

Павло Попель, Людмила Крикля

ХІМІЯ

Рівень стандарту

Підручник

клас

11

Періодичний закон

Електронна будова атома

Хімічний зв'язок

Будова речовини

Хімічні реакції



Неорганічні речовини

Хімія і прогрес людства

УДК 547(075.3)
П57

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(Наказ № 472 від 12.04.2019 р.)

Видано за державні кошти. Продаж заборонено

Попель П.

П57 Хімія (рівень стандарту) : підруч. для 11 кл. закладів загальної середньої освіти / Павло Попель, Людмила Крикля. — Київ : ВЦ «Академія», 2019. — 248 с. : іл.

ISBN 978-966-580-576-2

Підручник підготовлено за навчальною програмою з хімії для 11 класу закладів загальної середньої освіти (рівень стандарту). У ньому узагальнено зміст періодичного закону, будову атомів і йонів, типи хімічного зв'язку та хімічних реакцій, розглянуто склад, будову, властивості та застосування найважливіших простих речовин і неорганічних сполук. Містить практичні роботи, лабораторні дослідження, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, а також словник хімічних термінів, предметний покажчик, список літератури для учнів та інтернет-сайтів із цікавим матеріалом з хімії.

УДК 547(075.3)

ISBN 978-966-580-576-2

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2019
© ВЦ «Академія», оригінал-макет, 2019

Шановні одинадцятикласники!

У цьому році ви завершите вивчення шкільного курсу хімії й отримаєте цілісне уявлення про цікаву, захоплюючу і потрібну людям хімічну науку.

Вам відомо, що всі речовини поділяють на неорганічні та органічні. З органічними сполуками, їхнім складом, будовою, властивостями ви ознайомилися в 9 і 10 класах. Про найважливіші класи неорганічних сполук — оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі — йшлося у 8 класі. Тоді ж ви дізналися про будову атомів, молекул, йонів, про те, чому і як саме сполучаються найменші частинки в кожній речовині.

Наука хімія має свої закони. Головний серед них — періодичний закон. Графічним виразом цього закону є періодична система хімічних елементів. Ви використовували її з метою передбачення або пояснення хімічного характеру елементів, властивостей простих і складних речовин, будови атомів та йонів.

На уроках хімії в 11 класі ви поглибите свої знання про періодичний закон, електронну будову атомів, типи хімічного зв'язку, неорганічні сполуки різних класів. Дізнаєтесь про збуджені стани атома, які зумовлюють розширення інтервалу значень валентності та ступенів окиснення елементів, а також про механізми утворення ковалентного зв'язку. Розглянете оборотні реакції та хімічну рівновагу, реакції обміну солей з водою, хімічні джерела струму. Ви також довідаєтесь про явища алотропії та адсорбції, отримаєте відомості про мінеральні добрива і силікатні матеріали.

Ви виконуватимете хімічні досліди — як окремі, так і об'єднані в практичні роботи. Дотримуйтесь рекомендацій щодо правил роботи і безпеки в хімічному кабінеті, а також вимог до проведення дослідів.

Наприкінці навчального року дізнаєтесь про завдання, поставлені перед сучасною хімічною наукою. Одне із найважливіших з них — подолання проблем, пов'язаних із забрудненням довкілля промисловими підприємствами, теплоелектростанціями, транспортними засобами, а також із переробкою різноманітних відходів.

У цьому підручнику, як і в попередніх, найважливіші означення подано кольоровим шрифтом. Нові терміни, слова зі смисловим акцентом, заголовки в параграфах, важливу інформацію виділено курсивом або жирним шрифтом. Опис хімічного експерименту (лабораторні досліди, практичні роботи) розміщено на кольоровому тлі. Допоміжний матеріал виокремлено зліва кольоровою лінією, а деякі цікаві факти винесено на поля. Для зручності роботи з підручником подано предметний покажчик. Кожний параграф містить запитання, вправи, задачі різної складності. Деякий більш розширений матеріал винесено в рубрику «Для допитливих». Таблиця електронегативності елементів, класифікація неорганічних речовин, їхні хімічні властивості та способи добування розміщені в Додатках.

Вдумливо й наполегливо працюйте з підручником, намагайтеся знайти відповіді на кожне запитання, яке виникає у вас щодо навчального матеріалу. Сподіваємося, що ця книга зміцнить ваш інтерес до хімії та допоможе досягти нових успіхів у навчанні.

Автори

1 розділ

Періодичний закон. Електронна будова атома

Читаючи матеріал цього розділу, ви пригадаєте склад і будову атомів, розширите свої знання про заповнення електронами орбіталей, зможете більш упевнено прогнозувати значення валентності та ступенів окиснення елементів за електронною будовою атомів. Ви також переконаєтеся у важливості періодичного закону для хімічної науки, навчитеся використовувати інформацію, закладену в періодичній системі, глибше зрозумієте існуючі закономірності у світі речовин і усвідомите, що періодичність серед хімічних елементів зумовлена електронною будовою атомів.

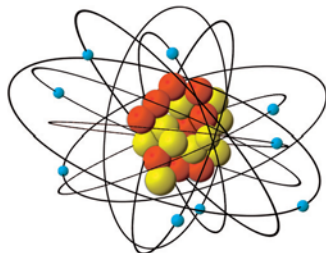
1 Атоми. Хімічні елементи. Періодичний закон

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати склад і будову атома;
- повторити сучасне формулювання періодичного закону.

Будова атома. Ви знаєте, що атом — найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається із позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів (e^-),

що рухаються навколо нього (мал. 1). В ядрі містяться частинки двох типів — протони (p^+) і нейтрони (n^0). Нейтрони не мають заряду, а заряди протона і електрона однакові за величиною, але протилежні за знаком. Кількість протонів визначає заряд ядра атома і дорівнює кількості електронів: $N(p^+) = N(e^-)$.



Мал. 1.
Модель атома Флуору

► Скільки протонів і електронів в атомі Флуору?

Кількість протонів в атомі, як вам відомо, називають *протонним числом*; його вказують нижнім індексом зліва від символу елемента: ${}_9\text{F}$. *Нуклонне число* — сумарна кількість протонів і нейтронів в атомі. Це число позначають верхнім індексом перед символом елемента: ${}^{19}\text{F}$. Кількість нейтронів дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами; в атомі Флуору таких частинок десять ($19 - 9$).

Нуклонне
число \rightarrow
 ${}^{19}\text{F}$
Протонне
число \rightarrow
 ${}_9\text{F}$

Будь-який вид атомів (${}^1\text{H}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{23}\text{Na}$ тощо) називають *нуклідом*. Атоми елемента з різною кількістю нейтронів є *ізотопами*. Вони мають однакові протонні числа, але різні нуклонні числа: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$, ${}^3_1\text{H}$ (ізотопи Гідрогену). Ізотопи — це нукліди одного елемента.

Хімічні елементи. Світ речовин утворений майже 100 хімічними елементами¹. Вам добре відомо, що *хімічний елемент* — вид атомів із певним зарядом ядра (протонним числом).

¹ Ядра атомів із кількістю протонів понад 83 є нестійкими й розпадаються. Ці види атомів називають радіонуклідами.

Кожна проста речовина утворена одним елементом, а складні речовини, або сполуки, — двома чи більшою кількістю елементів. Складних речовин набагато більше, ніж простих; їх понад 20 мільйонів.

Хімічні елементи, від яких походять метали, називають металічними, а ті, що утворюють неметали, — неметалічними. Під час хімічних реакцій атоми металічних елементів (у металах) втрачають електрони, а атоми неметалічних елементів (у неметалах) приєднують їх.

Періодичний закон. У неосяжному світі речовин існує певний порядок. Про нього свідчить *періодичний закон* (або закон періодичності):

властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів (протонних чисел).

Періодичний закон — один з основних і важливих законів природи. Він був відкритий Д. І. Менделєєвим у 1869 р. і спонукав учених до пошуку нових елементів, з'ясування причин періодичності. На основі цього закону Менделєєв передбачив існування в природі трьох невідомих тоді елементів. Він залишив для них порожні клітинки в періодичній системі, вказав орієнтовні значення атомних мас, імовірні властивості простих речовин і найважливіших сполук. Невдовзі ці елементи було відкрито; їх назвали Галієм, Скандієм, Германієм.

Табличним виразом періодичного закону є *періодична система* хімічних елементів (форзац I).

► Із яких горизонтальних і вертикальних фрагментів складається періодична система?

Причини відкритої Менделєєвим періодичності були з'ясовані пізніше, коли стало відомо, що атом має складну будову. Тепер ми знаємо, що *періодичність у світі хімічних елементів і утворених ними речовин зумовлена електронною будовою атомів.*

ВИСНОВКИ

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. У ядрі містяться протони і нейтрони.

Хімічний елемент — вид атомів із певним зарядом ядра (протонним числом).

Періодичний закон є основним законом хімії. Нині його формулюють так: властивості хімічних елементів, простих речовин, склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів. Таку залежність спричиняє періодична зміна електронної будови атомів.

Використовуючи періодичний закон, можна прогнозувати хімічний характер елементів, передбачати властивості речовин.



1. В ядрі якого атома немає нейтронів?
2. Заповніть таблицю:

Хімічний елемент	Нуклонне число	$N(p^+)$	$N(e^-)$	$N(n^0)$
Na	23			
P	31			
Mn	55			

3. Охарактеризуйте склад атома Йоду. Запишіть символ цього елемента з відповідними протонним і нуклонним числами.
4. Як називають різновиди атомів елемента з неоднаковою масою? Кількість яких частинок у них різна — протонів, нейтронів, електронів?

