсу. Надлишок Флуору (>1 мг/л у питній воді) спричиняє флюороз — захворювання зубів і кісток.

Хлор — один із найважливіших біогенних елементів, він міститься у складі всіх живих організмів. У тварин і людини хлорид-іони беруть участь у гомеостазі — підтримці сталого складу біологічних рідин організмів. У шлунку людини хлорид-іони створюють сприятливе середовище для дії ферментів шлункового соку.

Хлор — життєво важливий елемент для рослин. Він необхідний для утворення кисню в процесі фотосинтезу, поглинання коренями кисню, сполук Калію, Кальцію, Магнію. Але надмірна концентрація хлорид-іонів у рослинах, що виникає в разі засоленого ґрунту, знижує вміст хлорофілу та активність фотосинтезу, сповільнює ріст і розвиток рослин.

Бром у вигляді простої речовини дуже шкідливий. Уже за вмісту випарів броду в повітрі близько 0,001 % (за об'ємом) відбувається подразнення слизових оболонок, запаморочення, а за більших концентрацій — судом м'язів горла. Рідкий бром у разі потрапляння на шкіру спричиняє хворобливі опіки. Сполуки Броду мають заспокійливу дію, їх використовують для виготовлення спеціальних лікарських препаратів.

Йод міститься в усіх живих організмах. Його вміст у рослинах залежить від умісту сполук Йоду в ґрунті й воді. Деякі морські водорості (морська капуста, або ламінарія, фукус тощо) накопичують до 1% Йоду. У тварин і людини Йод міститься у складі тиреоїдних гормонів щитоподібної залози — тироксину і трийодтироніну, які мають багатобічну дію на ріст, розвиток і обмін речовин організмів.



Ключова ідея

Галогени, і Хлор зокрема, є поширеними в природі речовинами, елементи-галогени — біологічно важливі елементи, виявляють переважно окисні властивості.



Контрольні запитання

211. Схарактеризуйте місце елементів-галогенів у Періодичній системі та їхні загальні властивості.
212. Чому для Флуору можливі лише два ступеня окиснення?
213. Який із галогенів є найсильнішим окисником?
214. Схарактеризуйте фізичні й хімічні властивості та застосування хлору.
215. Схарактеризуйте біологічне значення галогенів.
216. Порівняйте хімічну активність хлору з активністю інших галогенів.



Завдання для засвоєння матеріалу

217. Для рівняння реакції хлору з воднем складіть електронний баланс, укажіть окисник і відновник.
218. Зобразіть розподіл електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів Хлору в основному та збудженому станах. Схарактеризуйте можливі валентні стани та ступені окиснення Хлору.
219. Визначте ступені окиснення Хлору в сполуках: Cl_2 , HCl , NaCl , AlCl_3 , PCl_5 , ClF_3 , Cl_2O , KClO_3 , HClO_2 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$.
220. Складіть електронний баланс для реакцій. Укажіть окисник і відновник:
 - а) $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
221. Силіцій реагує з хлором, утворюючи вищий хлорид. Складіть рівняння реакції, електронний баланс для неї, укажіть окисник і відновник.
222. Етин в атмосфері хлору горить кіптявим полум'ям. Складіть рівняння цієї реакції.

Комплексні завдання

223. У скільки разів хлор важчий за повітря? Обчисліть густину хлору за нормальних умов.
224. Густина хлору за температури 20°C становить $2,96 \text{ г/л}$. За цих умов в одному об'ємі води максимально розчиняється три об'єми хлору. Обчисліть масову частку хлору в насиченому розчині.
225. Хлор добре розчиняється в органічних розчинниках, наприклад у тетрахлорометані: у 100 мл розчинника за температури 20°C розчиняється 5480 мл хлору. Обчисліть масову частку хлору в цьому розчині, якщо відомо, що густина тетрахлорометану дорівнює $1,63 \text{ г/мл}$, а хлору — $2,96 \text{ г/л}$.
226. Який об'єм хлору необхідний для реакції з воднем об'ємом 25 л ? Який об'єм хлороводню утвориться?

227. Під час взаємодії фосфору з хлором одержали фосфор(III) хлорид масою 13,75 г. Обчисліть об'єм витраченого хлору (н. у.), якщо відносний вихід продукту реакції становить 75%.
228. Гідроген хлорид, одержаний спалюванням водню об'ємом 10 л (н.у.) у хлорі, розчинили у воді об'ємом 1 л. Обчисліть масову частку кислоти в отриманому розчині.
229. Обчисліть об'єм хлору (н. у.), що утвориться під час взаємодії хлоридної кислоти з манган(IV) оксидом масою 17,4 г, якщо відносний вихід продукту реакції становить 80%. Взаємодія відбувається за схемою:
$$\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$

Завдання з розвитку критичного мислення

230. Хлоровмісні суміші часто застосовують для вибілювання бавовни, паперу та інших матеріалів вуглеводної природи. Але вони непридатні для відбілювання вовни й шовку. Запропонуйте пояснення цього факту.
231. Карл Шеєле, який відкрив хлор 1774 року, писав про нього так: «Комахи в ньому негайно гинуть», «Синій лакмусовий папір стає майже білим, усі червоні, сині квіти й навіть зелені рослини жовтіють», «Ані луги, ані кислоти вже не відновлюють первісного забарвлення квітів і листя». Які властивості хлору описав Шеєле?

Міні-проекти

232. У додаткових джерелах знайдіть інформацію щодо способів знезараження питної води без використання хлору та сполук Хлору. Порівняйте їх із хлоруванням води. Визначте переваги та недоліки цих методів.
233. Дослідіть властивості будь-якого комерційно доступного хлоровмісного побутового засобу для вибілювання.

Дотримуйтеся правил безпеки:

- працювати необхідно обов'язково в гумових рукавичках;
- у разі потрапляння засобу на шкіру необхідно негайно змити речовину під струменем води;
- уникайте потрапляння засобу на металеві поверхні.

Приготуйте розчин вибілювача згідно з рекомендаціями в інструкції до цього засобу. Випробуйте дію приготованого розчину (кімнатної температури та теплою) на кольорових тканинах, кольоровому папері, пелюстках квіток. На невеликих аркушах білого паперу зробіть написи кольоровими ручками, олівцями й фломастерами різних типів. Перевірте дію на них вибілюючого засобу. Після перебування всіх предметів у вибілюючому розчині ретельно промийте їх під струменем води. Поясніть свої спостереження.

§ 17. Гідроген хлорид. Хлоридна кислота

Пригадайте:

- реакції обміну відбуваються, якщо в реакції утворюється вода, газувата або нерозчинна речовина;
- амфотерними називають речовини, що виявляють як кислотні, так і основні властивості, до яких належать оксиди та гідроксиди Цинку, Алюмінію тощо.

Фізичні властивості гідроген хлориду і хлоридної кислоти

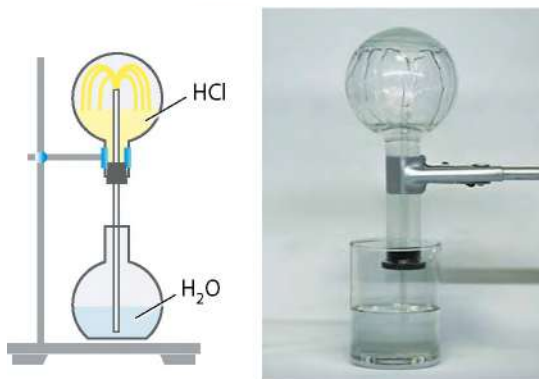
Гідроген хлорид, або хлороводень:

- безбарвний газ із різким неприємним запахом, важчий за повітря;
- $t_{\text{кип.}} = 85^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -114^\circ\text{C}$;
- отруйний, його вдихання спричиняє кашель, задуху, запалення дихальних шляхів. У разі контакту зі слизовою оболонкою очей може спричинити хімічні опіки;
- один із найбільш розчинних у воді газів: за кімнатної температури в 1 об'ємі води розчиняється близько 450 об'ємів хлороводню;
- взаємодіючи з водяною парою, хлороводень утворює туман.

Якщо товстостінну колбу наповнити гідроген хлоридом і з'єднати її з водою, то як тільки в колбу потрапляють перші краплі води, вони поглинають хлороводень, і вода із силою вривається всередину (мал. 17.1). Якщо заздалегідь додати у воду лакмус, то після потраплення в колбу він стає червоним.

Розчин гідроген хлориду у воді називають **хлоридною кислотою**.

Масова частка гідроген хлориду в насиченому за кімнатної температури розчині становить близько 40 %. Промислові підприємства випускають переважно концентрований розчин, у якому масова частка HCl становить 37 %.



Мал. 17.1. Розчинення хлороводню у воді



**Йоган Рудольф Глаубер
(1604–1670)**

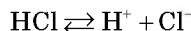
Відомий німецький алхімік і лікар. Уперше добув хлоридну кислоту

Концентрована хлоридна кислота зазвичай безбарвна рідина, але іноді містить домішки, які надають їй жовтуватого забарвлення.

Хлоридна кислота має запах гідроген хлориду, а на вологому повітрі сильно димить — частково втрачає хлороводень.

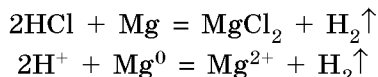
Хімічні властивості гідроген хлориду і хлоридної кислоти

1. Електролітична дисоціація. Хлоридна кислота — сильна кислота і у водних розчинах існує у вигляді йонів:



Цей процес зумовлює те, що хлоридна кислота змінює забарвлення індикаторів та виявляє всі загальні властивості кислот.

2. Взаємодія з активними металами. Метали, що розташовані в ряду активності між натрієм та свинцем, витісняють водень із хлоридної кислоти:



Як видно з йонно-молекулярного рівняння, у цій реакції аніони кислотних залишків формально участі не беруть.

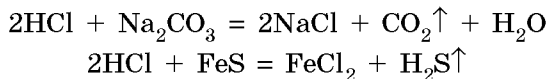
Свинець, хоча він і активніший за водень, не взаємодіє з хлоридною кислотою, оскільки під час контакту з нею покривається плівкою нерозчинного хлориду, що перешкоджає реакції.

3. Взаємодія з речовинами, що виявляють основні властивості. Кислоти є хімічними протилежностями основ, тому хлоридна кислота реагує з усіма речовинами, що виявляють основні властивості:

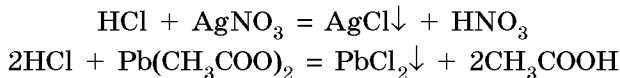
- з основними оксидами: $2\text{HCl} + \text{CuO} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- з амфотерними оксидами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
- із лугами: $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- з амфотерними гідроксидами: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- із нерозчинними основами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

В усіх цих реакціях утворюється вода, що є одним із критеріїв можливості перебігу реакцій обміну.

4. Взаємодія із солями. Хлоридна кислота взаємодіє із солями, якщо в результаті реакції утворюється газувата речовина:



або нерозчинна у воді речовина:



Застосування гідроген хлориду і хлоридної кислоти

Гідроген хлорид та хлоридна кислота — дуже важливі промислові речовини для органічного та неорганічного синтезу.

Гідроген хлорид використовують для одержання хлоропохідних органічних речовин. Із вінілацетилену та гідроген хлориду одержують хлоропрен, що є мономером для виробництва хлоропренового каучуку. Більшу частину гідроген хлориду витрачають на виробництво хлоридної кислоти.

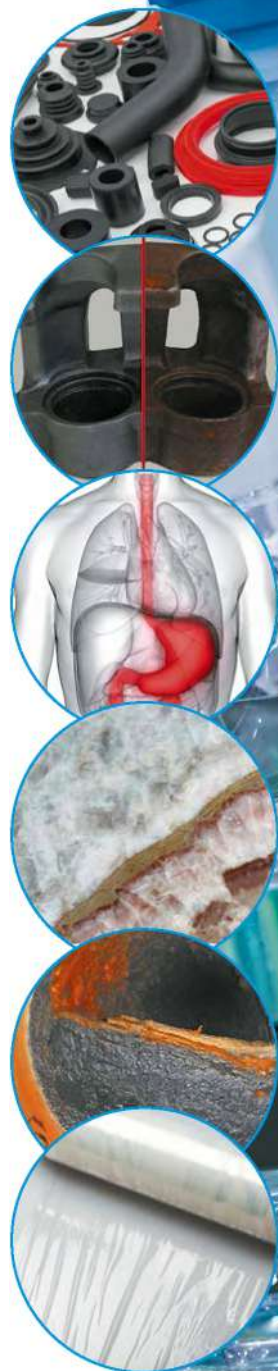
Хлоридну кислоту використовують для травлення сталі — очищення її поверхні від залишків іржі. Після цього метали можна паяти та наносити на їхню поверхню захисне покриття з тонкого шару інших металів. Щоб хлоридна кислота не реагувала з металами, до неї додають інгібітори. Таку кислоту можна зберігати й перевозити в сталевих цистернах.

Дуже розбавлена (0,2–0,5%) хлоридна кислота міститься в шлунковому соку і сприяє травленню. Хлоридна кислота створює у шлунку кислотне середовище ($\text{pH} = 1\text{--}3$), що спричиняє загибель хвороботворних бактерій. У разі недостатньої кислотності шлункового соку лікарі призначають 0,1%-ву хлоридну кислоту.

Геологи використовують хлоридну кислоту для виявлення карбонатних порід і мінералів, наприклад мармуру, завдяки виділенню вуглекислого газу під час взаємодії хлоридної кислоти з карбонатами.

Хлоридною кислотою очищають котли та труби котельних від карбонатного накипу. Також хлоридну кислоту використовують для очищення бурового обладнання, яке забруднюється карбонатними породами в процесі буріння свердловин.

Великі обсяги хлоридної кислоти витрачають для одержання її солей — хлоридів, які також широко застосовують. Зокрема, для добування титан(IV) хлориду TiCl_4 , одного з компонентів каталізатора Циглера—Натта, без якого сьогодні неможливе виробництво різноманітних полімерів.





Ключова ідея

Хлоридна кислота — одна з найважливіших кислот у різних галузях та є багатотоннажним продуктом хімічної промисловості.



Контрольні запитання

234. Чим відрізняється гідроген хлорид від хлоридної кислоти?

235. Схарактеризуйте фізичні властивості гідроген хлориду та хлоридної кислоти.



Завдання для засвоєння матеріалу

236. Які відмінності дії на іржавий цвях чистої хлоридної кислоти й хлоридної кислоти, що містить інгібітор? Напишіть рівняння реакцій.

237. Як довести, що у складі хлоридної кислоти містяться Гідроген і Хлор? Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.

238. Яку властивість хлоридної кислоти використовують для травлення сталі?

239. Які кристалічні ґратки характерні для твердого гідроген хлориду?

240. Наведіть рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості хлоридної кислоти.

241. Із переліку речовин випишіть ті, з якими взаємодіє хлоридна кислота. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, Zn , CO_2 , Fe_2O_3 , Hg , Cl_2 , K_2CO_3 , NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3 , FeCO_3 , MgSO_4 , Al .

242. Складіть два молекулярні рівняння реакцій, що відповідають йонно-молекулярному рівнянню: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$.

243. Складіть рівняння реакцій для здійснення перетворень за схемами:

а) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}$;

б) $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{PbCl}_2$.

Комплексні завдання

244. Обчисліть відносну густину гідроген хлориду за повітрям.

245. Посудину певного об'єму заповнили гідроген хлоридом та з'єднали її з посудиною, у яку налили воду. Вода повністю заповнила посудину. Обчисліть масову частку хлоридної кислоти в посудині. Молярний об'єм газу за умов досліду дорівнює 24 л/моль.

246. Обчисліть масу хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 36,5 %, яку можна одержати, використовуючи хлор об'ємом 44,8 м³ (н. у.).

247. За певних умов відносний вихід продукту реакції синтезу гідроген хлориду з простих речовин від теоретично можливого становить 95 %. Обчисліть масу гідроген хлориду, яку можна добути з хлору масою 106,5 кг за цих умов.

Завдання з розвитку критичного мислення

248. Чому гідроген хлорид не можливо одержати взаємодією розчину кухонної солі з розбавленою сульфатною кислотою?

249. За підвищеного тиску гідроген хлорид скраплюється в рідину, що не проводить електричний струм. Чому електричні властивості скрапленого гідроген хлориду та хлоридної кислоти відрізняються?
250. Чи можна збирати гідроген хлорид способом витиснення води, подібно до кисню? Відповідь поясніть.

Міні-проекти

251. Опишіть використання образів чумаків та діяльність щодо добування, транспортування й використання кухонної солі в художніх творах.

§ 18. Розв'язання задач за рівняннями реакцій, якщо один із реагентів узятو в надлишку

Під час хімічних взаємодій речовини витрачаються тільки в стехіометричних співвідношеннях, тобто в тих співвідношеннях, у яких вони зазначені в рівнянні хімічної реакції. Якщо одного з реагентів взято більше, то він наявний у надлишку і під час реакції витратиться не повністю. Кількісні дані про цей реагент **не можна** використовувати під час розрахунків за хімічним рівнянням, оскільки в реакцію вступає тільки певна частина цього реагенту. Тому перед розрахунками за рівнянням реакції необхідно визначити, який із реагентів подається в надлишку, а який — у нестачі.

Такий тип задач (часто їх називають «задачі на надлишок та нестачу») досить просто виявити: в умові зазначено масу, кількість речовини або об'єм для обох реагентів, хоча зазвичай для розрахунків за хімічним рівнянням достатньо знати відомості лише про один реагент.

Для того щоб визначити, який із реагентів узято в надлишку, можна скористатися простим правилом. Як вам відомо, відношення кількості речовини реагентів до їхніх стехіометричних коефіцієнтів дорівнюють одне одному.

Отже, для реакції: $aA + bB \rightarrow cC$

справедливим є співвідношення $\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c}$

- Якщо в умові задачі дано кількісні дані про два реагенти, необхідно перевірити, який із реагентів узято в надлишку.
- Для визначення необхідно порівняти відношення кількості речовини реагентів А та В до їхніх стехіометричних коефіцієнтів a і b

$$\frac{n(A)}{a} < \text{або} > \frac{n(B)}{b}$$
- Для обчислення за хімічними рівняннями потрібно використовувати кількісні дані про реагент, який узято в нестачі

Якщо речовина В наявна в надлишку щодо речовини А, то:

$$\frac{n(\text{A})}{a} < \frac{n(\text{B})}{b}$$

Отже, щоб визначити, який із реагентів узято в надлишку, необхідно обчислити кількість речовини обох реагентів і розділити їх на стехіометричні коефіцієнти з рівняння реакції. Для реагенту, що наявний у надлишку, це відношення буде більшим.

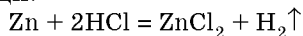
Задача 1. Цинк масою 32,5 г помістили в хлоридну кислоту, у якій маса HCl дорівнює 109,5 г. Визначте об'єм водню (н. у.), що виділиться під час реакції.

Розв'язання:

Визначимо, яка з речовин у надлишку. Для цього спочатку обчислимо кількість речовини кожного реагенту:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{32,5 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}, \quad n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{109,5 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 3 \text{ моль}$$

Запишемо рівняння реакції:



Для нього має бути правильним співвідношення: $\frac{n(\text{Zn})}{1} = \frac{n(\text{HCl})}{2}$

У нашому випадку отримуємо нерівність: $\frac{0,5 \text{ моль}}{1} < \frac{3 \text{ моль}}{2}$

Робимо висновок, що хлоридну кислоту взято в надлишку, і вона взаємодіє не повністю. Тому її кількість речовини не можна використовувати для обчислень.

Визначаємо об'єм водню, що утворюється під час взаємодії 0,5 моль цинку із хлоридною кислотою.

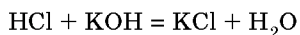
За рівнянням реакції: $n(\text{Zn}) = n(\text{H}_2)$, отже, водню виділяється також 0,5 моль. Тоді $V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ моль/л} = 11,2 \text{ л}$.

Відповідь: виділиться 11,2 л водню.

Задача 2. Змішали два розчини з однаковими масами: хлоридну кислоту та розчин калій гідроксиду, у яких масові частки обох реагентів також однакові. Визначте, яке середовище (кислотне чи лужне) буде в розчині після зливання двох реактивів.

Розв'язання:

Кислотність середовища визначають за наявністю в розчині кислоти чи луку. Оскільки хлоридна кислота нейтралізує луг у реакції:



то в утвореному розчині кислотність визначатиметься тим реагентом, що був у надлишку.

Маси розчинів та масові частки речовин у них однакові, отже, й маси кислоти та луку однакові, позначимо їх як x г. Визначимо, яка з речовин у надлишку:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{x \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = \frac{x}{36,5} \text{ моль}$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{x \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = \frac{x}{56} \text{ моль}$$

За рівнянням реакції хлоридна кислота та калій гідроксид взаємодіють в однакових кількостях, тож має бути рівність:

$$\frac{n(\text{HCl})}{1} = \frac{n(\text{KOH})}{1}, \text{ але в нашому випадку маємо: } \frac{x \text{ моль}}{36,5} > \frac{x \text{ моль}}{56}$$

Робимо висновок, що кислоту було взято в надлишку, отже, в утвореному розчині буде кислотне середовище.

Відповідь: кислотне середовище.



Ключова ідея

Речовини вступають у хімічні взаємодії лише в стехіометричних співвідношеннях відповідно до рівняння реакції. Такі співвідношення дозволяють визначити, яку речовину взято в надлишку, а яку — у нестачі.

Комплексні завдання

252. Для одержання гідроген хлориду змішали хлор масою 14,2 г та водень масою 6 г. Обчисліть об'єм одержаного гідроген хлориду (н. у.) і масу реагенту, що залишиться.
253. До цинку масою 6,5 г додали хлоридну кислоту масою 150 г із масовою часткою гідроген хлориду 20 %. Обчисліть об'єм виділеного газу (н. у.).
254. До розчину натрій хлориду масою 100 г із масовою часткою солі 2 % долили розчин аргентум(I) нітрату такої самої маси з масовою часткою солі 1 %. Обчисліть масу осаду, що утвориться.
255. Кальцій карбонат масою 150 г залили розчином хлоридної кислоти масою 1 кг із масовою часткою кислоти 5 %. Обчисліть масову частку солі в отриманому розчині.
256. Цинк масою 13 г сплавили із сіркою масою 7 г. Продукт реакції обробили надлишком хлоридної кислоти. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділився.
257. Обчисліть об'єм газуватого сульфур(VI) оксиду, який можна добути із сульфур(IV) оксиду об'ємом 150 л та кисню об'ємом 100 л.
258. Обчисліть масу гідроген сульфїду, що утвориться під час взаємодії сірки масою 5,6 г і водню об'ємом 5,6 л (н. у.).
259. Змішали розчини сульфатної кислоти і барій хлориду масою по 500 г. Масова частка кислоти в початковому розчині становить 10,4 %, а барій хлориду — 20,8 %. Обчисліть масу утвореного осаду.
260. До розчину, що містить 14 г сульфатної кислоти, додали купрум(II) гідроксид масою 12 г. Обчисліть масу утвореної солі та масу надлишкової речовини, що не прореагувала.

261. Обчисліть масу амоніаку, яку можна добути, використовуючи азот масою 98 кг та водень масою 10 кг.

Завдання з розвитку критичного мислення

262. Як ви вважаєте, з якою метою під час проведення експериментів у лабораторіях і промисловості ту чи іншу речовину беруть у надлишку? Чи будь-яку речовину можна брати в надлишку?

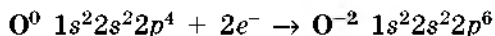
§ 19. Оксиген. Кисень і озон

Пригадайте: що таке алотропні модифікації (за § 15).

Оксиген

Оксиген — елемент 2 періоду, VIA групи. Вільних орбіталей на другому енергетичному рівні в атомів Оксигену немає, тому розпарування електронів неможливе, і Оксиген завжди двовалентний.

Електронегативність Оксигену найбільша після Флуору, тому він забирає електрони в атомів усіх інших елементів. Переважно забирає два електрони, тому найпоширеніший ступінь окиснення Оксигену –2:



У пероксидах ступінь окиснення Оксигену –1, наприклад у гідроген пероксиді H_2O_2 . І тільки з Флуором Оксиген утворює сполуки з позитивним ступенем окиснення: OF_2 , O_2F_2 .

Алотропні модифікації Оксигену

Найпоширенішими алотропними модифікаціями Оксигену є кисень O_2 та озон O_3 . Утім, учені виявили вкрай нестійкі молекули O_4 , а 2006 року з'ясували, що за тиску 10 ГПа утворюються кристали червоного кисню з молекулами O_8 .

Кисень:

- за звичайних умов газ без кольору, смаку та запаху, рідкий кисень — рухома біло-блакитна рідина, твердий — сині кристали;
- розчинність у воді: за 0°C в 1 л води розчиняється 4,9 мл кисню, за 20°C — 3,1 мл;
- густина за нормальних умов 1,43 г/л;
- $t_{\text{кип.}} = -183^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -219^\circ\text{C}$;
- парамагнітний: рідкий та твердий кисень притягуються магнітом.



Озон:

- блакитний газ із різким характерним «металічним» запахом, рідкий озон має темно-синій колір, твердий — чорно-фіолетовий;
- розчинність у воді: за 0°C в 1 л води розчиняється 49,4 мл озону, за 25°C — 45,4 мл;
- густина за нормальних умов 2,14 г/л;
- $t_{\text{квп.}} = -112^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -197^\circ\text{C}$;
- виявляє слабкі парамагнітні властивості.

**Хімічні властивості кисню та озону**

Кисень — хімічно активна речовина, сильний окисник. За звичайних умов, за нагрівання та за наявності каталізатора він взаємодіє з усіма простими речовинами, окрім інертних газів (серед неметалів) та золота (серед металів). Багато реакцій із киснем є горінням, тобто супроводжуються полум'ям. У реакціях із неметалами утворюються несолетворні або кислотні оксиди:



У реакціях кисню з металами утворюються:

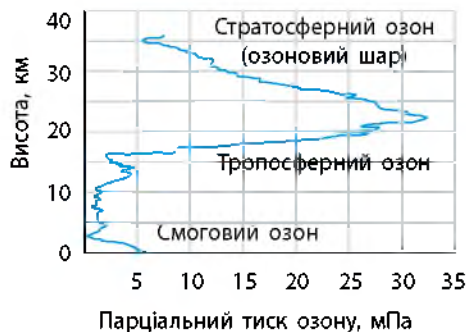
- пероксиди (із лужними металами): $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$;
- основні оксиди: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$;
- амфотерні оксиди: $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$.

Поширеність та біологічне значення кисню

Кисень з'явився на Землі близько 3 млрд років тому внаслідок появи процесу фотосинтезу в мікроорганізмах в океані (мал. 19.1). Сьогодні концентрація кисню в повітрі підтримується на сталому рівні



Мал. 19.1. До сьогодні більшість кисню, що утворюється на Землі, є продуктом фотосинтезу в океанському фітопланктоні



Мал. 19.2. Уміст озону в атмосфері на різних висотах

(близько 21 %). Киснем дихають рослини й тварини, як водні, так і наземні, і саме в цьому полягає його головне біологічне значення. Утім, вдихання чистого кисню може спричинити отруєння. Приміром, вдихання 90 % кисню протягом трьох діб спричиняє нудоту, судоми, пневмонію.

Поширеність озону

Озон небезпечний для життя. Він виявляє загальнотоксичну, канцерогенну й мутагенну дію. Гранично допустима концентрація (ГДК) озону в повітрі становить 0,1 мг/м³. Але озон майже відсутній у нижніх шарах атмосфери (мал. 19.2).

Озон в атмосфері утворюється під час грози (у мізерних кількостях) (мал. 19.3, а) або за наявності оксидів Нітрогену з викидів автотранспорту.

Також озон утворюється під час роботи приладів, у яких використовують йонізуюче випромінювання, зокрема лазерних принтерів та фотокопіювальних апаратів (мал. 19.3, б). Перебувати поблизу таких працюючих приладів тривалий час небезпечно для здоров'я. Кращий «індикатор» для визначення наявності озону — це ніс: як тільки ви починаєте відчувати запах озону, необхідно негайно провітрити приміщення.

Застосування озону

Біологічна дія озону зумовлена його сильними окисними властивостями: він окиснює біологічно активні речовини, що пригнічує життєдіяльність бактеріальних клітин. Навіть за низького вмісту в повітрі озон убиває хвороботворні мікроорганізми, тому його використовують для обробки овочесховищ, холодильних камер, дезінфекції приміщень у лікарнях (мал. 19.4),



а



б

Мал. 19.3. Озон утворюється в повітрі під час грози (а) та під час роботи приладів (б)



Мал. 19.4. Кварцову лампу використовують для дезінфекції приміщень. Ця лампа — джерело ультрафіолету, під дією якого в повітрі утворюється озон, що вбиває бактерії. Слід пам'ятати, що ультрафіолетове світло від цієї лампи шкідливе для очей!

стерилізації посуду. На деяких водоочисних станціях, перед подачею води у водогін, замість хлору крізь воду пропускають потужний струмінь збагаченого озоном повітря. Озонування води набагато безпечніше за хлорування, але значно дорожче, тому поки що не дуже поширене.

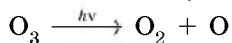
Озоновий шар. Біологічне значення озону

Життя на Землі без озону було б неможливим. Озон в атмосфері захищає біосферу Землі від згубного для всього живого ультрафіолетового випромінювання Сонця.

На висоті 15–20 км та 55–60 км атмосферний кисень поглинає ультрафіолетове випромінювання дуже небезпечного для життя діапазону, молекули кисню розпадаються на атоми, й утворюються молекули озону:



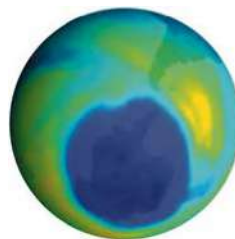
Молекули озону також поглинають ультрафіолет і розпадаються:



У такий спосіб молекули кисню й озону безперервно перетворюються одна на одну й разом із тим захищають живі організми на поверхні планети від ультрафіолету (мал. 19.5). Завдяки цим процесам до поверхні Землі потрапляє лише так званий «м'який ультрафіолет» у кількості десь 1 % від того, що йде від Сонця до Землі. Саме через «м'який» ультрафіолет виникає засмага, можуть статися сонячні опіки, а за дуже тривалого перебування на відкритому сонці навіть пошкодження шкіри. Утім, знищувальної дії він не має. Шар атмосфери, у якому відбувається утворення озону в розглянутий спосіб, називають *озоновим шаром*.



Мал. 19.5. Озоновий шар у стратосфері захищає живі організми на Землі від шкідливого ультрафіолетового випромінювання



Мал. 19.6. Озонова діра над Антарктидою (синім позначено ділянку зі зменшеним умістом озону). Її розмір та вміст озону коливаються залежно від пори року: від повної відсутності до доволі критичних розмірів. 2011 року вона «зачепила» південь Австралії, що спричинило суттєву зміну погоди — засуху



Пауль Йозеф Крутцен
(нар. 1933 р.)



Маріо Моліна
(нар. 1943 р.)



Франк Шервуд
Роуланд (1927–2012)



Лауреати Нобелівської премії 1995 р. за роботи з атмосферної хімії, особливо в частині процесів утворення та руйнування озонового шару

Природну рівновагу кисень–озон легко зруйнувати. Через людську діяльність у повітря потрапляють нітроген(II) оксид, флуорохлорофреони та флуоробромфреони (їх використовують у холодильниках і кондиціонерах). Ці речовини піднімаються на висоту озонового шару, де прискорюють руйнування озону та вповільнюють його утворення. Унаслідок цього може зменшитися вміст озону в озоновому шарі, що негативно вплине на захист Землі від небезпечного ультрафіолету.

Ділянку атмосфери, у якій концентрація озону менша за нормальну, називають *озоною дірою*. Велика озонна діра утворюється в серпні-вересні над Південним полюсом (мал. 19.6), але такі діри можуть з'явитися і над іншими ділянками Землі. 1989 року набув чинності так званий «Монреальський протокол», підписаний усіма країнами-членами ООН. Згідно з цим протоколом, країни мають за певний період відмовитися від виробництва речовин, що пошкоджують озоновий шар. Завдяки цьому сьогодні їх виробництво порівняно з 1989 роком знизилося вдвічі. Але шкідливі для озонового шару речовини доволі стійкі й можуть існувати в атмосфері десятки років. За прогнозами вчених, у разі повного виконання вимог Монреальського протоколу озонні діри зникнуть приблизно через 40 років.



Ключова ідея

Оксиген утворює дві дуже важливі для всього живого алотропні модифікації.



Контрольні запитання

- 263.** Порівняйте фізичні та хімічні властивості кисню й озону. Наведіть відповідні приклади.
- 264.** У результаті яких процесів може утворюватися озон?
- 265.** Що таке озонний шар і яке значення він має для життя на Землі?



Завдання для засвоєння матеріалу

- 266.** З огляду на будову молекул O_2 та O_3 поясніть відмінності в розчинності кисню та озону у воді.
- 267.** Відомо, що максимальний уміст кисню спостерігається в нижніх шарах атмосфери. У міру віддалення від поверхні Землі його вміст зменшується, а у верхніх шарах атмосфери кисень практично відсутній. Чим це можна пояснити?
- 268.** Озон важчий за кисень, але в атмосфері озон перебуває на більшій висоті за кисень. На вашу думку, чим це можна пояснити?
- 269.** Як ви вважаєте, чому підвищення вмісту озону в нижніх шарах атмосфери (тропосфері) є дуже небезпечним для людського організму, а у верхніх шарах атмосфери (стратосфері), навпаки, має позитивне значення?

Комплексні завдання

- 270.** Обчисліть масову частку кисню та озону в їх насичених розчинах за н. у.
- 271.** Обчисліть густину озону та повітря за нормальних умов. Порівняйте густину кисню та озону з густиною повітря.
- 272.** Кисень об'ємом 4,368 л (н. у.) пропустили через озонатор. Обчисліть масу добутого озону, якщо відносний вихід продукту реакції від теоретично можливого становить 35 %.
- 273.** Магній масою 6 г помістили в колбу об'ємом 10 л, після чого колбу заповнили чистим киснем. Уміст колби прожарили. Обчисліть масу утвореного оксиду за умови, що колбу заповнювали киснем за нормальних умов.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 274.** Як ви вважаєте, чи можна виділити чистий кисень із повітря дією магніту, якщо інші гази повітря не взаємодіють із магнітним полем?
- 275.** Уявіть, що перед вами дві однакові закриті колби, наповнені за однакових умов озоном і киснем. Як можна визначити, у якій із колб міститься кисень? Чи можна це дізнатися, не відкриваючи колби?
- 276.** Кожна молекула гемоглобіну Hb містить по чотири йони Феруму(2+) і в середньому приєднує по три молекули кисню: $Hb(\text{водн.}) + 3O_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \rightleftharpoons Hb(O_2)_3(\text{водн.})$. Використовуючи поняття про хімічну рівновагу, обговоріть виникнення гірської хвороби.
- 277.** Поясніть вплив різних речовин, що становлять загрозу для озонового шару, використовуючи поняття про хімічну рівновагу.
- 278.** В одному з джерел було написано, що оксиди Нітрогену спричиняють руйнування озонового шару внаслідок реакції $2NO + O_3 = N_2O + 2O_2$. Чи є ця інформація достовірною? Відповідь обґрунтуйте.

Міні-проекти

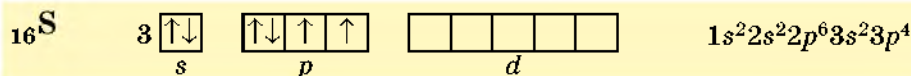
- 279.** Схарактеризуйте спосіб одержання чистого кисню та скраплення кисню за фантастичним романом О. Беляєва «Продавець повітря» або за однойменною його екранізацією. Висловіть свою думку щодо відповідності описаних подій сучасним науковим уявленням.

280. У додаткових джерелах знайдіть інформацію про процеси, які спричиняють утворення або руйнування озонового шару Землі. Чому існуюча озонна діра утворилася саме над Антарктидою? Чи можуть такі діри існувати в інших місцях?