5. Назвіть елементи й напишіть їхні символи, якщо заряди ядер атомів цих елементів становлять +26, +53, +80.
6. У чому полягає різниця між простою речовиною і хімічним елементом?
7. Характеризуючи які події, природні явища, використовують слово «періодичність»?
8. Поступовою чи періодичною є зміна складу атомів (кількості протонів, нейтронів, електронів) зі зростанням заряду їхніх ядер?
9. Доведіть періодичність у зміні хімічного характеру елементів на прикладі елементів 2-го і 3-го періодів.
10. У якого елемента в кожній парі більш виражений металічний або неметалічний характер:
 - а) № 3 чи № 19;
 - б) № 14 чи № 16?
11. Спробуйте повторити передбачення Менделєєва щодо існування в природі елемента з порядковим номером 21. Вважайте відповідну клітинку в періодичній системі порожньою і назвіть:
 - а) числовий інтервал, у якому має перебувати значення відносної атомної маси елемента;
 - б) імовірний хімічний характер елемента (металічний, неметалічний);
 - в) характерне значення валентності елемента.

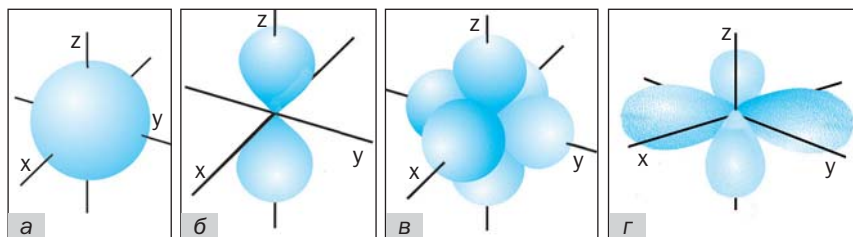
2 Електронна будова атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати стан електронів в атомі;
- застосовувати принцип найменшої енергії при складанні електронних формул атомів;
- дізнатися про електронну будову атомів елементів 4-го періоду;
- класифікувати елементи за електронною будовою атомів.

Електрони в атомі. Електрон — дуже дрібна частинка. Його розміри, траєкторію руху визначити неможливо. Вам відомо, що частину простору атома, в якій перебування електрона

є найбільш імовірним, називають орбіталлю. Розрізняють сферичні, або s -орбіталі, гантелеподібні, або p -орбіталі, та складніші за формою d - і f -орбіталі (мал. 2). p -Орбіталі орієнтовані вздовж осей x , y і z ; їх позначають з відповідними нижніми індексами: p_x , p_y , p_z .



Мал. 2.

Орбіталі: а — s -орбіталь; б — одна із p -орбіталей; в — три p -орбіталі в одному атомі; г — одна із d -орбіталей

Орбіталі спрощено зображують маленьким квадратом, а електрон у ній — стрілкою: $\boxed{\uparrow}$.

У кожній орбіталі може перебувати один або два електрони. Ці два електрони різняться за спіном¹; їх позначають протилежно спрямованими стрілками: $\boxed{\uparrow\downarrow}$. Якщо в орбіталі

міститься один електрон, його називають неспареним, а якщо два — спареними.

Чим компактніша орбіталь, у якій рухається електрон, тим його енергія менша.

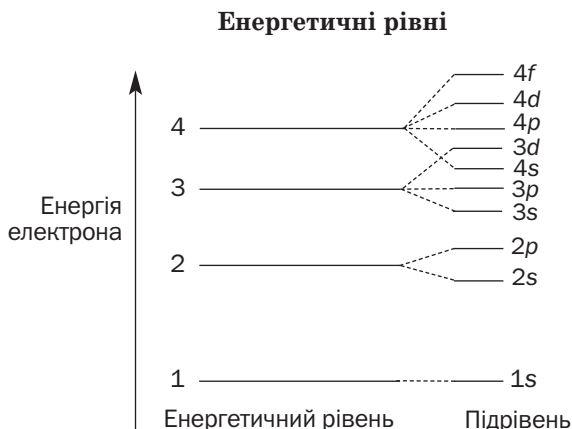
Енергія електронів. Сучасна модель будови атома враховує енергію електронів, яку можна визначити досить точно. *Електрони розміщуються в атомі так, щоб їхня енергія була мінімальною.* Це — принцип найменшої енергії; він визначає електронну будову атома.

Електрони в атомі розподіляють за енергетичними рівнями і підрівнями (схема 1). Кож-

¹ Цю властивість електрона ототожнюють із напрямом його обертання навколо своєї осі (за годинниковою стрілкою чи проти неї).

ний енергетичний рівень заповнюють електронами з однаковою чи дуже близькою енергією. Електрони першого рівня мають найменшу енергію, оскільки рухаються поблизу ядра атома. Другий рівень займають електрони з вищою енергією, третій — зі ще вищою і т. д. Електрони, які заповнюють останній енергетичний рівень, називають *зовнішніми*.

Схема 1



Кількість енергетичних рівнів атома, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, де міститься елемент.

Номер енергетичного рівня вказує на кількість підрівнів у ньому. Так, перший рівень має один підрівень ($1s$), другий — два ($2s$, $2p$), третій — три ($3s$, $3p$, $3d$) і т. д. (схема 1). Позначення кожного підрівня таке саме, що й відповідної орбіталі.

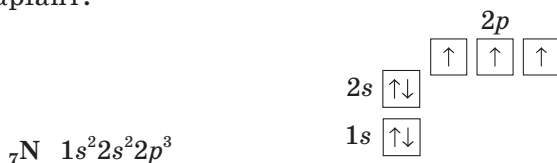
► Які максимальні кількості електронів можуть перебувати на 1-му і 2-му енергетичних рівнях?

Електронна будова атомів. Послідовність заповнення електронами рівнів і підрівнів в атомах узгоджується зі схемою 1:



Електрони в атомах елементів 1-го періоду Гідрогену і Гелію перебувають в s -орбіталі першого енергетичного рівня. Електронні формули цих атомів — $1s^1$ і $1s^2$ відповідно. Загальна електронна формула атомів елементів 1-го періоду — $1s^n$ ($n = 1, 2$).

В атомах елементів 2-го періоду з'являються електрони в s - і p -орбіталах другого енергетичного рівня. Загальна електронна формула атомів цих елементів — $1s^2 2s^n 2p^m$ ($n = 1, 2$; $m = 0, 1, \dots, 6$). Приклад електронної формули атома Нітрогену та її графічний варіант:



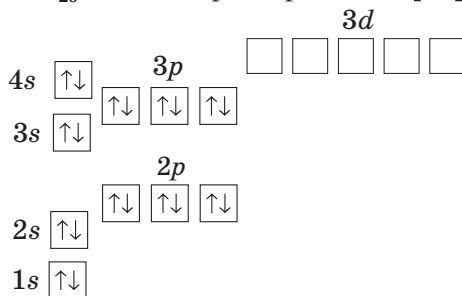
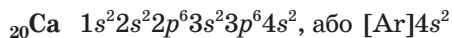
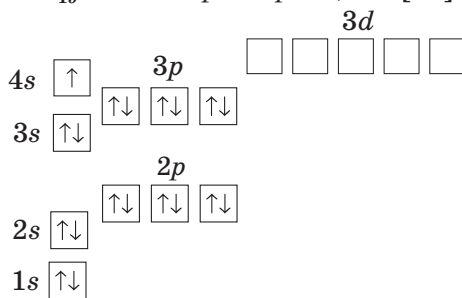
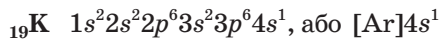
Звертаємо вашу увагу на те, що кожний із трьох p -електронів «займає» окрему орбіталь, оскільки два електрони в одній орбіталі зазнають взаємного відштовхування.

Часто електронна формула містить символ інертного елемента у квадратних дужках $[\text{He}]2s^2 2p^3$. Це означає, що внутрішня електронна оболонка атома Нітрогену така сама, як і в атома Гелію. У скорочених електронних формулах записують лише зовнішні електрони: $\dots 2s^2 2p^3$.

Заповнення електронами орбіталей в атомах елементів 3-го періоду відбувається аналогічно; зовнішні електрони розташовуються в s - і p -орбіталах 3-го енергетичного рівня.

► Зобразіть графічний варіант скороченої електронної формули атома Силіцію.

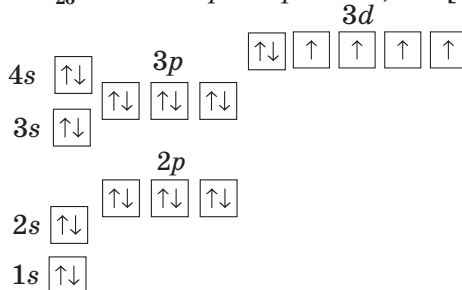
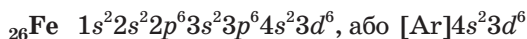
В атомах елементів 4-го періоду Калію і Кальцію, згідно з принципом найменшої енергії (схема 1), зовнішні електрони розміщуються в $4s$ -орбіталі, а не в $3d$ -орбіталах:



Цікаво знати

Атоми *d*-елементів 4-го періоду, перетворюючись на катіони, спочатку втрачають 4*s*-електрони, потім — 3*d*-електрони.

Атом Скандію містить на один електрон більше, ніж атом Кальцію. Цей електрон «займає» одну із п'яти 3*d*-орбіталей (форзац I). У кількох наступних елементів 4-го періоду в *d*-орбіталі спочатку надходить по одному електрону, потім у кожній орбіталі розміщується другий електрон. Наводимо електронну формулу та її графічний варіант для атома Феруму:



Важливо знати, що кількість зовнішніх електронів в атомах елементів головних підгруп збігається з номером групи періодичної системи.

Електронна будова атомів і класифікація елементів. Залежно від типу орбіталі, в яку надходить «останній» електрон при формуванні електронної будови атома, розрізняють *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи* і *f-елементи*¹.

s-Елементи (крім Гелію) перебувають у головних підгрупах I та II груп, а *p*-елементи — у головних підгрупах III—VIII груп.

► До *s*- чи *p*-елементів належать Сульфур, Барій, Калій, Неон, Йод?

В усіх побічних підгрупах містяться *d*-елементи. Лантаноїди і актиноїди, які належать до III групи, є *f*-елементами; їх винесено за межі основного поля періодичної системи (форзац I).

За кількістю зовнішніх електронів в атомі можна визначати характер хімічного елемента — металічний, неметалічний. Атоми металічних елементів мають, як правило, 1—3 зовнішніх електрони, атоми неметалічних елементів — від 4 до 8-ми таких електронів.

► Які неметалічні елементи 1—2-го періодів є винятками?

Існують винятки і серед металічних елементів. Атоми Стануму та Плюмбуму містять по чотири зовнішніх електрони, а атом Бісмуту — п'ять.

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі перебувають у ділянках простору, які називають орбіталями. За формою розрізняють *s*-, *p*-, *d*- і *f*-орбіталі. Електрони розміщуються в орбіталях так, щоб їхня енергія була мінімальною.

¹ Клітинки з елементами кожного типу в періодичній системі забарвлені у відповідні кольори (форзац I).

19. Доведіть періодичність у зміні електронної будови атомів зі зростанням зарядів ядер на прикладі елементів 2-го і 3-го періодів.
20. Чи завжди електрон на енергетичному рівні з більшим номером має вищу енергію, ніж електрон на енергетичному рівні з меншим номером? Відповідь підтвердьте прикладами.
21. Skorиставшись періодичною системою, з'ясуйте, яких хімічних елементів більше — *p*-елементів чи *d*-елементів.
22. Які елементи — металічні або неметалічні — переважають:
 - а) серед *s*-елементів;
 - б) серед *p*-елементів?

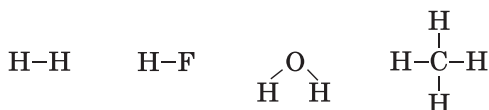
3 Валентність і ступені окиснення елементів

Матеріал параграфу допоможе вам:

- обґрунтувати значення валентності елементів;
- пригадати, який стан атома називають збудженим;
- прогнозувати можливі значення валентності елементів;
- визначати ступені окиснення елементів у речовинах.

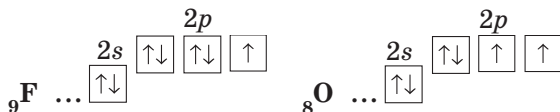
Валентність елементів. Ви знаєте, що валентність елемента визначається кількістю спільних електронних пар (ковалентних зв'язків), які утворює його атом з іншими атомами за рахунок неспарених електронів.

В атомі Гідрогену є лише один електрон ($1s^1$), який бере участь в утворенні хімічного зв'язку. Тому цей елемент в усіх речовинах одновалентний:



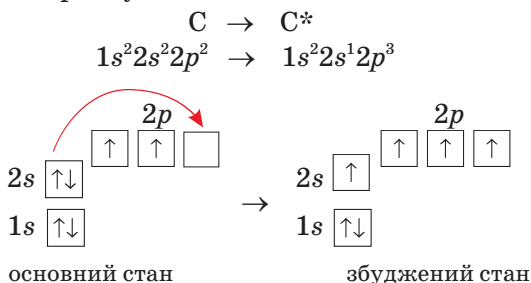
Флуор — теж одновалентний елемент, а Оксиген — двовалентний. Атом Флуору має на зов-

нішньому енергетичному рівні один неспарений електрон, а атом Оксигену — два:



Отже, кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливі значення валентності елемента.

Електронна будова атомів деяких елементів може змінюватися. Однією з умов для цього є наявність в атомі на останньому¹ енергетичному рівні вільних орбіталей. При отриманні атомом певної порції енергії пара зовнішніх електронів роз'єднується і один із них переміщується в нову орбіталь. Атом переходить з основного стану в так званий збуджений стан (його позначають зірочкою справа від символу елемента). При збудженні атома кількість неспарених електронів зростає, і в нього виникає можливість утворювати більшу кількість ковалентних зв'язків. Із таким явищем ви ознайомилися раніше на прикладі атома Карбону:



Наявність у збудженого атома Карбону чотирьох неспарених електронів зумовлює те, що цей елемент майже в усіх речовинах чотиривалентний.

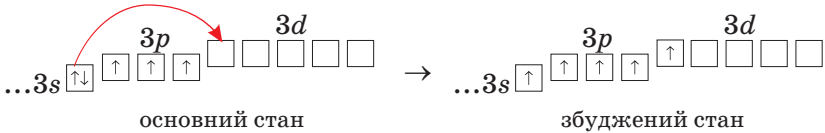
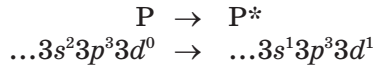
Збуджені стани існують для атомів інших неметалічних елементів — Бору, Силіцію,

¹ Для *d*-елементів — на передостанньому.

Фосфору, Сульфуру, Хлору тощо. Якщо для атомів перших трьох елементів можливий один такий стан, то для атомів Сульфуру і Хлору — два і три стани відповідно.

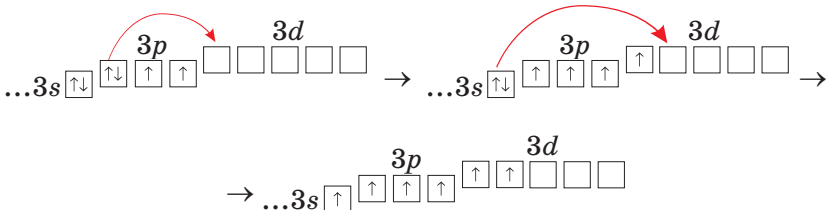
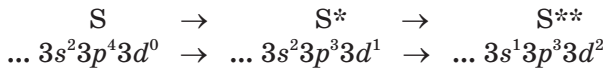
► Проілюструйте збудження атома Бору відповідними електронними формулами.

При збудженні атома Силіцію один $3s$ -електрон переходить у вільну $3p$ -орбіталь, а внаслідок збудження атома Фосфору такий електрон займає $3d$ -орбіталь:



Силіцій, як і Карбон, майже в усіх речовинах чотиривалентний (його збуджений атом містить чотири неспарених електрони). Значення валентності Фосфору — 3 (атом елемента в основному стані має три неспарених електрони) і 5 (збуджений атом містить п'ять неспарених електронів). Приклади відповідних сполук Фосфору — фосфін PH_3 , ортофосфатна кислота H_3PO_4 .

Збудження атомів Сульфуру і Хлору супроводжується роз'єднанням електронних пар у $3s$ - і $3p$ -орбіталах та переміщенням електрона з кожної пари у вільну $3d$ -орбіталь. Схема цих процесів для атома Сульфуру:



Приклади сполук дво-, чотири- і шестивалентного Сульфуру — сірководень H_2S , сульфур(IV) оксид SO_2 , сульфатна кислота H_2SO_4 .

Збуджені стани для атомів Нітрогену, Оксигену і Флуору неможливі, оскільки всі орбіталі 2-го (зовнішнього) енергетичного рівня цих атомів заповнені одним чи двома електронами.

Інформацію про валентність неметалічних елементів 2-го і 3-го періодів узагальнено в таблиці 1.

Таблиця 1

**Значення валентності
неметалічних елементів 2—3-го періодів¹**

Періоди	Групи				
	III	IV	V	VI	VII
2	B 3	C 4	N 3*	O 2	F 1
3		Si 4	P 3, 5	S 2, 4, 6	Cl 1, 3, 5, 7

* Максимальне значення валентності 4 Нітроген виявляє в йоні амонію (§ 6).

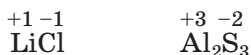
Ступені окиснення елементів. Ступінь окиснення — важлива характеристика елемента в речовині. Її використовують у класифікації речовин, для прогнозування можливості окисно-відновних реакцій, при складанні відповідних хімічних рівнянь.

► Який ступінь окиснення має елемент у простій речовині?

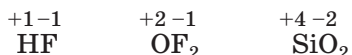
Вам відомо, що ступені окиснення елементів у бінарній йонній сполуці дорівнюють зарядам їхніх йонів. Так, у літій хлориді й

¹ У цій і наступних таблицях відомості про елементи і речовини розміщено у клітинках періодичної системи.

алюміній сульфіді ступені окиснення елементів становлять +1, -1 та +3, -2 відповідно:



У речовинах молекулярної та атомної будови реалізуються ковалентні зв'язки між атомами. Для того щоб з'ясувати значення ступенів окиснення елементів у таких речовинах, електронні пари ковалентних полярних зв'язків переміщують до більш електронегативних атомів і визначають заряди, які після цього виникають (за потреби використовують таблицю електронегативності елементів, наведену в Додатку 1):



У сполуках, утворених трьома або більшою кількістю елементів, ступені окиснення елементів часто визначають, за правилом електронейтральності: *сума ступенів окиснення всіх атомів у речовині дорівнює нулю*. Приклади формул сполук із указаними ступенями окиснення елементів:



► Визначте ступені окиснення елементів у сполуках із такими формулами: Li_3N , SCl_2 , HClO_4 .