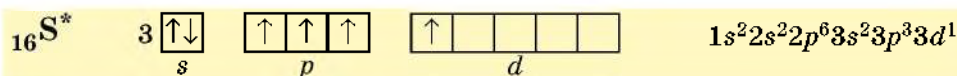
§ 20. Сульфур. Сірка

Сульфур

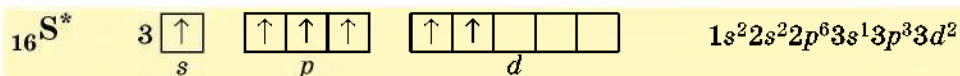
Сульфур — елемент 3 періоду VIA групи. Він є електронним аналогом Оксигену:



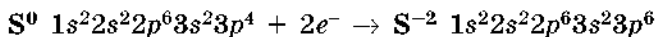
Завдяки цьому Сульфур реалізує валентність II та ступені окиснення -2 та $+2$. Але, на відміну від Оксигену, на зовнішньому рівні атомів Сульфору є вільні *d*-орбіталі, які можуть брати участь у розпаруванні електронних пар під час переходу атома у збуджений стан. Унаслідок розпарування однієї електронної пари реалізується чотиривалентний стан Сульфору і ступінь окиснення $+4$:



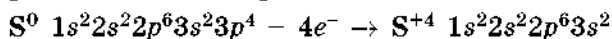
Унаслідок розпарування другої електронної пари реалізується шестивалентний стан і ступінь окиснення Сульфору $+6$:



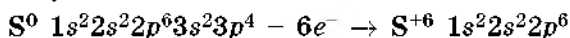
Для створення октету електронів на зовнішньому рівні атома Сульфору не вистачає двох електронів, тому у сполуках із Гідрогеном і металічними елементами Сульфур виявляє нижчий ступінь окиснення -2 :



Під час взаємодії з неметалами, електронегативність яких більша за Сульфур (Флуор, Хлор, Бром та Оксиген), його атоми найчастіше віддають чотири валентні електрони:



У разі втрати всіх шести валентних електронів Сульфур переходить у максимальний ступінь окиснення $+6$:



Ступінь окиснення $+2$ не дуже поширений і виявляється лише в сполуках із Флуором SF_2 , Хлором SCl_2 та Бромом SBr_2 .

Алотропні модифікації Сульфуру

Сульфур утворює три основні алотропні модифікації: ромбічна, моноклінна та пластична сірка. Вони відрізняються будовою молекул, формою кристалів і фізичними властивостями. За звичайних умов найстабільнішою є *ромбічна сірка* з молекулами S_8 , які нагадують корону (мал. 20.1). Назва цієї модифікації походить від форми її кристалів (мал. 20.2, а).

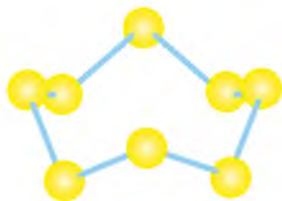
Якщо ромбічну сірку розплавити та повільно охолодити, то з розплаву кристалізується *моноклінна сірка*. Вона також складається з молекул S_8 , але від ромбічної відрізняється формою кристалів (мал. 20.2, б).

Якщо розплавлену сірку нагріти, то в діапазоні 160–190°C світло-жовта рідина чорніє, а циклічні молекули розриваються й об'єднуються в довгі ланцюги. За швидкого охолодження з такого розплаву утворюється третя алотропна модифікація — *пластична сірка* з формулою S_{∞} . За звичайних умов із часом моноклінна та пластична модифікації перетворюються на ромбічну сірку. Під час кипіння довгі ланцюги пластичної сірки розриваються, і у випарах сірка існує у вигляді двохатомних молекул S_2 .

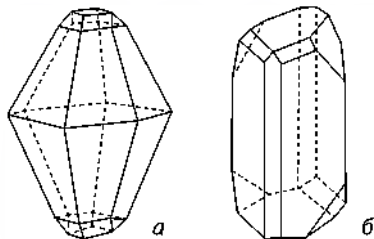
Сульфур утворює більш ніж десять алотропних модифікацій, що складаються з молекул S_6 , S_7 , S_8 , S_{20} тощо. Із них лише ромбічна сірка трапляється в природі.

Ромбічна сірка:

- світло-жовтий порошок або яскраво-жовті кристали з молекулярними кристалічними ґратками;
- крихка;
- нерозчинна у воді (мал. 20.3), розчиняється в органічних розчинниках (етанол, хлороформ, бензен тощо);
- густина 2,07 г/см³;
- $t_{\text{пл.}} = 112,8^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 444,5^\circ\text{C}$;
- стабільна за температури менше 95,4°C.



Мал. 20.1. Форма молекул сірки S_8



Мал. 20.2. Форма кристалів ромбічної (а) та моноклінної (б) сірки

Моноклінна сірка:

- темно-жовті голки з молекулярними кристалічними ґратками;
- крихка;
- нерозчинна у воді, розчиняється в неполярних органічних розчинниках (гексан, хлороформ, бензен тощо);
- густина 1,96 г/см³;
- $t_{\text{пл.}} = 119,3^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 444,5^\circ\text{C}$;
- стабільна за температури вище $95,4^\circ\text{C}$, за меншої температури перетворюється на ромбічну сірку.



Пластична сірка:

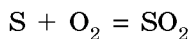
- темно-коричнева або темно-жовта аморфна речовина;
- еластична, гумоподібна;
- нерозчинна;
- густина 1,92 г/см³;
- плавиться в діапазоні температур, $t_{\text{кип.}} = 445^\circ\text{C}$;
- нестабільна, протягом кількох годин стає крихкою і перетворюється на ромбічну.



Хімічні властивості сірки

Сірка — хімічно активна речовина, доволі сильний окисник, хоча виявляє і відновні властивості. Різні алотропні модифікації сірки не дуже відрізняються за хімічними властивостями, тому в рівняннях реакцій зазвичай не зазначають склад молекул сірки, а записують просто S.

1. Реакції з неметалами. За звичайних умов сірка малоактивна. Під час нагрівання вона вступає в реакцію з киснем і згоряє ледь помітним синім полум'ям (мал. 20.4, с. 106):



Мал. 20.3. Хоча густина сірки більша за воду, але вона не змочується водою, тому порошкоподібна сірка не тоне у воді



Мал. 20.4. Горіння на повітрі сірки, що вилілася із жерла вулкана разом із лавою (вулкан Кава Іджен, Індонезія, вид уночі)



Мал. 20.5. Застосування сірки: *а* — для виробництва сульфатної кислоти; *б* — для виготовлення порошку; *в* — для знищення садових шкідників

2. Реакції з металами. За підвищеної температури сірка реагує також із багатьма металами, утворюючи сульфіді:

- із лужними металами (під час сплавляння): $S + 2Na = Na_2S$;

- з активними металами (за нагрівання): $3S + 2Al = Al_2S_3$.

Застосування сірки

Щорічно у світі виробляється близько 50 млн тонн сірки. Більшу частину цієї кількості одержують під час очищення від сірки природного газу та нафти.

- Близько 90% усієї добутої сірки йде на виробництво сульфатної кислоти (мал. 20.5, *а*).

- Сірку використовують у процесі вулканізації для перетворення каучуку на різні види гуми, а також для одержання органічних барвників, лікарських препаратів.

- Сірка є складовою порошку й інших піротехнічних сумішей (мал. 20.5, *б*).

- Сірчистим газом, що утворюється під час горіння сірки на повітрі, садівники навесні обкурюють плодові рослини (фруктові сади та теплиці) для знищення шкідників (мал. 20.5, *в*).

- Очищену сірку у вигляді мазей використовують для лікування захворювань шкіри.

Поширеність та біологічне значення Сульфуру

Сульфур — досить поширений на Землі елемент, він становить 0,1% маси земної кори (сьоме місце серед неметалічних елементів.)

На Землі існує багато покладів сірки. До того ж багато з них перебувають на поверхні, що дозволяє просто викопувати породу, а інші залягають на помірно невеликій глибині 200–500 м.

За розвіданими запасами сірки Україна посідає одне з перших місць у світі. Найбільші родовища сірки в Україні зосереджені переважно у Львівській та Івано-Франківській областях, але від кінця ХХ століття їх розробки призупинені або припинені внаслідок зменшення світового споживання сірки.

Сульфур міститься у складі багатьох речовин: у природі трапляється велика кількість сульфуровмісних сполук. Сульфідні руди містять багато цінних металічних елементів (мал. 20.6, а, б), тому ці руди є не лише джерелом Сульфуру, а й сировиною для добування металів. Також широко використовують сульфатні мінерали гіпс та алебастр (мал. 20.6, в, г).

Сульфур — один із біогенних елементів. Він міститься у складі амінокислот (цистеїн та метіонін). Саме завдяки Сульфуру залишки цих амінокислот у молекулах білків беруть участь в утворенні дисульфідних містків, що стабілізують третинну структуру білка. Також Сульфур є у складі деяких вітамінів (біотин, тіамін) і ферментів. Організм людини містить близько 2 г Сульфуру на 1 кг маси тіла.



Мал. 20.6. Природні сульфуровмісні мінерали: а — пірит FeS_2 ; б — халькопірит CuFeS_2 ; в — гіпс; г — алебастр



Ключова ідея

Сульфур — поширений у природі та важливий для існування життя елемент.



Контрольні запитання

281. Схарактеризуйте валентні стани та можливі ступені окиснення Сульфуру.
282. Порівняйте фізичні властивості різних алотропних модифікацій Сульфуру.
283. З якими речовинами сірка виявляє властивості окисника, а з якими — відновника?
284. Схарактеризуйте застосування сірки.
285. Схарактеризуйте поширеність та біологічне значення Сульфуру.



Завдання для засвоєння матеріалу

286. Взаємодія сірки з цинком відбувається так само, як і з алюмінієм. Складіть рівняння реакції та електронний баланс для цієї реакції.
287. Складіть рівняння реакцій утворення фосфор(III) сульфїду, натрій сульфїду, ферум(III) сульфїду з простих речовин. Укажіть окисник і відновник.

Комплексні завдання

- 288.** У якій природній речовині масові частки Сульфуру й Оксигену однакові?
- 289.** Визначте, у якій зі сполук — PbS , MnS , FeS , NiS , BaSO_4 — масова частка Сульфуру найбільша, а в якій — найменша. Чи можна відповісти на це запитання без обчислень?
- 290.** Скільки атомів Сульфуру міститься: а) у 2 моль цинкової обманки ZnS ; б) у 0,1 моль мірабіліту $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
- 291.** Обчисліть об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), що утворюється під час спалювання сірки масою 80 г.
- 292.** Змішали сірку й залізо масою по 56 г та прожарили. Обчисліть масу утвореної солі.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 293.** Як ви вважаєте, чому ромбічна та моноклінна сірки мають різні густини, різні температури плавлення, але однакову температуру кипіння?
- 294.** Як можна схарактеризувати кристалічні ґратки пластичної сірки?
- 295.** Як можна схарактеризувати розчинність пластичної сірки, ґрунтуючись на її будові?

§ 21. Гідроген сульфід. Сульфідна кислота

Пригадайте: значення водневих зв'язків для фізичних властивостей речовин (за § 7).

Фізичні властивості

Гідроген сульфід, або сірководень, H_2S — летка сполука Сульфуру з Гідрогеном. Він є електронним аналогом води, але за властивостями дуже відрізняється внаслідок неможливості утворення водневих зв'язків.

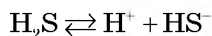
Гідроген сульфід:

- безбарвний газ, важчий за повітря, з характерним неприємним запахом тухлих яєць чи тухлого м'яса і солодкуватим смаком;
- помірно добре розчиняється у воді: 291 мл газу у 100 г води за 20°C ;
- $t_{\text{пл.}} = -83^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = -61^\circ\text{C}$; хоча молекула гідроген сульфідну майже у два рази важча за молекулу води, його температура кипіння на 160°C менша за температуру кипіння води через відсутність водневих зв'язків;
- дуже отруйний, негативно діє на нервову та серцево-судинну системи людини.

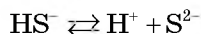
Сульфідна кислота — це розчин гідроген сульфідну у воді. Унаслідок обмеженої розчинності гідроген сульфідну виділяється із сульфідної кислоти і надає їй специфічного запаху. Сульфідна кислота не може бути концентрованою: навіть у насиченому розчині масова частка гідроген сульфідну не перевищує 0,5 %. Гідроген сульфідну у сульфідній кислоті повільно окиснюється киснем повітря, через що поступово з'являється осад сірки.

Хімічні властивості сульфідної кислоти

1. Електролітична дисоціація. Сульфідна кислота є двохосновною, у розчині вона дисоціює за двома стадіями. Але сульфідна кислота дуже слабка, за першою стадією в насиченому розчині дисоціює лише 0,2 % молекул. У такому розчині рН дорівнює близько 3,5, що відповідає не дуже кислотному середовищу, але цього достатньо для зміни кольору індикаторів. Під час дисоціації за першою стадією утворюються гідрогенсульфід-іони:



За другою стадією утворюється невелика кількість сульфід-іонів, оскільки на цій стадії дисоціюють лише мільйонні частки відсотка молекул:



2. Взаємодія з лугами. Сульфідна кислота дуже слабка, тому з основних речовин взаємодіє тільки з лугами (сильними основами). Через двохосновність вона утворює два види солей — сульфідиди та гідрогенсульфідиди:

- кислі (за нестачі лугу): $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
(натрій гідрогенсульфід)
- середні (за надлишку лугу): $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
(натрій сульфід)

Поширеність та застосування гідроген сульфідиду



У природі гідроген сульфід міститься в супутніх нафтових газах, природному та вулканічному газах. У незначній кількості він утворюється під час гниття білків, у складі яких є залишки молекул сульфуровмісних кислот. У малих кількостях міститься в кишечних газах тварин і людини.

У Чорному морі завглибшки 150–200 м у воді розчинено багато гідроген сульфідиду, тому на цих глибинах майже відсутнє життя.

Проходячи крізь підземні скупчення води, вулканічні гази утворюють сірководневі гейзери або джерела сірководневих мінеральних вод.

Природні води з умістом сірководню мають лікувальні властивості. В Україні такі курорти є на Закарпатті (Синяк), Івано-Франківщині (Черч), Буковині (Брусниця) та на Львівщині (Немирів, Любень Великий, Шкло). Також у Трускавці випускають сірководневу мінеральну воду «Нафтуса».

Більшу частину гідроген сульфідиду використовують для одержання сірки (майже 98 % світового виробництва).

**Ключова ідея**

Гідроген сульфід — досить небезпечна речовина, з якою необхідно поводитися вкрай обережно.

**Контрольні запитання**

- 296.** Схарактеризуйте фізичні властивості гідроген сульфїду та сульфїдної кислоти.
- 297.** Поясніть, чому гідроген сульфїд має нижчі за воду температури плавлення й кипіння.
- 298.** Які види солей може утворювати сульфїдна кислота? Які з них розчинні у воді, а які — ні?

**Завдання для засвоєння матеріалу**

- 299.** Схарактеризуйте хімічні властивості сірководню за наведеними схемами реакцій. Для окисно-відновних реакцій складіть електронний баланс:
- $\text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + \text{HI}$;
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{H}_2\text{S} + \text{PbO} \rightarrow \text{PbS} + \text{H}_2\text{O}$.
- 300.** Сульфїди багатьох тривалентних металічних елементів, наприклад Алюмінію і Феруму, піддаються необоротному гідролїзу. Складіть рівняння цих реакцій.
- 301.** Складіть рівняння реакцій для здійснення ланцюга перетворень:
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2$.

Комплексні завдання

- 302.** Обчисліть відносну густину гідроген сульфїду за повітрям.
- 303.** Гранично допустима концентрація сірководню в повітрі становить 0,01 мг/л. Скільки молекул сірководню міститься в 1 м³ повітря (н. у.) за такої концентрації?
- 304.** Обчисліть об'єм сірководню (н. у.), який можна одержати, маючи в наявності сірку масою 12 г та необхідні кількості заліза і хлоридної кислоти. Відносний вихід продукту реакції становить 80 %.
- 305.** Обчисліть масу осаду, що утвориться під час пропускання сірководню крізь розчин купрум(II) сульфату масою 200 г, у якому масова частка солі становить 4 %.
- 306.** За неповного згоряння гідроген сульфїду утворилася сірка масою 12,8 г і сульфур(IV) оксид об'ємом 11,2 л (н. у.). Обчисліть об'єми гідроген сульфїду й кисню, що вступили в реакцію.

§ 22. Сульфатна кислота

Пригадайте:

- розбавленими прийнято вважати розчини, у яких маси розчиненої речовини й розчинника відрізняються більш ніж у 10 разів;
- ступінь дисоціації кислот залежить від їхньої концентрації: чим більш концентрованою є кислота, тим менший ступінь дисоціації.

Фізичні властивості сульфатної кислоти

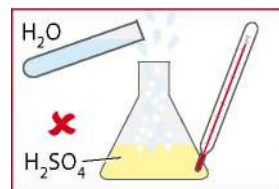
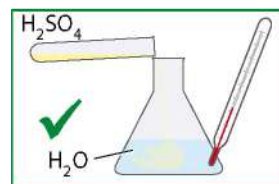
- Чиста (безводна) сульфатна кислота — безбарвна сиропоподібна гігроскопічна рідина без запаху;
- необмежено змішується з водою;
- $t_{пл.} = 10,5^{\circ}\text{C}$, $t_{кип.} = 83^{\circ}\text{C}$ (без розкладання);
- густина $1,84 \text{ г/см}^3$ — майже у два рази важча за воду.

Чиста сульфатна кислота термічно нестійка, за нагрівання вона частково розкладається, виділяючи сульфур(VI) оксид, тому в лабораторіях зазвичай використовують її 96% -й розчин.

Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується виділенням великої кількості теплоти, що свідчить про хімічну взаємодію. Сульфатна кислота — важка рідина і в разі потрапляння у воду опускається на дно. Якщо в концентровану кислоту потрапить більш легка вода, то верхній шар рідини дуже розігрівається, розчин закипає, й утворюються бризки. У деяких випадках посудина може тріснути. Готуючи розчин, необхідно обережно вливати сульфатну кислоту у воду, постійно перемішуючи. Не можна лити воду в кислоту (мал. 22.1).

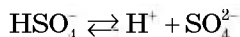
Хімічні властивості сульфатної кислоти

1. Електролітична дисоціація. Сульфатна кислота — сильний електроліт: у розбавлених водних розчинах молекули сульфатної кислоти повністю дисоціюють за першою стадією з утворенням гідрогенсульфат-іонів:



Мал. 22.1. Правило змішування сульфатної кислоти з водою

За другою стадією сульфатна кислота — електроліт середньої сили. У її розчині з масовою часткою 1 % за другою стадією дисоціює лише 20 % молекул з утворенням сульфат-іонів:

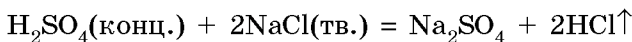


Оскільки сульфатна кислота двохосновна, то вона утворює два види солей: сульфати та гідрогенсульфати.

2. Реакції обміну. Сульфатна кислота виявляє всі загальні властивості кислот. Вона змінює забарвлення індикаторів та реагує:

- з основними й амфотерними оксидами: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- з основами: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$;
- із солями слабкіших кислот: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.

Концентрована сульфатна кислота витісняє із твердих солей легкі кислоти — нітратну й хлоридну:

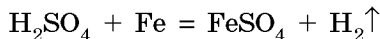


Із лугами та гідроксидами, залежно від співвідношення кількості реагентів, можуть утворюватися різні солі:

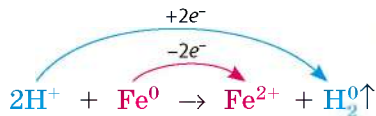
- кислі (за нестачі лугу): $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
(натрій гідрогенсульфат)
- середні (за надлишку лугу): $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
(натрій сульфат)

3. Взаємодія з металами. Продукти реакції сульфатної кислоти з металами дуже залежать від концентрації кислоти.

• *Розбавлена сульфатна кислота* взаємодіє з металами, як і будь-яка сильна кислота. Але вона взаємодіє лише з тими, що розташовані в ряду активності лівіше від водню, з утворенням солі та водню:



У цих реакціях сульфатна кислота виявляє слабкі окисні властивості за рахунок йонів H^+ :



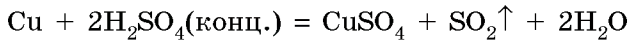
Із неактивними металами (мідь, срібло, ртуть тощо) розбавлена кислота не взаємодіє.

• *Концентрована сульфатна кислота* за окисними властивостями значно відрізняється від розбавлених водних розчинів. У концентрованих розчинах дисоціація відбувається незначною мірою, тому такі розчини майже не містять йонів H^+ , а містять переважно недисоційо-

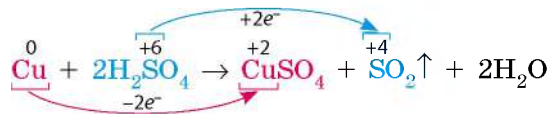
вані молекули H_2SO_4 . У концентрованих розчинах сульфатна кислота є сильним окисником завдяки S^{+6} і реагує як з активними металами, так і з малоактивними.

В усіх цих реакціях утворюються відповідні солі (сульфати), але замість водню виділяються продукти відновлення сульфатної кислоти: сульфур(IV) оксид, сірка або гідроген сульфід.

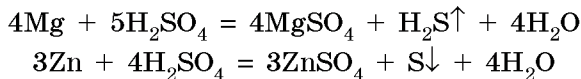
Взаємодія малоактивних металів із концентрованою сульфатною кислотою за нагрівання відбувається з бурхливим виділенням газу, який легко визначити за запахом — сульфур(IV) оксид. Наприклад, із міддю:



У цій реакції сульфатна кислота є окисником, а мідь — відновником:



Із металами, розташованими в ряду активності лівіше від водню, залежно від умов (активність металу, концентрація кислоти, температура) утворюються сульфур(IV) оксид, сірка або гідроген сульфід. Наприклад:



Концентрована сульфатна кислота пасивує за звичайної температури залізо й алюміній, тобто ці метали з нею не реагують. Завдяки цьому концентровану сульфатну кислоту можна зберігати і перевозити у сталевих цистернах. Але за умови нагрівання реакція може відбутися.

4. Водовідіймаючі властивості. У 9 та 10 класах ви вивчали властивості вуглеводнів та їх відношення до концентрованої сульфатної кислоти. Така кислота виявляє не лише гігроскопічність (поглинання водяної пари з повітря), а й може віднімати воду і від деяких органічних речовин, обвуглюючи їх.

Цукор під час контакту з концентрованою сульфатною кислотою поступово нагрівається й чорніє. Також у концентрованій сульфатній кислоті обвуглюються папір, бавовна та деревина: занурена в неї скіпка миттєво чорніє, перетворюючись на вугілля (мал. 22.2).



Мал. 22.2. Обвуглювання деревини концентрованою сульфатною кислотою

Цю властивість концентрованої сульфатної кислоти використовують у лабораторіях для осушування газів: кислота поглинає воду під час пропускання крізь неї шойно добутих газів. Також ця властивість виявляється у вивчених вами в 10 класі реакціях дегідратації спиртів, дегідрогенгалогенування та естерифікації.

Поводитися із сульфатною кислотою слід дуже обережно, оскільки вона спричиняє сильні опіки, а в тяжких випадках може статися обвуглювання шкіри. У разі потрапляння кислоти на шкіру її треба обережно ввібрати сухою ганчіркою, залишки змити струменем води, а потім промити уражене місце розбавленим розчином питної соди.

Застосування сульфатної кислоти

Сульфатна кислота — найважливіший продукт світової хімічної промисловості. Її виробництво перевищує 100 млн тонн на рік.

- Приблизно три чверті виробленої кислоти йде на виготовлення добрив.
- Також сульфатну кислоту використовують для очищення нафтопродуктів, виготовлення пластмас і хімічних волокон, барвників, ліків, мийних засобів, вибухових речовин, видалення іржі з металевих поверхонь.
- Розчин сульфатної кислоти (33% за масою) використовують як електроліт у свинцевих акумуляторах.



Ключова ідея

Сульфатна кислота — небезпечна у використанні, але дуже важлива речовина для промисловості та лабораторної практики.



Контрольні запитання

307. Схарактеризуйте фізичні властивості сульфатної кислоти.
308. Якого правила слід дотримуватися під час розбавлення сульфатної кислоти водою? Поясніть свою відповідь.
309. Чому чиста сульфатна кислота не проводить електричний струм, а її водні розчини проводять?
310. Який елемент є окисником у реакціях сульфатної кислоти: а) розбавленої; б) концентрованої?
311. Як буде змінюватися з часом маса відкритої посудини: а) із дуже розбавленим розчином сульфатної кислоти; б) із концентрованою сульфатною кислотою?
312. Схарактеризуйте застосування сульфатної кислоти.



Завдання для засвоєння матеріалу

- 313.** Запишіть рівняння реакцій розбавленої сульфатної кислоти з основою, оснóвним оксидом, сіллю.
- 314.** З якими речовинами з наведеного переліку взаємодіє сульфатна кислота:
а) розбавлена; б) концентрована? Запишіть рівняння реакцій.
 Fe , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, SO_2 , C , CaO , Cu , Na_2CO_3 .
- 315.** З якими наведеними речовинами — мідь, купрум(II) оксид, купрум(II) гідроксид — концентрована сульфатна кислота реагує: а) як окисник; б) як сильна кислота? Запишіть рівняння всіх реакцій.
- 316.** З якими наведеними металами — мідь, магній, срібло, залізо, цинк, ртуть — реагує сульфатна кислота: а) розбавлена; б) концентрована?
- 317.** Запишіть рівняння реакції між твердим магній хлоридом і концентрованою сульфатною кислотою.
- 318.** Складіть рівняння реакцій, що відповідають скороченим йонно-молекулярним рівнянням:
а) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS}\downarrow$;
б) $\text{SO}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4\downarrow$.
- 319.** Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:
а) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
- 320.** Складіть рівняння реакцій для здійснення перетворень:
а) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
б) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2$;
в) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$.

Комплексні завдання

- 321.** Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділиться під час розчинення міді масою 1,28 г у концентрованій сульфатній кислоті.
- 322.** У розчин масою 500 г із масовою часткою сульфатної кислоти 4,8 % насипали порошок заліза масою 22,4 г. Обчисліть об'єм газу (н. у.), що виділився.
- 323.** Обчисліть масу сульфур(VI) оксиду, яку можна добути окисненням сульфур(IV) оксиду об'ємом 560 л (н. у.), якщо відносний вихід продукту реакції становить 85 %.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 324.** Які гази можна осушувати концентрованою сульфатною кислотою, а які — ні? Обґрунтуйте свою відповідь та наведіть приклади.
- 325.** Як ви вважаєте, чому сульфатну кислоту іноді називають «хлібом» хімічної промисловості?

§ 23. Нітроген. Азот

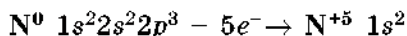
Пригадайте: донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку (за § 6).

Нітроген

Нітроген — елемент 2 періоду, VA групи. Неспарені електрони зовнішнього рівня атомів Нітрогену утворюють три ковалентні зв'язки, реалізуючи валентність III. У такому стані, залежно від електронегативності елемента, з яким Нітроген утворює сполуку, він може реалізувати ступінь окиснення +3 або -3:



Вільних орбіталей на другому енергетичному рівні в атомів Нітрогену немає, тому розпарування електронів неможливе і Нітроген не може реалізувати валентність V. Але електронною парою на *s*-орбіталі атоми Нітрогену можуть утворити четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом (див. с. 30). Утім, незважаючи на валентність, у сполуках із дуже електронегативними елементами Нітроген може втратити всі валентні електрони і реалізувати ступінь окиснення +5:



Отже, максимальна валентність Нітрогену дорівнює IV, а максимальний ступінь окиснення — +5. Нітроген можна вважати унікальним елементом: він утворює дуже багато різноманітних сполук, у яких може виявляти будь-який ступінь окиснення: від мінімального -3 до максимального +5.

Фізичні властивості азоту

- За звичайних умов безбарвний газ без смаку і запаху, рідкий та твердий азот також безбарвні;
- розчинність у воді — 23 мл в 1 л води за 0 °C та 15 мл за 20 °C;
- $t_{\text{кип.}} = -196^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -210^\circ\text{C}$;
- густина за нормальних умов 1,251 г/л;
- густина рідкого азоту 0,81 г/мл.

Рідкий азот, як і більшість інших скраплених газів, зберігають у посудинах Дьюара.



Хімічні властивості азоту

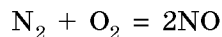
Молекула азоту дуже міцна. Завдяки трьом неспареним електронам на зовнішньому електронному рівні атоми Нітрогену в ній сполучені потрійним зв'язком:



Енергія такого зв'язку найбільша серед відомих зв'язків, саме тому молекули азоту розпадаються на атоми лише за дуже високої температури або під дією електричного розряду. Унаслідок цього азот хімічно інертний: він не горить і не підтримує горіння, важко вступає в хімічні реакції.

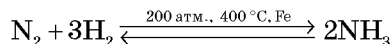
Для виробництва добрив, барвників, пластмас і ліків потрібні нітрогеновмісні сполуки. Але на Землі Нітроген міститься переважно у вигляді простої речовини N_2 у складі повітря. Зв'язування атмосферного азоту в хімічні сполуки — вкрай важливе завдання для людства. Його можна реалізувати кількома шляхами: взаємодією азоту з киснем, воднем або металами.

1. Взаємодія з киснем. Реакція азоту з киснем починається лише під дією електричного розряду або за температури вищої за 2000°C (мал. 23.1, а):



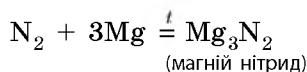
Для такої реакції потрібно багато енергії, тому в промислових масштабах цей процес економічно нерентабельний. У природі ця реакція відбувається в тропосфері під час грози (мал. 23.1, б).

2. Взаємодія з воднем. Взаємодія азоту з воднем відбувається за високого тиску і наявності каталізатора (заліза):

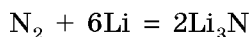


Саме цю реакцію, у результаті якої утворюється амоніак NH_3 , використовують сьогодні для зв'язування атмосферного азоту.

3. Взаємодія з металами. Азот взаємодіє лише з активними металами з утворенням нітридів металічних елементів:



Ця реакція також відбувається за підвищеної температури. З усіх металів за звичайних умов з азотом взаємодіє лише літій з утворенням літій нітриду:



Мал. 23.1. Взаємодія азоту з киснем: у лабораторії (а) та в природі (б)

Застосування азоту

У хімічній промисловості азот використовують як сировину для синтезу амоніаку, на це витрачається понад три чверті всього промислового азоту.



Застосування газуватого азоту в техніці ґрунтується на його інертності: в атмосфері азоту виплавляють деякі метали, працюють із речовинами, що легко окиснюються на повітрі. Ним заповнюють електричні лампи та камери шин літаків і автівок.

У харчовій промисловості азот зареєстрований як добавка E941. Азотом наповнюють герметичні пакети з їжею в м'якій тарі, зокрема пакети з чипсами, молоком тощо. Це запобігає пошкодженню крихкої їжі та окисненню жирів у її складі киснем.

Рідкий азот використовують переважно як холодоагент та в кріотехнологіях. Його застосовують для швидкого заморожування їжі, зберігання крові й інших біологічних матеріалів. На заводах рідкий азот потрібен для швидкого охолодження металевих виробів.

Останнім часом рідкий азот застосовують у системах пожежогасіння. Він ефективніший за воду з погляду збереження цінностей та механізмів, оскільки, випаровуючись, витісняє кисень із місця займання, а потім, на відміну від води, просто вивітрюється.

Поширеність у природі та біологічне значення Нітрогену

За поширеністю в земній корі Нітроген значно поступається своїм «сусідам» у Періодичній системі — Оксигену, Сульфуру, Фосфору і Карбону. Його вміст становить 0,04 % від маси земної кори (18-те місце серед усіх елементів і 9-те серед неметалічних). Проте у Всесвіті Нітроген за поширеністю посідає 4-те місце після Гідрогену, Гелію та Оксигену.

Нітрогеновмісні мінерали в природі трапляються дуже рідко. Значні поклади натрієвої (чилійської) селітри NaNO_3 зосереджені у високогірній пустелі в Південній Америці, в Індії є родовище калійної (індійської) селітри KNO_3 , а нашатир NH_4Cl трапляється в Єгипті. В інших місцях планети також існують родовища нітратів, але значно менші.

В Україні поклади калій нітрату є на Кримському півострові. Вони виникли переважно внаслідок гниття і розкладання нітрогеновмісних органічних сполук померлих організмів за сприятливих умов навколишнього середовища (вологий та теплий клімат).

Найпоширенішою в природі сполукою Нітрогену є проста речовина азот N_2 . Це пояснюється надзвичайною хімічною стійкістю молекули азоту і, навпаки, високою реакційною здатністю сполук Нітрогену. Найбільше азоту в повітрі, де його вміст становить 78 % (за об'ємом). Маса атомів Нітрогену в повітрі втричі більша, ніж у земній корі.

Нітроген — елемент, необхідний для існування життя. Він є складовою білків і нуклеїнових кислот. В організмі людини в середньому міститься близько 1,8 кг атомів Нітрогену. Без нітрогеновмісних сполук неможливе вирощування рослин, тому фіксація атмосферного азоту і нітрифікація ґрунтів — одне з найважливіших завдань сільського господарства.



Ключова ідея

Особливість електронної будови атома Нітрогену, яка зумовлює властивості елемента та його сполук, робить Нітроген винятком, що тільки підтверджує правило.



Контрольні запитання

326. Порівняйте фізичні й хімічні властивості азоту і кисню.
327. Схарактеризуйте валентні стани та можливі ступені окиснення Нітрогену.
328. Схарактеризуйте галузі застосування азоту.
329. Яке біологічне значення Нітрогену?



Завдання для засвоєння матеріалу

330. До того, як було розроблено технологію скраплення газів, азот одержували так: послідовно пропускали повітря спочатку через розпечену мідну трубку (для зв'язування кисню), а потім через трубку з кальцій оксидом (для поглинання вуглекислого газу й водяної пари). Запишіть рівняння цих реакцій. Чи залишалися в одержаному азоті якісь домішки?
331. Обчисліть масові частки Нітрогену в чилійській селітрі й нашатирі.
332. Як ви вважаєте, чому чилійська селітра трапляється лише в пустелі?
333. Поясніть, чому не може існувати молекула NCI_5 .
334. Спираючись на знання про хімічний зв'язок у молекулі азоту, поясніть, чому азот не підтримує горіння та не використовується в процесі дихання.

Комплексні завдання

335. Який об'єм (н. у.) газу можна одержати випарюванням однієї склянки (200 мл) рідкого азоту? У скільки разів збільшиться при цьому об'єм азоту?

Завдання з розвитку критичного мислення

- 336.** Чому, на вашу думку, в наукових дослідженнях і промисловості для сильного охолодження використовують рідкий азот, а не рідкий кисень? Адже останній також одержують у промислових масштабах, і він може охолоджувати сильніше за рідкий азот?
- 337.** Станіслав Лем у романі «Фіаско» описав екстрену систему заморожування астронавтів азотом, коли шланг встромляли в рот астронавта і подавали рідкий азот. Оскільки заморозити мозок потрібно було якнайшвидше, то струмінь вистрілював із такою силою, що ламав щелепу й лицьові кістки. Тому людину розпізнати після заморозки було неможливо. Що ви думаєте стосовно правдивості та доцільності такого способу? У додаткових джерелах знайдіть інформацію про заморожування клітин, тканин та організмів. Чи можливо на сучасному етапі розвитку науки заморозити тіло людини так, щоб її можна було повернути до життя?

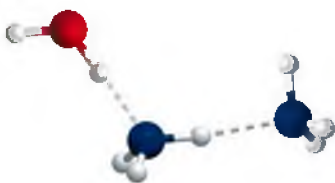
§ 24. Амоніак

Пригадайте:

- утворення ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом (за § 6);
- гідроліз солей (за § 13).

Фізичні властивості амоніаку

- За звичайних умов безбарвний газ із характерним різким запахом;
- дуже добре розчинний у воді: 1200 л в 1 л за 0°C та 700 л — за 20°C, розчин амоніаку у воді називають нашатирним спиртом;
- $t_{\text{кип.}} = -33^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -78^\circ\text{C}$;
- густина за нормальних умов 0,76 г/л;
- легко скраплюється, у рідкому стані — безбарвна рухома рідина.



Мал. 24.1. Утворення водневих зв'язків молекулами амоніаку

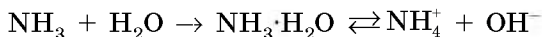
У побуті та промисловості частіше використовують назву «аміак». Для речовини з такою невеликою молярною масою амоніак має досить високу температуру кипіння (порівняйте: $t_{\text{кип.}}(\text{CH}_4) = -162^\circ\text{C}$). Це пояснюється можливістю утворення водневих зв'язків між молекулами амоніаку (мал. 24.1). Молекули амоніаку також утворюють водневі зв'язки з молекулами води, що пояснює добру розчинність амоніаку у воді (мал. 24.1). Амоніак є рекордсменом серед газів за розчинністю у воді. Його, як і гідроген хлорид, можна використати для демонстрації досліду «фонтанчик», як на малюнку 17.1, с. 90.