Завдяки переходу атомів у збуджені стани розширюються валентні можливості елементів і водночас збільшується кількість можливих ступенів окиснення елементів у сполуках (табл. 2).

Значення ступенів окиснення елементів указують у назвах речовин (римськими цифрами без знаків «плюс» або «мінус»):



**Характерні значення ступенів окиснення
елементів 2—3-го періодів у сполуках**

Періоди	Групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	Li +1	Be +2	B -3, +3	C -4, +4	N -3, +3, +5*	O -2	F -1
3	Na +1	Mg +2	Al +3	Si -4, +4	P -3, +3, +5	S -2, +4, +6	Cl -1, +1, +3, +5, +7

* Ступінь окиснення Нітрогену +5 визначають за хімічними формулами відповідних сполук, а не за зміщенням спільних електронних пар атомів.

Поняття «валентність» і «ступінь окиснення». Важливо розрізняти поняття «валентність» і «ступінь окиснення». Валентність визначається кількістю ковалентних зв'язків, які утворює атом, а ступінь окиснення є умовним зарядом на атомі, що виникає, якщо повністю змістити електронні пари ковалентних полярних зв'язків до більш електронегативного атома (атомів).

Значення валентності й ступеня окиснення елемента (без урахування знака «плюс» чи «мінус») у сполуці часто збігаються. Наприклад, значення валентності й ступінь окиснення Карбону в оксиді CO_2 становлять 4 і +4, Сульфур у сполуці H_2S — 2 і -2. Відомі випадки, коли числові значення цих характеристик елемента в речовині різняться. Це стосується простих речовин, деяких сполук. Так, у хлорі Cl_2 елемент Хлор є одновалентним (його атом утворює простий ковалентний зв'язок з іншим атомом: $\text{Cl}-\text{Cl}$), а ступінь окиснення елемента дорівнює нулю. У водні пероксиді H_2O_2 Гідроген одновалентний, Оксиген двовалентний (графічна формула молекули $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$), а ступені окиснення

Гідрогену і Оксигену становлять +1 і -1 відповідно.

Аналіз відомостей, наведених у таблицях 1 і 2, свідчить, що при переході від одного періоду до іншого значення валентності й ступенів окиснення елементів головної підгрупи певної групи в більшості випадків повторюються. Ця тенденція поширюється і на хімічні елементи побічних підгруп.

ВИСНОВКИ

Кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе значення валентності елемента. При збудженні атома кількість таких електронів збільшується за рахунок роз'єднання електронних пар. Цей процес відбувається при поглинанні атомом енергії та за наявності на останньому енергетичному рівні вільної орбіталі, в яку переходить електрон з електронної пари.

Завдяки збудженню атомів розширюються валентні можливості елементів та інтервал значень їх ступенів окиснення.

Значення валентності й ступенів окиснення елементів зі зростанням зарядів ядер атомів періодично повторюються.



23. У переліку H, C, N, F, Si укажіть елементи:
- атоми яких перебувають лише в основному стані;
 - для атомів яких збуджений стан є характерним.

24. Схема переходу атома Хлору в збуджені стани:



Запишіть скорочені електронні формули атома Хлору в кожному стані й зобразіть графічні варіанти цих формул.

25. Укажіть формули молекул, які утворює атом Хлору в збудженому стані: Cl_2O , SCl_4 , HClO_3 , Cl_2 , Cl_2O_7 , ClF_3 .
26. Чому в таблицях 1 і 2 відсутні елементи VIII групи Неон і Аргон?

27. Які значення валентності та ступені окиснення має Карбон у метані, етані, етені та етині?
28. Укажіть правильне закінчення речення «У простій речовині нульове значення...»:
- а) мають валентність і ступінь окиснення елемента;
 - б) має лише валентність елемента;
 - в) має лише ступінь окиснення елемента.
29. Визначте ступені окиснення Фосфору в сполуках із формулами Ca_3P_2 , PBr_5 , HPO_3 .
30. Берилій і Магній — елементи, ступінь окиснення яких у сполуках постійний і однаковий (який саме?). Обґрунтуйте таку їхню властивість.

4 Періодичність змін характеру хімічних елементів, властивостей простих і складних речовин

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати зміни в періодах хімічного характеру елементів, властивостей простих і складних речовин;
- передбачати характер елемента, тип його простої речовини, оксиду та гідроксиду за розміщенням елемента в періоді.

Періодичність змін характеру хімічних елементів. Вам відомо, що кожний період у періодичній системі (крім першого) започатковують металічні елементи, а завершують неметалічні елементи.

Атоми металічних елементів здатні втрачати один чи кілька електронів, а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони. У періодах заряди ядер атомів зростають, а радіуси зменшуються. Унаслідок цього атоми кожного наступного елемента в періоді міцніше утримують електрони і важче їх віддають.

В атомів елементів другої частини періоду з'являється властивість приєднувати додаткові електрони. Тому *металічний характер елементів у періоді слабшає, а неметалічний характер посилюється* (у галогенів він виражений найбільш яскраво). Останні елементи кожного періоду називають інертними, оскільки їх прості речовини надзвичайно пасивні (гелій, неон і аргон не вступають у хімічні реакції).

Періодичність змін властивостей простих речовин. Прості речовини металічних елементів є металами, а неметалічних елементів — неметалами. Метали мають загальні, характерні для них фізичні та хімічні властивості, а неметали — інші, також спільні властивості.

Якщо «рухатись» по періодичній системі за зростанням зарядів ядер атомів, тобто за збільшенням порядкових номерів елементів, то зафіксуємо періодичну зміну типів і хімічної активності простих речовин (табл. 3).

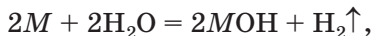
Таблиця 3

Прості речовини елементів 2—3-го періодів та їхня хімічна активність

Періоди	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
2	Li	Be	B	C	N ₂	O ₂	F ₂	Ne
	Метали (зменшення хімічної активності)		Неметали (збільшення хімічної активності)					Неметал
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl ₂	Ar
	Метали (зменшення хімічної активності)			Неметали (збільшення хімічної активності)				Неметал

Порівнюємо активність металів, утворених елементами 2-го і 3-го періодів, за відношен-

ням до води. Літій і натрій реагують з водою за звичайних умов



магній — за нагрівання, а берилій і алюміній з нею не взаємодіють.

► Напишіть рівняння реакції магнію з водою.

Серед неметалів, утворених елементами 2-го і 3-го періодів, найактивнішим є фтор. Він реагує з воднем із вибухом навіть у темряві, тоді як суміш хлору з воднем вибухає при освітленні, а суміш кисню з воднем — при підпалюванні. Найпасивніші неметали — бор і силіцій — не взаємодіють із воднем.

Періодичність змін властивостей складних речовин. Найхарактернішими сполуками для кожного елемента є вищий оксид та відповідний гідрат оксиду. У цих речовинах елемент виявляє максимально можливий для нього ступінь окиснення.

Оксиди. Оксидом називають сполуку елемента з Оксигеном, який має ступінь окиснення -2 . Ви знаєте, що оксиди поділяють на основні, кислотні й амфотерні. Металічним елементам властиве утворення основних оксидів (деякі оксиди є амфотерними і навіть кислотними), а неметалічні елементи утворюють кислотні оксиди.

Існують оксиди, які не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей. Їх називають несолетворними оксидами, оскільки ці сполуки не взаємодіють з основами і кислотами, а отже, не утворюють солей. Формули таких оксидів: CO, NO, N₂O. Воду H₂O також зараховують до несолетворних оксидів.

З'ясуємо, як змінюються склад і властивості оксидів елементів 2—3-го періодів зі зростанням зарядів ядер атомів. Для елементів, які виявляють змінну валентність, оберемо вищі оксиди (табл. 4).

Вищі оксиди елементів 2—3-го періодів

Періоди	Групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—
	основний оксид	амфотерний оксид	кислотні оксиди				
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
	основні оксиди		амфотерний оксид	кислотні оксиди			

Перші елементи обох періодів — Літій і Натрій, а також наступний елемент 3-го періоду Магній утворюють основні оксиди. Від Берилію і Алюмінію, розміщених у періодах правіше, походять амфотерні оксиди (вони виявляють і основні, і кислотні властивості), а решта елементів утворює кислотні оксиди.

► Як змінюється активність оксидів у ряду $\text{Na}_2\text{O} — \text{MgO} — \text{Al}_2\text{O}_3$ щодо води?

Цікаво знати

У 60-х роках XX ст. добуто сполуки XeO_3 і XeO_4 , які виявилися кислотними оксидами.

Зіставивши відомості про оксиди елементів 2-го і 3-го періодів, бачимо, що склад і хімічні властивості цих сполук періодично змінюються. У кожному періоді зі зростанням зарядів ядер атомів елементів *кислотні властивості вищих оксидів посилюються, а основні властивості послаблюються.*

► Чому в двох клітинках таблиці 4 немає формул оксидів? Дайте відповідь по кожному випадку.

Гідрати оксидів. Гідратом оксиду, або скорочено — гідроксидом, називають сполуку оксиду з водою. Гідратами основних оксидів є основи ($\text{MgO} \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$), амфотерних оксидів — амфотерні гідроксиди ($\text{Al}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$), а кислотних оксидів — оксигеновмісні кислоти ($\text{SO}_3 \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$).

Зважаючи на походження гідратів оксидів від оксидів, легко передбачити періодичну зміну типів і хімічних властивостей гідратів оксидів зі зростанням заряду ядер атомів елементів. У кожному періоді *кислотні властивості гідратів оксидів посилюються, а основні властивості послаблюються* (табл. 5).

Таблиця 5

Гідрати вищих оксидів елементів 2—3-го періодів

Періоди	Групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—
	основа (луг)	амфот. гідроксид	слабка к-та	слабка к-та	сильна к-та		
3	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄
	основа (луг)	основа	амфот. гідроксид	слабка к-та	к-та середн. сили	сильна к-та	сильна к-та

► Чи зберігається періодичність серед гідратів оксидів при переході до сполук перших двох елементів 4-го періоду — Калію та Кальцію?

ВИСНОВКИ

Зі зростанням зарядів ядер атомів хімічний характер елементів періодично змінюється від металічного до неметалічного. Елементи, які перебувають на початку періодів, утворюють прості речовини метали, а ті, що розміщені в середині й кінці періодів, утворюють неметали.

Характерними для металічних елементів є основні оксиди та основи, а від неметалічних елементів походять кислотні оксиди та кислоти.

Основні властивості вищих оксидів і гідратів оксидів у періодах зліва направо послаблюються,

а кислотні властивості посилюються. Для сполук цих типів, як і для простих речовин, існує періодичність змін властивостей зі зростанням зарядів ядер атомів елементів.



31. Які особливості електронної будови атомів зумовлюють металічний або неметалічний характер елементів?
32. Якби для елемента № 118 вдалося добути просту речовину, вона була б металом чи неметалом? Чому?
33. Чи є періодичною зміна агрегатного стану простих речовин елементів 2—3-го періодів? Відповідь прокоментуйте.
34. Чи порушиться періодичність серед оксидів, якщо для Фосфору, Сульфуру і Хлору обрати не вищі оксиди, а інші (наприклад, P_2O_3 , SO_2 , Cl_2O)?
35. Чи існує періодичність зміни сили кислот — похідних вищих оксидів неметалічних елементів? Відповідь проілюструйте інформацією з таблиці 5.
36. За відомостями з таблиці 5 зробіть висновок про зміну хімічних властивостей гідратів оксидів елементів у межах однієї групи періодичної системи. Чи для всіх груп характер цих змін буде однаковим?

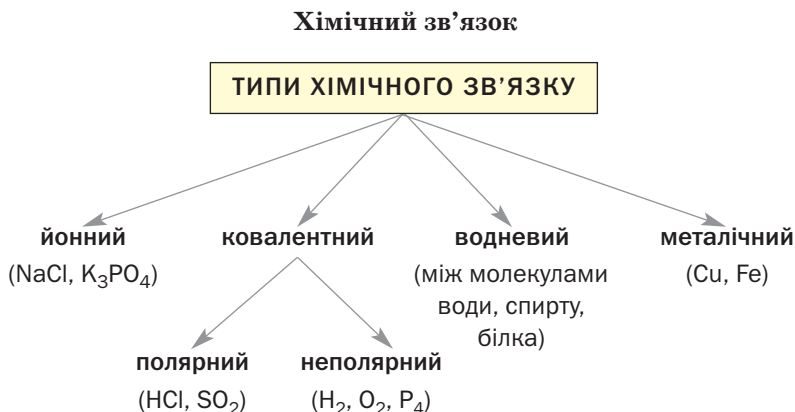
2 розділ

Хімічний зв'язок. Будова речовини

Неможливо уявити навколишній світ, у якому існують лише поодинокі атоми, йони. При утворенні речовин однакові або різні атоми, йони з протилежними зарядами сполучаються між собою (крім атомів інертних елементів). З'єднуються і молекули, однак не так міцно, як частинки інших типів. *Сполучення найменших частинок речовини називають хімічним зв'язком.*

У цьому розділі підсумовано відомості про типи хімічного зв'язку (схема 2), зазначено їхні найважливіші характеристики й приділено увагу механізмам утворення ковалентного зв'язку. Розглянуто також будову і властивості речовин йонної, молекулярної та атомної будови, наведено інформацію про аморфні та кристалічні речовини.

Схема 2



Важливою характеристикою хімічного зв'язку є його *енергія*. При утворенні хімічного зв'язку енергія виділяється, а при руйнуванні — поглинається.

5 Йонний зв'язок. Йонні речовини

Матеріал параграфу допоможе вам:

- ▶ пригадати особливості йонного зв'язку;
- ▶ з'ясувати, як залежить міцність йонного зв'язку від зарядів і радіусів йонів;
- ▶ зрозуміти вплив йонного зв'язку на властивості речовин.

Йони. Ви знаєте, що атоми можуть втрачати електрони, приєднувати їх і перетворюватися при цьому на заряджені частинки — йони. Схеми утворення позитивно і негативно заряджених йонів:



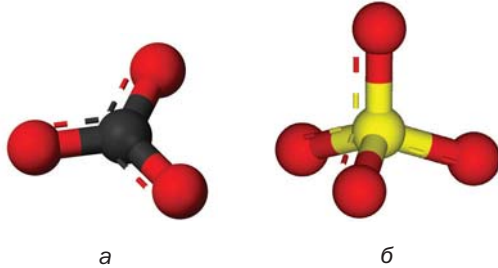
- ▶ Які загальні назви йонів із позитивним зарядом, негативним зарядом?

Йони бувають простими і складними. Кожний простий йон утворений одним хімічним елементом: H^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , I^- , S^{2-} . Складні йони утворені щонайменше двома елементами: OH^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , HCOO^- (атоми в них сполучені ковалентним зв'язком).

Багатьом складним йонам притаманна симетрична будова. Нітрат-іон NO_3^- і карбонат-іон CO_3^{2-} (мал. 3, а) мають форму правильного трикутника, в центрі якого розміщений атом Нітрогену або Карбону, а в кутах — три атоми Оксиге-

ну. Сульфат-іон SO_4^{2-} (мал. 3, б) і ортофосфат-іон PO_4^{3-} схожі за формою на молекулу метану CH_4 . Ці йони мають тетраедричну будову; в центрі тетраедра (правильної трикутної піраміди) перебуває атом кислототворного елемента, а у вершинах — чотири атоми Оксигену.

Мал. 3.
Кулестержневі моделі складних йонів:
а — CO_3^{2-} ;
б — SO_4^{2-}



Йонний зв'язок. Йони з протилежними зарядами за дії електростатичних сил сполучаються разом; між ними виникає йонний зв'язок. Він реалізується в основних і амфотерних оксидах, основах, солях неорганічних і органічних кислот, деяких інших речовинах, утворених двома елементами — металічним і неметалічним. Приклади йонних сполук: MgO , Al_2O_3 , $Ca(OH)_2$, $BaCl_2$, Li_3N .

Йонний зв'язок досить міцний. Роз'єднання протилежно заряджених йонів потребує витрачання значної енергії. Чим більші заряди йонів і чим менша відстань між ними (тобто чим менші радіуси катіона й аніона), тим міцніший йонний зв'язок у сполуці. Це впливає з відомого вам закону Кулона щодо взаємодії електричних зарядів. Про збільшення міцності йонного зв'язку зі зростанням зарядів йонів свідчать температури плавлення сполук:

NaF	+996 °C;
Na_2O	+1132 °C;
MgO	+2825 °C.

Зазначимо, що радіуси йонів Na^+ і Mg^{2+} , F^- і O^{2-} різняться незначною мірою, тоді як їхні заряди — удвічі.

Багато солей фторидної кислоти мають вищі температури плавлення, ніж відповідні хлориди. Наприклад, хлорид NaCl плавиться при $+801\text{ }^\circ\text{C}$, а натрій фторид NaF — при $+996\text{ }^\circ\text{C}$. Це пояснюється більшою міцністю йонного зв'язку за участю меншого йона F^- порівняно зі зв'язком за участю більшого йона Cl^- .

Йонні речовини. Усі сполуки, що складаються з йонів, є твердими за звичайних умов. Як правило, це — кристалічні речовини (мал. 4). Вони мають досить високі температури плавлення, які сягають кількох сотень градусів (при плавленні частина йонних зв'язків розривається).

Мал. 4.
Природний кристал натрій хлориду і модель його будови



Більшість солей, утворених однозарядними катіоном і аніоном (наприклад, CH_3COONa , KNO_3 , LiI), розчинні у воді. Серед солей, що містять двозарядні катіон і аніон, розчиняються сульфати (за деякими винятками) і незначна кількість солей інших кислот. Розчинних солей, які складаються з тризарядних катіона й аніона, немає (див. рядок ортофосфатів у таблиці розчинності, форзац II).

При розчиненні йонної сполуки у воду потрапляють відповідні йони. Електролітична дисоціація речовини є повною, а речовина — сильним електролітом. У схемі дисоціації такої сполуки записують знак рівності, а не оборотності:



Характеризуючи речовини, які складаються з йонів, використовують поняття «формульна одиниця». Формульною одиницею літій оксиду Li_2O є сукупність двох йонів Li^+ і йона O^{2-} , а магній ортофосфату $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ — сукупність трьох йонів Mg^{2+} і двох йонів PO_4^{3-} .

Графічні (структурні) формули для йонних сполук не складають. У таких формулах символи всіх елементів з'єднують рисками, а ними прийнято позначати ковалентний зв'язок.