Хімічні властивості амоніаку

Кислотно-основні властивості амоніаку зумовлені можливістю його молекул утворювати четвертий зв'язок за донорно-акцепторним механізмом. Наприклад, із йонами Гідрогену амоніак утворює йон амонію:



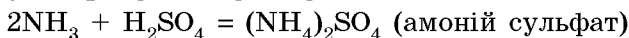
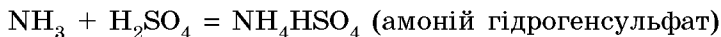
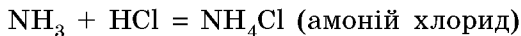
1. Електролітична дисоціація. Розчин амоніаку у воді виявляє основні властивості. Він змінює забарвлення індикаторів, що свідчить про наявність у ньому гідроксид-іонів OH^- . У розчині молекули амоніаку утворюють із молекулами води гідрат $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, який піддається електролітичній дисоціації:



У цьому процесі на йони амонію перетворюються близько 2 % молекул амоніаку (у розчині з масовою часткою $\approx 0,2$ %), отже, амоніак є слабкою основою. Вологий індикаторний папір змінює колір за наявності газуватого амоніаку, що дає можливість довести наявність цього газу. Із поширених неорганічних сполук амоніак — єдина речовина, що виявляє основні властивості й не є гідроксидом металічного елемента.

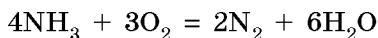
Іноді за аналогією з лугами водний розчин амоніаку називають амоній гідроксидом і записують його формулу у вигляді NH_4OH . Але такої сполуки не існує ані в розчині, ані в індивідуальному вигляді. Водний розчин амоніаку містить переважно молекули амоніаку, які дисоціювали лише незначною мірою. Однак усі молекули амоніаку утворюють водневі зв'язки з молекулами води, тому розчин амоніаку правильно записувати як гідрат амоніаку: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

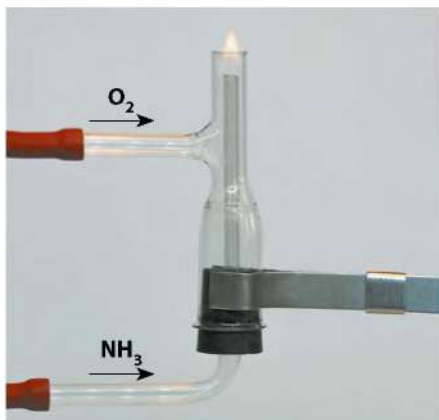
2. Взаємодія з кислотами. Основні властивості амоніаку виявляються в реакціях із кислотами. У цих реакціях утворюються солі амонію:



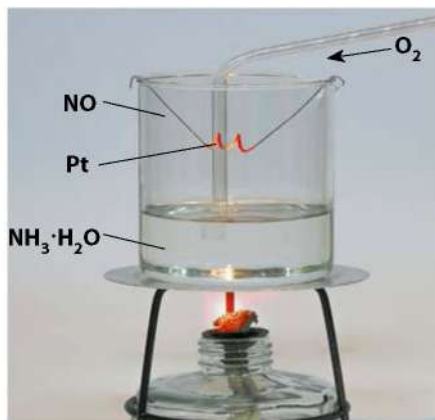
Оскільки амоніак — слабка основа, то солі, утворені амоніаком і слабкими кислотами, піддаються гідролізу. Тому амоніак взаємодіє із сильними кислотами, кислотами середньої сили та не дуже слабкими (метанова, етанова, сульфитна тощо). Зі слабкими багатоосновними кислотами (карбонатна, ортофосфатна, сульфідна) він утворює лише кислі солі.

3. Горіння амоніаку. Амоніак є відновником. Він горить у чистому кисні або у збагаченому киснем повітрі блідо-жовтим полум'ям з утворенням азоту і води (мал. 24.2, с. 122):



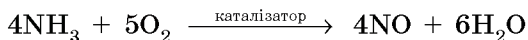


Мал. 24.2. Горіння амоніаку у збагаченому киснем повітрі



Мал. 24.3. Окиснення амоніаку за наявності каталізатора

За наявності каталізатора (платини або хром(III) оксиду) амоніак окиснюється з утворенням нітроген(II) оксиду, який використовують для виробництва нітратної кислоти (мал. 24.3):



Окиснення амоніаку з каталізатором — промислово важлива стадія процесу фіксації атмосферного азоту і нітрифікації ґрунтів.

Застосування амоніаку

Сучасна промисловість споживає десятки мільйонів тонн амоніаку на рік.

- Більшість одержаного амоніаку (близько 80 %) переробляють на нітроген(II) оксид і далі на нітратну кислоту, тому підприємства з виробництва амоніаку зазвичай розташовують поблизу від заводів, що виробляють нітратну кислоту.

- Частина амоніаку йде на одержання сечовини і солей амонію, які використовують у сільському господарстві як мінеральні добрива.

- Амоніак є сировиною для синтезу пластмас і штучних волокон, наприклад капрону.

- Амоніак використовують для виготовлення лікарських препаратів, розчинників, вибухових речовин, мийних засобів для очищення скла (мал. 24.4, а).

- Різкий запах амоніаку здатний вивести людину зі стану неприємності, тому 10% -й водний розчин амоніаку застосовують у медицині для надання долікарської допомоги (мал. 24.4, б).



Мал. 24.4. Застосування амоніаку: *а* — у складі побутових мийних засобів; *б* — у медицині; *в* — у промислових холодильних установках

• Під час випаровування рідкого амоніаку поглинається велика кількість теплоти, тому амоніак використовують як холодоагент у деяких типах промислових холодильників (мал. 24.4, *в*).



Ключова ідея

Амоніак — промислово важлива речовина, що є ланкою в ланцюзі перетворень від атмосферного Нітрогену до рослинного білка.



Контрольні запитання

- 338.** Порівняйте фізичні властивості амоніаку й азоту.
339. Зобразіть будову молекули амоніаку та йона амонію.
340. Складіть формули нітрату, хлориду, сульфату, карбонату й ортофосфату амонію.
341. Як одержують амоніак у лабораторних умовах і в промисловості?



Завдання для засвоєння матеріалу

- 342.** Складіть рівняння реакцій: а) натрій гідроксиду з амоній сульфатом; б) кальцій гідроксиду з амоній нітратом.
343. Доберіть коефіцієнти в схемах реакцій. Які властивості амоніаку характеризують ці рівняння? Назвіть солі, що утворюються. Для окисно-відновних реакцій складіть електронний баланс.
а) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$;
б) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)\text{HS}$;
в) $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{Br} + \text{N}_2$;
г) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
344. Запропонуйте, як можна одержати купрум(II) оксид із купрум(II) сульфату у дві стадії, використовуючи лише водний розчин амоніаку.
345. Взаємодією амоніаку з вуглекислим газом одержують сечовину $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, що використовується як азотне добриво. Запишіть рівняння реакції.

- 346.** Магній нітрид Mg_3N_2 піддається необоротному гідролізу. Що відбудеться, якщо замість води під час досліду використати хлоридну кислоту? Складіть ці рівняння реакцій.

Комплексні завдання

- 347.** Який об'єм амоніаку теоретично можна одержати з водню об'ємом 6 л та азоту об'ємом 3 л?
- 348.** Обчисліть об'єм нітроген(II) оксиду, який можна одержати шляхом каталітичного окиснення амоніаку об'ємом 100 л. Який об'єм кисню при цьому витратиться?
- 349.** Який об'єм амоніаку (н. у.) потрібний для приготування його розчину масою 50 г із масовою часткою амоніаку 25 %?
- 350.** Обчисліть об'єм амоніаку (н. у.), що утвориться під час нагрівання кальцій гідроксиду масою 9,2 г з амоній хлоридом масою 10,7 г.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 351.** Зазвичай газуваті речовини, навіть полярні, погано розчиняються у воді. Грунтуючись на поєднанні понять про хімічну рівновагу та теорії електrolітичної дисоціації, поясніть дуже велику розчинність гідроген хлориду та амоніаку у воді.
- 352.** Чи згодні ви з твердженням, що за обсягами виробленого амоніаку можна робити висновок щодо економічного розвитку країни? Обґрунтуйте свою відповідь.

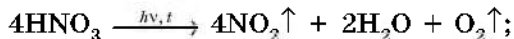
Міні-проекти

- 353.** Дослідіть властивості нашатирного спирту — 10%-го розчину амоніаку. Дотримуйтесь правил безпеки.
Амоніак легко розпізнати за характерним запахом. Обережно понюхайте розчин. До невеликої кількості розчину амоніаку краплинами додавайте розчин лимонної кислоти, поки запах амоніаку не зникне. Як пояснити зникнення запаху? Якщо до отриманого розчину додати соду, запах амоніаку з'явиться знову. Чому?
- 354.** У шкільній лабораторії у присутності вчителя приготуйте концентрований розчин купрум(II) сульфату, розчинивши у воді мідний купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Дотримуйтесь правил безпеки.
До отриманого розчину краплинами додавайте розчин амоніаку. Спочатку випадає синій осад купрум(II) гідроксиду, який під час подальшого додавання амоніаку розчиняється, утворюючи яскраво-синій розчин амоніакату — комплексної сполуки складу $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Його можна виділити з розчину додаванням етанолу. Якщо залишити розчин кристалізуватися, через декілька днів у ньому виростуть великі кристали амоніакату.

§ 25. Нітратна кислота

Фізичні властивості нітратної кислоти

- Летка безбарвна рідина, під час зберігання на світлі розкладається з утворенням нітроген(IV) оксиду, набуваючи жовтуватого кольору:



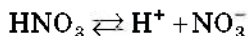
- необмежено розчинна у воді;
- $t_{\text{кип.}} = +83^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл.}} = -42^\circ\text{C}$;
- густина $1,52 \text{ г/см}^3$;
- має різкий їдкий запах;
- гігроскопічна, енергійно поглинає вологу з повітря;
- дуже небезпечна, отруйна; навіть розбавлена кислота спричиняє хімічні опіки шкіри, залишає на ній характерні жовті плями.

Поводитися з нітратною кислотною потрібно дуже обережно!

Чисту (безводну) нітратну кислоту називають димлячою через те, що над відкритою посудиною виникає туман. У лабораторній практиці частіше використовують 68%-й розчин нітратної кислоти, зазвичай саме за такої концентрації її випускають у промисловості.

Хімічні властивості нітратної кислоти

1. Електролітична дисоціація. Нітратна кислота — сильний електроліт. Вона змінює забарвлення індикаторів, у розбавлених розчинах повністю дисоціює на йони:



2. Реакції обміну. Нітратна кислота виявляє всі загальні властивості кислот, тобто взаємодіє з:

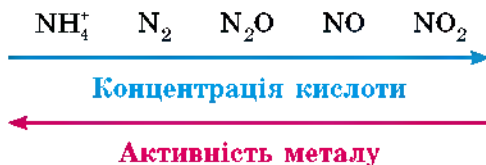
- оснóвними оксидами: $2\text{HNO}_3 + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- амфотерними оксидами та гідроксидами:
 $2\text{HNO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- основами: $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- солями слабких кислот: $2\text{HNO}_3 + \text{BaCO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

3. Взаємодія з металами. Як і сульфатна, нітратна кислота є сильним окисником: по-перше, через наявність у розчинах йонів Гідрогену H^+ , по-друге, через сильніший окисник нітрат-іон NO_3^- . Це зумовлює особливості її взаємодії з металами.



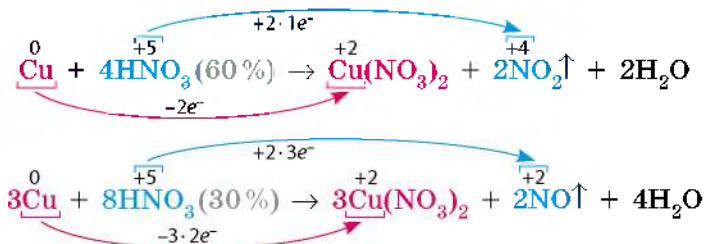
Нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами за винятком золота, платини й деяких інших. У більшості випадків окрім солей утворюються різні продукти відновлення нітрат-іонів (NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4^+). Це залежить від концентрації кислоти та активності металу: чим активніший метал і менша концентрація кислоти, тим сильніше відбувається відновлення.

Переважає продукт відновлення HNO_3



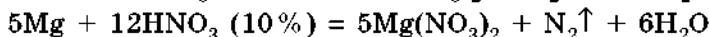
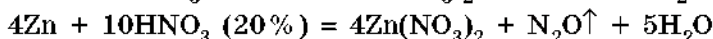
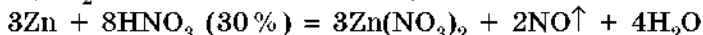
Метали можуть витіснити водень із розчинів нітратної кислоти, але часто він утворюється разом з іншими продуктами відновлення Нітрогену.

У разі додавання міді до концентрованої нітратної кислоти починається активна реакція з виділенням бурого газу — нітроген(IV) оксиду (мал. 25.1). Мідні ошурки повністю розчиняються в кислоті, а розчин набуває темно-зеленого кольору:



В обох випадках окисником є нітрат-іон, що відновлюється до оксидів Нітрогену NO і NO_2 .

Активніші метали можуть відновити нітратну кислоту до нітроген(I) оксиду, азоту N_2 або навіть до амоніаку:



Залізо, хром і алюміній на холоді з концентрованою нітратною кислотою не взаємодіють унаслідок утворення на їхній поверхні тонкого шару хімічно стійкого оксиду. Про цей процес говорять, що нітратна кислота пасивує ці метали. Завдяки цьому концентровану нітратну кислоту можна перевозити у сталевих цистернах.



Мал. 25.1. Взаємодія міді з концентрованою нітратною кислотою



**Іван Євграфович
Ададуров (1879–1938)**

Український хімік. Удосконалював технології виробництва амоніаку і нітратної кислоти

Застосування нітратної кислоти

Нітратна кислота — один із найважливіших продуктів хімічної промисловості. Обсяги її виробництва та використання можуть конкурувати лише із сульфатною кислотою.

- Найважливіше застосування нітратної кислоти — одержання азотних та комбінованих мінеральних добрив.
- У суміші з концентрованою сульфатною кислотою (нітруюча суміш) нітратну кислоту використовують для добування поширених вибухових речовин — тринітротолуену, тринітрогліцеролу, піроксиліну, гексогену тощо.
- Нітратну кислоту використовують для виробництва ортофосфатної кислоти з фосфору, а в металургії — для розділення суміші золота й срібла.
- Так звану червону димлячу нітратну кислоту використовують як окисник ракетного палива в деяких моделях рідинних реактивних двигунів.
- Більшість яскравих барвників для тканин, пластмас, паперу — це складні нітрогеновмісні органічні сполуки. Їхній синтез неможливий без використання нітратної кислоти як нітруючого агента. Крім того, її застосовують у виробництві ліків, пластмас і волокон.



Ключова ідея

Особливості електронної будови атомів та високій ступінь окиснення Нітрогену зумовлюють сильні окисні властивості концентрованої нітратної кислоти.



Контрольні запитання

- 355.** Схарактеризуйте фізичні властивості нітратної кислоти.
- 356.** Порівняйте хімічні властивості нітратної та сульфатної кислот.
- 357.** Як залежать продукти взаємодії нітратної кислоти з металами від активності металів і концентрації кислоти?
- 358.** Схарактеризуйте застосування нітратної кислоти.

**Завдання для засвоєння матеріалу**

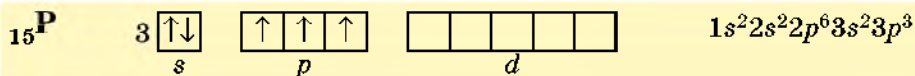
- 359.** Ртуть взаємодіє з концентрованою й розбавленою нітратною кислотами подібно до міді. Запишіть рівняння реакцій.
- 360.** Запишіть рівняння реакцій нітратної кислоти з купрум(II) гідроксидом, магній оксидом і натрій карбонатом у молекулярній і йонно-молекулярній формі.
- 361.** З якими речовинами, наведеними в переліку, нітратна кислота взаємодіє як окисник, а з якими — як сильна кислота?
Мідь, купрум(II) оксид, ферум(III) гідроксид, вуглець, кальцій карбонат.
- 362.** Запишіть рівняння реакцій для здійснення перетворень:
а) $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$;
б) $KNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow NaNO_2 + NaNO_3$;
в) $Cu \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow KNO_3$.
- 363.** Із тексту параграфу випишіть рівняння окисно-відновних реакцій та складіть для них електронний баланс. Укажіть окисник та відновник.
- 364.** Амоніак можна одержати нагріванням амоній ортофосфату. А для добування його з амоній хлориду останній необхідно попередньо змішати з лугом. Як ви вважаєте, чому? Складіть рівняння реакції розкладання амоній ортофосфату.

Комплексні завдання

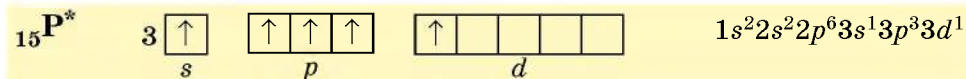
- 365.** Обчисліть масу натрій нітрату, що можна одержати нейтралізацією розчину натрій гідроксиду масою 200 г із масовою часткою лугу 4% нітратною кислотою.
- 366.** Сплав золота зі сріблом називають електрумом. Зразок такого сплаву масою 1,5 г обробили концентрованою нітратною кислотою. При цьому виділився нітроген(IV) оксид об'ємом 89,6 мл (н. у.). Обчисліть масову частку золота в цьому зразку електруму.
- 367.** Обчисліть масу нітратної кислоти, яку низкою перетворень можна добути з амоніаку об'ємом 5,6 л (н. у.), якщо відносний вихід продукту реакції становить 78%.
- 368.** Змішали розчин нітратної кислоти масою 48 г із розчином калій гідроксиду масою 56 г, де масові частки розчинених речовин дорівнюють 26,25% і 16%, відповідно. Обчисліть маси розчинених речовин в отриманому розчині.

§ 26. Фосфор**Фосфор**

Фосфор — елемент 3 періоду VA групи. Він є електронним аналогом Нітрогену, на зовнішньому енергетичному рівні його атомів також п'ять електронів, із яких три — неспарені. Завдяки цьому Фосфор реалізує валентність III та ступені окиснення -3 та $+3$:



Але, на відміну від Нітрогену, на зовнішньому рівні Фосфору є вільні d -орбіталі, які заповнюються розпарованими електронами під час переходу атома у збуджений стан. У цьому стані Фосфор реалізує валентність V і ступінь окиснення +5:



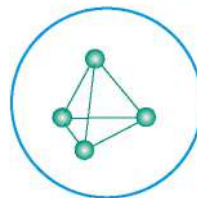
Усі сполуки Фосфору доволі стійкі. Багато з них трапляється у природі.

Алотропні модифікації Фосфору

Фосфору, як і багатьом елементам, властива алотропія — він утворює декілька простих речовин. Сьогодні достеменно не відомо, скільки існує алотропних модифікацій Фосфору, але зазвичай виділяють чотири: білий, червоний, чорний і металічний фосфор. Перші три речовини існують за звичайних умов, а остання — лише за надвисокого тиску. Іноді їх ще називають головними модифікаціями, припускаючи, що всі інші є різновидами цих чотирьох.

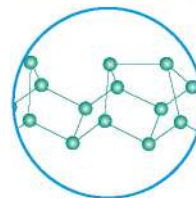
Білий фосфор P_4

- Безбарвний, воскоподібний, на світлі швидко жовтіє і втрачає прозорість;
- м'який, можна розрізати ножем;
- має молекулярні кристалічні ґратки з тетраедричними молекулами P_4 у вузлах;
- $t_{\text{пл.}} = 44,1^\circ\text{C}$;
- нерозчинний у воді, розчиняється в органічних розчинниках;
- густина $1,82 \text{ г/см}^3$;
- вогнебезпечний, займається навіть від теплоти людського тіла, тому його зберігають під шаром води;
- на повітрі повільно окиснюється, майже вся енергія цієї екзотермічної реакції виділяється у вигляді світла, яке видно в темряві;
- отруйний, смертельна доза для дорослої людини близько $0,05\text{--}0,1 \text{ г}$;
- утворюється з червоного фосфору під час тривалого нагрівання за температури $240\text{--}250^\circ\text{C}$ в інертній атмосфері.

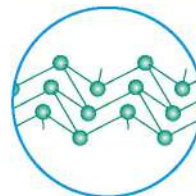
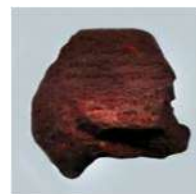


Червоний фосфор (P₄)_∞

- Аморфний червоно-фіолетовий порошок залежно від ступеня подрібнення може бути від пурпурово-червоного до фіолетового кольору, тому червоний фосфор іноді називають фіолетовим;
- крихкий, має атомні кристалічні ґратки;
- температури плавлення не має, за температури 240–250 °С сублимує і перетворюється на випари білого фосфору;
- густина 2,4 г/см³;
- неутруйний;
- хімічно менш активний за білий, його можна зберігати на повітрі;
- під час зберігання на повітрі поступово окиснюється з утворенням гігроскопічного оксиду, поглинає воду з повітря і відволожується, тому його необхідно зберігати в герметичному посуді;
- утворюється з білого фосфору під час несильного тривалого нагрівання.

**Чорний фосфор P_∞**

- Чорна речовина з металічним блиском, жирна на дотик (схожа на графіт);
- має атомні кристалічні ґратки, що складаються із шарів атомів Фосфору;
- $t_{\text{пл.}} = 1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ за тиску 18 атм.;
- не розчиняється в жодному розчиннику і важко вступає в хімічні реакції;
- густина 2,69 г/см³;
- виявляє напівпровідникові властивості;
- неутруйний;
- утворюється за високого тиску (20 тис. атм.) із білого й червоного фосфору.

**Металічний фосфор**

- Сіра речовина з металічним блиском;
- густина 3,56 г/см³;
- проводить електричний струм;
- утворюється з чорного під тиском близько 1 млн атм.



Застосування фосфору

Червоний фосфор використовують у сірниковому виробництві. На сірникову голівку наносять суміш із бертолетової солі KClO_3 , сірки та деяких інших речовин, а на бік коробки — суміш червоного фосфору зі скляною крихтою. Під час тертя сірника об коробку фосфор запалюється внаслідок реакції: $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$.

Білий фосфор — горюча речовина, тому його використовують для виготовлення запалювальних бомб. Із червоного фосфору виготовляють запалювальні суміші, тверде паливо, а також деякі мастильні матеріали.

Великих кількостей червоного фосфору потребує виробництво ортофосфатної кислоти та фосфатних добрив. Також на виготовлення мінеральних добрив витрачаються майже всі фосфоровмісні мінерали, що добувають у світі.

Чисту ортофосфатну кислоту використовують у харчовій промисловості як регулятор кислотності безалкогольних напоїв (добавка E338).

Кальцій ортофосфат є складовою зубних паст, матеріалів для пломбування зубів, вітамінних добавок для домашніх тварин.

Натрій ортофосфат застосовують для захисту залізних виробів від корозії, він міститься у складі миючих засобів, вогнетривких фарб.





Ключова ідея

Разом із Нітрогеном та Карбоном Фосфор є елементом життя.



Контрольні запитання

- 369.** Схарактеризуйте валентні стани та можливі ступені окиснення Фосфору.
370. Які існують алотропні модифікації Фосфору? Як вони відрізняються за хімічною активністю?
371. Схарактеризуйте поширеність та біологічне значення Фосфору.
372. Які види солей утворює ортофосфатна кислота?



Завдання для засвоєння матеріалу

- 373.** Визначте ступені окиснення елементів у сполуках: PCl_5 , PO_2F , POCl_3 .
374. Запишіть рівняння реакцій одержання трьох різних солей з ортофосфатної кислоти та кальцій оксиду. Назвіть ці солі.
375. Складіть формули середнього і двох кислих ортофосфатів Алюмінію.
376. Складіть рівняння реакцій взаємодії ортофосфатної кислоти: а) з металом; б) основним оксидом; в) основою; г) сіллю.
377. Складіть рівняння реакцій:
 а) $\text{Zn} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \dots\uparrow + \dots$
 б) $\text{Ca} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots\downarrow + \dots$
378. Під час згоряння білого фосфору за нестачі кисню утворюється фосфор(III) оксид. Взаємодіючи з водою, він утворює фосфітну кислоту H_3PO_3 . Запишіть рівняння реакцій.
379. Під час нагрівання фосфору із сіркою утворюється сульфід P_2S_5 . Запишіть рівняння реакції, складіть для нього електронний баланс.

Комплексні завдання

- 380.** Обчисліть масу P_2O_5 , що утвориться під час спалювання фосфору масою 9,3 г.
381. У кисні спалили червоний фосфор масою 9,3 г. Обчисліть масу розчину ортофосфатної кислоти з масовою часткою 24,5 %, який можна приготувати, використовуючи продукт згоряння.
382. Із фосфор(V) оксиду масою 42,6 г одержали ортофосфатну кислоту масою 55,86 г. Обчисліть відносний вихід продукту реакції.
383. Для одержання фосфору використовують фосфоритне борошно, що містить 15 % інертних домішок. Обчисліть масу атомів Фосфору в такому борошні масою 77,5 кг.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 384.** Які фізичні властивості алотропних модифікацій Фосфору доводять: а) молекулярну будову білого фосфору; б) атомну будову червоного та чорного фосфору?
385. Фосфор(V) оксид використовують у лабораторії як осушувач. Які властивості є підґрунтям для цього? Який із наведених газів — азот, водень, амоніак, вуглекислий газ — не можна осушувати в такий спосіб?

- 386.** Якщо гніт свічки змочити розчином білого фосфору в сірковуглєді, то через певний час свічка самозайметься. Запропонуйте пояснення цьому явищу.
- 387.** Деякі люди вважають, що циферблат годинника й інші речі, які світяться в темряві, покриті фосфором чи сполуками Фосфору. Так само і у творі Конан Дойля «Собака Баскервілів» написано, що собака виглядав жакливо завдяки сполукам Фосфору, які світилися в темряві. Як ви вважаєте, чи можливо це насправді?

Міні-проекти

- 388.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про відкриття фосфору Хеннінгом Брандтом. Які, на вашу думку, хімічні перетворення можуть бути основою такого способу його одержання?

§ 27. Мінеральні добрива

Пригадайте: кислотність середовища кількісно характеризують водневим показником рН: нейтральному середовищу відповідає $\text{pH} = 7$, кислотному — $\text{pH} < 7$, лужному — $\text{pH} > 7$.

Поняття про кислотні та лужні ґрунти

Хімічний склад і кліматичні умови зумовлюють різну кислотність ґрунтів. Підвищена кислотність чи лужність ґрунтів впливає на родючість рослин. У сільському господарстві ґрунти з $\text{pH} = 6,6$ та менше вважають *кислотними*, а з $\text{pH} > 6,6$ — *лужними*.



Мал. 27.1. Кислотність ґрунтів України

Зміна рН ґрунту впливає на забезпечення рослин ключовими поживними елементами: їхня доступність або знижується, або підвищується настільки, що ці елементи стають токсичними для рослин. У кислотних ґрунтах надмірна концентрація катіонів Al^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , а катіонів Ca^{2+} , Mg^{2+} , Mo^{2+} — менша за норму. У лужних ґрунтах навпаки. Також у лужних ґрунтах ортофосфат-іони переходять до складу нерозчинних ортофосфатів, що створює дефіцит Фосфору для рослин.

Кислотність також впливає на біологічні процеси в ґрунтах, на розвиток хвороботворних організмів, а також на життєдіяльність азотфіксуючих бактерій, які розвиваються на коренях бобових (мал. 27.2). Активна діяльність азотфіксуючих бактерій знижує потребу у використанні азотних добрив. Але ці бактерії добре поглинають азот у нейтральних та лужних ґрунтах, а в кислих їхня діяльність пригнічена.

Ґрунти, які утворені на вапняних породах, від самого початку мають високі значення рН, а кислотні ґрунти формуються здебільшого на гранітах та піщанику. У районах зі значною кількістю опадів відбувається поступове закислення лужних ґрунтів. Кислотність ґрунтів навчилися регулювати агрохімічними засобами. З опадами до ґрунтів потрапляють різні кислоти, а з посиленням антропогенного впливу кількість кислотних опадів дедалі збільшується, тож штучно підвищувати кислотність ґрунтів немає потреби. Навпаки, зазвичай є необхідність зменшувати її, тому в ґрунт вносять вапняні суміші: кальцій та магній карбонати. Оскільки сільськогосподарські угіддя все одно необхідно збагачувати мінеральними добривами, то найкраще використовувати такі добрива, що можуть нейтралізувати надлишок кислот у ґрунті, наприклад амоніак або преципітат.

Поняття про мінеральні добрива

Усі хімічні елементи (за винятком Карбону і частково Оксигену) рослини одержують із ґрунту. Часто в ґрунтах, особливо в разі їх нерационального використання, зменшується кількість поживних речовин, насамперед сполук Нітрогену, Фосфору й Калію. Для підвищення врожайності ці елементи вносять у ґрунт штучно у вигляді різних неорганічних або органічних сполук — *мінеральних добрив*. Вироблені хімічною



Мал. 27.2. Азотфіксуючі бактерії поглинають азот повітря і перетворюють його на сполуки Нітрогену, які дуже необхідні для розвитку рослин



Арттури Ілмарі Віртанен
(1895–1973)

Лауреат Нобелівської премії
1945 р. за метод консервації
кормів

промисловістю добрива поділяють на *прості*, які містять один поживний елемент (Нітроген, Фосфор або Калій), і *комплексні*, що містять декілька поживних елементів.

Найважливішими добривами є:

- нітрати лужних елементів та амоніаку (селітри) — цінні природні азотні добрива, а калій нітрат до того ж ще й калійне добриво;
- фосфоритне борошно — продукт переробки кісток домашньої худоби. Головною його перевагою є повільне розчинення в ґрунті, що забезпечує тривалу дію добрива;
- карбамід $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (сечовина) — високоефективне азотне добриво, яке за вмістом Нітрогену перевершує амоніачну селітру; його застосовують переважно для вирощування картоплі, кукурудзи, буряку та рису;
- простий суперфосфат — суміш $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та CaSO_4 ; у ньому малий уміст Фосфору (20–30% у перерахунку на P_2O_5), але він досить ефективний на лужних ґрунтах;
- подвійний суперфосфат — концентроване фосфатне добриво, яке добувають із природних ортофосфатів дією ортофосфатної кислоти; багате на Фосфор (до 50% у перерахунку на P_2O_5);
- преципітат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ за своїми агрохімічними властивостями подібний до подвійного суперфосфату. Він нерозчинний у воді, але засвоюється рослинами на кислотних ґрунтах. Через високу вартість (у два рази дорожчий за подвійний суперфосфат) преципітат обмежено використовують у сільському господарстві;
- калій хлорид та калій сульфат — ефективні калійні добрива, що використовують як у кристалічному, так і в розчиненому вигляді;
- амофос (суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$) — високоефективне складне азотно-фосфатне добриво, яке добувають нейтралізацією ортофосфатної кислоти амоніаком;
- нітроамофоска та амофоска — складні високоефективні потрійні добрива, що містять Нітроген, Фосфор та Калій.

Окрім головних поживних елементів (N, P, K), для нормального росту рослинам потрібні також інші елементи, але в значно менших кількостях (у мікродозах чи ультрамікродозах) — Ферум, Цинк, Манган, Молібден тощо. Залежно від хімічного складу ґрунтів сполуки цих елементів необхідно додавати в невеликих кількостях до основних мінеральних добрив.

Проблеми раціонального використання мінеральних добрив

У рослинах під дією спеціальних ферментів нітрат-іони відновлюються до амоніаку, який у свою чергу перетворюється на органічні нітрогеновмісні сполуки. У разі внесення в ґрунт надлишку нітратних добрив, нітрати накопичуються в рослинах, звідки потрапляють в організм людини. У великих кількостях нітрати небезпечні для здоров'я, їх припустима добова доза становить близько 0,3 г. Найбільше нітратів накопичується в листках шпинату, салату, капусти, петрушки, кропу, коренеплодах моркви й редису (мал. 27.3). В 1 кг цих продуктів може міститися до 4 г нітрат-іонів, що більш ніж у 10 разів перевищує припустиму добову дозу.



Мал. 27.3. Рослини, зелені частини яких накопичують нітрати

Також необхідно раціонально поводитися з фосфатними добривами. Кальцій ортофосфат дуже погано розчиняється у воді, тому повільно засвоюється рослинами. Для підвищення ефективності кальцій ортофосфат переводять у більш розчинні солі — гідрогенортофосфати або дигідрогенортофосфати. Але в цьому випадку добрива легко вимиваються з ґрунту дощем або ґрунтовими водами у водойми. Це спричиняє, по-перше, необхідність додаткового внесення фосфатних добрив у ґрунт (у сучасному сільському господарстві рослинами засвоюється не більше 20–40 % внесених фосфатних добрив), а по-друге, підвищення концентрації ортофосфатів у водоймах. Значний уміст ортофосфат-іонів у воді сприяє розвитку живих організмів, що призводить до надмірного розростання мікроорганізмів і водоростей. Про таке явище говорять, що вода «цвіте» (мал. 27.4).



Мал. 27.4. Цвітіння води в річці внаслідок надмірної концентрації ортофосфат-іонів

Отже, мінеральні добрива надзвичайно важливі для вирощування багатого врожаю. Але постає проблема швидкого виснаження покладів фосфоритів і небажаного значного збільшення концентрації різних йонів у водоймах, зокрема ортофосфатів.



Ключова ідея

Використання мінеральних добрив є прикладом проблеми, що ілюструє необхідність дотримання принципу золотієї середини.



Контрольні запитання

- 389.** Які речовини називають мінеральними добривами? На які групи їх поділяють?
- 390.** Схарактеризуйте відомі вам добрива: їхній хімічний склад і особливості застосування.
- 391.** Які проблеми постають під час використання мінеральних добрив?



Завдання для засвоєння матеріалу

- 392.** Обробка фосфориту $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ гарячою концентрованою нітратною кислотою замість сульфатної призводить до утворення розчину, який під дією амоніаку перетворюється на комплексне добриво. Запишіть рівняння реакцій.
- 393.** Амоній сульфат та амоніачна селітра — важливі нітратні добрива. Складіть ланцюг перетворень, за якими їх можна одержати з азоту.
- 394.** Складіть рівняння реакцій для здійснення перетворень:
- а) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$;
 б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Комплексні завдання

- 395.** Поживну цінність фосфатних добрив прийнято визначати, розраховуючи масову частку P_2O_5 у кожному з них. Обчисліть масову частку P_2O_5 у преципітаті.
- 396.** Порівняйте масову частку Нітрогену в сечовині $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, амоніачній селітрі NH_4NO_3 та натрієвій селітрі NaNO_3 . Яке з цих добрив має найбільшу поживну цінність для рослин?
- 397.** Юним агрономам дали завдання підгодувати яблуню амоніачною селітрою, приготувавши розчин: 1 г солі на 1 л води. Однак амоніачної селітри не було, і вони вирішили замінити її на калійну. Яку масу калійної селітри треба розчинити в 1 л води, щоб одержати розчин із тим самим умістом Нітрогену, що було потрібно?
- 398.** Річну норму внесення в ґрунт фосфатних добрив визначають кількістю P_2O_5 . Яка маса преципітату потрібна для обробки поля площею 50 га протягом року, якщо норма внесення фосфатного добрива становить 120 кг P_2O_5 на гектар?

§ 28. Карбон

Пригадайте: особливості будови електронної оболонки атомів Карбону в основному та збудженому станах (за § 4).

Карбон

Карбон — елемент 2 періоду IVA групи. Максимальна валентність Карбону в основному стані дорівнює трьом: два зв'язки можуть утворюватися за рекомбінаційним механізмом і один — за донорно-акцепторним:



У збудженому стані на зовнішньому енергетичному рівні чотири неспарені електрони, і Карбон виявляє валентність IV (див. с. 15).

В усіх сполуках (крім чадного газу) Карбон чотиривалентний. Електронегативність Карбону не дуже велика, тому в різних сполуках він виявляє всі ступені окиснення: від нижчого -4 до вищого $+4$ (див. Додаток 2). Із цієї ж причини для Карбону не характерні бінарні йонні сполуки, оскільки він утворює переважно ковалентні зв'язки.

Унікальною особливістю Карбону є утворення дуже довгих гомоланцюгів (ланцюгів з атомів одного елемента). Гомоланцюги характерні і для інших елементів (Сульфур, Силіцій тощо), але Карбон може утворювати ланцюги, довжина яких майже необмежена.

Карбон можна назвати рекордсменом за числом утворених ним алотропних модифікацій. Сьогодні невідомо, скільки їх може існувати внаслідок різноманіття сполучення атомів Карбону між собою. Найдавніші відомі прості речовини Карбону — алмаз і графіт. Але за останні роки було відкрито ще багато модифікацій.

Алмаз

Алмаз (від давньогрец. *adamas* — незламний) — найтвердіший природний матеріал. Він надзвичайно тугоплавкий, розплавити його вдається лише за температури близько 4000°C і тиску понад 100 атм. Незважаючи на високу твердість, алмаз крихкий — його можна розколоти ножем. Він погано проводить теплоту, є діелектриком.

Унікальні властивості алмазу зумовлені особливостями його кристалічних ґраток (мал. 28.1, с. 140). Кристал алмазу являє собою єдиний каркас із атомів Карбону — саме тому він має надзвичайну твердість.

Алмаз метастабільний: за звичайних умов він може існувати нескінченно довго, але за підвищеної температури поступово перетворюється на графіт.



Мал. 28.1. Природний алмаз та кристалічні ґратки алмазу



Мал. 28.2. Застосування алмазів: *a* — у техніці; *б* — у ювелірній справі



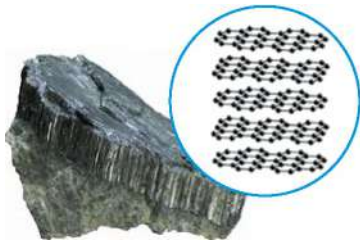
У природі алмази трапляються дуже рідко, переважно в місцях виходу на поверхню деяких вулканічних порід (кімберлітові трубки), площа яких іноді понад 100 га. Найбільші родовища алмазів виявлено в Південній Африці, Бразилії та Якутії.

Алмази застосовують для різання скла, за допомогою алмазних наконечників бурять гірські породи, свердлять і ріжуть метали й камінь. Перспективним є використання алмазів у мікроелектроніці. Огранені природні алмази називають діамантами і прикрашають ними ювелірні вироби (мал. 28.2).

Графіт

Графіт, на противагу алмазу, — це м'яка речовина, за твердістю поступається навіть паперу. Він жирний на дотик, має металічний блиск. На відміну від більшості неметалів, графіт проводить електричний струм, але не так добре, як метали.

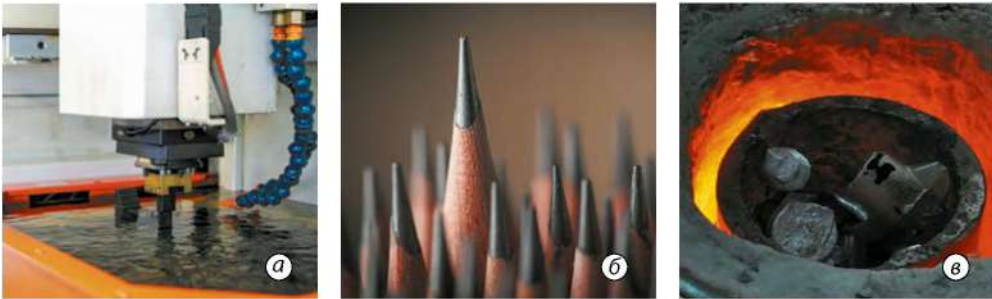
Графіт має шарувату структуру — атоми Карбону в ньому утворюють плоскі шари (мал. 28.3). Окремий шар зверху нагадує бджолині стільники.



Мал. 28.3. Природний графіт та кристалічні ґратки графіту

Графіт складається з окремих лусочок. Коли графітовий олівець торкається паперу, частина лусочок залишається на аркуші, утворюючи слід. Недарма слово «графіт» походить від грецького «графо», що означає «пишу».

За кімнатної температури й атмосферного тиску графіт — це найстійкіша модифікація Карбону. За тиску 50 тис. атм., підвищеної температури



Мал. 28.4. Застосування графіту: а — електроди гальванічних пристроїв; б — олівці; в — жаростійкі тиглі для виплавлення металів

і наявності каталізатора (нікелю) у промисловості одержують штучні алмази, які використовують у техніці. Але маса таких алмазів не перевищує 0,2 г.

Найбільші поклади графіту зосереджені в Китаї (26 % світових запасів). В Україні є шість родовищ графіту, запаси яких оцінюють у 20 % від світових, що є другим показником у світі. І хоча від 1934 року розробляється лише одне родовище (м. Завалля, Кропивницька обл.), Україна входить у топ-10 світових виробників графіту.

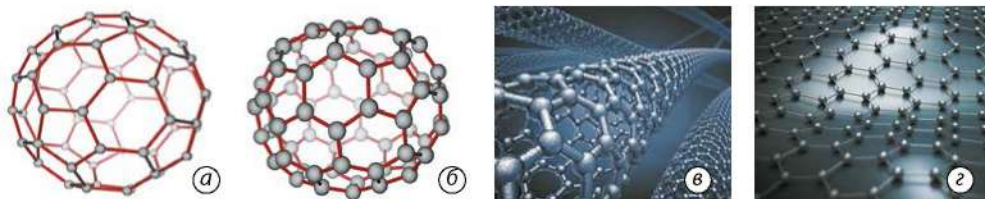
Із графіту виготовляють електроди для гальванічних елементів і електролізерів, грифелі для олівців, тиглі для виплавлення металів (мал. 28.4). Змішаний із мастилом графіт є чудовим мастильним матеріалом. Завдяки високій жаростійкості графіт застосовують для виготовлення ливарних форм та облицювання внутрішніх поверхонь печей. А здатність графіту сповільнювати й поглинати швидкі нейтрони використовують в атомних реакторах.

Інші алотропні модифікації Карбону

Інші відомі алотропні модифікації Карбону — це карбін, фулерени, графен, нанотрубки тощо.

Карбін за фізичними властивостями схожий на графіт і іноді трапляється в ньому у вигляді білих прожилок. Карбін має лінійну будову: $=C=C=C=C=$ або $-C\equiv C-C\equiv C-$.

1985 року група американських і британських учених відкрили молекулярну модифікацію Карбону — **фулерени**. Вони назвали речовину на честь американського архітектора Річарда Бакмінстера Фуллера, який розробив геодезичний купол, на який певною мірою схожі молекули фулерену.



Мал. 28.5. Будова алотропних модифікацій Карбону: *a* — фулерен C_{60} ; *б* — фулерен C_{70} ; *в* — нанотрубка; *г* — графен

Фулерени — це тверді кристалічні речовини, які, на відміну від інших алотропних модифікацій, розчиняються в органічних розчинниках з утворенням яскраво забарвлених розчинів. Молекули фулеренів являють собою сфери або еліпсоїди (мал. 28.5, *a, б*).

Після присудження Нобелівської премії 2010 року весь світ дізнався про ще одну алотропну модифікацію Карбону — *графен*. Це двовимірна структура, утворена шаром атомів Карбону завтовшки в один атом (мал. 28.5, *г*). За певними оцінками в графену велика механічна міцність та рекордно велика теплопровідність і рухомість електронів. Він має перспективи застосування в наноелектроніці та, можливо, замінить силіцій у комп'ютерних мікросхемах.

Вугілля. Поняття про адсорбцію

Під час прожарювання багатьох органічних речовин без доступу повітря утворюється аморфна модифікація Карбону — вуглець. Окремі часточки, з яких складається вуглець, за структурою нагадують графіт.

Вуглець, що утворюється під час прожарювання деревини, називають деревним вугіллям. Це тверда пориста маса, яка зберігає початкову структуру (мал. 28.6). Пори й канали у вугіллі частково заповнені



Роберт Флойд Кьорл
молодший (нар. 1933 р.)



Сер Гарольд Волтер
Крото (1939–2016)



Річард Еррет Смоллі
(1943–2005)



Лауреати Нобелівської премії з хімії 1996 р. за відкриття фулеренів



Сер Андрій Костянтинович Гейм (нар. 1958 р.)



Сер Костянтин Сергійович Новосьолов (нар. 1974 р.)



Британські вчені. Лауреати Нобелівської премії 2010 р. за винайдення технології добування графену

аморфним вуглецем і золю. Під час обробки водяною парою пори вугілля очищуються, що значно збільшує внутрішню площу його поверхні. Таке вугілля називають *активованим*.

Через наявність величезної кількості пор загальна площа поверхні активованого вугілля може сягати 400 м^2 на 1 г . Саме тому воно здатне поглинати гази, випари і деякі розчинені речовини, утримуючи їх на своїй поверхні. Це явище називають *адсорбцією*.

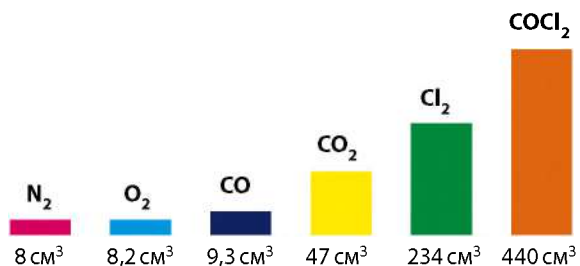
Активоване вугілля об'ємом 1 см^3 може поглинути близько 500 мл хлору і лише 35 мл кисню: чим легше скраплюється газ, тим сильніше він поглинається вугіллям (мал. 28.7).

На явищі адсорбції ґрунтується використання вугілля в захисних масках і протигазах. Найпростіший протигаз, створений 1915 року М. Д. Зелінським, складається з гумової маски й бляшаної коробки, наповненої активованим вугіллям. Вдихуване повітря проходить крізь шари активованого вугілля і очищується від отруйних газів і випарів (мал. 28.8, а).

Здатність вугілля до адсорбції використовують для знебарвлення цукрового сиропу, який через наявність домішок має жовтий колір.



Мал. 28.6. Деревне вугілля зберігає структуру деревини



Мал. 28.7. Адсорбція різних газів активованим вугіллям масою 1 г за температури 15°C



**Олексій Олексійович
Чуйко (1930–2006)**

Український хімік. Розробив засади сучасної хімії поверхні ультрадисперсних речовин



Мал. 28.8. Застосування явища адсорбції: *а* — у протигазах; *б* — для очищення води; *в* — у медицині

У побуті вугільні фільтри використовують для очищення питної води від домішок органічних речовин, які надають їй кольору чи запаху, для видалення слідів хлору та іржі (мал. 28.8, *б*). Вугільні фільтри також застосовують в очисниках повітря. Вони здатні затримувати найдрібніші часточки пилу.

Таблетки активованого вугілля вживають у разі харчового отруєння (мал. 28.8, *в*).

За неповного згоряння багатьох органічних речовин утворюється сажа — чорний, жирний на дотик порошок. Сажа накопичується в грубних трубах, утворює нагар у двигунах внутрішнього згоряння. Сажа, як і деревне вугілля, являє собою аморфний вуглець, вона складається з дрібних сферичних часточок діаметром до 0,1 мм. Сажу використовують під час виготовлення гуми. Саме тому шини мають чорний колір. Додавання сажі збільшує міцність гумових виробів і подовжує термін їхньої служби. Сажа міститься у складі чорної друкарської фарби.

Хімічні властивості вуглецю

Хімічні властивості різних алотропних модифікацій Карбону майже однакові, вони відрізняються переважно хімічною активністю. Але в більшості випадків для хімічних перетворень використовують вугілля (деревне, кам'яне), сажу або кокс.

1. Карбон — відновник. Багато неметалічних елементів мають електронегативність більшу за Карбон, із ними він виявляє відновні властивості. Карбон є відновником у багатьох промислово важливих процесах добування речовин:



- чадного газу: $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} 2\text{CO}$;
- кальцій карбїду (ацетиленїду): $\text{CaCO}_3 + 4\text{C} \xrightarrow{t} \text{CaC}_2 + 3\text{CO}\uparrow$;
- синтез-газу: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{CO} + \text{H}_2$.

2. Карбон — окисник. Окисні властивості Карбон виявляє в реакціях вуглецю з:

- воднем: $\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{CH}_4$;
- металами: $\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{CaC}_2$ $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{t} \text{Al}_4\text{C}_3$ (алюміній карбїд).

Поширеність у природі та біологічне значення Карбону

Незважаючи на те що Карбон є невід’ємною складовою живих організмів (близько 20 % маси людини), у природі його набагато менше, ніж Оксигену, Силіцію, Алюмінію й Гідрогену. В атмосфері Землі Карбон міститься переважно у складі вуглекислого газу (близько 0,03 % від об’єму), а в земній корі — у складі карбонатів (0,35 % від маси), наприклад кальцій карбонату, що утворює поклади мармуру, крейди і вапняку. Також Карбон є складовою бурого й кам’яного вугілля, горючих сланців, нафти та природного газу.

Властивість атомів Карбону утворювати довгі та різноманітні ланцюги зумовлює велике різноманіття органічних речовин. Карбон утворює багато груп біологічно важливих речовин: вуглеводів, білків, ліпідів, нуклеїнових кислот тощо. Саме вони є основою земного життя, а їхні властивості багато в чому визначають умови, у яких можуть існувати подібні до нас форми життя.



Ключова ідея

Не все те золото, що блищить.



Контрольні запитання

399. Схарактеризуйте валентні стани та можливі ступені окиснення Карбону.
400. Чому для атомів Карбону характерне утворення ковалентних зв’язків?
401. Схарактеризуйте поширеність у природі та біологічне значення Карбону.
402. Схарактеризуйте алотропні модифікації Карбону.
403. Яке вугілля називають активованим? Для чого його використовують?
404. Що таке адсорбція? Наведіть приклади цього явища і його застосування.
405. Схарактеризуйте хімічні властивості вуглецю.
406. Порівняйте будову алмазу і графіту та їхні властивості (колір, блиск, розчинність, твердість, крихкість, електропровідність).



Завдання для засвоєння матеріалу

407. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках: CH_4 , CaC_2 , CO , HCOOH .

- 408.** Випишіть рівняння реакцій із тексту параграфа і складіть для них електронний баланс. У яких із цих реакцій Карбон є окисником, а в яких — відновником?
- 409.** Порівняйте типи хімічного зв'язку у вуглекислому газі, метані, алмазі, силіцій карбіді.
- 410.** Складіть рівняння реакцій відновлення вугіллям: а) купрум(І) оксиду, ферум(ІІІ) оксиду, манган(ІІ) оксиду до металів; б) кальцій сульфату до сульфіді.
- 411.** Магній карбід MgC_2 розкладається водою подібно до кальцій карбіді з утворенням етину, а берилій карбід Be_2C — подібно до алюміній карбіді з виділенням метану. Складіть рівняння реакцій.
- 412.** У промисловості кальцій карбід одержують в електропечах із суміші кальцій карбонату й вугілля. Інший продукт реакції — карбон(ІІ) оксид. Складіть рівняння реакції.

Комплексні завдання

- 413.** Обчисліть масу фулерену C_{60} кількістю речовини 0,5 моль.
- 414.** Обчисліть масу коксу C , що буде потрібний для відновлення цинк оксиду масою 32,4 г, якщо одним із продуктів цієї реакції є карбон(ІІ) оксид.
- 415.** Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), що утвориться під час спалювання вуглецю масою 6 кг.
- 416.** Під час піролізу метану CH_4 за певних умов утворюються прості речовини. Обчисліть масу твердого продукту реакції піролізу метану об'ємом 56 м^3 (н. у.), якщо відносний вихід продукту становить 95%.

Міні-проекти

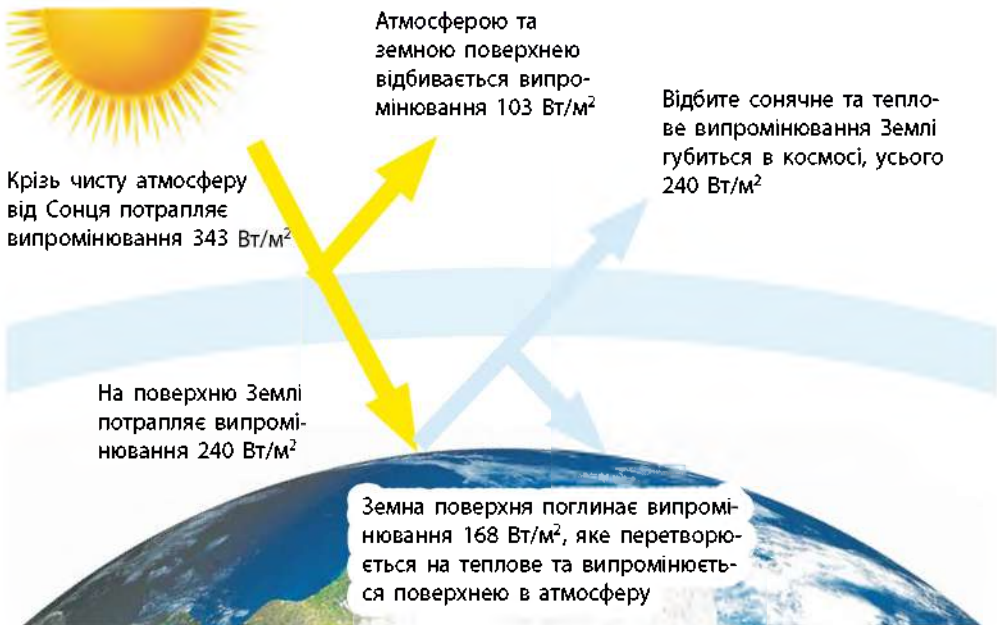
- 417.** У додаткових джерелах знайдіть інформацію про застосування графіту й алмазу. У кожному випадку визначте, на якій властивості цих речовин ґрунтується їх використання.

§ 29. Оксиди неметалічних елементів в атмосфері

Вуглекислий газ та парниковий ефект

Ті з вас, хто був у теплиці, знають, як там тепло й волого навіть за холодної погоди ззовні. Вологість повітря в теплиці зумовлена наявністю рослин і випаровуванням води з ґрунту, а підвищена температура — великим умістом водяної пари в повітрі.

Уміст водяної пари та інших газів у повітрі спричиняє *парниковий ефект*. Він виникає через те, що парникові гази поглинають інфрачервоне випромінювання Сонця і розігріваються (мал. 29.1). Отже, частина енергії Сонця не відбивається від поверхні Землі, а витрачається на розігрівання атмосфери. Завдяки парниковому ефекту середня температура повітря біля поверхні Землі дорівнює близько $+15^\circ\text{C}$. Без парникового ефекту вона б дорівнювала від -8 до -23°C .



Мал. 29.1. Виникнення парникового ефекту

Таблиця 4. Парникові гази

Газ	Уміст в атмосфері, об'ємна частка, %	Парниковий фактор**	«Внесок» у парниковий ефект, %
Водяна пара	1*	0,1	36–72
Вуглекислий газ	$3,5 \cdot 10^{-2}$	1	9–26
Метан	$1,7 \cdot 10^{-4}$	30	4–9
Нітроген(I) оксид	$3,0 \cdot 10^{-5}$	160	1–3

* Середнє значення, залежить від вологості повітря.

** Парниковий фактор використовують для порівняння парникового ефекту двох газів за однакової концентрації.

Як видно з таблиці 4, найбільше на парниковий ефект впливає водяна пара. Також значний «внесок» у вуглекислого газу: хоча його вміст у повітрі значно менший за водяну пару, його парниковий фактор набагато вищий. Ви знаєте, що наявність вуглекислого газу в повітрі є результатом природних процесів: виверження вулканів, життєдіяльності біосфери, великих лісових пожеж (мал. 29.2, а, с. 148). Але в останні століття



Мал. 29.2. Джерела вуглекислого газу в атмосфері: природні процеси (а) та антропогенна діяльність (б)

значно посилюється антропогенний фактор: дедалі більше вуглекислого газу потрапляє в повітря внаслідок людської діяльності (мал. 29.2, б). Насамперед від спалювання викопного палива й біомаси, виробництва цементу тощо. Від середини XVIII століття (від початку доіндустріальної епохи) уміст вуглекислого газу в атмосфері збільшився майже в півтора рази.

Збільшення концентрації вуглекислого газу посилює парниковий ефект, унаслідок чого підвищується середня температура повітря. А це збільшує випаровування води з океанів, що також посилює парниковий ефект. За прогнозами деяких науковців, усе це може призвести до підвищення середньорічної температури на планеті на кілька градусів, танення льодовиків і підвищення рівня Світового океану.

Сьогодні природоохоронники звертають увагу на необхідність обмеження викидів вуглекислого газу в атмосферу. У 1998–1999 рр. майже всі країни світу, у тому числі й Україна, підписали Кіотський протокол, згідно з яким кожна країна зобов'язується або знизити обсяги викиду парникових газів, або зберегти їх на рівні 1990 року.

Для досягнення цієї мети насамперед необхідно впроваджувати енергозберігальні технології, замінювати викопне паливо біопаливом, більше використовувати відновлювані джерела енергії.

Для вирішення проблеми парникового ефекту слід також звернути увагу на збільшення вмісту метану в атмосфері. Поки що «внесок» метану в парниковий ефект не такий значний, але протягом останніх 300 років його вміст в атмосфері невідомо зростає. Це пов'язано зі стрімким розвитком тваринництва (процеси травлення худоби) (мал. 29.3), рисівництва (процеси



Мал. 29.3. Велика рогата худоба є причиною збільшення вмісту метану в атмосфері

болотного гниття), а також збільшенням площі захоронення твердих побутових відходів (процеси утворення біогазу).

Оксиди Нітрогену й Сульфуру та кислотні дощі

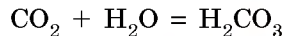
Іншими компонентами повітря, що становлять потенційну небезпеку природі, є оксиди Нітрогену NO і NO_2 , сульфур(IV) оксид SO_2 . У повітрі нітроген(II) оксид нестабільний, він дуже швидко окиснюється киснем до нітроген(IV) оксиду. Але в разі потрапляння у верхні шари атмосфери він негативно впливає на процеси озонотворення.

У природі велика кількість оксидів Нітрогену утворюється в атмосфері під час грози під дією електричних розрядів. Також оксиди Нітрогену й Сульфуру є результатом бактеріальної активності у ґрунтах, вулканічної діяльності та лісових пожеж.

Крім того, великі обсяги цих газів потрапляють в атмосферу внаслідок людської діяльності: спалювання викопного палива (нафти, вугілля і продуктів їх переробки), металургійної промисловості, виробництва нітратної та сульфатної кислот.

За участі оксидів Нітрогену й Сульфуру в повітрі утворюються кислоти, які випадають на землю разом із дощами. Такі дощі називають *кислотними* (мал. 29.4).

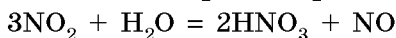
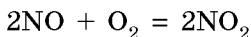
Звичайна дощова вода сама по собі має кислотне середовище, оскільки внаслідок розчинення у воді вуглекислого газу утворюється карбонатна кислота:



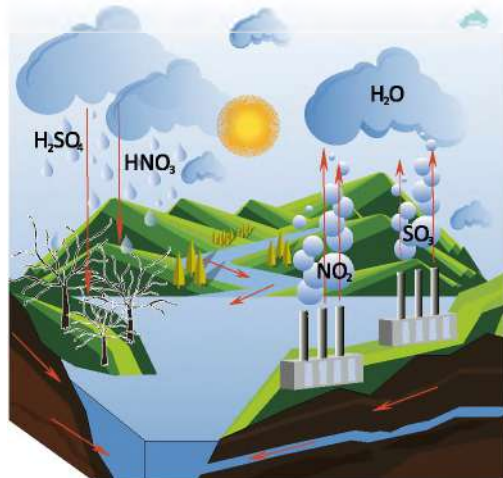
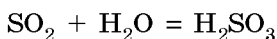
Хоча карбонатна кислота нестійка, а розчинність вуглекислого газу незначна, дощова вода вже не є нейтральною, її $\text{pH} \approx 5,5-6,0$. Утім, такий дощ є звичайним і не становить загрози.

За наявності оксидів Нітрогену та Сульфуру в повітрі утворюються:

- нітратна кислота:



- нестійка сульфатна кислота (кислота середньої сили):

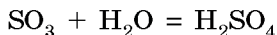
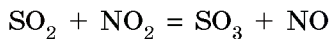


Мал. 29.4. Джерела кислотних дощів



Мал. 29.5. Вплив кислотних дощів на природні об'єкти (а) та пам'ятки культури (б)

- сульфатна кислота:



Дощі з домішками цих кислот уже можуть бути небезпечними, їхня кислотність досить помітна ($\text{pH} \approx 3-4$), а в деяких випадках дощова вода може бути дуже кислотною ($\text{pH} \approx 1$). Такі дощі спричиняють закислення ґрунтів, знищення рослинності на суші, а зниження рН у водоймах загрожує загибеллю флори й фауни в них (за $\text{pH} = 4,5$ у водоймах гине майже вся риба, більшість жаб і комах) (мал. 29.5, а). Окрім того, кислотні дощі прискорюють корозію металевих виробів, пошкоджуються будівлі та пам'ятки архітектури (мал. 29.5, б). Закислення ґрунтів сприяє переведенню у водорозчинні форми сполук важких хімічних елементів. За певними оцінками, у світі кислотні дощі щорічно завдають збитків на понад 30 млрд доларів.

Для розв'язання проблеми кислотних дощів необхідно контролювати антропогенні джерела оксидів Нітрогену та Сульфуру: зменшити викиди теплоелектростанцій, газотурбінних установок, вихлопи автомобілів, літаків тощо.



Ключова ідея

Земля — дім для людства та ще для близько 2 млн видів живих істот. Людство у міру своїх можливостей має дбати про цей дім.



Контрольні запитання

418. Наведіть приклади природних та антропогенних джерел оксидів неметалічних елементів в атмосфері.
419. Схарактеризуйте виникнення парникового ефекту та роль вуглекислого газу в цьому процесі.
420. Яке значення парникового ефекту для існування та розвитку життя на Землі?
421. Схарактеризуйте процеси, унаслідок яких формуються кислотні дощі.

Завдання з розвитку критичного мислення

422. Парниковий фактор хлорофлуоровуглеводнів, що використовують як фреони, у 23 тис. разів більший, ніж у вуглекислого газу. Як ви вважаєте, чому стосовно фреонів наголошують переважно на їх загрозі озоновому шару, а не на посиленні парникового ефекту?
423. Проаналізуйте малюнок 29.1. Визначте, яка частка від енергії Сонця утримується поверхнею Землі, а яка — атмосферою.

Міні-проекти

424. У додаткових джерелах знайдіть інформацію щодо обсягів вуглекислого газу, які потрапляють у повітря з різних антропогенних джерел. Зробіть висновок, які галузі людської діяльності слід обмежити чи модернізувати для зменшення цих обсягів.
425. Використовуючи додаткові джерела інформації, порівняйте внесок у формування парникового ефекту парникових газів, які потрапляють в атмосферу з природних та антропогенних джерел.
426. За додатковими джерелами інформації порівняйте внесок природних і антропогенних джерел оксидів неметалічних елементів у формування кислотних дощів.

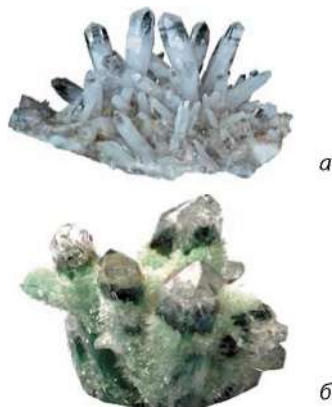
§ 30. Силіцій(IV) оксид. Сучасні силікатні матеріали

Пригадайте:

- що таке адсорбція (за § 28);
- будову і властивості кристалічних і аморфних речовин (за § 9).

Силіцій(IV) оксид

Силіцій(IV) оксид SiO_2 , або кремнезем, поширений у природі у вигляді мінералу кварцу (мал. 30.1, *a*). Дрібні кристали кварцу містяться у складі гранітів та інших гірських порід (мал. 30.1, *б*), а під час їх руйнування утворюється річковий пісок. Часто пісок містить домішки сполук Феруму, які забарвлюють його в жовтий колір. Значно рідше трапляється гірський кришталь — великі прозорі кристали кварцу, що іноді сягають довжини 10 м.



Мал. 30.1. Силіцій(IV) оксид у природі: *a* — кристали кварцу; *б* — кристали кварцу, вкращені в мінерал кальцит



Мал. 30.2. Кристали аметисту



Мал. 30.3. Пакетики із силікагелем часто поміщують у коробки із взуттям, електронними приладами тощо для поглинання зайвої вологи

Усередині деяких каменів є порожнини, у яких перебувають аметисти — кристали кварцу, забарвлені домішками в рожево-фіолетовий колір (мал. 30.2).

Для силіцій(IV) оксиду характерні атомні кристалічні ґратки, тому він тугоплавкий ($t_{\text{пл.}} \approx 1700^\circ\text{C}$). Розплавлений кварц під час охолодження застигає в прозору масу — кварцове скло, що є аморфною речовиною.

Силіцій(IV) оксид утворює багато гірських порід. Деякі з них разом із силіцій(IV) оксидом містять алюміній оксид, тому їх називають *алюмосилікатами*. Це польовий шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, глина $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, слюда $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ тощо.

Силікагель

Дрібний порошок силіцій(IV) оксиду — силікагель, або кремнезем, — використовують як осушувач завдяки здатності поглинати (адсорбувати) вологу (мал. 30.3).

Аморфний неперистий силіцій(IV) оксид використовують у харчовій промисловості (допоміжна речовина Е551) для запобігання утворенню грудок у порошкоподібних продуктах. Його додають до зубних паст і твердих лікарських препаратів (таблеток і порошків).

Великий адсорбційний потенціал кремнеземів зумовлює можливість створення на їх основі сучасних матеріалів (модифікованих кремнеземів) для наукових досліджень та технічного використання.

Скло

Кремнезем, а також глина й інші природні алюмосилікати є сировиною для виробництва скла, кераміки, цементу й бетону. Промисловість, що випускає ці матеріали, називають силікатною.

Рецепт виготовлення скла із суміші вапняку, соди й кремнезему був відомий ще в Давньому Єгипті. Із тих часів технологія виплавки скла значно вдосконалилася, однак основні принципи залишилися незмінними.



Юрій Валентинович Холін (1962–2017)

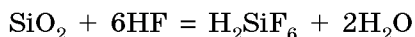
Український хімік.
Досліджував властивості та застосування модифікованих кремнеземів



Мал. 30.4. Робота з рідким склом (а) та художній виріб зі скла (б)

Формулу найпростішого силікатного скла прийнято записувати у вигляді суміші оксидів: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. У виробництві скла суміш піску, соди та вапняку розтоплюють. Із напіврідкого скла виготовляють різноманітний посуд, видувають художні вироби (мал. 30.4). За допомогою спеціальних машин одержують пласке віконне скло.

Скло стійке до дії багатьох речовин: воно нерозчинне у воді, не реагує навіть із концентрованими кислотами. Винятком є лише флуоридна кислота, що утворює із силіцій(IV) оксидом водорозчинну сполуку:



Така властивість скла дозволяє наносити на ньому матові написи.

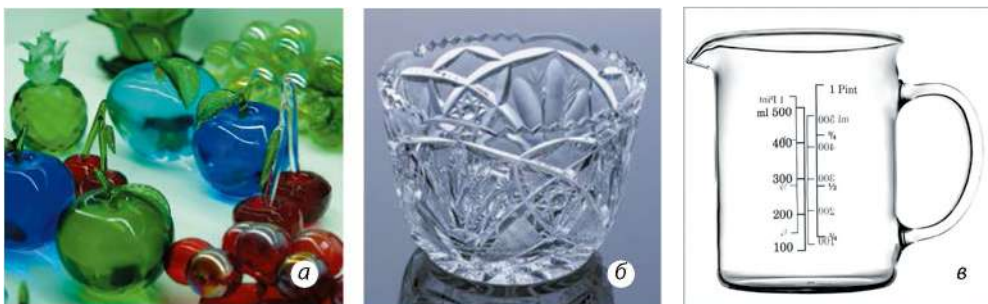
Головний недолік скла — крихкість, тому перед виготовленням деяких виробів скло загартовують: нагрівають до $650\text{--}680^\circ\text{C}$, а потім швидко рівномірно охолоджують повітрям. У такого скла підвищена механічна міцність, термостійкість, а в разі руйнування воно розпадається на дрібні уламки з тупими краями (мал. 30.5). Із загартованого скла виготовляють прозорі стінки меблів, стільниці, бокові та задні стекла автомобілів (мал. 30.6).



Мал. 30.5. Загартоване скло в разі руйнування не завдає значних пошкоджень



Мал. 30.6. Оздоблення сходиць загартованим склом



Мал. 30.7. Кольорове скло (а), вироби з кришталю (б) та лабораторний посуд із термостійкого скла (в)

Додаванням до розплавленого скла різних оксидів одержують кольорові стекла. Наприклад, оксиди Феруму забарвлюють скло в зелений, блакитний або червоно-бурий кольори, CoO — у синій, Cr_2O_3 — у зелений, MnO — у фіолетовий, Cu_2O — у червоний (мал. 30.7, а). Додаванням до скла PbO одержують кришталю — скло, яке сильно заломлює промені світла і добре полірується (мал. 30.7, б). А з додаванням B_2O_3 виготовляють тугоплавке боросилікатне скло. З такого скла марки «Pyrex» виготовляють термостійкий лабораторний посуд (мал. 30.7, в).

Кварцове скло

Кварцове скло, на відміну від звичайного, за нагрівання не розширюється, тому вироби з нього не тріскаються навіть за швидкого охолодження розпеченого виробу в холодній воді. Хімічний посуд, виготовлений із такого скла, використовують для проведення реакцій, що вимагають сильного нагрівання або різкого охолодження.

Кварцове скло пропускає не лише видиме світло, але й ультрафіолетове. Тому колби ультрафіолетових ламп, які використовують у спеціальних приладах або для особливого освітлення, виготовляють виключно з кварцу (мал. 30.8, а).

Дрібні пластинки з кристалів кварцу здатні перетворювати механічну енергію на електричну, і навпаки. Такі речовини називають п'єзоелектриками, їх використовують як генератори звуку, у радіотехніці, а також у запальничках (мал. 30.8, б, в).



Мал. 30.8. Використання кварцу:
а — колби ультрафіолетових ламп виготовляють із кварцового скла;
б — п'єзозапальничка;
в — кварцовий резонатор



Мал. 30.9. Вироби з кераміки: *a* — фаянсовий виріб Києво-Межигірської фабрики; *б* — порцелянова китайська ваза

Кераміка

Керамікою в побуті називають вироби з глини, обпалені в печі. Це слово походить від грецького *ceramos* — «глина». У Давніх Афінах так називався район, де працювали гончарі. Із часом майстри навчилися виготовляти справжні шедеври з тонкої кераміки — фаянсу та фарфору (мал. 30.9). Вироби з обпаленої глини широко використовують і сьогодні — цеглу, плитку, черепицю, посуд і предмети декору.

Щоб зробити кольоровий малюнок, на глиняний виріб наносять дрібно розтерті оксиди металічних елементів. Під час випалювання вони реагують із глиною, утворюючи яскраво забарвлені речовини.

Цемент і бетон

Цемент і бетон разом із вапном і гіпсом відносять до *в'язучих матеріалів* — речовин, що твердіють через певний час після змішування з водою. Приготовлена із цементу й води густа суміш (цементне тісто) поступово перетворюється на тверду масу, що міцно зв'яже між собою цегли. Для повного затвердіння потрібні два-три тижні.

Змішуючи цемент із піском і щебенем, одержують бетон. Його заливають у спеціальні дерев'яні форми, які видаляють лише після того, як бетон застигне. Для збільшення конструкційної міцності бетоном заливають арматуру — сталевий каркас (мал. 30.10). Одержаний матеріал називають *залізобетоном*. Конструкції із залізобетону є каркасом більшості сучасних будівель.



Мал. 30.10. Заливання арматурного каркасу бетоном

Цементні підприємства викидають в атмосферу багато вуглекислого газу та дрібного пилу, який утворюється під час розмелювання сировини. Як наслідок — навколо таких підприємств повітря забруднене дрібним пилом. Потрапляючи в дихальні шляхи, цементний пил може спричиняти різні захворювання, зокрема силікоз та емфізему легенів. Окрім того, цемент не рентабельно утилізувати: для будівництва нової будівлі дешевше виготовити нові порції. А відпрацьований цемент після руйнування споруд накопичується у відвалах.

Для запобігання шкідливому впливу на довкілля на цементних заводах встановлюють спеціальні фільтри, які затримують пил. Необхідно також впроваджувати сучасні «зелені» технології, завдяки яким зменшуються викиди вуглекислого газу в атмосферу.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля та аналогічних лікарських препаратів

Обладнання: штатив із пробірками, піпетки, спиртівка.

Реактиви: активоване вугілля, «Біле вугілля», «Біла глина», розчини чорнил, йоду, брильянтового зеленого («зеленки») та метиленового синього («синьки»).

! Правила безпеки:

- для дослідів використовуйте невеликі кількості реактивів;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі, на одяг;
- під час нагрівання не торкайтеся руками гарячих предметів.

У розчин чорнила помістіть таблетку активованого вугілля. Струшуйте розчин. Як змінюється забарвлення? Нагрійте розчин до кипіння. Що спостерігаєте?

Виконайте аналогічні досліди, додавши до води декілька крапель йодної настоянки, спиртового розчину барвників: брильянтового зеленого («зеленки»), який використовують для обробки ран, або метиленового синього («синьки»), що додають у воду під час вибілювання білизни.