ВИСНОВКИ

Йонний зв'язок виникає між протилежно зарядженими йонами. Із частинок цього типу складаються основні й амфотерні оксиди, основи, солі.

Йонний зв'язок міцний. Для сполук йонної будови характерні досить високі температури плавлення. Багато йонних сполук розчиняється у воді; вони перебувають у розчині в дисоційованій формі.



37. Напишіть хімічні та електронні формули простих йонів Оксигену та Калію.
38. На які йони можуть перетворитися атоми Гідрогену, Броду, Феруму? Втратить чи приєднає електрони кожний атом і яку кількість?
39. Допишіть у наведені схеми знаки «плюс» або «мінус» і відповідні кількості електронів:
а) $\text{S} \dots e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$; в) $\text{Fe}^{3+} \dots e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.
б) $\text{Al} \dots e^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$;
40. Чому елементи-галогени утворюють прості аніони, а не катіони?
41. Дайте означення основам і солям, які ґрунтуються на будові сполук.
42. Серед наведених формул укажіть ті, які належать йонним речовинам: BaCl_2 , SO_3 , CH_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HNO_3 , ZnO , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
43. Складіть формули солей, утворених такими йонами: Li^+ , Ba^{2+} , Cr^{3+} , NO_3^- , HCOO^- , SO_4^{2-} .

44. Чому йонні речовини не мають запаху?
45. Температура плавлення якої сполуки має бути вищою:
а) літій оксиду чи натрій сульфід;
б) калій фториду чи кальцій оксиду?
- Відповіді аргументуйте й підтвердьте їх інформацією з інтернету.
46. Як можна пояснити те, що розчинних у воді хлоридів значно більше, ніж розчинних фторидів?

6 Ковалентний зв'язок. Речовини молекулярної та атомної будови

Матеріал параграфа допоможе вам:

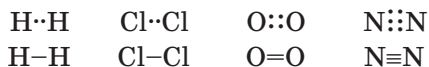
- узагальнити відомості про ковалентний зв'язок та його характеристики;
- дізнатися про механізми утворення ковалентного зв'язку;
- пояснити відмінності у властивостях речовин молекулярної та атомної будови.

Ковалентний зв'язок. Вам відомо, що ковалентний зв'язок виникає між двома атомами за рахунок утворення спільних електронних пар із неспарених електронів атомів. При зближенні атомів на певну відстань їхні орбіталі з неспареними електронами починають перекриватися, а ці електрони — постійно переходити від одного атома до іншого. Так формуються спільні електронні пари.

Ковалентним зв'язком сполучені атоми не лише в речовинах, а й у складних йонах (наприклад, OH^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}).

Характеристики ковалентного зв'язку. Ковалентний зв'язок характеризують, указуючи передусім його *кратність*. Атоми в молекулах водню і галогенів сполучені простим ковалентним зв'язком, а в молекулах

кисню й азоту — подвійним і потрійним зв'язком відповідно:



Цікаво знати

Простий зв'язок іноді називають одинарним зв'язком.

Ви знаєте, що простий зв'язок виникає внаслідок перекривання орбіталей з утворенням однієї спільної ділянки:



H–H



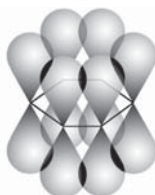
Cl–Cl

Подвійний зв'язок має два складники, а потрійний — три. Їх докладно розглядали в 10 класі на прикладах молекул вуглеводнів — етену C_2H_4 , або $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$, і етину C_2H_2 , або $\text{HC}\equiv\text{CH}$. Один складник подвійного і потрійного зв'язків — спільна електронна пара, яка утворилася внаслідок перекривання орбіталей в одній ділянці простору. Другий складник (їх у потрійному зв'язку — два) зумовлений перекриванням відповідних орбіталей на двох ділянках простору:

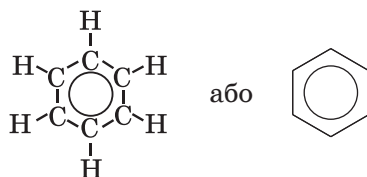


► Які орбіталі в молекулах кисню і азоту перекриваються і як саме?

У молекулах бензену C_6H_6 і деяких інших органічних сполук реалізується особливий ковалентний зв'язок між атомами Карбону, сполученими в замкнений ланцюг. Одним зі складників цього зв'язку є система із шістьох усупільнених *p*-електронів:



Цю систему зображують у структурній формулі молекули колом усередині шестикутника:



Важливою характеристикою ковалентного зв'язку є його *полярність* чи *неполярність*. Спільна електронна пара може зміщуватися в бік одного з двох атомів — того, який є більш електронегативним. На ньому виникає невеликий негативний заряд, менший за одиничний, а на іншому атомі — такий самий за величиною, але позитивний заряд: $\delta^+\delta^-$ ($\delta < 1$). Відповідний ковалентний зв'язок є полярним: $\text{H} \rightarrow \text{Br}$. Якщо зміщення спільної електронної пари немає (атоми належать одному елементу або різним елементам з однаковою електронегативністю), зв'язок є неполярним.

Цікаво знати

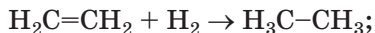
Заряди на атомах у молекулі HBr становлять $+0,12$ (H) і $-0,12$ (Br).

► Укажіть формули молекул з полярним і неполярним ковалентним зв'язком: Br_2 , H_2O , SCl_4 , PH_3 , Cl_2O_7 .

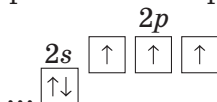
Ковалентний зв'язок дуже міцний; для його руйнування потрібно витратити значну енергію. Наприклад, молекули хлору $\text{Cl}-\text{Cl}$ починають розпадатися на атоми при 1000°C , а молекули азоту $\text{N}\equiv\text{N}$ — за температури понад 3000°C .

У кратних ковалентних зв'язках один зі складників має більшу «міцність», ніж інший (інші). Ви переконалися в цьому, вивчаючи хімічні властивості етену й етину. Ненасичені вуглеводні вступають у реакції з воднем, галогенами, галогеноводнями, перетворюючись на насичені сполуки. При цьому розриваються слабші складники подвійного або потрійно-

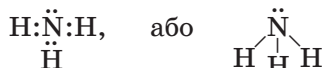
го зв'язків між атомами Карбону, і ці зв'язки перетворюються на прості:



Механізми утворення ковалентного зв'язку. Розглянутий на початку параграфу механізм утворення ковалентного зв'язку через формування спільних електронних пар із неспарених електронів атомів називають *обмінним*; атоми ніби обмінюються такими електронами. За цим механізмом з атомів утворюються молекули кисню, азоту, води, сірководню, амоніаку тощо. Так, у молекулі амоніаку NH_3 неспарені електрони атома Нітрогену



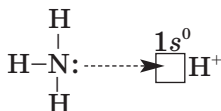
разом із 1s-електронами атомів Гідрогену беруть участь в утворенні трьох спільних електронних пар (трьох простих ковалентних зв'язків):



Існує інший механізм, за яким виникає ковалентний зв'язок. Розглянемо його на прикладі утворення йона амонію NH_4^+ :

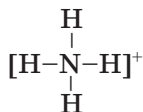


Сполучення двох частинок відбувається під час взаємодії амоніаку з розчином кислоти¹, в якому містяться катіони Гідрогену (внаслідок електролітичної дисоціації кислоти). При контакті молекули амоніаку NH_3 з йоном H^+ пара 2s-електронів атома Нітрогену переходить у порожню 1s-орбіталь йона Гідрогену



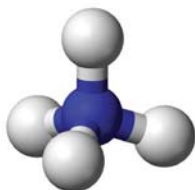
¹ Про ці реакції йдеться в § 19.

і стає спільною для обох частинок. Між ними виникає ковалентний зв'язок за так званим *донорно-акцепторним* механізмом; атом Нітрогену є донором електронної пари, а катіон Гідрогену — її акцептором¹:



Отже, у йоні амонію NH_4^+ є чотири прості ковалентні зв'язки. Вони однакові, хоча механізми їх утворення різні. Нітроген у цьому йоні чотиривалентний (така валентність для елемента максимальна), а його ступінь окиснення становить -3 .

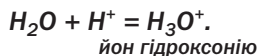
Йон NH_4^+ , як і молекула метану CH_4 , має тетраедричну будову (мал. 5).



Мал. 5.
Модель
йона NH_4^+

► У 10 класі ви дізналися, що аміни реагують з кислотами. Поясніть утворення йона метиламонію CH_3NH_3^+ при сполученні молекули метиламіну CH_3NH_2 з йоном H^+ .

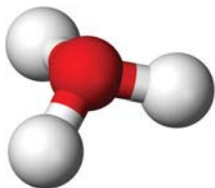
Із катіоном Гідрогену може сполучатися молекула води. Цей процес також відбувається за донорно-акцепторним механізмом. Одна із двох електронних пар атома Оксигену молекули H_2O переходить у вільну $1s$ -орбіталь йона H^+ , і між цими частинками утворюється ковалентний зв'язок. Продукт такої взаємодії — йон H_3O^+ (мал. 6):



Саме ці йони містяться у водних розчинах кислот, а в дуже незначній кількості — у воді.

¹ Слово походить від англійського асепт — приймати.

Мал. 6.
Модель
йона H_3O^+



Речовини молекулярної та атомної будови. Ковалентним зв'язком сполучаються атоми в молекулах неметалів, кислотних оксидів, кислот, сполук неметалічних елементів з Гідрогеном, органічних речовин — вуглеводнів, спиртів, альдегідів, амінів, білків тощо (мал. 7).