Повторіть досліди з препаратами «Біле вугілля» та «Біла глина». Також можна випробувати інші фармацевтичні препарати, наприклад «Ентеросгель», «Атоксил», «Сорбекс», «Смекта» тощо. Порівняйте результати.



Ключова ідея

Силіцій(IV) оксид є основою не лише природних ґрунтів і монолітних утворень, але й сучасних матеріалів.



Контрольні запитання

427. У якому вигляді трапляється силіцій(IV) оксид у природі?
428. Схарактеризуйте фізичні властивості силіцій(IV) оксиду. Поясніть, як вони пов'язані з його будовою.
429. Схарактеризуйте застосування силіцій(IV) оксиду.
430. Що називають силікагелем? Де його використовують?
431. Наведіть приклади природних силікатів.
432. Що є сировиною для силікатної промисловості та які найважливіші продукти вона випускає?
433. Що називають керамікою, цементом, бетоном, залізобетоном?
434. Назвіть потенційні екологічні проблеми, пов'язані з виробництвом цементу, та можливі шляхи їх запобігання й усунення?



Завдання для засвоєння матеріалу

435. Під час додавання до натрій силікату розчину амоній хлориду випадає осад силікатної кислоти. Як пояснити це явище?
436. Складіть рівняння реакцій для здійснення перетворень:
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$.
437. Кальцій силікат $2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ міститься у складі цементу. Запишіть рівняння реакції утворення цієї речовини під час спікання суміші кварцового піску і вапняку.

Комплексні завдання

438. Обчисліть масу силіцій(IV) оксиду, необхідну для перетворення кальцінової соди Na_2CO_3 масою 1 т на натрій силікат.
439. Обчисліть масу розчину натрій силікату з масовою часткою солі 12,2 %, який можна одержати з натрій карбонату масою 26,5 г та кремнезему масою 20 г.

Завдання з розвитку критичного мислення

440. Як ви вважаєте, чому кварцовий посуд, розпечений у полум'ї, не тріскається під час контакту з холодною водою?
441. Суміш, із якої формують силікатні (білі) цеглини, одержують дією води на суміш кварцового піску й негашеного вапна. Сформовані цеглини нагрівають, обробляючи їх водяною парою. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються в процесі виробництва силікатної цегли.

Міні-проекти

442. Виконайте в шкільній хімічній лабораторії у присутності вчителя досліди з натрій силікатом та поясніть спостереження. Дотримуйтеся правил безпеки.
- Дослід 1. Продуйте вуглекислий газ крізь розчин натрій силікату, скориставшись газовідвідною трубкою або соломинкою.
- Дослід 2. До розчину натрій силікату долийте розчин амоній хлориду.
- Дослід 3. Помістіть декілька кристалів ферум(III) хлориду в банку з концентрованим розчином натрій силікату.

Дослід 4. Занурте в розчин натрій силікату дерев'яну скіпку й залиште в ньому на декілька днів. Потім висушіть скіпку і помістіть її в полум'я. Повторіть дослід із невеликим клаптиком тканини.

§ 31. Загальна характеристика металічних елементів та металів

Пригадайте:

- особливості металічного зв'язку (за § 8);
- фізичні властивості речовин із металічними кристалічними ґратками (за § 10).

Особливості будови електронної оболонки атомів та місце в Періодичній системі

Зі 118 хімічних елементів, відомих на сьогодні, близько 100 елементів є металічними. У Періодичній системі вони розташовані від початку кожного періоду, а також у двох родинях *f*-елементів: Лантаноїди та Актиноїди (мал. 31.1).

В атомів металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні міститься невелике число електронів:

- у *s*-елементів — один або два;
- у *d*-елементів — два (як виняток — один);
- у *p*-елементів по-різному: в елементів 3–5 періодів — по 3–4 електрони, в елементів 6–7 періодів значно більше, але через значне віддалення від ядра вони слабо притягаються до нього.

s^1 s^2												p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6	
Li	Be																	
Na	Mg	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	Al						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn					
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po			
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts		

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Мал. 31.1. Металічні елементи в Періодичній системі

(● — *s*-елементи, ● — *d*-елементи, ● — *p*-елементи, ● — *f*-елементи)

Атоми металічних елементів у хімічних взаємодіях лише віддають електрони та, як наслідок, набувають стійкої електронної конфігурації атомів найближчого інертного елемента.

Отже, метали в хімічних реакціях є виключно відновниками. У цьому полягає їх принципова відмінність від неметалів.

Для металічних елементів характерна невелика електронегативність — менша за 1,8. Найбільше металічні властивості виявлені в елементів ІА групи Періодичної системи — лужних елементів. Їхні атоми настільки легко віддають валентні електрони, що в природі ці елементи перебувають виключно у вигляді сполук.

Поширеність металічних елементів у природі

Слово «метал» походить від грецького *metallon*, що означає «рудник» або «шахта». Дійсно, багато металічних елементів трапляються в природі у вигляді руд, що складаються з одного або декількох металовмісних мінералів. Мінерали й гірські породи, які містять сполуки металічних елементів і придатні для добування металів промисловим способом, називають *рудами*: залізна руда, алюмінієва, мідна, свинцева тощо.

Найпоширеніший у земній корі металічний елемент — Алюміній (7%), він поступається лише двом неметалічним — Оксигену й Силіцію. Друге місце серед металічних елементів посідає Ферум (4%), третє — Кальцій (3%), потім Натрій, Калій і Магній (близько 2%), Титан (0,6%). Набагато менше в земній корі Хрому (0,01%), Купруму (0,005%), Урану, Стануму (близько 0,0002%), Аргентуму (0,000007%), Меркурію (0,000005%), Ауруму (0,0000001%). Усі радіоактивні металічні елементи (за винятком Урану й Торію) у природі наявні в незначних кількостях або взагалі не виявлені.

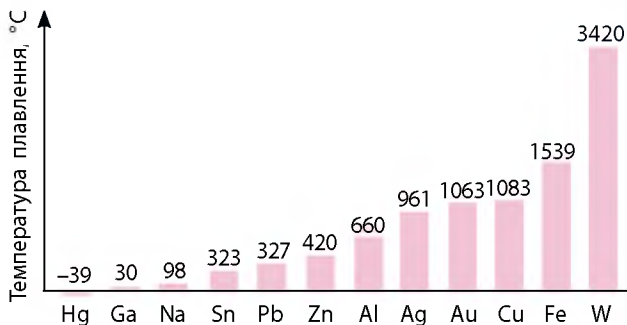
Загальні фізичні властивості металів

Для металів та їхніх сплавів характерні загальні властивості, які зумовлені наявністю в них металічного зв'язку.

• За *кольором* усі метали майже однакові: сріблясто-сірі, можуть бути дещо темнішими або світлішими. Усі мають металічний блиск (більшою чи меншою мірою). Деякі метали мають світло-блакитний відтінок. Лише трьом металам властиве характерне забарвлення: золото — жовте, мідь — червона, цезій — світло-жовтий (мал. 31.2).



Мал. 31.2. Цезій — один із трьох металів, що мають характерне забарвлення



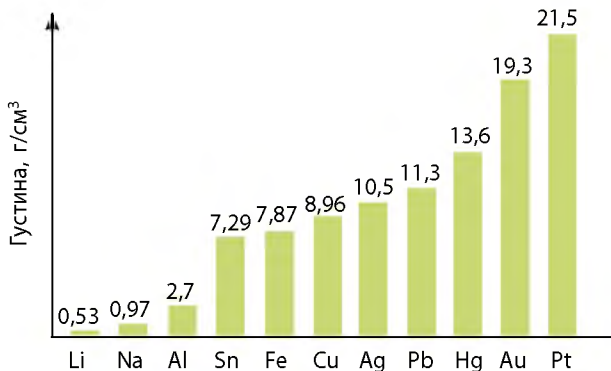
Мал. 31.3. Температури плавлення деяких металів



Мал. 31.4. Температура плавлення галію така низька, що він плавиться від теплоти людського тіла

• **Температури плавлення** металів варіюють у дуже широкому діапазоні (мал. 31.3). Найбільш легкоплавкий метал — ртуть — за кімнатної температури є рідиною. Галій плавиться від теплоти людського тіла (мал. 31.4). Із металів, що широко застосовуються в техніці, найбільш легкоплавкі — олово і свинець. Максимальну температуру плавлення має вольфрам. Метали, температура плавлення яких вища за 1000°C , називають *тугоплавкими*.

• Метали дуже різняться за **густиною** (мал. 31.5). Найменша густина в лужних металів: літію, натрію і калію. Літій навіть спливає на поверхню гасу, густина якого менша за гуστину води (мал. 31.6). Метали з густиною, меншою за 5 г/см^3 , називають *легкими*, а інші — *важкими*. До легких, крім лужних і лужноземельних металів, відносять магній, алюміній тощо. Найбільш важкими є прості речовини *d*-елементів 6 періоду, а також актиноїди. Наприклад, ртуть має гуστину $13,6 \text{ г/см}^3$, тобто літрова банка, заповнена ртуттю, важить $13,6 \text{ кг}$! Найважчі метали



Мал. 31.5. Густини деяких металів



Мал. 31.6. У літію найменша серед усіх металів густина ($0,53 \text{ г/см}^3$), він плаває не лише на поверхні води (як інші лужні метали), а й на поверхні гасу ($0,81 \text{ г/см}^3$)

в природі — осмій та іридій (густина близько $22,6 \text{ г/см}^3$).

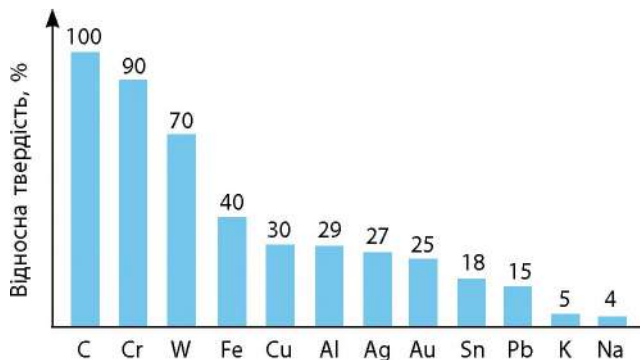
• **Твердість** речовини оцінюють за її здатністю залишати подряпини на іншій речовині. Найтвердіша речовина — алмаз — залишає слід на будь-яких поверхнях. Із металів за твердістю до алмаза найближчий хром — він дряпає скло (мал. 31.7). Найм'якші — лужні метали, їх можна різати ножем. М'якими є також свинець, олово, цинк, срібло, золото.

• **Електро- та теплопровідність.** Усі метали добре проводять електричний струм. Найбільша електропровідність у срібла, дещо менша — у міді й золота (мал. 31.8). Але срібло — це дорогий метал, його використовують лише для виготовлення високоточних приладів. У побуті застосовують переважно мідні дроти, вони мають значно кращі характеристики, ніж дроти, виготовлені з алюмінію.

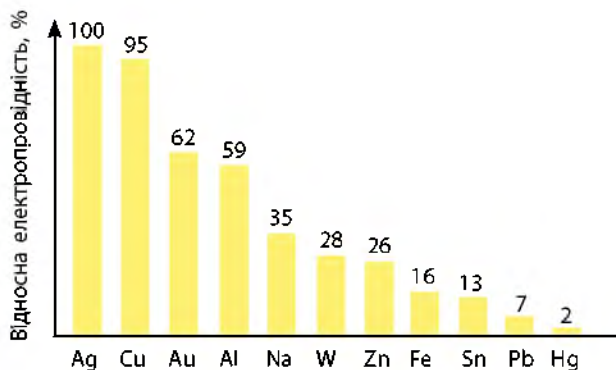
Під час проходження через метал електричного струму частина енергії перетворюється на теплову — метал нагрівається. Використання алюмінієвих дротів за високих навантажень на електричну мережу може призвести до їх розплавлення. Особливо небезпечними є місця контакту алюмінієвих і мідних дротів — вони нагріваються набагато швидше, що може спричинити пожежу.

Електропровідність металів залежить від числа вільних електронів у кристалі. Крім того, чим більше в металі вільних електронів, тим швидше відбувається вирівнювання температури в усьому кристалі, тобто тим більша його теплопровідність. Тому для багатьох металів близькими є відносні значення тепло- й електропровідності.

• **Пластичність (ковкість).** Багато металів пластичні, тобто можуть змінювати форму без руйнування, наприклад, розплющуватися від



Мал. 31.7. Твердість металів порівняно з твердістю алмазу



Мал. 31.8. Відносна електропровідність металів

удару молотом. Найбільш пластичними є золото, срібло, мідь, олово. Їх можна розкатувати в тонку фольгу. Прокаткою можна одержати шари золота завтовшки декілька атомів. Саме такі золоті лусочки використав Резерфорд під час дослідження будови атома. Зовні вони нагадують напівпрозору зеленувату плівку, що пропускає світло.

Ще за часів Київської Русі найтоншу золоту фольгу (сухозлітне золото) застосовували для золочення виробів із деревини і кераміки. Тонким золотом прикрашали рукописні книги та ікони. Зі злитка золота масою лише 1 г можна витягнути дріт завдовжки майже 3 км або виготовити лист фольги площею 1 м².



Ключова ідея

Властивості металів дуже відрізняються, але більшою чи меншою мірою їм притаманні тепло- та електропровідність, пластичність і металічний блиск.



Контрольні запитання

- 443.** Які характерні особливості металічних елементів?
444. У якій частині Періодичної системи розміщені металічні елементи?
445. Схарактеризуйте поширеність металічних елементів у природі.
446. Схарактеризуйте загальні властивості металів. Чим вони зумовлені?
447. Наведіть приклади металів із високими і низькими значеннями теплої електропровідності.
448. Які метали називають тугоплавкими, легкими, важкими? Наведіть приклади.



Завдання для засвоєння матеріалу

- 449.** Порівняйте електронні конфігурації атомів Берилію і Магнію.
450. Наведіть по одному прикладу: а) твердого тугоплавкого металу; б) м'якого тугоплавкого металу; в) м'якого легкоплавкого металу.

Комплексні завдання

- 451.** Обчисліть довжину ребра куба масою 1 т, відлитого із заліза (густина заліза 7,87 г/см³).
452. Критична маса урану-235, за якої відбувається ядерний вибух, становить 0,8 кг. Який радіус R мала б уранова куля масою, що дорівнює критичній? Густина урану 19 г/см³, об'єм кулі обчислюють за формулою $V = \frac{4}{3}\pi R^3$.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 453.** Що станеться із золотою каблучкою, якщо залишити її в розчині ферум(II) хлориду за кімнатної температури?
454. Порівняйте електронну будову атомів металічних, напівметалічних та неметалічних елементів. Поясніть, як електронна будова атомів елементів пов'язана з різним електричним опором простих речовин, які вони утворюють.

455. Що станеться з мідним браслетом, якщо він контактуватиме з розчином аргентум(I) нітрату декілька годин за кімнатної температури?
456. Металічні елементи **A** і **B** розташовані в одній групі Періодичної системи. Один з елементів розташований у другому періоді, а інший — у п'ятому. Густина простої речовини **B** більша за густину простої речовини **A**. Який з елементів розташований у другому періоді? Поясніть свою відповідь.

§ 32. Застосування металів і сплавів

Застосування металів

Із давніх-давен люди використовують метали в різних галузях своєї діяльності. Застосування металів, як і інших матеріалів, насамперед ґрунтується на їхніх фізичних властивостях. Завдяки великій міцності метали є поширеними конструкційними матеріалами. А здатність проводити електричний струм робить їх необхідним елементом різноманітних електротехнічних приладів: від величезних електрогенераторів до міні-комп'ютерів.

Чисті метали використовують досить рідко. З дуже чистої міді виготовляють дроти (наявність навіть десятих часток відсотка домішок суттєво зменшує електропровідність), а чисті залізо та нікель застосовують для виготовлення вакуумної техніки. У більшості випадків чисті метали або економічно не вигідні, або їхні властивості не відповідають певним вимогам. Наприклад, чисте залізо недостатньо міцне, а чисте золото занадто м'яке. Тому сьогодні застосовують переважно сплави металів, до того ж дуже часто для певного використання розробляють спеціальний сплав.

Поняття про сплави

У розплавленому стані метали зазвичай легко змішуються між собою, утворюючи однорідну суміш — розчин. Під час охолодження такої суміші утворюється *сплав*.

Властивості сплавів можуть значно відрізнитися від властивостей чистих металів. Температура плавлення сплаву здебільшого нижча за температуру плавлення його компонентів. Це дуже добре ілюструє сплав Вуда, який містить вісмут, свинець, олово і кадмій. Найбільш легкоплавкий із цих металів (олово) плавиться за 232°C , а температура плавлення сплаву Вуда становить 69°C , що нижче за температуру кипіння води (мал. 32.1).



Мал. 32.1. Сплав Вуда плавиться за значно нижчої температури, ніж його складові

Застосування сплавів

Банківські метали (золото, срібло тощо) для карбування обігових монет не використовують, а лише для пам'ятних (ювілейних). Білі монети в Україні карбують із сталі, алюмінію, мельхіору або нейзильберу (сплав міді, нікелю та цинку), а жовті — з мідно-нікелевого сплаву.

Золото, срібло, мідь, платину та паладій використовують для виготовлення ювелірних сплавів. Сплав золота з паладієм за кольором нагадує платину, тому його називають «білим золотом», домішки кадмію надають золотим виробам зеленуватого відтінку.

Бронза — твердий і стійкий до корозії сплав олова з міддю (75–90% Cu). З неї виготовляють деталі машин, свічники, статуї. Під час удару бронза дзенькає сильніше, ніж мідь або олово. Тому саме з бронзи відливали дзвони.

Латунь — це сплав міді (до 50%) із цинком. Вона набагато твердіша, ніж метали в її складі, тому цей сплав застосовують для виготовлення деталей машин та сантехнічних виробів. Латунь має гарний золотавий колір, тому з неї виробляють інтер'єрні прикраси, корпуси годинників, дверні ручки тощо.

Мельхіор — стійкий до корозії сплав міді з нікелем (до 30% Ni). Із нього виготовляють деталі машин, високоякісні деталі морських човнів, посуд, столові прибори. Ще більшу корозійну стійкість і стійкість до стирання має сплав **монель** (33% Cu і 66% Ni), із нього виробляють частини двигунів, лопаті турбін, а також монети.

Радіолюбителям добре відомий **припій** — легкоплавкий сплав із двох частин олова та однієї частини свинцю. Оскільки в розплавленому стані припій легко прилипає до добре зачищеної металеві поверхні, його використовують для паяння металів.

Найвідоміший алюмінієвий сплав — **дюралюміній**, або **дюраль** (93,5% Al, 4,5% Cu, 1,5% Mg, 0,5% Mn). Він трохи важчий за алюміній, але набагато твердіший за нього (від латин. *duros* — «твердий, міцний»). Із дюралюмінію виготовляють корпуси суден і літаків, балки для перекриття будинків, корпуси годинників тощо.





Ключова ідея

Застосування металів, як і інших матеріалів, насамперед ґрунтується на їхніх фізичних властивостях.



Контрольні запитання

457. Що називають сплавом? Наведіть приклади сплавів.
 458. Чому здебільшого використовують не чисті метали, а їхні сплави?
 459. Схарактеризуйте застосування чистих металів та їхніх сплавів.



Завдання для засвоєння матеріалу

460. Схарактеризуйте склад, властивості та застосування сплавів: бронза, латунь, мельхіор, монель, припій, дюралюміній.

Комплексні завдання

461. Зразок заліза масою 8,4 г занурили в хлоридну кислоту масою 200 г із масовою часткою HCl 6 %. Обчисліть масу солі в розчині після реакції.
 462. Під час взаємодії сплаву міді з цинком масою 13 г із надлишком хлоридної кислоти виділився водень об'ємом 2,24 л (н. у.). Обчисліть масові частки металів у сплаві.
 463. Зразок сталі масою 5 г спалили в струмені кисню. Під час реакції утворилися вуглекислий газ об'ємом 90 мл (н. у.) та силіцій(IV) оксид масою 0,12 г. Обчисліть масові частки Карбону і Силіцію в цьому зразку сталі.

Завдання з розвитку критичного мислення

464. Чи правильно говорити, що сплав — це суміш різних металів? Відповідь обґрунтуйте.
 465. Рідкоземельними елементами назвали групу металічних елементів, що, як вважалося раніше, дуже рідко трапляються в земній корі. Прокоментуйте вислів: «Рідкоземельними металами називають метали, які легше знайти на сміттєзвалищі, ніж у землі».

§ 33. Натрій. Натрій гідроксид. Луги

Загальна характеристика лужних елементів

Лужні елементи — елементи ІА групи (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), вони є першими елементами кожного періоду. На зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів міститься по одному електрону.

У лужних елементів найменша електронегативність серед усіх елементів періоду, у якому вони розташовані. Втрачаючи електрон, атоми



Мал. 33.1. Натрій зберігають під шаром рідких вуглеводнів

лужних елементів набувають стійкої електронної конфігурації атомів найближчого інертного елемента ($\text{Li}^+ \rightarrow \text{He}$; $\text{Na}^+ \rightarrow \text{Ne}$ тощо). Це підтверджує сильні відновні властивості лужних металів, і натрію зокрема.

Поширеність у природі

У вигляді простих речовин лужні елементи в природі не трапляються, оскільки вони хімічно дуже активні. Зі сполук лужних елементів поширені лише сполуки Натрію й Калію.

У земній корі вміст Натрію становить 2,64 %, Калію — 2,4 % (відповідно, 4-те і 5-те місця серед металічних елементів). Усіх інших лужних елементів разом у земній корі близько 0,01 %.

Значні кількості йонів Натрію і Калію в розчиненому вигляді є в морській воді: Na^+ — 1,07 % (найпоширеніший металічний елемент у морській воді), K^+ — 0,038.

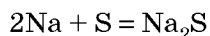
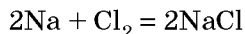
Фізичні властивості лужних металів

У лужних металах, зокрема натрію, атоми в кристалічних ґратках упаковані не щільно (атоми займають лише 68 % наявного об'єму), тому всі лужні метали — легкі та м'які. Через надзвичайну хімічну активність лужні метали зберігають під шаром гасу або інших рідких вуглеводнів (мал. 33.1).

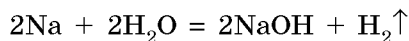
Натрій

Лужні метали належать до найбільш хімічно активних речовин, вони виявляють лише відновні властивості.

1. Взаємодія натрію з неметалами. Натрій активно взаємодіє з неметалами. У реакції з галогенами, сіркою, азотом, фосфором і силіцієм утворюються, відповідно, галогеніди, сульфіди, нітриди, фосфіди та силіциди:



2. Взаємодія з водою. Натрій активно взаємодіє з водою з утворенням водню і натрій гідроксиду:



Із концентрованими кислотами натрій реагує з вибухом, тому така реакція небезпечна. Під час взаємодії з розбавленими кислотами лужні метали перш за все реагують із водою в розчині кислоти, після чого утворений луг нейтралізується наявною кислотою. Із цієї ж причини лужні метали не витісняють менш активні метали з розчинів солей.

Натрій гідроксид. Луги

Утворений у реакції натрію з водою натрій гідроксид — дуже добре розчинна у воді речовина (108,7 г у 100 г води за 20°C). У чистому вигляді він являє собою білі легкоплавкі лусочки, що «розтікаються» на повітрі внаслідок гігроскопічності.

Реакцію натрію з водою можна використовувати для добування натрій гідроксиду в лабораторії, але на практиці цей метод не використовують, оскільки набагато дешевше купити натрій гідроксид промислового виробництва.

Гідроксиди лужних елементів є сильними основами — лугами, і натрій гідроксид є характерним представником лугів.

Луги, зокрема натрій гідроксид, є сильними електролітами і добре дисоціюють у розчині:



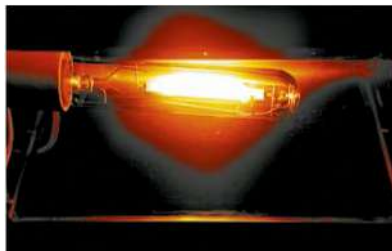
Через це натрій гідроксид виявляє всі загальні хімічні властивості основ. Він взаємодіє з:

- кислотними оксидами з утворенням середніх солей:
 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- кислотними оксидами з утворенням кислих солей:
 $\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$;
- кислотами: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- кислими солями: $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- розчинними солями (за умови утворення осаду):
 $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$;
- амфотерними оксидами (за сплавлення):
 $2\text{NaOH} + \text{ZnO} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- амфотерними гідроксидами (за сплавлення):
 $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- амфотерними гідроксидами (у розчині):
 $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2\text{Zn}(\text{OH})_4$.

Під час нагрівання натрій гідроксид плавиться без розкладання.

Застосування лужних металів та натрій гідроксиду

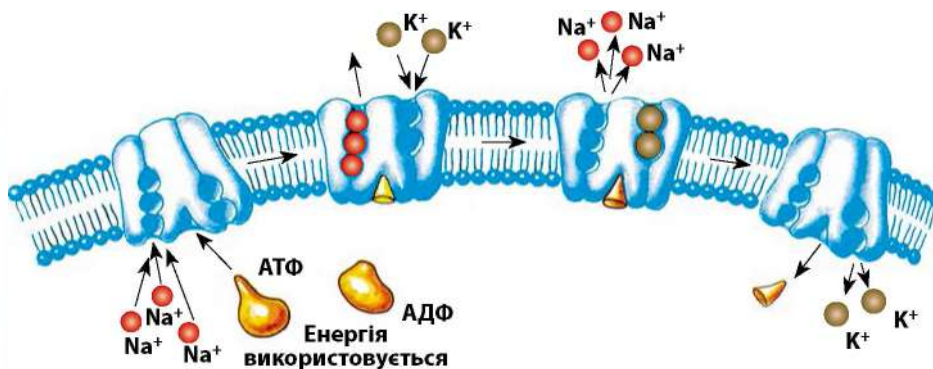
- Рідкий натрій використовують як рідкометалічний теплоносіє у першому контурі охолодження ядерних реакторів.
- У металургії натрій необхідний для відновлення деяких тугоплавких металів. Натрієм відновлюють калій гідроксид КОН для добування калію.
- Сплав натрію (12%), калію (47%) та цезію (41%) має рекордно низьку для металів температуру плавлення -78°C . Через це його використовують як робоче тіло йонних двигунів для космічних кораблів.
- Натрій застосовують для виготовлення газорозрядних ламп (мал. 33.2). Такі лампи випромінюють яскраво-жовте світло і мають тривалий термін експлуатації (декілька років).
- Натрій гідроксид використовують для очищення продуктів переробки нафти, у миловарінні, паперовій, текстильній та інших галузях промисловості, а також під час виробництва штучного волокна й біодизелю.
- Натрій гідроксид є також засобом для прочищення каналізаційних труб.
- Калій — важливий біогенний елемент, тому його сполуки у великих кількостях застосовують як мінеральні добрива.



Мал. 33.2. Натрієві газорозрядні лампи використовують для вуличного та промислового освітлення

Біологічне значення Натрію і Калію

Натрій і Калій є важливими біогенними елементами: їхні сполуки необхідні для існування і функціонування живих організмів. Йони



Мал. 33.3. Натрій-калієвий насос забезпечує активний транспорт речовин крізь мембрану клітин

Натрію містяться переважно в міжклітинній рідині (майже в 15 разів більше, ніж у цитоплазмі клітин), а йони Калію — усередині клітин (майже в 40 разів більше, ніж у міжклітинній рідині). Ця різниця забезпечена функціонуванням натрій-калієвого насоса (мал. 33.3).

Йони Натрію і Калію створюють умови для фізіологічних процесів скорочення м'язів, підтримання кислотно-лужного балансу, нормалізації водного балансу в організмі, активації багатьох ферментів. Доросла людина має вживати на добу близько 3 г йонів Натрію і 6 г йонів Калію. Зверніть увагу, що ця кількість визначена з урахуванням усіх джерел йонів у раціоні.

Поповнити запаси Натрію в організмі досить легко завдяки кухонній солі. Але останнім часом у нашому раціоні з'явилися додаткові джерела йонів Натрію — натрій глютамат (підсилювач смаку, що міститься в усіх снеках), натрій нітрит (ковбасні виробы), натрій сахаринат (підсолоджувач) та натрій бензоат (консервант) (мал. 33.4).

Самі по собі ці речовини безпечні (у розумних дозволених дозах). Але нераціональне харчування й надмірне споживання зазначених продуктів може призвести до надлишку Натрію в організмі. Це спричиняє набряки ніг та обличчя, підвищення артеріального тиску, надмірне виділення Калію із сечею.

Якщо нестача Натрію трапляється рідко, то зменшення кількості Калію в організмі може статися внаслідок втрати значної кількості рідини (зазвичай під час частих проносів або блювоти). Нестача Калію спричиняє порушення роботи серця і м'язів, невралгію.

Джерелом Калію є сушені абрикоси, шпинат, дині, боби, картопля, печінка, ківі, авокадо, банани, броколі, молоко, цитрусові, риба тощо (мал. 33.5).



Мал. 33.4. Продукти з підсилювачами смаку, підсолоджувачами та консервантами за надмірного вживання можуть порушити баланс Натрію в організмі



Мал. 33.5. Продукти, що поповнюють уміст Калію в організмі людини



Мал. 33.6. Передчасне пожовтіння листків свідчить про нестачу Калію в ґрунті

За нестачі Калію в ґрунті порушується життєдіяльність рослин: пригнічується фотосинтез, відбувається пожовтіння й відмирання листків (мал. 33.6). Тому Калій у значних кількостях застосовують для підживлення рослин. Сполуки Калію, зокрема калій нітрат, є важливими мінеральними добривами. Для їх виготовлення використовують майже 90% солей Калію, що добувають у світі.



Ключова ідея

Калій і Натрій — важливі біогенні елементи, їхні сполуки мають велике значення для сучасної науки й техніки.



Контрольні запитання

466. Які особливості будови електронної оболонки атомів лужних елементів? Схарактеризуйте електронну будову атомів Натрію і Калію.
467. Схарактеризуйте поширеність у природі та біологічне значення Натрію і Калію.
468. Схарактеризуйте фізичні й хімічні властивості натрію.



Завдання для засвоєння матеріалу

469. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках: Na_2S , K_3N , K_2O_2 .
470. Як ви вважаєте, чому зі збільшенням порядкового номера лужних елементів збільшується густина утворених ними простих речовин?
471. Уявіть, що у вас є однакові за формою й розміром шматочки натрію і заліза. Як відрізнити ці метали один від одного, використовуючи лише їхні відмінності у фізичних властивостях?

Комплексні завдання

472. У якій із наведених речовин масова частка Натрію найбільша: NaBr , NaCl , NaI , NaNO_3 , NaClO_3 ? Чи можна відповісти на це запитання без обчислень?
473. Молярна маса сполуки Натрію з Оксигеном дорівнює 78 г/моль. Визначте формулу цієї сполуки.
474. Обчисліть об'єм водню (н. у.), що утвориться під час дії на воду сплаву, який містить натрій масою 4,6 г і калій масою 3,9 г.

Завдання з розвитку критичного мислення

475. Чи можна виявити наявність у гасі води, використовуючи натрій? Чи можна визначити масову частку цієї води?

§ 34. Кальцій. Кальцій гідроксид. Жорсткість води

Загальна характеристика Кальцію

Кальцій називають *лужноземельним елементом*, оскільки він утворює луги. На зовнішньому енергетичному рівні його атоми містять по два електрони. Атоми Кальцію прагнуть віддавати електрони, набуваючи ступеня окиснення +2. У цьому випадку йони Кальцію набувають стійкої електронної конфігурації атомів інертного елемента Аргону ($3s^23p^6$), що зумовлює відновні властивості Кальцію.

Поширеність у природі

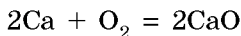
Магній і Кальцій у вигляді простих речовин у природі не трапляються. У земній корі вміст Кальцію становить 3,38 %, а Магнію — 2,35 % (відповідно третє і шосте місця серед металічних елементів). Значна кількість цих елементів міститься в морській воді: йонів Магнію — 0,14 %, Кальцію — 0,05 % (відповідно, друге і третє місця серед металічних елементів). Морська вода є одним із головних джерел магнієвмісної сировини.

Сполуки Кальцію містяться в багатьох живих організмах. Гідроксиапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ — основа кісткової тканини хребетних, а флуороапатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ — зубів. Кальцій карбонат CaCO_3 є головною складовою черепашок та мушель молюсків і панцирів багатьох безхребетних, ячної шкаралупи тощо.

Кальцій

Кальцій — типовий лужноземельний метал, хімічно активний, але дещо меншою мірою, ніж інші лужноземельні метали. У хімічних реакціях кальцій виявляє тільки відновні властивості.

1. Взаємодія з киснем. Кальцій за нагрівання на повітрі згоряє сліпучим полум'ям (мал. 34.1) з утворенням оксиду:



2. Взаємодія з іншими неметалами. Кальцій активно взаємодіє з неметалами (фтором, йодом, хлором, фосфором тощо) із виділенням великої кількості теплоти. Промислово важливою є реакція з вуглецем.

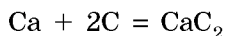


Мал. 34.1. Горіння кальцію

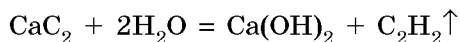


Мал. 34.2. У результаті взаємодії кальцію з водою частина кальцій гідроксиду розчиняється у воді і змінює забарвлення універсального індикатора, а надлишок кальцій гідроксиду утворює білий осад

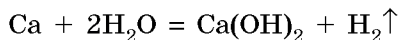
У реакції кальцію з вуглецем утворюється кальцій карбід (ацетиленід), що є сировиною для одержання етину:



Під час змішування з водою кальцій карбід активно реагує з утворенням кальцій гідроксиду та етину:

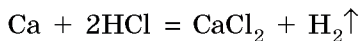


3. Взаємодія з водою. Кальцій витісняє водень із води за звичайних умов:



Кальцій гідроксид помірно розчиняється у воді, тому він є лугом і змінює забарвлення індикаторів (мал. 34.2).

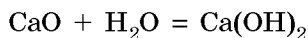
4. Взаємодія з кислотами. Як і інші метали, що розташовані в ряду активності ліворуч від водню, кальцій активно взаємодіє з розчинами кислот за звичайних умов:



Кальцій гідроксид

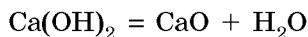
Кальцій гідроксид Ca(OH)_2 , або гашене вапно, — білий порошок, малорозчинний у воді. За температури 20°C у 100 г води розчиняється 0,185 г кальцій гідроксиду, причому, на відміну від багатьох твердих речовин, із підвищенням температури його розчинність знижується: майже у два рази менша у киплячій воді.

Кальцій гідроксид у лабораторії можна добути взаємодією з водою, як зазначено вище, але зручніше й економічно вигідніше його добувати взаємодією кальцій оксиду з водою:

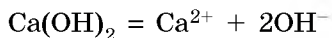


Саме цей процес, який називають гасінням вапна, використовують у будівництві під час приготування «вапняного тіста». Взаємодія кальцій оксиду з водою — надзвичайно екзотермічний процес, після заливання водою кальцій оксиду вода дуже нагрівається й закипає.

Кальцій гідроксид за нагрівання плавиться ($t_{\text{пл.}} = 512^\circ\text{C}$), а за трохи вищої температури (580°C) — розкладається:



Кальцій гідроксид — сильний електроліт, тому його відносять до лугів. Хоча кальцій гідроксид малорозчинний, але та його частина, що міститься у водному розчині, піддається електролітичній дисоціації:



Через це кальцій гідроксид виявляє всі загальні хімічні властивості основ. Він взаємодіє з:

- кислотними оксидами з утворенням середніх солей:
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- кислотами: $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- кислими солями: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Ca(HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- розчинними солями (за умови утворення осаду):
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CuCl}_2 = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{CaCl}_2$;
- амфотерними оксидами (за сплавлення):
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{ZnO} = \text{CaZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- амфотерними гідроксидами (за сплавлення):
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Zn(OH)}_2 = \text{CaZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Застосування кальцію та кальцій гідроксиду

- Більшу частину кальцію використовують для одержання чистих металів: нікелю, міді, рідкоземельних металів тощо.
- Сплав кальцію зі свинцем використовують для виготовлення акумуляторних батарей та підшипників.
- Кальцій карбонат використовують у виробництві цементу, сталі, скла.
- Кальцій оксид та кальцій гідроксид у чистому вигляді або у складі керамічних сумішей є сировиною для виготовлення вогнетривких матеріалів.

- Кальцій гідроксид (гашене вапно) є складовою будівельного розчину — в'язучого матеріалу для укладання цегли, а також для виготовлення цементу й бетону.

- Із кальцій гідроксиду одержують вапняні добрива для зниження кислотності ґрунтів.