Мал. 7.
Речовини
молекулярної
будови



Ви знаєте, що багато речовин молекулярної будови мають запах (серед них — ванілін, оцтова кислота, амоніак, сірководень, бензен), досить низькі температури плавлення і кипіння. Це зумовлено тим, що молекули притягуються одна до одної дуже слабо.

Існує невелика кількість простих і складних речовин атомної будови; у них усі атоми сполучені ковалентним зв'язком, і часточка (кристалик) такої речовини є ніби однією гігантською молекулою. Таку будову мають, зокрема, графіт, алмаз, червоний фосфор, силіцій(IV) оксид (мал. 8).

Речовини атомної будови не розчиняються у воді, органічних розчинниках, плавляться переважно при дуже високих температурах. Алмаз, силіцій карбід SiC , бор нітрид BN вирізняються найбільшою твердістю.

Мал. 8.
Речовини
атомної
будови



ВИСНОВКИ

Ковалентний зв'язок утворюється між атомами внаслідок формування спільних електронних пар. Вони з'являються за рахунок об'єднання неспарених електронів обох атомів (обмінний механізм) або зміщення неподіленої електронної пари одного атома у вільну орбіталь іншого (донорно-акцепторний механізм).

Ковалентний зв'язок вирізняється достатньою міцністю. Він існує в речовинах молекулярної та атомної будови, а також у складних йонах.

Для ковалентного зв'язку зазначають кратність (розрізняють простий, подвійний, потрійний зв'язок), полярність чи неполярність.

Речовини молекулярної та атомної будови істотно різняться за фізичними властивостями.



47. Серед наведених формул укажіть ті, що відповідають речовинам із ковалентним зв'язком: MgI_2 , CH_4 , SO_2 , $SiCl_4$, Na_2S .
48. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі хлороводню. Зобразіть перекривання відповідних орбіталей атомів, укажіть кратність зв'язку. Полярним чи неполярним є зв'язок між атомами Гідрогену і Хлору? Відповідь обґрунтуйте.
49. У формулах речовин Cl_2O і NH_3 із ковалентними полярними зв'язками підкресліть атом більш електронегативного елемента й зазначте заряди на атомах, використавши літеру δ .

50. Складіть графічну формулу молекули гідроген пероксиду H_2O_2 . Який зв'язок у цій молекулі є неполярним? Які значення валентності та ступеня окиснення має кожний елемент у сполуці?
51. Порівняйте обмінний і донорно-акцепторний механізми утворення ковалентного зв'язку. Поясніть назви обох механізмів.
52. Молекула BF_3 сполучається з йоном F^- завдяки утворенню ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом. Запишіть формулу йона — продукту цієї взаємодії. Яка частинка є донором електронної пари, а яка — її акцептором? Яку орбіталь надає акцептор для розміщення електронної пари донора? Зважте на те, що атом Бору перебуває в молекулах і складних йонах у збудженому стані.
53. Які речовини серед наведених у переліку є молекулярними: пропан, негашене вапно, метанол, сірководень, срібло? Які ознаки вказують на це?
54. Чому карбон(IV) оксид і силіцій(IV) оксид мають різні фізичні властивості, хоча в них реалізується один тип хімічного зв'язку — ковалентний?
55. Бор — проста речовина елемента з такою самою назвою — плавиться за температури 2075°C , вирізняється високою твердістю. Молекулярну чи атомну будову має бор?

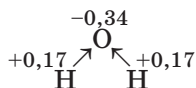
7 Водневий зв'язок. Металічний зв'язок

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати, як утворюється водневий зв'язок між молекулами;
- дізнатися про існування металічного зв'язку;
- зрозуміти вплив водневого і металічного зв'язків на властивості речовин.

Водневий зв'язок. Із цим типом хімічного зв'язку ви ознайомилися в 9 класі, вивчаючи будову молекули води та властивості цієї сполуки. У молекулі H_2O спільні електронні пари зміщені до більш електронегативного атома Оксигену. На цьому атомі виникає невеликий негативний заряд (він менший, ніж заряд

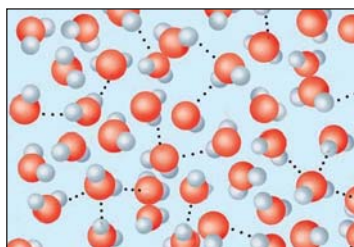
електрона), а на двох атомах Гідрогену — позитивні заряди:



Молекули води орієнтуються між собою так, щоб у контакті перебували їхні атоми з протилежними зарядами.

Електростатичну взаємодію між молекулами за участю атомів Гідрогену називають водневим зв'язком.

Водневий зв'язок утворюється між молекулами, в яких атоми Гідрогену сполучені з атомами найелектронегативніших елементів — Флуору, Оксигену, Нітрогену. Його позначають трьома крапками між символами відповідних елементів. Цей зв'язок слабкий; частина водневих зв'язків між молекулами речовин, що перебувають у рідкому стані, постійно руйнується, й водночас утворюються такі самі зв'язки між іншими молекулами (мал. 9).



Мал. 9.
Водневий зв'язок у воді

► Зобразіть ланцюжок із трьох молекул гідроген фториду, сполучених водневим зв'язком.

Водневим зв'язком сполучаються молекули в неорганічних кислотах, спиртах, карбонових кислотах, багатьох інших гідрогеновмісних сполуках молекулярної будови. Зв'язок цього типу іноді реалізується між атомами в самій молекулі. Завдяки такому зв'язку молекули білків згортаються в глобули.

Цікаво знати

Гідратація аніонів у водних розчинах відбувається завдяки утворенню водневого зв'язку між йоном і молекулою води:
 $\text{Cl}^- \cdots \text{H}-\text{O}-\text{H}$.

Водневий зв'язок може виникати і між молекулами різних сполук. Майже всі неорганічні кислоти, спирти і карбонові кислоти з невеликими молекулярними масами розчиняються у воді внаслідок того, що їхні молекули утворюють водневі зв'язки з молекулами води. З іншого боку, вуглеводні, естери у воді практично нерозчинні, оскільки в молекулах цих сполук ковалентні зв'язки за участю атомів Гідрогену майже неполярні.

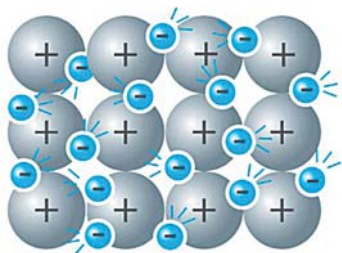
Речовини, в яких існує водневий зв'язок, мають значно вищі температури плавлення і кипіння (руйнування зв'язків між молекулами потребує витрати енергії), ніж речовини з близькими значеннями молекулярних мас, але відсутністю зв'язків цього типу. Наприклад, вода ($M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$) за звичайних умов є рідиною, а метан ($M_r(\text{CH}_4) = 16$) — газом. Якби молекули води не сполучалися водневими зв'язками, ця речовина існувала б на нашій планеті лише в газуватому стані.

Металічний зв'язок. Характерною властивістю металів є здатність проводити електричний струм. Із уроків фізики ви знаєте, що електричний струм — це спрямований рух електронів. Вам також відомо, що атоми металічних елементів, на відміну від атомів неметалічних елементів, віддають електрони й перетворюються на позитивно заряджені йони.

Атоми розміщені в металі настільки щільно, що їхні зовнішні орбіталі перекриваються. Електрони, які перебувають у цих орбіталах, відокремлюються від «своїх» атомів (атоми перетворюються на катіони) і починають хаотично рухатись у речовині. Такі електрони називають *делокалізованими*¹, або усупільненими. Незважаючи на появу катіонів і

¹ Термін походить від латинських префікса de-, який позначає відокремлення, відміну, і слова localis — місцевий.

вільних електронів, метал навіть у дуже малому об'ємі залишається електронейтральним (мал. 10).



Мал. 10.
Модель
будови
металу

Зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за допомогою делокалізованих електронів, називають металічним зв'язком.

Наявність вільних електронів у металі зумовлює не лише його електропровідність, а й високу теплопровідність, особливий (металічний) блиск. Більшість металів є пластичними; їх можна кувати, витягувати з них дрiт. Металічний зв'язок при цьому не руйнується. Делокалізовані електрони відіграють роль своєрідного «мастила» між катіонами.

ВИСНОВКИ

Водневий зв'язок — це електростатична взаємодія між молекулами за участю атомів Гідрогену. Він утворюється, якщо ці атоми сполучені з атомами найбільш електронегативних елементів. Водневий зв'язок існує у воді, спиртах, кислотах, деяких інших сполуках, а також у їх водних розчинах. Це досить слабкий зв'язок, але він впливає на фізичні властивості речовин.

Металічний зв'язок — зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за участю делокалізованих електронів. Такі електрони надають металам здатність проводити електричний струм, зумовлюють металічний блиск, високу теплопровідність, а часто — й пластичність.



56. Які формули відповідають речовинам, молекули яких здатні сполучатися водневими зв'язками: CO_2 , NH_3 , SCl_4 , CH_3OH , H_2SO_4 , H_2 , O_3 ?
57. Між атомами яких елементів можуть існувати водневі зв'язки в молекулах білків?
58. Розгляньте варіанти утворення водневих зв'язків між молекулою метанової кислоти і молекулою води. Зобразіть ці зв'язки, використавши структурні формули молекул.
59. Як пояснити те, що етан за звичайних умов є газом, а метанол — рідиною, хоча маса молекули вуглеводню майже така сама, що й молекули спирту?
60. Електрони в металі рухаються хаотично. За якої умови рух електронів стає спрямованим і виникає електричний струм?
61. Напишіть загальні формули катіонів, які можуть міститися в лужних і лужноземельних металах (мал. 10). Використайте символ металічного елемента M .
62. Чому, на вашу думку, металічний зв'язок не реалізується в неметалах?
63. Який неметал, що проводить електричний струм, ви знаєте?