- Змішуванням кальцій гідроксиду з водою отримують вапняне молоко (суспензія кальцій гідроксиду у воді), а якщо його відфільтрувати, то залишиться прозорий розчин — насичений розчин кальцій гідроксиду — вапняна вода. Вапняне молоко використовують для побілки приміщень та стовбурів дерев навесні, одержання хлорного вапна, у виробництві цукру. Вапняну воду використовують для зниження карбонатної жорсткості води, у лабораторіях для виявлення вуглекислого газу.

Біологічне значення Кальцію і Магнію

Магній і Кальцій — важливі біогенні макроелементи, у значних кількостях вони містяться в тканинах тварин і рослин (мал. 34.3).

Магній — необхідний живим організмам для синтезу білків і АТФ у клітинах. Разом із Кальцієм він бере участь у передачі нервових імпульсів та скороченні м'язів. Нестача Магнію в організмі спричиняє безсоння, хронічну втоми, остеопороз, артрит, мігрень, м'язові судоми тощо.

На Магній багаті гарбузове насіння, какао, кунжут, висівки, горіхи (мал. 34.4). Джерелом Магнію є також свіжі зелені овочі.

Тканини тварин містять 1,5–2% Кальцію. Йони Кальцію беруть участь у процесах зсідання крові, секреції деяких гормонів. Кальцій необхідний для розвитку та функціонування опорно-рухового апарату (кісток) і зубів, тому забезпечення організму Кальцієм дуже важливе



Мал. 34.3. Коралові поліпи складаються переважно з кальцій карбонату



Мал. 34.4. Продукти, що поповнюють організм людини Магнієм

в дитячому й підлітковому віці. У разі нестачі Кальцію в організмі виникають м'язові судоми, біль у суглобах, порушення процесів росту в дітей, остеопороз.

Багато Кальцію міститься в молочних продуктах, м'ясі, рибі, у деяких рослинних продуктах, зокрема в бобових, гречці (мал. 34.5).



Мал. 34.5. Продукти, що забезпечують організм людини Кальцієм

Жорсткість води

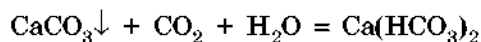
Жорсткість води — це природна властивість води, зумовлена наявністю в ній розчинних солей Кальцію і Магнію. Сумарну концентрацію йонів Магнію й Кальцію у воді називають *загальною жорсткістю води*.

Розрізняють постійну й тимчасову жорсткість води (табл. 5).

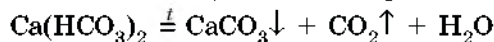
Таблиця 5. Порівняння видів жорсткості води

Ознака для порівняння	Тимчасова жорсткість (карбонатна)	Постійна жорсткість (некарбонатна)
Причини жорсткості	Наявність розчинених гідрогенкарбонатів Магнію і Кальцію: $Mg(HCO_3)_2$ і $Ca(HCO_3)_2$	Наявність сульфатів, хлоридів або деяких інших солей Кальцію і Магнію, наприклад $CaCl_2$, $MgSO_4$ тощо
Джерела жорсткої води	Річкова й озерна вода, водопровідна вода, природні газовані мінеральні води	Морська вода, вода солоних озер, природні негазовані мінеральні води
Способи усунення	Усувається кип'ятінням, додаванням кислот або соди Na_2CO_3	Не усувається кип'ятінням, але видаляється додаванням соди Na_2CO_3 або пропусканням крізь йонообмінні смоли

Вода стає жорсткою під час проходження крізь пласти вапняку. Розчинений у воді вуглекислий газ взаємодіє з вапняком, утворюючи розчинні гідрогенкарбонати:



Під час кип'ятіння тимчасова жорсткість зникає, оскільки йони Кальцію і Магнію видаляються у вигляді нерозчинного накипу:





Мал. 34.6. Накип, що утворюється на дні чайника та нагрівному елементі пральної машини

Саме цей процес спричиняє утворення вапняного нальоту в трубах із гарячою водою, у котлах ТЕЦ та побутових водонагрівних приладах (мал. 34.6). Домішки сполук Феруму(III), які також часто містяться у водопровідній воді, надають накипу жовтого кольору. Цей наліт перешкоджає нормальному теплообміну, що спричиняє надмірну витрату палива, пошкодження труб, плавлення чайників тощо. Для усунення вапняного нальоту в чайнику необхідно залити його на ніч розбавленим розчином оцту або лимонної кислоти.

Через жорсткість морську воду не має сенсу використовувати для миття рук — у жорсткій воді мило не милиться внаслідок утворення нерозчинних стеаратів. Також неможливо прати в жорсткій воді, тому що основний компонент прального порошку утворює з йонами Магнію і Кальцію нерозчинну у воді сполуку.

Природна помірна жорсткість води забезпечує організм людини Кальцієм для повноцінного розвитку кісток. Надлишкова жорсткість води може стати причиною утворення каменів у нирках, які є солями Кальцію й Магнію зі щавлевою кислотою (магній оксалат MgC_2O_4 і кальцій оксалат CaC_2O_4).



Ключова ідея

Кальцій — активний поширений металічний елемент, у сполуках перебуває у ступені окиснення +2, є важливим біогенним елементом.



Контрольні запитання

- 476.** Схарактеризуйте електронну будову атомів Кальцію.
- 477.** Схарактеризуйте поширеність Магнію і Кальцію в природі та їх біологічне значення.
- 478.** Схарактеризуйте фізичні та хімічні властивості кальцій гідроксиду.
- 479.** Що називають жорсткістю води? Які існують види жорсткості води та способи її усунення?

- 480.** Схарактеризуйте негативні наслідки використання жорсткої води в побуті та промисловості.
- 481.** Порівняйте фізичні властивості натрій гідроксиду та кальцій гідроксиду.



Завдання для засвоєння матеріалу

- 482.** Складіть рівняння чотирьох принципово різних реакцій, у яких атоми Кальцію перетворюються на йони Ca^{2+} .
- 483.** Наведіть рівняння реакцій, у яких: а) Кальцій окиснюється; б) Кальцій відновлюється; в) ступінь окиснення Кальцію не змінюється.
- 484.** Доповніть йонно-молекулярні рівняння. Складіть для них молекулярні рівняння реакцій.
- а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 б) $\text{MgCO}_3 + \dots \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \dots$
- 485.** Як ви вважаєте, чому кальцій практично не взаємодіє з розчином сульфатної кислоти, проте досить активно реагує з водою?

Комплексні завдання

- 486.** У певного зразка води жорсткість зумовлена наявністю кальцій хлориду в кількості 0,05 ммоль в 1 л води. Обчисліть масу натрій карбонату, необхідну для видалення всього кальцій хлориду в такій воді масою 10 тонн.
- 487.** Певний зразок води містить 0,4 ммоль магній гідрогенкарбонату в 1 л води. Обчисліть масу осаду, що утвориться під час кип'ятіння такої води масою 2 кг.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 488.** Чи можна приготувати розчин у воді: а) кальцій оксиду; б) кальцій гідроксиду; в) кальцій карбід; г) кальцій карбонату; д) кальцій хлориду; е) кальцій гідрогенкарбонату? Відповіді обґрунтуйте.
- 489.** Які речовини з наведеного переліку можна застосувати для усунення тимчасової жорсткості води?
 Натрій хлорид, натрій гідроксид, натрій карбонат, хлоридна кислота.
 Дайте обґрунтовану відповідь, наведіть рівняння відповідних реакцій.
- 490.** Чому не можна гасити водою палаючий кальцій або магній?
- 491.** У магнію і кальцію різна хімічна активність. Чи можливо сконструювати гальванічний елемент за зразком елемента Якобі-Даніеля (§ 14), а замість цинку й міді використати магній і кальцій та, відповідно, розчинні солі Магнію і Кальцію?
- 492.** Як без використання хімічних реактивів довести, що для певного зразка води характерна тимчасова жорсткість?
- 493.** Дієтологами встановлено, що деякі тваринні (вершкове масло та яловичий жир) та рослинні (пальмова олія) жири перешкоджають засвоєнню Кальцію організмом. Свиного сала і соняшникової олії це не стосується. Виявилось, що в разі одночасного вживання і жири, і кальцієвімісні сполуки не засвоюються, а виводяться з організму. Запропонуйте пояснення цього факту з хімічної точки зору.

§ 35. Алюміній

Загальна характеристика хімічного елемента

Алюміній розташований у IIIA групі. На зовнішньому енергетичному рівні атом Алюмінію містить три електрони, він може лише віддавати електрони, тому стабільний ступінь окиснення Алюмінію у сполуках — +3.

Аналізуючи інші елементи IIIA групи, можна визначити напівметалічність Бору, металічні властивості Галію, що дозволяє припустити проміжні (від металічних до неметалічних) властивості Алюмінію та амфотерність його сполук.

Поширеність у природі

Алюміній є найпоширенішим металічним елементом на Землі. Його вміст у земній корі становить 8 % (за масою) — це перше місце серед металічних елементів і третє серед усіх елементів. Через високу хімічну активність у вигляді простої речовини Алюміній у природі не трапляється. Він міститься у складі багатьох сполук, які утворюють ґрунти, — глиноземів (Al_2O_3) і бокситів ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) (мал. 35.1). Також Алюміній є у складі багатьох мінералів, зокрема коштовного каміння (мал. 35.2). Різне забарвлення цих мінералів зумовлене невеликими домішками оксидів певних металічних елементів (у рубінів — Cr, у сапфірів — Ti та Fe тощо).



Мал. 35.1. Алюмінієва руда боксит



Мал. 35.2. Алюмінієвмісні мінерали: а — берил; б — аквамарин; в — рубін; з — сапфір; д — смарагд; е — корунд; є — топаз

Незважаючи на поширеність у природі, Алюміній не міститься в живих організмах і не бере участі в метаболізмі.

В Україні є великі поклади алюмінієвої руди у вигляді бокситів і глинозему в Приазов'ї, на Закарпатті та в межах Українського кристалічного щита — тектонічної смуги, яка простягається вздовж середньої течії Дніпра на відстань понад 1000 км і завширшки 250 км.

Фізичні властивості алюмінію

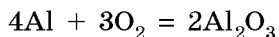
- Алюміній — парамагнітний сріблясто-білий метал;
- ковкий, легко витягується в дріт, добре піддається формовці й утворює фольгу;
- $t_{\text{пл.}} = 660\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 2520\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- належить до групи легких металів, густина $2,7\text{ г/см}^3$;
- виявляє високу тепло- й електропровідність (65 % від електропровідності міді), а також високу світловідбивну здатність.



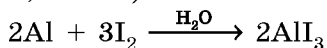
Хімічні властивості алюмінію

Алюміній — дуже активний метал, у ряду активності він розміщений значно лівіше від водню. Але поверхня алюмінію вкрита алюміній оксидом — міцною й тугоплавкою речовиною ($t_{\text{пл.}} = 2044\text{ }^{\circ}\text{C}$), унаслідок чого алюміній за звичайних умов не взаємодіє з киснем повітря та водою.

1. Взаємодія з киснем. Алюміній активно взаємодіє з киснем повітря, але реакція відбувається лише на зрізі зразка. Якщо зруйнувати плівку алюміній оксиду на поверхні металу або попередити її утворення нанесенням на поверхню алюмінієвого виробу шару ртуті (амальгами алюмінію), то алюміній досить швидко перетворюється на оксид:



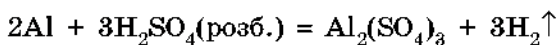
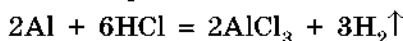
2. Взаємодія з іншими неметалами. Порошкоподібний алюміній активно взаємодіє з галогенами за звичайних умов, а із сіркою, фосфором та іншими неметалами — за нагрівання. Наприклад, із йодом реакція відбувається за кімнатної температури, але за наявності каталітичної кількості води (мал. 35.3, с. 180):



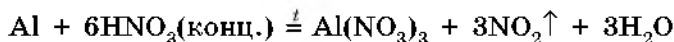
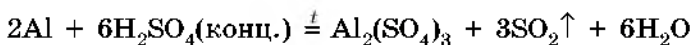


Мал. 35.3. Під час взаємодії алюмінію з йодом виділяється велика кількість теплоти, під дією якої йод частково сублимує, утворюючи хмару випарів йоду фіолетового кольору

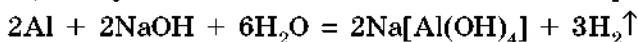
3. Взаємодія з кислотами. Як і всі активні метали, алюміній витісняє водень із розбавлених розчинів кислот:



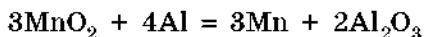
За нагрівання алюміній взаємодіє з концентрованими кислотами-окисниками (холодна нітратна кислота пасивує алюміній):



4. Взаємодія з лугами. Алюміній витісняє водень із розчинів лугів:



5. Відновлення металів (алюмотермія). Алюміній — активний метал, тому витісняє інші метали з їхніх сполук, зокрема з оксидів. Ці реакції використовують для одержання деяких металів алюмотермічним способом:



Застосування алюмінію

- У великих кількостях алюміній використовують у металургії для одержання інших менш активних металів методом алюмотермії.

- Алюміній є цінним конструкційним матеріалом. Він відносно легкий (густина алюмінію набагато менша за густину сталі),



Володимир Олександрович Плотников (1873–1947)

Український учений. Уперше у світі одержав алюміній електролізом за кімнатної температури



Мал. 35.4. Застосування алюмінію: *a* — у будівництві; *б* — в авіаційній промисловості; *в* — для виготовлення харчових ємностей

але досить міцний. Тому з алюмінію виготовляють легкі й довговічні будівельні конструкції (мал. 35.4, *a*).

- Багато алюмінію потребує авіаційна промисловість. Дюралюмінієм обшивають корпуси літаків (мал. 35.4, *б*).

- Пілоподібний алюміній та деякі його сполуки використовують як тверде ракетне паливо.

- Алюміній легко піддається штамповці, він стійкий до корозії, а його сполуки нетоксичні. Завдяки цьому з алюмінію виготовляють столові прибори, посуд, бляшанки, кухонні гаджети (мал. 35.4, *в*).

- Через свою високу відбивну здатність та легкість напilenня алюміній є ідеальним матеріалом для виготовлення дзеркал.

- Суміш алюмінію з ферум(III) оксидом — терміт — використовують для зварювання залізничних рейок та труб.



Ключова ідея

Алюміній — найпоширеніший металічний елемент, дуже активний, один із головних ґрунтоутворюючих елементів, але при цьому «мертвий».



Контрольні запитання

494. Схарактеризуйте електронну будову атомів Алюмінію та поширеність його в природі.
495. Схарактеризуйте хімічні й фізичні властивості та застосування алюмінію. На яких властивостях алюмінію ґрунтується його застосування?
496. Чи трапляється в природі самородний алюміній?



Завдання для засвоєння матеріалу

497. Поясніть, чому хімічно активний алюміній стійкий до корозії.
498. Під час взаємодії алюміній нітриду (сполуки Алюмінію й Нітрогену) із водою утворюються амоніак та алюміній гідроксид. Складіть рівняння цієї реакції.

- 499.** За температури 1200 °С кальцій оксид реагує з алюмінієм, утворюючи кальцій і кальцій метаалюмінат. Складіть рівняння цієї реакції.
- 500.** Під час взаємодії плюмбум(II) сульфід з алюмінієм утворюються свинець і алюміній сульфід. Складіть рівняння цієї реакції, укажіть окисник і відновник.
- 501.** Алюміній іноді застосовують для виготовлення хімічних реакторів. Укажіть, у яких із наведених випадків можна використовувати алюміній, а в яких — ні: а) у процесі бере участь луг; б) у процесі застосовують розчини солей Меркурію; в) у процесі бере участь концентрована нітратна кислота за температури 20 °С; г) у процесі бере участь розчин солі Купруму(II); д) реагентом є хлоридна кислота. Відповідь підтвердьте рівняннями реакції.

Комплексні завдання

- 502.** Склад бокситу можна описати формулою $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, а склад глини — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. У якій речовині масова частка Алюмінію більша?
- 503.** Суміш порошоків алюмінію й міді масою 20 г обробили розбавленим розчином сульфатної кислоти. Під час реакції виділився водень об'ємом 6,72 л (н. у.). Обчисліть масові частки металів у суміші.
- 504.** Обчисліть масу бокситу $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, що містить 20 % домішок, яка необхідна для одержання алюмінію масою 10,8 кг.
- 505.** Обчисліть масу алюмінію, яку можна добути з алюміній оксиду масою 51 кг. Вихід продукту реакції від теоретично можливого становить 95 %.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 506.** За якими ознаками можна відрізнити вироби з алюмінію від виробів з інших металів?
- 507.** Як ви вважаєте, чим можна пояснити, що Алюміній — найпоширеніший металічний елемент у земній корі, проте майже не використовується живими організмами?
- 508.** Алюмінієву ложку після ретельного знежирення занурили в розчин меркурій(II) нітрату. За 30 хвилин її витягли, просушили й залишили на повітрі. Через деякий час ложка зникла, й замість неї утворився білий пухкий порошок. Поясніть зміни, які відбулися. Складіть рівняння відповідних реакцій.

Міні-проекти

- 509.** У своєму четвертому сні Віра Павлівна побачила відіння майбутнього (М. Г. Чернишевський «Що робити?»). Знайдіть у романі четвертий сон з описом майбутнього. Чи здійснився сон Віри Павлівни? Як ви вважаєте, чому Чернишевський уявляв майбутнє саме так?

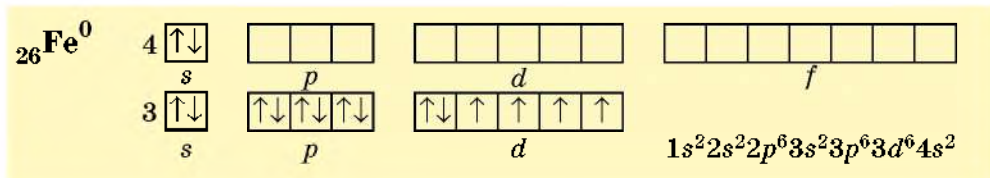
§ 36. Ферум. Залізо

Пригадайте:

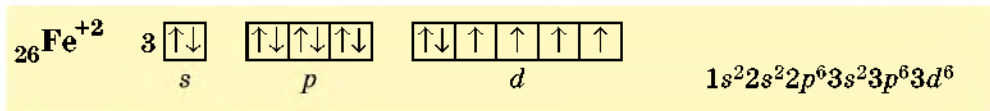
- збуджений стан атома (за § 3);
- взаємодію концентрованих сульфатної та нітратної кислот із металами (за § 23, 26).

Загальна характеристика хімічного елемента

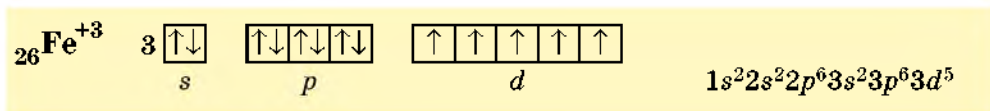
Ферум — металічний елемент. Він має відносно невелику електронегативність 1,83 (за Полінгом), що характерно для більшості металічних елементів. За будовою електронної оболонки атома він є *d*-елементом, оскільки в його атомів електронами заповнюється *d*-підрівень:



У більшості сполук Ферум виявляє два ступені окиснення. Втрачаючи два електрони зовнішнього енергетичного рівня, його атоми набувають заряд +2:



У такому стані в йонах Fe^{2+} на *3d*-підрівні міститься шість електронів, але більш стабільним є стан, коли *3d*-підрівень буде заповнений наполовину. Для цього йону Fe^{2+} необхідно віддати один електрон. У такий спосіб утворюються йони Fe^{3+} , які мають стабільнішу електронну конфігурацію:



Унаслідок цього ступінь окиснення +3 для Феруму стабільніший за +2.

Як виняток, Ферум може віддавати шість електронів і виявляти ступінь окиснення +6. Однак сполуки, у яких містяться Fe^{+6} , трапляються досить рідко. Сполук, у яких ступінь окиснення Феруму +8, ще не виявлено.



Мал. 36.1. Залізо метеоритного походження. У перекладі з шумерської «залізо» означає «те, що капнуло з неба». Можливо, назва цього металу пояснюється тим, що перше відоме людству залізо було метеоритного походження і дійсно падало з неба.

Ферум(II) оксид і ферум(II) гідроксид — основні речовини, а ферум(III) оксид і ферум(III) гідроксид — амфотерні. Сполуки Феруму в ступені окиснення +3 виявляють окисні властивості.

Поширеність Феруму в природі

Ферум є одним із найпоширеніших металічних елементів на Землі. У земній корі на атоми Феруму припадає 5% (за масою) — це друге місце серед металічних елементів (після Алюмінію) та четверте серед усіх елементів.

У самородному стані Ферум не трапляється, але у вигляді простої речовини залізо міститься у складі деяких метеоритів, які іноді знаходять на поверхні Землі (мал. 36.1). Уважають, що саме залізо становить більшу частину ядра Землі та планет земної групи.

У природі Ферум трапляється виключно у сполуках, найпоширенішими серед яких є оксиди: ферум(II) оксид FeO , ферум(III) оксид Fe_2O_3 , а також змішаний оксид Fe_3O_4 ($\text{FeO}\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$), який називають залізною окалиною. Сполуки тривалентного Феруму мають забарвлення від жовтого до бурого. Саме вони надають жовтуватого кольору піску та бурого забарвлення багатьом ґрунтам.



Мал. 36.2. Поширені залізні руди: *a* — бурий залізняк (лимоніт) $\text{Fe}_2\text{O}_3\cdot x\text{H}_2\text{O}$; *б* — магнітний залізняк (магнетит) Fe_3O_4 ; *в* — червоний залізняк (гематит) Fe_2O_3



Мал. 36.3. Мінерали Феруму: *a* — сидерит FeCO_3 ;
б — пірит FeS_2 ; *в* — халькопірит CuFeS_2

Також Ферум міститься у складі багатьох різних мінералів у вигляді оксидів, сульфідів та інших сполук. Зазвичай вони розсіяні в земній корі, але трапляються і скупчення мінералів. Такі мінерали, як бурий, магнітний і червоний залізняка, є джерелом залізної руди, з якої добувають залізо (мал. 36.2).

Деякі мінерали Феруму мають красивий вигляд, тому їх використовують як виробне каміння — це сидерит, пірит і халькопірит (мал. 36.3).

В Україні є великі поклади залізної руди — Криворізький, Кременчуцький, Придніпровський залізородні басейни тощо. Ці запаси оцінюють у майже 30 млрд тонн, чого має вистачити на 180 років промислової розробки. За обсягами виробництва залізної руди Україна посідає сьоме місце серед країн світу.

Сполуки Феруму розчинені у воді деяких джерел мінеральних вод. Найвність у воді сполук двовалентного Феруму надає їй так званого «металічного» присмаку. Іноді у водопровідній воді, що тече старими залізними трубами, розчинені сполуки тривалентного Феруму, які надають воді «іржавого» кольору.

Фізичні властивості заліза

- Метал сірого кольору з металічним блиском;
- добре проводить електричний струм і теплоту;
- пластичний, добре піддається куванню, наявність домішок, зокрема вуглецю, підвищує твердість і крихкість заліза;
- $t_{\text{пл.}} = 1540^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип.}} = 2860^\circ\text{C}$;
- густина $7,87 \text{ г/см}^3$;
- притягується магнітом (парамагнетик).

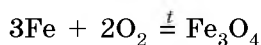


Для заліза також характерне явище *феромагнетизму* — воно зберігає намагніченість після усунення дії зовнішнього магнітного поля. Завдяки цьому із заліза можна виготовляти магніти, а також матеріали для запису інформації.

Хімічні властивості заліза

Залізо досить активно вступає в хімічні взаємодії, його можна віднести до металів середньої активності.

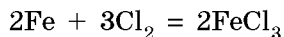
1. Реакції з неметалами. Залізо активно реагує з неметалами. Із киснем реакція повільно відбувається навіть за звичайних умов. За нагрівання заліза на повітрі його поверхня вкривається залізною окалиною:



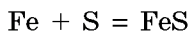
Розпечений залізний дріт у чистому кисні займається, розкидаючи яскраві іскри.

Залізо може активно згоряти навіть на повітрі, якщо його подрібнити в тонкий порошок (пірофорне залізо). Якщо такий порошок потрапляє в повітря, то він яскраво спалахує навіть за кімнатної температури.

Залізний дріт активно згоряє у хлорі (мал. 36.4) з утворенням ферум(III) хлориду:



Під час нагрівання заліза із сіркою утворюється ферум(II) сульфід:



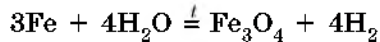
Мал. 36.4. Взаємодія розпечених залізних ошукрок із хлором



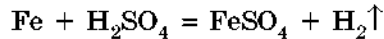
Мал. 36.5. Після занурення заліза в розчин купрум(II) сульфату поверхня заліза вкривається червоним нальотом міді



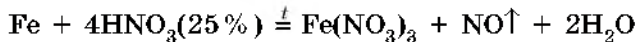
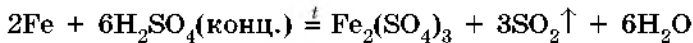
2. Взаємодія з водою. Залізо реагує з водою: під час пропускання перегрітої водяної пари крізь розпечені залізні ошурки залізо перетворюється на залізну окалину, і виділяється водень:



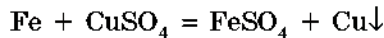
3. Взаємодія з кислотами. За звичайних умов залізо активно реагує з кислотами. Продуктами реакції є солі Феруму в ступені окиснення +2:



Із кислотами-окисниками (концентрованими сульфатною та нітратною кислотами) Ферум окиснюється до ступеня окиснення +3. Але холодні кислоти пасивують залізо, реакція відбувається лише за нагрівання:



4. Взаємодія із солями. Залізо витісняє менш активні метали з їхніх солей (мал. 36.5):



Застосування заліза, його сплавів та сполук Феруму

На сплави заліза припадає 95 % світового металургійного виробництва. Найпоширенішими є сплави заліза з вуглецем — сталь ($w(\text{C}) < 2,1\%$) і чавун ($w(\text{C}) > 2,1\%$).

Сьогодні *сталь* є головним конструкційним матеріалом. Зі сталі виготовляють каркаси будинків, труби, корпуси транспортних засобів тощо (мал. 36.6). Для конкретного застосування використовують певні марки сталі, створені з урахуванням особливостей майбутніх виробів.



Мал. 36.6. Вироби зі сталі: а — козацькі шаблі; б — сталеві будівельні конструкції; в — обладнання з нержавіючої сталі на молочному комбінаті



Мал. 36.7. Вироби з чавуну: а — козацька пушка (о. Хортиця); б — лава (м. Львів); в — посуд

Наприклад, додаванням до заліза близько 1 % вуглецю одержують сталь, що має високу твердість, її використовують для виготовлення різальних інструментів. Додаванням хрому й нікелю одержують стійку до корозії сталь (нержавіюча сталь). Зі сплаву заліза з манганом виплавляють рейки для залізниці.

Чавун значно твердіший і крихкіший за сталь, він не піддається куванню, однак вироби з нього витримують великі механічні навантаження (мал. 36.7). Раніше з чавуну виплавляли пушки, ядра та посуд. Сьогодні виготовляють також станини для верстатів, ковані ґратки, вуличні лави й ліхтарі та інші вироби, для яких більш важлива міцність, ніж пластичність. Але такі речі «бояться» ударів: від сильного удару чавун розбивається.

Магнетит завдяки його феромагнітним властивостям використовують для створення носіїв інформації: магнітних плівок, жорстких магнітних дисків тощо. Через феромагнітну властивість та чорний колір із магнетиту виготовляють тонер для чорно-білих лазерних принтерів.

Залізний купорос ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) разом із мідним купоросом застосовують у садівництві й будівництві для боротьби зі шкідливими грибками.

Хлориди або сульфати Феруму(II) і Феруму(III) використовують для очищення природних вод на станціях водопідготовки.

Біологічне значення Феруму

Ферум — важливий мікроелемент. В організмі дорослої людини 25 % Феруму міститься у складі деяких вітамінів і білків, а 75 % — у складі гемоглобіну. Нестача Феруму призводить до анемії — неокрів'я.

Добова потреба Феруму становить: 4–18 мг — у дітей, 10 мг — у чоловіків і 18 мг — у жінок. В організм людини Ферум надходить з їжею, найбільш багаті на нього печінка, м'ясо, яйця, бобові, хліб, буряк тощо (мал. 36.8).



Мал. 36.8. Продукти — джерела Феруму для людини

У надмірній кількості Ферум може пригнічувати функціонування антиоксидантної системи організму, а також спричинити алергічні реакції та захворювання печінки й крові. Більша ймовірність уживання надлишкового Феруму є в мешканців будинків із центральним водогонном через можливість потрапляння його у воду з іржавих труб.



Ключова ідея

Ферум — поширений металічний елемент, важливий для живих організмів і людської цивілізації.



Контрольні запитання

510. Схарактеризуйте електронну будову атома та поширеність Феруму в природі.
511. Порівняйте будову електронної оболонки атомів Феруму, йонів Fe^{2+} та Fe^{3+} .
512. Схарактеризуйте хімічні й фізичні властивості та застосування заліза. На яких властивостях заліза ґрунтується його застосування?
513. Чи трапляється в природі самородне залізо? Поясніть чому.
514. Схарактеризуйте біологічне значення Феруму. Що загрожує людині в разі нестачі або надлишку Феруму в організмі?



Завдання для засвоєння матеріалу

515. Який зі ступенів окиснення Феруму є найстабільнішим? Поясніть чому.
516. Під час взаємодії заліза з якими речовинами утворюються сполуки Феруму(II), а з якими — Феруму(III)?

- 517.** Щоб виявити домішки заліза в платиновому посуді, наприклад у тиглі, його нагрівають до червоного розжарення. Поверхня металу покривається червоним нальотом. Із чим це пов'язано? Як видалити цей наліт, не пошкодивши виріб?
- 518.** Випишіть із тексту параграфа рівняння реакцій, які характеризують окисно-відновні властивості заліза, і складіть для них електронний баланс.

Комплексні завдання

- 519.** Ферумовмісні мінерали використовують як сировину для добування заліза. Обчисліть масову частку Феруму у відомих вам ферумовмісних мінералах. Який із цих мінералів вигідніше використовувати для добування заліза?
- 520.** Обчисліть об'єм карбон(II) оксиду (н. у.), необхідний для повного відновлення ферум(III) оксиду масою 320 г.
- 521.** Обчисліть масу магнетиту, що містить 10 % домішок, який необхідний для добування заліза масою 3 тонни.
- 522.** Обчисліть масу заліза, яка необхідна для одержання нітроген(II) оксиду масою 224 мл взаємодією заліза з гарячою нітратною кислотою.
- 523.** Змішали залізну окалину Fe_3O_4 масою 34,8 г із порошком алюмінію масою 12,8 г. Суміш нагріли. Обчисліть масу утвореного заліза.

Міні-проекти

- 524.** Дослідіть корозію залізного виробу та вплив на цей процес різних чинників. Для проведення досліду вам потрібно приготувати розчин желатину: закип'ятіть 100–200 мл води і в гарячу воду всипте приблизно половину чайної ложки желатину. Залиште розчин до повного розчинення желатину, час від часу помішуючи його. Після того, як розчин охолоне, досипте в нього 0,1–0,2 г червоної кров'яної солі ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) і ретельно перемішуйте, доки вона розчиниться. Потім на дно широкої склянки покладіть різні невеликі залізні предмети (цвях, дріт, пластинку тощо). Частину предметів обмотайте мідним дротом, а частину — цинковим. Один із предметів, приміром цвях, залиште без деформації, а один трохи погніть. Залийте всі предмети розчином желатину та залиште на добу. Поясніть зміни, що відбулися. Як впливає на корозію контакт заліза з іншими металами (цинком і міддю)?

§ 37. Виявлення йонів у розчинах

Пригадайте:

- якісними називають реакції, за якими можна виявити наявність (відсутність) певної речовини чи йонів у суміші;
- властивості амоніаку (за § 24);
- які кислоти є сильними;
- гель — структурована дисперсна система, якій властиві відсутність текучості, здатність зберігати форму та пластичність.

Якісні реакції

У 9 класі ви вже ознайомилися з елементами аналітичної хімії, а саме з якісними реакціями на деякі йони. У 10 класі ви навчилися застосовувати якісні реакції для визначення органічних речовин (багатоатомних спиртів, альдегідів тощо). У цьому параграфі ми продовжимо вивчати якісні реакції для виявлення певних йонів у розчинах.

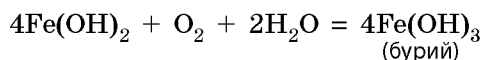
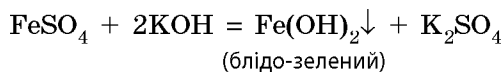
Пригадаймо, що якісними є лише такі реакції, які відбуваються швидко і під час яких добре помітні певні зміни.

Зазвичай такі реакції відбуваються з певною зміною забарвлення розчину, утворенням осаду певного кольору або з виділенням газу, який також може мати (чи не мати) забарвлення або запах.

Виявлення катіонів у розчині

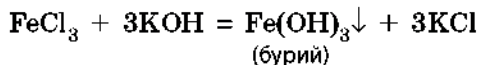
Коли йдеться про катіони, то насамперед мають на увазі йони металічних елементів. Такі катіони виявляють переважно реакціями, які супроводжуються утворенням осаду, хоча існують і інші специфічні реакції. Зокрема, йони H^+ та OH^- виявляють індикаторами, а деякі катіони — за зміною забарвлення полум'я.

1. Виявлення катіонів Феруму(II) Fe^{2+} . Розчини солей Феруму(II) зазвичай мають слабке блідо-зелене (салатове) забарвлення. Під час додавання до такого розчину лугу утворюється нерозчинний гідроксид такого самого кольору, який із часом стає більш рудим унаслідок окиснення киснем повітря:



Більш чутливою реакцією (тобто яка виявляє певні йони в меншій концентрації) на йони Fe^{2+} є реакція з червоною кров'яною сіллю. Як відбувається ця реакція подано в демонстраційному досліді.

2. Виявлення катіонів Феруму(III) Fe^{3+} . Розчини солей Феруму(III) зазвичай мають інтенсивне жовте або навіть коричневе забарвлення. Під час додавання до такого розчину лугу утворюється нерозчинний гідроксид жовтого (або рудого, іржавого чи бурого) кольору:



Більш чутливою реакцією на йони Fe^{3+} є реакція із жовтою кров'яною сіллю чи калій тіоціанатом. Як відбувається ця реакція подано в демонстраційному досліді.

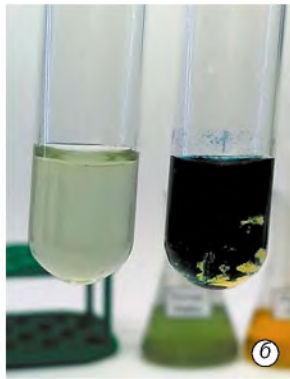


Демонстраційний дослід: виявлення у розчині йонів Fe^{2+} та Fe^{3+}

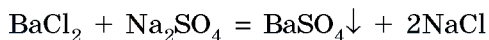
У першу пробірку наливаємо розчини ферум(II) сульфату, а в другу — ферум(III) хлориду. До обох пробірок додаємо по декілька крапель розчину червоної кров'яної солі (калій гексаціаноферату(III) $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$). У першій пробірці утворюється темно-синій осад турнбулевої сині, що свідчить про наявність йонів Феруму(II) в розчині. У другій пробірці жодних змін не відбувається (мал. а).

Повторюємо дослід, але до обох пробірок додаємо по декілька крапель розчину жовтої кров'яної солі (калій гексаціаноферату(II) $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$). У першій пробірці жодних змін не відбувається, а в другій утворюється синій осад берлінської лазури, що свідчить про наявність йонів Феруму(III) (мал. б).

Повторюємо дослід, але до обох пробірок додаємо по декілька крапель розчину калій тіоціанату KSCN . У першій пробірці жодних змін не відбувається, а в другій забарвлення змінюється на криваво-червоне внаслідок утворення ферум(III) тіоціанату $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ (мал. в).



3. Виявлення катіонів Барію Ba^{2+} . Барій утворює нерозчинний сульфат, на цьому ґрунтується спосіб виявлення його в розчинах. До розчину, що випробують на вміст іонів Барію, додають розчин будь-якого розчинного сульфату (зазвичай натрій сульфату) або розбавлену сульфатну кислоту. За умови наявності іонів Ba^{2+} утворюється білий кристалічний осад барій сульфату:



Демонстраційний дослід: виявлення іонів Барію Ba^{2+}

У дві пробірки наливаємо розчин барій хлориду (або нітрату). У першу пробірку додаємо декілька крапель натрій сульфату, а в другу — розбавленої сульфатної кислоти. В обох пробірках утворюється білий кристалічний осад барій сульфату, що свідчить про наявність іонів Барію в розчині.



4. Виявлення катіонів амонію NH_4^+ . Виявлення катіонів амонію ґрунтується на леткості амоніаку. Хоча амоніак дуже добре розчиняється у воді, але (хоча й у невеликій кількості) він завжди виділяється з розчину в повітря без утворення бульбашок газу. Для проведення якісної реакції до розчину солі амонію додамо розчин лугу:



Амоніак — безбарвний газ, але він має специфічний запах. Утім, якщо концентрація іонів амонію в розчині була невелика, то запаху амоніаку можна не відчувати. Тому для доведення його наявності використовують властивість розчину амоніаку змінювати забарвлення індикаторів.

Після додавання лугу в пробірку обережно (не торкаючись стінок пробірки та розчину на дні) поміщають зволожений індикаторний папір. Зміна кольору індикатора на такий, що відповідає лужному середовищу, свідчить про наявність амоніаку в повітрі всередині пробірки.



Демонстраційний дослід: виявлення йонів амонію

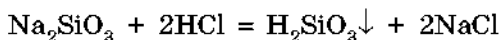
У пробірку наливаємо розчин амоній хлориду 2–3 мл. До розчину доливаємо розчин луку об'ємом 1–2 мл. У середину пробірки обережно, не торкаючись стінок і рідини, вносимо зволожений папірець універсального індикатора. Посиніння індикаторного папірця свідчить про наявність йонів амонію в розчині.



Виявлення аніонів

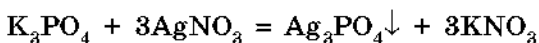
У більшості випадків аніони, які виявляють у розчинах, — це аніони кислотних залишків. Найчастіше їх виявляють за утворенням нерозчинних солей певного кольору. Деякі з них ви вивчали в 9 класі.

1. Виявлення силікат-іонів. Майже всі солі силікатної кислоти нерозчинні у воді. Але, на відміну від інших кислот, силікатна кислота має ще одну особливість: сама вона нерозчинна. Цю її властивість використовують для виявлення силікат-іонів. Для проведення якісної реакції до досліджуваного розчину додають розчин будь-якої сильної кислоти:



Залежно від концентрації солі в розчині силікатна кислота утворює білий аморфний пластівчастий осад або безбарвний гель, що не витікає з пробірки.

2. Виявлення ортофосфат-іонів. Багато солей ортофосфатної кислоти нерозчинні у воді. Але одна з них — аргентум(I) ортофосфат — має характерний яскраво-жовтий колір. Тому для виявлення ортофосфат-іонів використовують аргентум(I) нітрат:



Як ви вже вивчали в 9 класі, аргентум(I) нітрат використовують для виявлення інших аніонів, але осад аргентум(I) ортофосфату від інших осадів відрізняється кольором.



Лідія Павлівна Логінова
(нар. 1950)

Українська хімікня. Досліджувала методи виявлення йонів у багатокомпонентних сумішах

ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДИ №3–8

Виявлення в розчині катіонів Феруму(II), Феруму(III), Барію, амонію, силікат- і ортофосфат-іонів

Обладнання: штатив із пробірками, піпетки.

Реактиви: індикаторний папір, розчини: лугу, ферум(II) сульфату, ферум(III) хлориду, барій хлориду, амоній хлориду, натрій силікату, натрій ортофосфату, натрій нітрату, натрій сульфату, аргентум(I) нітрату, сульфатної кислоти та хлоридна кислота.

! Правила безпеки:

- для дослідів використовуйте реактиви в невеликих кількостях;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, одяг, в очі; у разі потрапляння речовини змийте її великою кількістю води.

Лабораторний дослід № 3. Виявлення катіонів Феруму(II)

У пробірку налийте розчин ферум(II) сульфату об'ємом 2–3 мл та додайте 2–3 краплі розчину лугу. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна довести, що в пробірці містяться йони Fe^{2+} ? Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Лабораторний дослід № 4. Виявлення катіонів Феруму(III)

У пробірку налийте розчин ферум(III) хлориду об'ємом 2–3 мл та додайте 2–3 краплі розчину лугу. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна довести, що в пробірці містяться йони Fe^{3+} ? Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Лабораторний дослід № 5. Виявлення катіонів Барію

У дві пробірки налийте розчин барій хлориду об'ємом по 2–3 мл. У першу пробірку додайте 2–3 краплі розчину натрій сульфату, а в другу — таку саму кількість розчину сульфатної кислоти. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна довести, що в пробірках містяться йони Ba^{2+} ? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.



Лабораторний дослід № 6. Виявлення катіонів амонію

У пробірку налийте розчин амоній хлориду об'ємом 2–3 мл, додайте розчин лугу об'ємом 1–2 мл і обережно струсіть пробірку. У середину пробірки обережно, не торкаючись стінок і рідини, внесіть зволожений індикаторний папірець. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна



довести, що в пробірці містяться катіони амонію? Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Лабораторний дослід № 7. Виявлення силікат-іонів

У пробірку налийте розчин натрій силікату об'ємом 2–3 мл та додайте хлоридну кислоту об'ємом 1–2 мл. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна довести, що в пробірці містяться силікат-іони? Складіть рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.



Лабораторний дослід № 8. Виявлення ортофосфат-іонів

У першу пробірку налийте розчин натрій ортофосфату об'ємом 1 мл, у другу — таку саму кількість розчину натрій нітрату. До обох пробірок додайте по 2–3 краплі розчину аргентум(I) нітрату. Що спостерігаєте? За якою ознакою можна довести, у якій із пробірок містяться ортофосфат-іони? Складіть рівняння реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.



Ключова ідея

Методи виявлення йонів та речовин у сумішах ґрунтуються на їхніх властивостях.



Контрольні запитання

525. Як ви розумієте поняття «якісні реакції»?
526. Які хімічні реакції можна використовувати як якісні?
527. Схарактеризуйте якісні реакції на йони Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ba^{2+} та NH_4^+ . Які ознаки цих реакцій?



Завдання для засвоєння матеріалу

528. Чи є однозначним доказом наявності амоніаку посиніння індикаторного папірця? Чому не можна торкатися папірцем стінок пробірки? Чому папірець має бути зволожений?
529. Чому можливо виявляти силікат-іони реакцією з кислотами? Чи можна в такий спосіб виявляти аніони інших кислотних залишків?
530. Запропонуйте реактив, що дозволить розрізнити пробірки з речовинами в кожній із наведених пар: а) FeCl_2 і FeSO_4 ; б) FeCl_2 і FeCl_3 . Складіть відповідні молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій.
531. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна розрізнити натрій сульфат та алюміній сульфат.

Завдання з розвитку критичного мислення

- 532.** Грунтуючись на амфотерності алюміній гідроксиду, запропонуйте якісну реакцію для визначення алюміній(III) хлориду. Чи можна відрізнити алюміній та цинк?
- 533.** Пригадайте якісну реакцію на певну органічну речовину, яку ви вивчали в 10 класі, за участі ферум(III) хлориду. Чи можна її використовувати для виявлення йонів Fe^{3+} ?
- 534.** Наявні чотири зразки твердих речовин: натрій карбонат, кальцій карбонат, натрій сульфат і кальцій сульфат. Чи можна розпізнати ці речовини, використовуючи лише воду та нітратну кислоту? Відповідь обґрунтуйте.
- 535.** Як ви вважаєте, чи можна виявляти йони певних металічних елементів, поміщаючи зразки в полум'я? Якщо так, наведіть приклади.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Дослідження якісного складу солей

Обладнання: штатив із пробірками, піпетки.

Реактиви: індикаторний папір, розчини: ферум(II) сульфату, ферум(III) хлориду, барій хлориду, лугу, аргентум(I) нітрату, амоній хлориду, амоній сульфату, натрій карбонату, натрій сульфату, натрій силікату та хлоридна кислота.

! Правила безпеки:

- для дослідів використовуйте реактиви в невеликих кількостях;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води;
- для визначення запаху речовин не підносьте пробірку до обличчя, а спрямовуйте повітря рухами руки до себе.

Складіть план дослідження якісного складу солей для розв'язання запропонованих експериментальних задач. Виконайте необхідні хімічні досліді, опишіть спостереження та зробіть висновки.

Задача 1. У двох пробірках містяться розчини ферум(II) сульфату та ферум(III) хлориду. Доведіть експериментально вміст кожної пробірки.

Задача 2. У двох пробірках містяться розчини солей: амоній хлорид та амоній сульфат. Доведіть, що речовини в обох випадках — це солі амонію. Визначте експериментально склад кожної речовини.

Задача 3. У трьох пробірках є розчини солей: натрій карбонат, натрій сульфат, натрій силікат. Використовуючи лише барій хлорид та хлоридну кислоту, визначте якісний склад кожної речовини.

Для формулювання узагальнюючого висновку використайте відповіді на запитання:

- Які реакції називають якісними?
- Яким вимогам мають відповідати якісні реакції?
- За якими ознаками виявляють ті чи інші йони в розчині?

§ 38. Узагальнення знань про властивості неорганічних сполук основних класів. Генетичні зв'язки

Пригадайте:

- класифікацію солей та одержання кислих солей (за § 13);
- оксиди — це бінарні сполуки з Оксигеном, у яких Оксиген виявляє ступінь окиснення -2 .

Оксиди

Фізичні властивості оксидів зумовлені типом кристалічних ґраток у речовинах, а отже, і типом хімічного зв'язку.

Оксиди	Визначення	Хімічний зв'язок та кристалічні ґратки	Агрегатний стан за звичайних умов
Оснóвні	Оксиди, гідрати яких є основами	Здебільшого йонний зв'язок і йонні кристалічні ґратки	Тверді речовини
Кислотні	Оксиди, гідрати яких є кислотами. Їх також називають ангідридами кислот	Ковалентний полярний зв'язок; молекулярні кристалічні ґратки	Газуваті (CO_2 , SO_2), рідкі (SO_3 , Mn_2O_7) або тверді (P_2O_5 , CrO_3 , N_2O_5) речовини
Амфотерні	Оксиди, що взаємодіють як із кислотними, так і з оснóвними речовинами	Здебільшого йонний зв'язок; йонні або атомні кристалічні ґратки	Тверді тугоплавкі речовини
Несолетворні	Оксиди, яким не відповідають ані кислотні, ані оснóвні речовини	Ковалентний полярний зв'язок; молекулярні або атомні кристалічні ґратки	Газуваті (N_2O , NO , CO) або тверді (SiO) речовини

Залежно від того, до якої групи належить оксид, він виявляє різні хімічні властивості.

1. Особні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотними оксидами з утворенням солі. Не взаємодіють з основними оксидами	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
Взаємодіють із кислотами з утворенням солі та води. Не взаємодіють з основами	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
З водою взаємодіють лише ті оксиди, що утворюють луги (оксиди лужних і лужноземельних елементів). Інші оксиди з водою не взаємодіють	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \neq$
Взаємодіють із відновниками: активнішими металами або вуглецем чи воднем. Не взаємодіють із солями	$3\text{MnO} + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$ $\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}$ $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

2. Кислотні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють з основними оксидами з утворенням солі. Не взаємодіють із кислотними оксидами	$\text{SO}_3 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4$
Взаємодіють з основами з утворенням солі та води. Не взаємодіють із кислотами	$\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із водою з утворенням кислот (за винятком силіцій(IV) оксиду)	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$
Взаємодіють із солями за умови утворення леткого оксиду (CO_2 , SO_2)	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \stackrel{t}{=} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

3. Амфотерні оксиди

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотами й основами з утворенням солі та води	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із кислотними й основними оксидами та між собою під час сплавлення	$\text{ZnO} + \text{CO}_2 \stackrel{t}{=} \text{ZnCO}_3$ $\text{ZnO} + \text{CaO} \stackrel{t}{=} \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{Al}_2\text{O}_3 \stackrel{t}{=} \text{Zn(AlO}_2)_2$

4. Несолетворні оксиди не взаємодіють ані з водою, ані з кислотними та основними оксидами. Для них більш характерними є відновні властивості.

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Взаємодіють із киснем	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$
Карбон(II) оксид відновлює метали з оксидів	$\text{CuO} + \text{CO} = \text{Cu} + \text{CO}_2$

Кислоти

Кислоти — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються аніони кислотних залишків та катіони лише одного виду — йони H^+ .

Розбавлені розчини кислот виявляють загальні хімічні властивості, що є спільними як для неорганічних, так і для органічних кислот.

Хімічні властивості	Рівняння реакції
Електролітична дисоціація і, як наслідок, зміна забарвлення індикаторів	$\text{H}_x\text{An} \rightleftharpoons x\text{H}^+ + \text{An}^{x-}$
Взаємодіють із металами, розташованими в ряду активності лівіше за водень	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
Взаємодіють із основними та амфотерними оксидами з утворенням солі і води	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeO} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють з основами та амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із солями, якщо в результаті реакції виділяється газ, утворюється осад або вода	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $2\text{HCl} + \text{FeS} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Основи

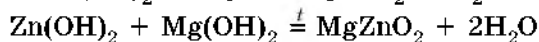
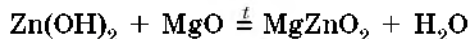
Основи — це електроліти, під час дисоціації яких утворюються катіони металічних елементів, амонію (або його органічних похідних) та аніони лише одного виду — гідроксид-іони OH^- . Розчинні основи — гідроксиди лужних елементів та амонію — називають лугами. Хоча луки та нерозчинні гідроксиди є основними речовинами, але їхні хімічні властивості дещо відрізняються внаслідок різної розчинності.

Луги	Нерозчинні гідроксиди
Змінюють забарвлення індикаторів	Не змінюють забарвлення індикаторів
Взаємодіють із кислотами (реакція нейтралізації): $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Взаємодіють із кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із кислотними оксидами: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Взаємодіють із кислотними оксидами, які є ангідридами сильних кислот: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \stackrel{\Delta}{=} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAl}(\text{OH})_4$ (у розчині)	Взаємодіють з амфотерними оксидами й гідроксидами під час сплавляння: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{ZnO} \stackrel{\Delta}{=} \text{FeZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \stackrel{\Delta}{=} \text{Fe}_3(\text{AlO}_3)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Взаємодіють із розчинами солей, якщо утворюється нерозчинна речовина (випадає осад): $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Із розчинами солей зазвичай не взаємодіють
Гідроксиди лужних елементів стійкі до нагрівання (не розкладаються). Гідроксиди лужноземельних елементів розкладаються, але за значно більшої температури, ніж нерозчинні гідроксиди: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \stackrel{\Delta}{=} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	За нагрівання розкладаються з утворенням оксиду та води: $\text{Fe}(\text{OH})_2 \stackrel{\Delta}{=} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

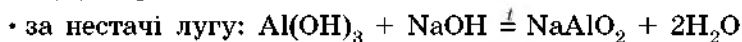
Амфотерні гідроксиди

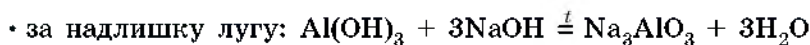
Амфотерними є сполуки, що взаємодіють із речовинами як кислотної, так і основної природи. Алюміній, Цинк і деякі інші елементи утворюють амфотерні оксиди та гідроксиди. Амфотерні гідроксиди виявляють усі властивості нерозчинних гідроксидів. Їхні особливості проявляються у взаємодії з основними речовинами.

Під час сплавляння з основними оксидами або гідроксидами утворюються сіль (цинкат або алюмінат) та вода:

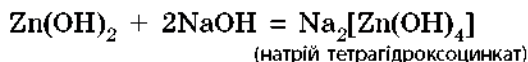


У випадку алюміній гідроксиду залежно від співвідношення лугу й оксиду утворюються два типи солей — метаалюмінат та ортоалюмінат:

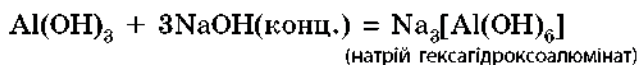
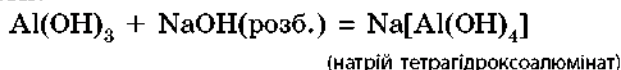




Свіжоприготовлений алюміній та цинк гідроксиди активно взаємодіють із розчинами лугів за звичайних умов:



Залежно від концентрації лугу алюміній гідроксид може утворювати два різні продукти:



Солі

Солі — це хімічні сполуки, що складаються з катіонів та аніонів. Для середніх солей характерні реакції обміну та розкладання на оксиди.

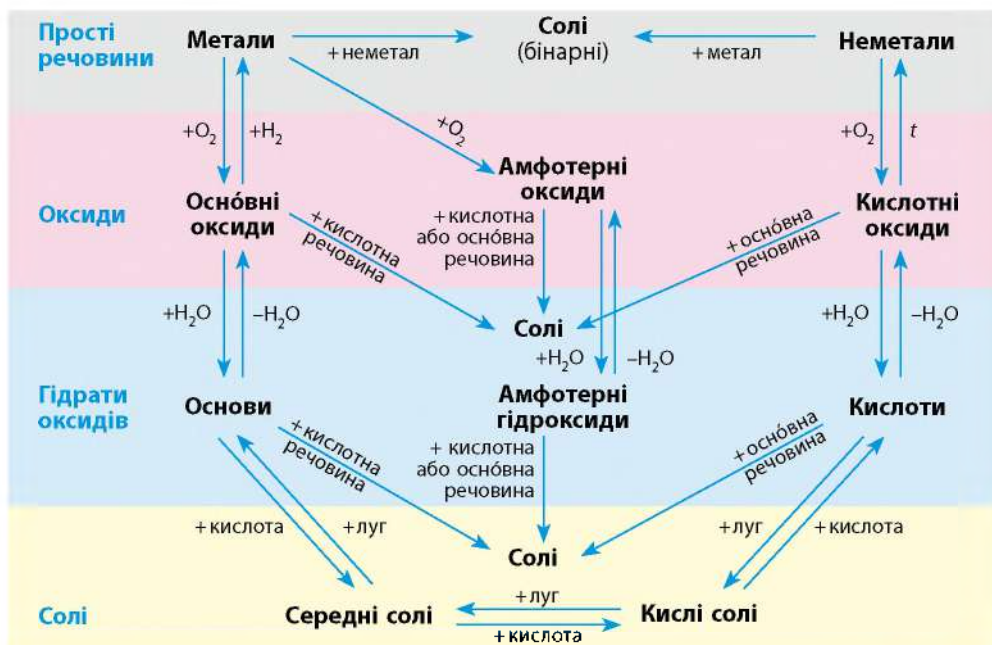
Хімічні властивості середніх солей	Рівняння реакції
Взаємодіють із кислотами, якщо утворюється слабкіша чи нестійка кислота або осад	$\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$
Взаємодіють із лугами, якщо утворюється нерозчинний гідроксид. Із нерозчинними гідроксидами не взаємодіють	$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
Вступують у реакції обміну з іншими солями, якщо утворюється осад	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
Розкладаються за нагрівання, якщо утворюються леткі оксиди	$\text{CaCO}_3 \stackrel{t}{=} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CuSO}_4 \stackrel{t}{=} \text{CuO} + \text{SO}_3\uparrow$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \stackrel{t}{=} \text{CuO} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Активніші метали витісняють менш активні метали з розчинів солей	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$

Хімічні властивості кислих солей певною мірою подібні до властивостей кислот.

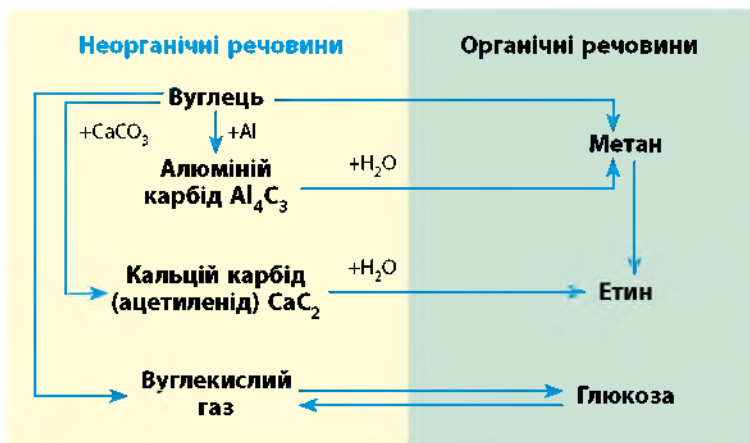
Хімічні властивості кислих солей	Рівняння реакції
Із кислотами взаємодіють за умови утворення слабкішої або нестійкої кислоти	$\text{NaHS} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Із лугами взаємодіють з утворенням солі та води, як кислоти	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Із середніми солями вступають у реакції обміну за умови утворення нерозчинної солі	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaHPO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{HNO}_3$
За незначного нагрівання розкладаються з утворенням середніх солей за умови виділення леткого оксиду	$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

Грунтуючись на взаємоперетвореннях речовин основних класів неорганічних сполук, можна визначити певні закономірності поступового їх ускладнення та взаємозв'язки між ними.



Під час вивчення органічної хімії в 10 класі ви дізналися, що деякі органічні речовини можна отримати з неорганічних, і навпаки. Тому іноді говорять, що чіткої межі між органічними та неорганічними речовинами немає. Зв'язок між ними можна проілюструвати схемою:



Ключова ідея

Подібність способів одержання речовин одного класу неорганічних сполук та їхні хімічні властивості дозволяють поєднати всі класи сполук у єдину схему, що відтворює генетичні зв'язки між ними.



Контрольні запитання

- 536.** Схарактеризуйте класифікацію оксидів, кислот, основ та солей.
537. Схарактеризуйте хімічні властивості оксидів (кислотних, основних і амфотерних), кислот, основ (лугів і нерозчинних гідроксидів), амфотерних гідроксидів, середніх та кислих солей.
538. Схарактеризуйте генетичні зв'язки між неорганічними сполуками.



Завдання для засвоєння матеріалу

- 539.** Визначте хімічні властивості основних класів неорганічних сполук, що є методами добування сполук інших класів. Грунтуючись на них, схарактеризуйте методи добування оксидів (кислотних, основних та амфотерних), кислот, основ (лугів і нерозчинних гідроксидів), амфотерних гідроксидів, середніх та кислих солей.
540. Певну сполуку Кальцію, яка утворюється під час реакції кальцій карбід з водою, знову використовують для виробництва карбідів. Які послідовні перетворення необхідно для цього здійснити?

- 541.** Доповніть схеми реакцій, запишіть назви продуктів реакції, доберіть коефіцієнти:
- | | | |
|---|------------------------------------|--------------------------------------|
| а) $K_2O + H_2O \rightarrow$ | є) $Cr_2(SO_4)_3 + Mn \rightarrow$ | л) $Al_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$ |
| б) $Fe(OH)_3 \rightarrow \dots + H_2O$ | ж) $Al(OH)_3 + Ca \rightarrow$ | м) $Fe_2O_3 + NaOH \rightarrow$ |
| в) $SO_2 + H_2O \rightarrow$ | з) $Al_2O_3 + HNO_3 \rightarrow$ | н) $FeSO_4 + Ba(NO_3)_2 \rightarrow$ |
| г) $\dots \rightarrow CO_2 + H_2O$ | и) $Al(OH)_3 + P_2O_5 \rightarrow$ | о) $Fe_2O_3 + HCl \rightarrow$ |
| д) $\dots + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$ | і) $AlCl_3 + AgNO_3 \rightarrow$ | п) $Fe + HCl \rightarrow$ |
| е) $H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 + \dots$ | к) $Al(OH)_3 + KOH \rightarrow$ | р) $Fe_2O_3 + Ca \rightarrow$ |
- 542.** Як хімічним шляхом видалити з алюмінієвого виробу продукти корозії (алюміній оксид і гідроксид) без пошкодження металу?
- 543.** У складі яскраво-червоної фарби, яку в Давньому Єгипті використовували для фарбування мумій, міститься оксид, що утворюється під час прожарювання ферум(III) сульфату. Ферум(III) сульфат у процесі прожарювання розкладається на два оксиди — леткий і нелеткий. Запишіть рівняння цієї реакції.
- 544.** Ферум(II) сульфід можна одержати нагріванням піриту із залізом. Запишіть рівняння цієї реакції.
- 545.** Складіть рівняння реакцій гідролізу таких солей: ферум(II) хлорид, ферум(II) сульфат, ферум(III) нітрат, ферум(III) бромід.
- 546.** Як із залізного купоросу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ одержати: а) ферум(II) хлорид; б) ферум(II) нітрат; в) ферум(II) сульфат? Запишіть відповідні рівняння реакцій.
- 547.** У природних водах Ферум міститься переважно у складі ферум(II) гідрокарбонату, який за наявності води й кисню перетворюється на ферум(III) гідроксид і вуглекислий газ. Складіть рівняння цієї реакції, позначте окисник і відновник.
- 548.** Складіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:
- а) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$;
 б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu$;
 в) $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$;
 г) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$;
 д) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$;
 е) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow BaSO_3 \rightarrow SO_2$;
 є) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$;
 ж) $NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3$;
 з) $Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2$;
 и) $Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow FeCO_3$;
 і) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow AlPO_4$.

Комплексні завдання

- 549.** Під час взаємодії чистого ферум хлориду масою 1 г із надлишком аргентум(I) нітрату утворився осад аргентум(I) хлориду масою 2,65 г. Визначте ступінь окиснення Феруму в початковому хлориді.

- 550.** Порівняйте об'єм сульфур(IV) оксиду (н. у.), який можна одержати із сірки масою 480 г та з натрій сульфїту масою 630 г.
- 551.** Обчисліть масу фосфору, яку необхідно ввести в низку перетворень для одержання кальцій ортофосфату масою 15,5 г.
- 552.** Для одержання вапняного тіста беруть близько 2,5 л води на кожний кілограм негашеного вапна. У скільки разів це перевищує масу води, яка витрачається під час хімічної взаємодії?

Завдання з розвитку критичного мислення

- 553.** Гранули натрій гідроксиду в разі зберігання на повітрі поступово розпливаються, але з часом нібито «висихають», перетворюючись на білий порошок. Поясніть ці явища, складіть рівняння реакцій.
- 554.** Як можна відрізнити кальцій оксид від кальцій гідроксиду? Запишіть рівняння реакції.
- 555.** Як відрізнити прозору вапняну воду від розбавленого розчину натрій гідроксиду, якщо в наявності є лише газовідвідна трубка?
- 556.** Чи можна для очищення вуглекислого газу від водяної пари використати трубку, наповнену негашеним вапном?
- 557.** Чи можна повністю звільнити азот від невеликих домішок хлороводню і водяної пари пропусканням його через трубку: а) із негашеним вапном; б) із гашеним вапном? Відповіді підтвердьте рівняннями відповідних реакцій.

ПРАКТИЧНА РОБОТА №2

Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами

Обладнання: штатив із пробірками, корок із газовідвідною трубкою, пальник (на розсуд учителя).

Реактиви: мідь або залізо (на розсуд учителя), розчини лугу, кальцій гідроксиду, нітратної кислоти, хлоридна кислота.

! Правила безпеки:

- для дослідів використовуйте реактиви в невеликих кількостях;
- остерігайтеся потрапляння реактивів на шкіру, в очі; у разі потрапляння їдкої речовини змийте її великою кількістю води;
- для визначення запаху речовин не підносьте пробірку до обличчя, а спрямовуйте повітря рухами руки до себе.

Складіть фрагмент генетичного ланцюга з речовин у наведених переліках. Запишіть план експерименту для здійснення хімічних перетво-


рень за цим ланцюгом та виконайте відповідні хімічні досліди. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакцій. Для реакції йонного обміну складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння.

Перелік 1. Купрум(II) оксид, мідь, купрум(II) хлорид, купрум(II) нітрат, купрум(II) гідроксид.

Перелік 2. Кальцій гідроксид, кальцій карбонат, вуглекислий газ, кальцій гідрогенкарбонат, кальцій хлорид.

Для формулювання узагальнюючого висновку використайте відповідь на запитання:

На чому ґрунтується можливість складання ланцюга перетворень для ілюстрації генетичних зв'язків між класами сполук?

 *Перевірте свої знання за темою «Неорганічні речовини і їхні властивості», виконавши тестові завдання на сайті.*



ТЕМА 5. ХІМІЯ І ПРОГРЕС ЛЮДСТВА

§ 39. Зелена хімія

Пригадайте: що розуміють під відносним виходом продукту реакції (за § 12).

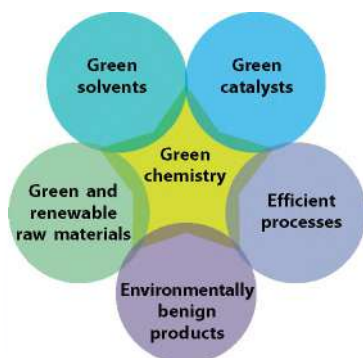
Що таке Зелена хімія?

Наприкінці курсу хімії 10 класу ви ознайомилися з *концепцією сталого розвитку*, яка почала формуватися в 70-ті роки минулого століття, а сьогодні на рівні ООН підтримується всіма країнами світу. Головний принцип цієї концепції — «передати» нашу планету нащадкам невиснаженою та забезпечити їхній розвиток, не гірший за наш, а не примусити їх розв'язувати численні екологічні проблеми. Ця концепція є комплексом економічних, соціальних, наукових і технічних змін, що потребують заходів та реформ на державному рівні в різних сферах нашого життя.

Із боку хімічної спільноти та хімічного виробництва дотриманням цієї концепції є слідування принципам нового напрямку хімії — *Зеленої хімії* (Green Chemistry). Зелена хімія почала розвиватися на початку 90-х років ХХ століття як науковий напрямок із удосконалення хімічних процесів для зменшення негативного впливу на навколишнє середовище (мал. 39.1).

Зелена хімія має багато спільного з екологічною хімією. Але екологічна хімія досліджує насамперед способи усунення забруднювачів довкілля та обмеження їх поширення. А головним завданням Зеленої хімії є зміна способів одержання речовин і технологічних процесів, щоб навіть не виникало забруднювачів навколишнього середовища або утворювалося якомога менше.

Останнім часом принципи Зеленої хімії дедалі більше підтримуються суспільством, про що свідчить багато фактів. Зокрема, 2005 року Нобелівську премію з хімії отримали Р. Граббс, Р. Шрок та І. Шовен за розвиток методу метатезису



Мал. 39.1. Концепція Зеленої хімії

в органічному синтезі, який модифікує багато виробничих процесів під час обробки ненасичених сполук з урахуванням принципів Зеленої хімії. А від 1996 року в США запроваджено щорічну Президентську премію, якою нагороджують учених та корпорації, котрі втілюють у хімічні технології принципи Зеленої хімії.

Принципи Зеленої хімії

В одному з перших посібників із Зеленої хімії (П. Т. Анастас, Дж. Уорнер «Зелена хімія: теорія і практика») було сформульовано 12 принципів цього напрямку науки. Сьогодні існує багато різних версій цих принципів, найпоширенішою з яких є «PRODUCTIVELY»:

Prevent wastes	краще попередити утворення відходів, ніж потім їх переробляти
Renewable materials	реагенти та витратні матеріали мають бути відновлюваними
Omit derivatization steps	уникати побічних реакцій та проміжних продуктів
Degradable chemical products	хімічний продукт має бути біорозкладним (після використання розкладатися на безпечні речовини, а не накопичуватися в навколишньому середовищі)
Use safe synthetic methods	застосовувати методи синтезу з використанням найбільш безпечних для людини й довкілля речовин
Catalytic reagents	застосовувати переважно каталітичні процеси, до того ж найбільш селективні
Temperature, pressure ambient	здійснювати реакції за умов, максимально наближених до звичайних
In process monitoring	створювати аналітичні методики для постійного моніторингу хімічних процесів у реакторах
Very few auxiliary substances	використовувати якомога менше розчинників і допоміжних речовин
E-factor, maximize feed in product	враховувати Е-фактор, максимально збільшувати вихід продукту реакції
Low toxicity of chemical products	синтезовані речовини мають бути менш токсичними, ніж реагенти
Yes, it is safe	застосовувати речовини та форми речовин із мінімальною небезпекою у використанні (спричинення опіків, отруень, витоків, вибухів, пожеж тощо)

Е-фактор та атомна ефективність

Е-фактор та атомну ефективність використовують для кількісного оцінювання хімічного виробництва. Здається, чому б для цього не застосувати таке поняття, як вихід продукту реакції від теоретично можливого? Вихід продукту реакції характеризує ступінь перетворення реагентів на продукти реакції. Але, окрім реагентів, у реакціях також використовують розчинники, каталізатори, допоміжні речовини для виділення потрібного продукту з реакційної суміші тощо. Ці речовини також необхідно одержувати (добувати або синтезувати), потім очищувати й утилізувати. А це є причиною потрапляння забруднюючих речовин у навколишнє середовище.

Е-фактор обчислюють як відношення маси всіх побічних продуктів, що фактично є відходами виробництва, до маси цільового продукту:

$$\text{Е-фактор} = \frac{\text{Маса всіх побічних продуктів}}{\text{Маса цільового продукту}}$$

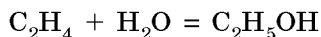
Значення Е-фактора дозволяє оцінити ступінь використання сировини і кількість утворених відходів: чим менше значення Е-фактора, тим менше відходів певного виробництва. Найкращий результат за Е-фактором має нафтопереробна промисловість, її Е-фактор дорівнює 0,1. І це не дивно, оскільки сьогодні нафтову сировину майже повністю переробляють на пальне (цьому значною мірою сприяє використання процесів крекінгу та риформінгу).

Найгірші показники у процесів синтезу фармпрепаратів, де, залежно від виробництва, Е-фактор може досягати 100. І це також не дивно, оскільки для виробництва ліків часто потрібні дуже чисті речовини, а це вимагає використання великої кількості допоміжних речовин для очищення.

Атомну ефективність обчислюють як відношення молярної маси цільового продукту до суми молярних мас усіх інших продуктів у рівнянні реакції:

$$\text{Атомна ефективність} = \frac{\text{Молярна маса цільового продукту}}{\text{Сумарна молярна маса всіх продуктів реакції}}$$

Атомна ефективність характеризує повноту використання хімічних елементів: чим результат ближчий до 100 %, тим більш «зеленою» є хімічна реакція. Наприклад, для реакції гідратації етену:



атомна ефективність дорівнює 100 %, оскільки всі атоми реагентів містяться у складі продукту реакції.

Як дотримуватися принципів Зеленої хімії?

Принципи Зеленої хімії тільки починають ставати складовою нашого життя. Людство робить лише перші кроки в цьому напрямку, хоча певні досягнення вже існують.

Принципам Зеленої хімії відповідає одержання й використання біодизелю та біоетанолу, про що ви дізналися минулого навчального року. Це зменшує споживання (спалювання) викопного палива. А кількість утвореного вуглекислого газу внаслідок спалювання рослинного пального фактично дорівнює тій кількості CO_2 , яку поглинули рослини з повітря в процесі фотосинтезу.

Наукова спільнота закликає людство взагалі відмовитися від спалювання нафтопродуктів. Відомо, що сьогодні лише 5% сирової нафти використовують для виробництва синтетичних хімічних речовин, більша частина йде на пальне. Нафтову сировину необхідно використовувати винятково для синтетичної хімії, а спалювати біопальне, синтезоване з біомаси (мал. 39.2).

Останнім часом деякі хімічні компанії відмовляються від використання «класичних» органічних розчинників: дихлороетану, хлороформу, бензену тощо. Сьогодні проводять наукові дослідження щодо заміни їх безпечними речовинами в надкритичному стані, коли за певних умов (тиск і температура) — у так званій потрійній точці — речовини переходять у надкритичний стан, де поєднуються властивості рідини та газу. Наприклад, вода і вуглекислий газ у надкритичному стані є дуже ефективними розчинниками, не гіршими за традиційні неполярні органічні розчинники.

У Центрі каталізу в м. Аахен (Німеччина) розробляють технологію використання вуглекислого газу, який виділяється на теплових електростанціях під час спалювання вуглеводневого палива, для синтезу багатоатомних спиртів. Знизити викиди вуглекислого газу в такий спосіб не вдасться (не більш ніж на 1%). Але ця технологія дозволяє на 15% знизити обсяги використання органічної сировини, необхідної для виробництва багатоатомних спиртів.

Сьогодні в наукових лабораторіях розробляють способи модернізації



Мал. 39.2. Використання біоетанолу замінює в повітрі вуглекислий газ із «викопного Карбону» на вуглекислий газ із відновлюваної рослинної сировини

технологій із метою «озеленити» хімічні виробництва. Але засновники Зеленої хімії закликають змінити саму філософію підходу до модернізації виробництва. Як аргумент вони наводять той факт, що більшість хімічних засобів покупці обирають не заради їх хімічної формули, а заради корисного ефекту від них. Наприклад, мийні засоби люди купують для миття посуду, і краще продається той засіб, що миє краще, а не той, у якого «унікальний» хімічний склад.

Отже, відповідно до принципів Зеленої хімії, насамперед необхідно думати про кінцевий результат, а не про певні речовини. Наприклад, можна створювати суперективні мийні засоби для видалення нагару зі сковорідки з хитромудрою формулою чи привабливим запахом. А можна покрити сковорідки антипригарним покриттям, щоб цей нагар не утворювався. Якщо до хімічної промисловості застосовувати такий підхід, тоді Зелена хімія вийде на новий рівень розвитку і стане невід'ємною частиною нашого життя.



Ключова ідея

Зелена хімія — це принципово новий, безпечний для людини і планети підхід до організації виробництва хімічних речовин і принципів їх використання.



Контрольні запитання

- 558.** Що таке Зелена хімія? Чим Зелена хімія відрізняється від екологічної хімії?
559. Що таке E-фактор та атомна ефективність?
560. Схарактеризуйте принципи Зеленої хімії.



Завдання для засвоєння матеріалу

- 561.** Поясніть значення кожного з наведених у параграфі принципів Зеленої хімії. Наведіть приклади.
562. Як ви розумієте термін «цільовий продукт»?
563. Поясніть принципові відмінності між відносним виходом продукту реакції від теоретичного та E-фактором. Відповідь проілюструйте прикладами.
564. Наведіть приклад хімічної реакції з атомною ефективністю 100 % за участі лише неорганічних речовин.
565. Обчисліть атомну ефективність нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом. Чи можливо зменшити цю величину для цієї реакції?

Завдання для розвитку критичного мислення

- 566.** Поясніть, у який спосіб дотримання принципів Зеленої хімії узгоджується з концепцією сталого розвитку.

567. Проаналізуйте таблицю та дайте відповіді на запитання.

Галузь	Обсяг виробництва, тонн/рік	Е-фактор
Нафтопереробна	106–108	0,1
Основний хімічний синтез	104–106	1–5
Тонкий хімічний синтез	102–104	5–10
Фармацевтичний синтез	10–103	25–100

- Як ви вважаєте, які речовини є продуктами галузей основного, тонкого та фармацевтичного синтезу?
- Запропонуйте пояснення значень Е-фактора для кожної галузі.

Міні-проекти

568. Виберіть будь-яке виробництво хімічної чи металургійної галузі (за можливістю таке, підприємства якої є у вашій місцевості). Оцініть його за принципами Зеленої хімії, наведеними в параграфі. Запропонуйте шляхи модернізації.

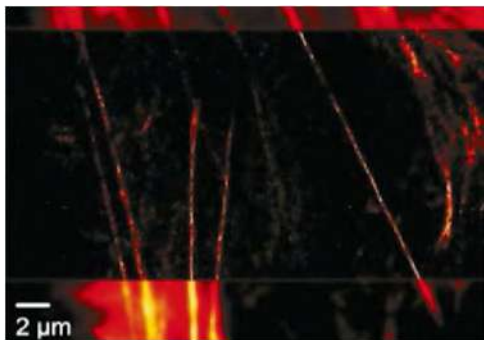
§ 40. Значення хімії для сучасного суспільства

Шановні випускники та випускниці! Перед вами останній параграф підручника з хімії, яким ви завершите курс хімії в середній школі. За традицією в останніх параграфах автори намагаються розкрити значення певної науки для кожної людини, держави та всього людства. Але нереально показати всі можливості хімії в межах одного параграфа. Сподіваємося, що від початку вивчення хімії із 7 класу ви усвідомлювали, яке значення мають хімічні речовини та процеси в нашому житті. У цьому параграфі ви дізнаєтеся про деякі найсучасніші напрямки розвитку хімії та суміжних наук, про завдання, які сьогодні розв'язують науковці в лабораторіях усього світу.

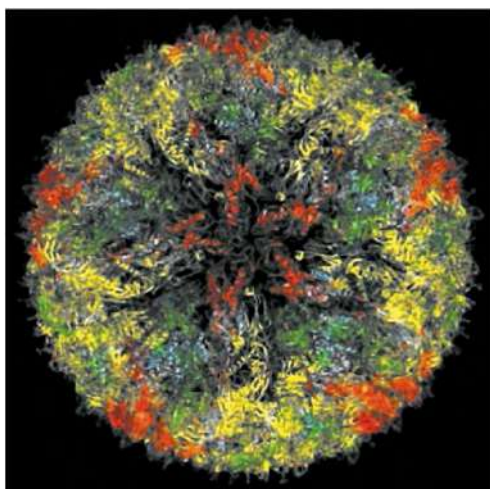
— Побачити молекулу в мікроскоп?! Ні! Неможливо!

Дослідження кожної нової речовини передбачає визначення її хімічної будови. Ще від XIX століття хіміки намагалися з'ясувати склад речовин, але тоді існували лише непрямі методи — побачити окрему молекулу було неможливо.

Із розвитком науки й техніки ставали відомі нові хімічні ефекти, удосконалювалися прилади, науковці почали застосовувати нові фізичні методи досліджень, і знання з хімічної будови молекул ставали дедалі точнішими. Було визначено склад і структуру молекул багатьох речовин, але з'ясувати хімічну будову складних біологічних об'єктів було майже неможливо. Утім, точна інформація щодо структури



Мал. 40.1. Зображення актинового цитоскелета живої клітини (усередині зображення, отримане наноскопією, а знизу й угорі — традиційною мікроскопією). Публікується з дозволу автора Prof. Uli Nienhaus, (P. N. Hedde, J. Fuchs, F. Oswald, J. Wiedenmann, and G. U. Nienhaus, *Nature Methods*, 2009, 6, 689)



Мал. 40.2. Будова вірусу Зіка, дослідженого методом криоелектронної спектроскопії. На детальному зображенні можна побачити положення окремих атомів. Публікується з дозволу автора Prof. V. Racaniello (www.virology.ws/2016/04/05/structure-of-zika-virus/)

біологічно активних сполук, особливості їхньої взаємодії одна з одною необхідні для розв'язання як фундаментальних, так і практичних завдань біохімії та медицини.

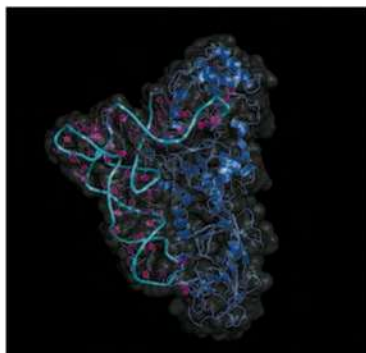
Важливість відкриття та застосування нових методів досліджень речовин підтверджено багатьма нагородами, зокрема дослідження методом ядерного магнітного резонансу, мас-спектрометрії тощо. Нещодавно було відзначено нові успіхи в розвитку методів дослідження речовин.

2014 року Е. Бетциг, В. Моєрнер та Ш. Гелль одержали Нобелівську премію за створення методу флуоресцентної наноскопії. Цей метод дозволяє побачити (у прямому сенсі) флуоресцюючі об'єкти з роздільною здатністю в 10 нм (10^{-8} м). Тим самим було подолано так званий дифракційний бар'єр оптичної мікроскопії. Цим методом можна досліджувати частинки розміром декілька десятків молекул (мал. 40.1).

2017 року стався прорив у дослідженні великих біологічних молекул: молекул білків та нуклеїнових кислот. За розвиток криоелектронної мікроскопії Нобелівською премією були нагороджені Ж. Дюбоше, Й. Франк, Р. Хендерсон. Роздільна здатність методу становить 2–3 Å ($2-3 \cdot 10^{-10}$ м), тобто він дозволяє ідентифікувати положення кожного(!) атома. Це вражає, оскільки біологічні об'єкти складаються із сотень тисяч і навіть мільйонів атомів. Одним із прикладів практичного значення цієї роботи є дослідження вірусу Зіка (мал. 40.2). Під час епідемії вірусу Зіка 2016 року в Бразилії дослідникам вистачило декілька місяців для з'ясування будови вірусу, що дозволило розробити методи боротьби з ним.

Кожній хворобі — свої ліки!

Детального дослідження потребують не лише окремі молекули. Однією з важливих для досліджень органел є рибосома (мал. 40.3). Хоча ви можете запитати: «Що там ще вивчати? Ми це на уроках біології вивчали». І дійсно, про загальну будову та функціонування рибосом відомостей багато. Але встановити точну будову рибосом удалося порівняно недавно. Багато захворювань виникають унаслідок синтезу бактеріями певних білків. Якщо блокувати роботу білок-синтезуючої системи тільки(!) бактерій, то можна навіть уникнути захворювання і вживання антибіотиків. Знання про детальну будову рибосом можуть виявитися революційними щодо лікування багатьох захворювань.



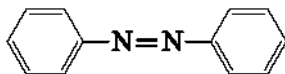
Мал. 40.3. Рибосоми вкрай важливі для функціонування клітин. Знання про них дають змогу лікувати невиліковні досі хвороби

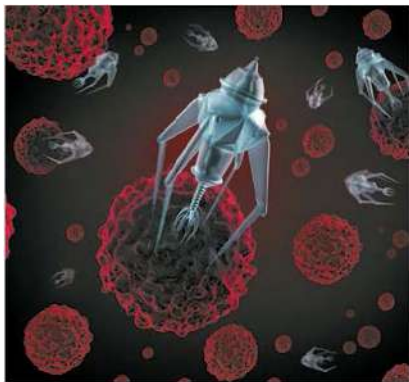
Детальні дослідження будови й роботи рибосом тривали не одне десятиліття і потребували зусиль багатьох наукових груп. Про це свідчить перелік Нобелівських премій із хімії лише в цьому тисячолітті: 2002 року за розробку методів ідентифікації біологічних макромолекул (Д. Фенн, К. Танака, К. Вютріх), 2006 року за роботи про молекулярні основи транскрипції (Р. Корнберг), 2009 року за дослідження структури і функцій рибосом (А. Йонат, В. Рамакрішнан, Т. Стейц), 2015 року за механістичні дослідження репарації ДНК (Т. Ліндаль, П. Модрич, А. Санджар).

— Наноавтомобіль? Ні, у мене ще немає такого!

У сучасній техніці поступово відбувається мініатюризація різних приладів та пристроїв. 50 років тому комп'ютер міг займати кілька поверхів або величезну кімнату, але звичайний сучасний персональний комп'ютер набагато потужніший за нього. Чи можливі мініатюрні машини розміром із молекулу? Хоча це складно уявити, але останніми роками науковці наблизилися до створення повноцінних молекулярних машин.

Одним із найпростіших прикладів таких наномеханізмів є представник азобензенів:





Мал. 40.4. Молекулярні машини найближчим часом зроблять технологічну революцію в нашому суспільстві

Така молекула здатна розширяться за опромінення її синім світлом (420 нм), а за опромінення ультрафіолетом (365 нм) вона, навпаки, стискається. Якщо один бік цієї молекули прикріпити до основи, а інший — до важеля, то під час опромінення різним світлом такий пристрій здатний виконувати механічну роботу.

Цей напрямок, який називають супрамолекулярною хімією, був започаткований майже 50 років тому. За розробки в цій галузі Нобелівську премію 1987 року отримали Д. Крам, Ж.-М. Лен та Ч. Педерсен.

Про перспективність досліджень у цій галузі свідчить той факт, що 2016 року Нобелівською премією нагороджено трьох учених — Ж.-П. Соважа, Дж. Стодарта та Б. Ферінга — за проектування і синтез молекулярних машин.

Поки що немає конкретних промислових процесів, у яких використовують наномашини, але це точно станеться незабаром.

— Колби і пробірки? Ні, у мене лише клавіатура і мишка!

Збільшення потужності комп'ютерів дає можливість моделювати хімічні та біохімічні реакції. Іноді здається, що це дуже просто. Проте для комп'ютерного моделювання хімічних об'єктів необхідно поєднати методи класичної та квантової фізики, змоделювати притягання кожного(!) електрона до кожного(!) ядра атома в молекулі. Точну модель молекули з 20–30 атомів з урахуванням усіх можливих взаємодій сучасний персональний комп'ютер може створювати декілька тижнів. Тому розробка сучасних методів і програмного забезпечення, що уможлиблює моделювання великих біологічних молекул та реакцій за їх участі, є дуже актуальним завданням.

Розвиток обчислювальної хімії (computational chemistry) дозволить без проведення численних експериментів змоделювати хімічні процеси для пояснення експериментальних даних або прогнозування ефективності використання речовин.

Сьогодні без хімічних дослідів уже можна дійти висновку, чи є сенс синтезувати й досліджувати ті або інші речовини. Це стає у пригоді,

коли необхідно спрогнозувати біологічну активність речовин, реакційну здатність тощо.

Проведення віртуальних експериментів дозволяє не витратити на реальні дослідження дорогі й часто шкідливі реагенти, що відповідає принципам Зеленої хімії.

Важливість комп'ютерного моделювання для розвитку сучасної науки і техніки визнав Нобелівський комітет, нагородивши трьох американських учених — М. Карплуса, М. Левітта, А. Варшеля — Нобелівською премією 2013 року за розвиток багатомасштабних моделей комплексних систем.

— У тебе просто залізні нерви!

— Ні, лише пластмасові...

Ви вже знаєте про речовини неметалічної природи, що можуть проводити електричний струм. Але навряд чи з них можна виготовляти електричні дроти. 2000 року Нобелівську премію з хімії за відкриття електропровідності полімерів отримали А. Хігер, А. Мак-Діармід та Х. Сіракава. Ці вчені започаткували новий науковий напрямок у хімії полімерів.

Електропровідні полімери поєднують електричні й оптичні властивості металів із дешевизною і легкістю обробки пластмас. «Синтетичні метали» легкі, їх можна використовувати замість міді там, де критичним фактором є маса, наприклад, у конструкціях космічних апаратів. Їх застосовують у виробництві екологічно чистих акумуляторів. Плівки на вікнах із таких полімерів можуть по-різному пропускати сонячне світло, до того ж їхню прозорість можна регулювати. Із таких полімерів пропонують виготовляти хімічно інертні нервові волокна для протезування нервової тканини. Уже сконструйовано органічні транзистори, фотодіоди і лазери, отже, можливо виготовляти цілком пластмасову електроніку.

— Речовини еволюціонують? Вони що, живі?!

2018 року Нобелівську премію з хімії було присуджено за еволюцію хімічних речовин: ферментів (ензимів) і антитіл. Певна річ, хімічні речовини не є живими істотами, і для них термін «еволюція» у класичному розумінні застосовувати не можна, але все ж таки Нобелівський комітет мав рацію.

Еволюція живих організмів нерозривно пов'язана зі змінами (еволюцією) хімічних процесів усередині цих організмів, зокрема, зі змінами в генетичному коді та структурі білків, які здатна синтезувати клітина. Наприклад, деякі риби можуть плавати в полярних океанічних водах завдяки набутій можливості синтезувати антифризні



Мал. 40.5. Поєднання обчислювальних можливостей із хімічними знаннями дає потужний поштовх для розвитку науки



Мал. 40.5. Пластиковий електронний пристрій без умісту металів



Френсіс Арнольд
(нар. 1956 р.)

Лауреатка Нобелівської премії 2018 р. за дослідження еволюції ферментів

(антизаморожувальні) білки, а мідії «навчилися» синтезувати вуглеводний молекулярний клей, що надав їм можливість прикріплюватися до каменів.

Під час пошуку шляхів синтезу нових речовин традиційні хімічні методи потребують варіювання умов реакцій, що часто є жорсткими, або наявності токсичних каталізаторів та їдких речовин. Американська біохімікня Френсіс Арнольд замість цього запропонувала для промислового синтезу речовин використовувати ферменти, оскільки ферментативні реакції відбуваються за звичайних умов і досить швидко, що відповідає принципам Зеленої хімії. Але постає проблема: як синтезувати ферменти, що каталізують саме ту реакцію, яка потрібна. Адже ферменти мають складну будову, і неможливо просто скласти певну послідовність амінокислот та очікувати, що саме ця послідовність відповідатиме ферменту з потрібними властивостями.

Арнольд почала експериментувати з генетичним кодом бактерій і розробила метод селекції бактерій, які синтезували ферменти з необхідними властивостями. Згодом це й назвали «еволюцією ферментів». У такий спосіб можна створювати ферменти для здійснення майже будь-яких реакцій (навіть тих, що неможливі в існуючих організмах), до того ж без значних енерговитрат і громіздкого обладнання. Її наукова група вже розробила ферменти для синтезу ізобутанолу з рослинної сировини, який використовують як біопаливо. У найближчій перспективі — виробництво найновітніших фармпрепаратів, матеріалів тощо.

Дж. Сміт та Г. Вінтер винайшли спосіб селекції вірусів із необхідними білками на їхній поверхні, які виконують функції антитіл. Це назвали «фаговим дисплеєм»,



Джордж Сміт
(нар. 1941 р.)



Сер Грег Уінтер
(нар. 1951 р.)



Лауреати Нобелівської премії 2018 р. за фагове відображення пептидів і антитіл (фаговий дисплей)

оскільки селекціонують саме бактеріофаги. У такий спосіб розробляють бактеріофаги, що уражатимуть лише ракові клітини. Уже створено новий фармпрепарат — адалімумаб. Він блокує запалення, що є наслідками багатьох аутоімунних захворювань. Від 2002 року адалімумабом лікують ревматоїдний артрит, а сьогодні випробовують для лікування псоріазу та запалення кишківника.



Ключова ідея

Значним напрямом сучасних наукових розробок із хімії є дослідження й пізнання живого на мікро- і навіть нанорівні, що дає можливість створювати нові матеріали та інші засоби майбутнього.

Завдання для розвитку критичного мислення

- 569.** Поясніть, чи сприяють наведені в параграфі приклади наукових досягнень розв'язанню сировинної, енергетичної, продовольчої проблем та створенню нових матеріалів. Якщо так, поясніть, як саме.
- 570.** Як ви вважаєте, чи є наведені в параграфі приклади втіленням принципів Зеленої хімії? Обґрунтуйте свою думку.



Перевірте свої знання за темою «Хімія і прогрес людства», виконавши тестові завдання на сайті.



Алфавітний покажчик

А

Адсорбція 143
Азот 116
Аморфні речовини 45
Алмаз 139
Алотропні
модифікації 81
Алюміній 178
Амоніак 120
Атом 4
Атомна
ефективність 210

Б

Бетон 155

В

Валентність 14
Відносний вихід
продукту реакції 62
Вугілля 142

Г

Гальванічний
елемент 73
Генетичний зв'язок 203
Гідроліз солей 67
Графіт 140

Д

Донорно-акцепторний
механізм 30

Е

Електричний
акумулятор 75
Енергетичний рівень 6
Е-фактор 210

Ж

Жорсткість води 175

З

Залізо 185
Збуджений стан
атома 13
Зелена хімія 208

І

Ізотоп 5

К

Карбін 141
Кераміка 155
Кисень 97
Кислотні дощі 149
Кислотність ґрунтів 134
Кристалічні
речовини 44

М

Мінеральні
добрива 135

Н

Необоротні реакції 52
Нуклід 5

О

Оборотні реакції 52
Озон 98
Озонова діра 101
Озоновий шар 100
Орбіталь 5

П

Паливний елемент 76

Парниковий ефект 146
Правило Хунда 9
Принцип
заборони Паулі 8
мінімальної енергії 8
зміщення хімічної
рівноваги
Ле Шательє 55

С

Силікагель 152
Силікатні
матеріали 152
Сірка 104
Скло 152
Спін 8
Сплави 163
Ступінь окиснення 15

Ф

Фосфор 128
Фулерени 141

Х

Хімічна рівновага 54
Хімічний зв'язок 26
водневий 36
йонний 26
ковалентний 29
металічний 42
Хімічні джерела
струму 74

Ч

Чавун 188

Я

Якісні реакції 191

Відповіді на розрахункові задачі

- § 12. 168. 85 % . 169. 70 % . 170. 80 % . 171. 90 % . 172. 60 % . 173. 95 % .
174. 5,376 л. 175. 206,08 кг. 176. 190,4 л. 177. 112 л. 178. 313,6 м³.
179. 1400 м³.
- § 16. 223. У 2,45 разу, 3,17 г/л. 224. 0,88 % . 225. 9,05 % . 226. 25 л.
227. 4,48 л. 228. 3,16 % . 229. 3,584 л.
- § 17. 244. 1,26. 245. 0,163 % . 246. 400 кг. 247. 104 кг.
- § 18. 252. Водень, 8,96 л, 5,8 г. 253. 2,24 л. 254. 0,844 г. 255. 7,32 % .
256. 4,48 л. 257. 150 л. 258. 5,95 г. 259. 116,5 г. 260. 16,6 г, 2 г.
261. 119 кг.
- § 19. 270. $7 \cdot 10^{-4} \%$, 0,0106 % . 271. 1,43 г/л, 2,14 г/л. 272. 4,914 г. 273. 10 г.
- § 20. 288. SO₂. 289. MnS. 290. а) $12,044 \cdot 10^{23}$, б) $0,6022 \cdot 10^{23}$. 291. 56 л.
292. 88 г.
- § 21. 302. 1,17. 303. $1,77 \cdot 10^{20}$. 304. 6,72 л. 305. 4,8 г. 306. 20,16 л, 21,28 л.
- § 22. 321. 0,448 л. 322. 5,6 л. 323. 1,7 кг.
- § 23. 335. 129,6 л, у 648 разів.
- § 24. 347. 3 л. 348. 100 л, 175 л. 349. 16,5 л. 350. 4,48 л.
- § 25. 365. 17 г. 366. 71,2 % . 367. 12,285 г. 368. 16,16 г KNO₃ і 2,52 г HNO₃.
- § 26. 380. 21,3 г. 381. 120 г. 382. 95 % . 383. 13,175 г.
- § 27. 395. 54 % . 397. 2,525 г. 398. 11,1 тонн.
- § 28. 413. 360 г. 414. 4,8 г. 415. 11,2 м³. 416. 28,5 кг.
- § 30. 438. 566 кг. 439. 250 г.
- § 31. 451. 50,3 см. 452. 2,16 см.
- § 32. 461. 19,05 г. 462. По 50 % . 463. 0,96 % C, 1,12 % Si.
- § 33. 472. NaCl. 473. Na₂O₂. 474. 3,36 л.
- § 34. 486. 53 г. 487. 0,0672 г.
- § 35. 503. 27 % Алюмінію і 73 % Купрум. 504. 32,75 кг. 505. 25,65 кг.
- § 36. 520. 89,6 л. 521. 4,6 тонн. 522. 0,56 г. 523. 25,2 г.
- § 38. 549. +3. 550. 336 л та 112 л. 551. 3,1 г. 552. У 7,8 разу.

Зміст

Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів

§ 1. Повторення основних понять про будову атома.....	4
§ 2. Розподіл електронів в електронній оболонці атомів <i>s</i> -, <i>p</i> - та <i>d</i> -елементів.....	8
§ 3. Особливості будови атомів у збудженому електронному стані. Валентність. Ступінь окиснення	13
§ 4. Властивості хімічних елементів та їхніх сполук на основі уявлень про електронну будову атомів.....	19

Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 5. Природа хімічного зв'язку. Йонний зв'язок	25
§ 6. Ковалентний зв'язок.....	29
§ 7. Водневий зв'язок.....	36
§ 8. Металічний зв'язок	42
§ 9. Кристалічний і аморфний стани твердих речовин	44
§ 10. Залежність фізичних властивостей речовин від їхньої будови.....	46

Тема 3. Хімічні реакції

§ 11. Хімічна рівновага	52
§ 12. Розв'язання задач з урахуванням відносного виходу продукту реакції від теоретично можливого.....	62
§ 13. Кислотність розчинів солей. Гідроліз солей..... Лабораторний дослід № 1.....	71
§ 14. Хімічні джерела електричного струму	72

Тема 4. Неорганічні речовини і їхні властивості

§ 15. Загальна характеристика неметалічних елементів та неметалів	79
§ 16. Галогени. Хлор.....	84
§ 17. Гідроген хлорид. Хлоридна кислота	90
§ 18. Розв'язання задач за рівняннями реакцій, якщо один із реагентів узято в надлишку	94
§ 19. Оксиген. Кисень і озон.....	97
§ 20. Сульфур. Сірка.....	103

§ 21. Гідроген сульфід. Сульфідна кислота.....	108
§ 22. Сульфатна кислота	111
§ 23. Нітроген. Азот	116
§ 24. Амоніак	120
§ 25. Нітратна кислота	125
§ 26. Фосфор.....	128
§ 27. Мінеральні добрива.....	134
§ 28. Карбон	139
§ 29. Оксиди неметалічних елементів в атмосфері	146
§ 30. Силіцій(IV) оксид. Сучасні силікатні матеріали.....	151
Лабораторний дослід № 2.....	156
§ 31. Загальна характеристика металічних елементів та металів.....	158
§ 32. Застосування металів і сплавів.....	163
§ 33. Натрій. Натрій гідроксид. Луги	165
§ 34. Кальцій. Кальцій гідроксид. Жорсткість води.....	171
§ 35. Алюміній	178
§ 36. Ферум. Залізо.....	183
§ 37. Виявлення йонів у розчинах	191
Лабораторні досліді №3–8	195
Практична робота № 1	197
§ 38. Узагальнення знань про властивості неорганічних сполук основних класів. Генетичні зв'язки	198
Практична робота №2	206
Тема 5. Хімія і прогрес людства	
§ 39. Зелена хімія.....	208
§ 40. Значення хімії для сучасного суспільства	213

Відомості про користування підручником

№ з/п	Прізвище та ім'я учня / учениці	Навчальний рік	Стан підручника	
			на початку року	в кінці року
1				
2				
3				
4				
5				

Навчальне видання

ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович

«ХІМІЯ (РІВЕНЬ СТАНДАРТУ)»

підручник для 11 класу закладів загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Редактор *Т. М. Мишиньова*. Технічний редактор *А. В. Пліско*.
Комп'ютерна верстка *А. О. Цибаня*. Коректор *Н. В. Красна*.
Художнє оформлення *В. І. Труфена, А. О. Цибаня*.

Окремі зображення, що використані в оформленні підручника,
розміщені в мережі Інтернет для вільного використання

Підписано до друку 04.06.2019. Формат 70×90/16. Папір офсетний.
Гарнітура Шкільна. Друк офсетний. Ум. друк. арк. 16,38. Обл.-вид. арк. 17,50.
Тираж 83182 прим. (1-й запуск 1–40000). Зам. № 10905-2019/1.

ТОВ Видавництво «Ранок»,

вул. Кібальчича, 27, к. 135, Харків, 61071.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5215 від 22.09.2016.

Адреса редакції: вул. Космічна, 21а, Харків, 61145.

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

Підручник надруковано на папері українського виробництва

Надруковано у друкарні ТОВ «ТРИАДА-ПАК»,

пров. Сімферопольський, 6, Харків, 61052.

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 5340 від 15.05.2017.

Тел. +38 (057) 712-20-00. E-mail: sale@triada.kharkov.ua

Періодична система хімічних елементів

Групи Періоди	А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б
1	H 1,0079 1s ¹ Гідроген Водень 2,20					
2	Li 6,941 2s ¹ Літій 0,98	Be 9,012 2s ² Берилій 1,57	B 10,81 2s ² 2p ¹ Бор 2,04	C 12,011 2s ² 2p ² Карбон Вуглець 2,55	N 14,0067 2s ² 2p ³ Нітроген Азот 3,04	O 15,999 2s ² 2p ⁴ Оксиген Кисень 3,44
3	Na 22,990 3s ¹ Натрій 0,93	Mg 24,305 3s ² Магній 1,21	Al 26,982 3s ² 3p ¹ Алюміній 1,61	Si 28,086 3s ² 3p ² Силіцій 1,90	P 30,974 3s ² 3p ³ Фосфор 2,19	S 32,06 3s ² 3p ⁴ Сульфур 2,58
4	K 39,098 4s ¹ Калій 0,82	Ca 40,078 4s ² Кальцій 1,00	Sc 44,956 3d ¹ 4s ² Скандій 1,36	Ti 47,867 3d ² 4s ² Титан 1,54	V 50,942 3d ³ 4s ² Ванадій 1,63	Cr 51,996 3d ⁵ 4s ¹ Хром 1,74
	Cu 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹ Купрум Мідь 1,90	Zn 65,38 3d ¹⁰ 4s ² Цинк 1,65	Ga 69,72 4s ² 4p ¹ Галій 1,81	Ge 72,63 4s ² 4p ² Германій 2,01	As 74,922 4s ² 4p ³ Арсен 2,18	Se 78,971 4s ² 4p ⁴ Селен 2,55
5	Rb 85,468 5s ¹ Рубідій 0,82	Sr 87,62 5s ² Стронцій 0,95	Y 88,906 4d ¹ 5s ² Ітрій 1,22	Zr 91,22 4d ² 5s ² Цирконій 1,33	Nb 92,906 4d ⁴ 5s ¹ Ніобій 1,60	Mo 95,96 4d ⁵ 5s ¹ Молибден 1,76
	Ag 107,868 4d ¹⁰ 5s ¹ Аргентум Срібло 1,93	Cd 112,41 4d ¹⁰ 5s ² Кадмій 1,69	In 114,82 5s ² 5p ¹ Індій 1,78	Sn 118,71 5s ² 5p ² Станум Олово 1,96	Sb 121,75 5s ² 5p ³ Стійбій 2,05	Te 127,6 5s ² 5p ⁴ Телуриум 2,10
6	Cs 132,905 6s ¹ Цезій 0,79	Ba 137,34 6s ² Барій 0,89	La 138,905 5d ¹ 6s ² Лантан 1,10	Hf 178,49 5d ² 6s ² Гафній 1,30	Ta 180,948 5d ⁴ 6s ² Тантал 1,50	W 183,84 5d ⁴ 6s ² Вольфрам 1,76
	Au 196,967 5d ¹⁰ 6s ¹ Аурум Золото 2,54	Hg 200,59 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть 2,00	Tl 204,38 6s ² 6p ¹ Талій 1,62	Pb 207,2 6s ² 6p ² Плюмбум Свинць 2,33	Bi 208,980 6s ² 6p ³ Бісмут 2,02	Po [209] 6s ² 6p ⁴ Полоній 2,06
7	Fr [223,02] 7s ¹ Францій 0,70	Ra [226,03] 7s ² Радій 0,90	Ac [227,03] 6d ¹ 7s ² Актиній 1,10	Rf [267,12] 6d ² 7s ² Резерфордій —	Db [270,13] 6d ³ 7s ² Дубній —	Sg [269,13] 6d ⁴ 7s ² Сибгордій —
	Rg [281,17] 6d ¹⁰ 7s ¹ Рентгеній —	Cn [285,17] 6d ¹⁰ 7s ² Коперніцій —	Nh [286,18] 7s ² 7p ¹ Ніхоній —	Fl [289,19] 7s ² 7p ² Флеровій —	Mc [288,19] 7s ² 7p ³ Московій —	Lv [290,10] 7s ² 7p ⁴ Лвермівій —
Вищі оксиди	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃
Легкі сполуки з Гідрогеном				RH₄	RH₃	H₂R

*Лантаноїди

58 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церій 1,12	59 140,91 4f ³ 6s ² Празеодим 1,13	60 144,24 4f ⁵ 6s ² Неодим 1,14	61 [144,91] 4f ⁶ 6s ² Прометій —	62 150,36 4f ⁷ 6s ² Самарій 1,17	63 151,96 4f ⁷ 6s ² Європій —	64 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Гадоліній 1,20	65 158,93 4f ⁹ 6s ² Тербій —
---	---	--	---	---	--	---	---

**Актиноїди

90 232,04 6d ² 7s ²	91 231,04 5f ³ 6d ¹ 7s ²	92 238,03 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	93 [237,05] 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	94 [244,06] 5f ⁷ 7s ²	95 [263,08] 5f ⁷ 7s ²	96 [267,07] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	97 [267,07] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ²
--	--	--	--	--	--	--	--

ментів (короткий варіант)

A VII Б		A		VIII		Б	
(H)		He	2 4,0026 1s ² Гелій				
F	9 18,998 2s ² 2p ⁵ Флуор Фтор	Ne	10 20,180 2s ² 2p ⁶ Неон	26 55,845 3d ⁶ 4s ² Ферум Залізо	27 58,933 3d ⁷ 4s ² Кобальт	28 58,693 3d ⁸ 4s ² Нікол Нікель	
Cl	17 35,453 3s ² 3p ⁵ Хлор	Ar	18 39,948 3s ² 3p ⁶ Аргон	Fe	Co	Ni	
Mn	25 54,938 3d ⁵ 4s ² Манган			1,83	1,88	1,91	
Br	35 79,904 4s ² 4p ⁵ Бром	Kr	36 83,798 4s ² 4p ⁶ Криптон				
Tc	43 [97,91] 4d ⁵ 5s ² Технецій			44 101,07 4d ⁶ 5s ¹ Рутеній	45 102,905 4d ⁶ 5s ¹ Родій	46 106,4 4d ⁶ Паладій	
I	53 126,904 5s ² 5p ⁵ Йод	Xe	54 131,29 5s ² 5p ⁶ Ксенон				
Re	75 186,207 5d ⁵ 6s ² Реній			76 190,23 5d ⁶ 6s ² Осмій	77 192,22 5d ⁶ 6s ² Ірідій	78 195,08 5d ⁶ 6s ¹ Платина	
At	85 [209,99] 6s ² 6p ⁵ Астат	Rn	86 [222,02] 6s ² 6p ⁶ Радон				
Bh	107 [270,13] 6d ⁷ 7s ² Борій			108 [269,13] 6d ⁸ 7s ² Гассій	109 [278,16] 6d ⁷ 7s ² Майтнерій	110 [281,16] 6d ⁷ 7s ¹ Дармштадтій	
Ts	117 [293,21] 7s ² 7p ⁵ Теннессін	Og	118 [294,21] 7s ² 7p ⁶ Оганессон				
R₂O₇		RO₄					
HR							



s-елементи



p-елементи



d-елементи



f-елементи

66 162,50 4f ⁹ 6s ² Диспрозій	67 164,93 4f ¹⁰ 6s ² Гольмій	68 167,26 4f ¹¹ 6s ² Ербій	69 168,93 4f ¹² 6s ² Тулій	70 173,05 4f ¹⁴ 6s ² Ітербій	71 174,97 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Лютецій
Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

98 [251,08] 5f ¹⁰ 7s ²	99 [252,08] 5f ¹¹ 7s ²	100 [257,10] 5f ¹² 7s ²	101 [258,10] 5f ¹³ 7s ²	102 [259,10] 5f ¹⁴ 7s ²	103 [262,11] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Таблиця розчинності кислот, г

Аніони	Назва аніона										
		H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺
OH ⁻	гідроксид		М	Р	Р	Р•	Н	М	М	Р	Н
F ⁻	флуорид	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	М
Cl ⁻	хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	бромід	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	йодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	карбонат	М•	М	Р	Р	Р ^Г	М ^Г	Н	Н	Н	—
SiO ₃ ²⁻	силікат	Н	М	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н ^Г
NO ₂ ⁻	нітрит	Р•	Р	Р	Р	Р•	Р	Р	Р	Р	Г
NO ₃ ⁻	нітрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р ^Г
PO ₃ ⁻	метафосфат	Р	Р	Р	Р	Р	Г	М	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻	ортофосфат	Р	М	Р	Р	Г	М	Н	Н	Н	Н
S ²⁻	сульфід	М	Р	Р	Р	—	М ^Г	М ^Г	М	Р	Г
SO ₃ ²⁻	сульфіт	Р•	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	—
SO ₄ ²⁻	сульфат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Р

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

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

Н — практично нерозчинна (розчинність становить менше 0,01 г на 100 г води)

Г — речовина існує, але в її неможливо виділити (її розчинність визначити неможливо)

Ряд активності металів (електрохімічний)

Метал	Li	K	Cs	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Ti	Mn	Zn
Катіон	Li ⁺	K ⁺	Cs ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Ti ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺

Гідроксидів і солей у воді (за 25 °С)

Катіони													
Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	•	Н	Н	•	•
Р	М	М	М ^Г	Р	Р	М	Н	Р	Р	М	Р	Г	Г
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р ^Г	Р	Р ^Г
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р ^Г	М	Н ^Г
М	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Н	М	М ^Г	Н	Н
—	Н	Н	—	Н ^Г	Н ^Г	Н ^Г	Н ^Г	Н	Н	Н	Г	—	—
Н ^Г	Н	Н	Н ^Г	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Г	—	—
Г	Р	Р	Г	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Г	—	—
Р	Р	Р•	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Г
Р ^Г	Р	Р	Н ^Г	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Г	Р	—
Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Г	Г	—
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
Г	Н	Н	Н ^Г	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
—	—	М	—	Н	Н	Н	М	М	М	Н	—	—	—
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Р ^Г	Н ^Г	Р ^Г

речовина (розчинність
в 100 г води)



— речовина нестійка і розкладається
при утворенні

реакція з водою,
випадання з розчину
(якщо неможливо)



— речовина не існує або немає достовірних
відомостей про її існування

Іонний ряд, ряд напруг, ряд Бекетова)

Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Bi	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