8

Кристалічні та аморфні речовини

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про два стани твердих речовин — кристалічний і аморфний;
- розрізняти кристалічні та аморфні речовини за деякими властивостями.

Кухонна сіль, цукор, борошно, крохмаль — важливі харчові продукти. Кожний із вас щодня або періодично стикається з ними і знає, що сіль і цукор складаються з кристаликів, а борошно і крохмаль — із дрібних часточок, не схожих на кристали. Це підтверджується й при розгляданні двох останніх речовин у мікроскоп.

Для твердих речовин існують кристалічний і аморфний¹ стани.

Кристалічні речовини. У 8 класі під час ознайомлення зі сполуками, які складаються з йонів, ви дізналися, що вони утворюють кристали (мал. 11). *Кристал — це самоутворене тверде тіло, що має плоскі грані та прямі ребра.*

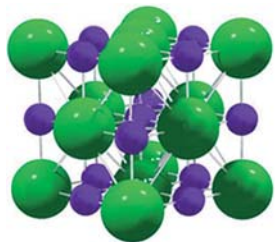
Мал. 11.
Зразки
мінералів



Кристали кухонної солі мають вигляд кубиків, а цукру — складнішу форму. Найменші частинки речовин — йони Na^+ і Cl^- в солі, молекули $C_{12}H_{22}O_{11}$ в цукрі — розміщені в кристалах у чіткому порядку, який повторюється в різних напрямках.

Модель внутрішньої будови кристала називають *кристалічними ґратками*. Це — схема чи макет розміщення найменших частинок у невеликому об'ємі кристала. Відповідно до будови речовин розрізняють йонні, молекулярні та атомні кристалічні ґратки (мал. 12).

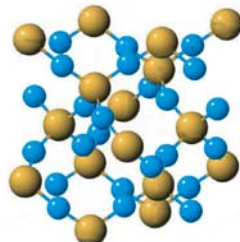
Мал. 12.
Кристалічні
ґратки
(кулестержневі
моделі)



йонні ($NaCl$)



молекулярні (твердий CO_2)



атомні (SiO_2)

¹ Термін походить від грецького слова amorphos — безформний.

► Кульки якого кольору на малюнку 12 відповідають атомам Карбону, Силіцію та Оксигену?

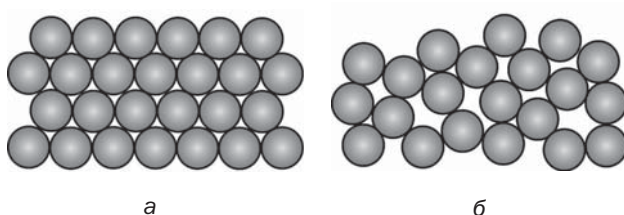
Цікаво знати

Будову кристалічних речовин вивчають, досліджуючи відбиття кристалами рентгенівських променів.

За звичайних умов або низьких температур у кристалічному стані перебуває більшість простих речовин, неорганічних сполук, а серед органічних речовин — переважно ті, які складаються з невеликих молекул.

Аморфні речовини. У багатьох речовинах молекули, атоми розміщені не впорядковано, а хаотично. Це — аморфні речовини (мал. 13); за такою особливістю будови вони нагадують рідину.

Мал. 13.
Будова кристалічної (а) та аморфної (б) речовин



В аморфних речовинах і рідинах існує лише «ближній» порядок у розміщенні найменших частинок, а «дальнього» порядку немає. Наприклад, водневий зв'язок відповідним чином орієнтує сусідні молекули полісахаридів, білків, а про міжмолекулярну взаємодію у воді вам уже відомо.

Аморфними є вищі карбонові кислоти, полісахариди, жири, білки, багато полімерів. Приклад аморфної неорганічної речовини — скло. З нього можна виготовити предмет симетричної форми, який не відрізнити від кристала. Якщо ж його розбити, отримаємо безформні уламки, а не дрібні кристалики. Таким самим буде результат і з бурштиновим кубиком.

Фізичні властивості. Кристалічні та аморфні речовини різняться за деякими фізичними властивостями. Кристалічна речовина, яка при нагріванні не розкладається, має певну температуру плавлення, а аморфна речовина

Цікаво знати
Силіцій(IV) оксид існує як у кристалічному стані (мінерал кварц), так і в аморфному (кварцове скло).

плавиться у відповідному температурному інтервалі. Наприклад, скло при сильному нагріванні спочатку розм'якшується (при цьому його температура продовжує зростати), а потім повністю перетворюється на в'язку рідину. Твердість, оптичні властивості аморфних речовин, на відміну від властивостей кристалічних речовин, не залежать від того, в якому напрямку діє зовнішня сила або звідки надходить промінь світла, і є однаковими в усіх напрямках.

ВИСНОВКИ

Для твердих речовин існують кристалічний і аморфний стани. Кристал — самоутворене тверде тіло із плоскими гранями і прямими ребрами. Модель будови кристала називають кристалічними ґратками. У кристалі атоми, молекули або йони розміщені в чіткому порядку, а в аморфній речовині — переважно хаотично.

Кристалічна речовина плавиться за певної температури, а аморфна — у відповідному інтервалі температур.



64. Які основні агрегатні стани речовин вам відомі? Наведіть 2—3 приклади речовин, які можуть існувати в кожному із цих станів. За потреби знайдіть відповідну інформацію в інтернеті.
65. Використавши зображення кристалічних ґраток натрій хлориду (мал. 12), визначте, скільки йонів Cl^- оточує кожний йон Na^+ у кристалі солі й скільки йонів Na^+ оточує кожний йон Cl^- .
66. Лимонна кислота є кристалічною речовиною. Які частинки — атоми, молекули, йони — містяться в кристалі цієї сполуки?
67. Кристалічні ґратки яких типів відповідають барій гідроксиду, алюміній сульфату, графіту, фосфор(V) оксиду (істинна формула сполуки — P_4O_{10})?
68. Уявімо, що твердий жир не містить домішок і є чистою речовиною. За певної температури чи в певному температурному інтервалі він має плавиться? Відповідь обґрунтуйте.

3 розділ

Хімічні реакції

Вивчаючи матеріал цього розділу, ви докладно ознайомитесь із реакціями, які одночасно відбуваються у двох протилежних напрямках, дізнаєтесь про хімічну рівновагу і чинники, що впливають на її зміщення. Ви отримаєте також інформацію про взаємодію деяких солей з водою та застосування окисно-відновних реакцій у хімічних джерелах струму. Крім того, у розділі розглянуто новий для вас тип розрахункових задач і запропоновано способи їх розв'язування.

9

Необоротні та оборотні хімічні реакції

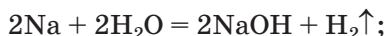
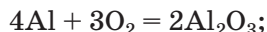
Матеріал параграфа допоможе вам:

- ▶ пригадати класифікацію хімічних реакцій за напрямком перебігу;
- ▶ дізнатися про перетворення необоротної реакції на оборотну при зміні зовнішніх умов;
- ▶ зрозуміти, чому електролітична дисоціація кислоти є оборотним процесом, а дисоціація основи або солі — необоротним процесом.

Ви знаєте, що існують різні типи хімічних реакцій. Кожний спосіб їх класифікації ґрунтується на певній ознаці (наприклад, за

кількістю реагентів і продуктів, наявністю чи відсутністю зміни ступенів окиснення елементів). Серед таких ознак — напрямок перебігу реакції.

Необоротні реакції. Вам відомі випадки, коли хімічних перетворень зазнають лише реагенти, а продукти реакцій не взаємодіють між собою. Такі реакції називають *необоротними*. Приклади реакцій, необоротних за будь-яких зовнішніх умов:



У рівнянні необоротної реакції між лівою і правою частинами записують знак рівності (=) або стрілку, спрямовану праворуч (→). Іноді кажуть, що така реакція проходить «зліва направо».

Оборотні реакції. Трапляється, що водночас із реакцією між реагентами взаємодіють її продукти (з утворенням реагентів), а в пробірці чи колбі в будь-який момент міститься суміш речовин — реагентів і продуктів.

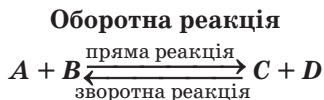
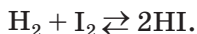
Реакції, які одночасно відбуваються в протилежних напрямках, називають *оборотними*.

У рівнянні оборотної реакції використовують знак оборотності (↔):



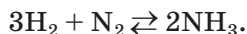
Взаємодія речовин *A* і *B* є *прямою* реакцією, а речовин *C* і *D* — *зворотною* реакцією. Будьте уважними, не плутайте терміни «оборотна реакція» і «зворотна реакція».

Відомо багато оборотних реакцій. Серед них — взаємодія водню з парою йоду:



Пряма реакція відбувається при нагріванні й не завершується через одночасний перебіг зворотної реакції.

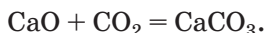
ції — розкладу гідроген йодиду на прості речовини. Досягти повної взаємодії водню з йодом не вдається, якщо підвищити температуру, збільшити тривалість досліду чи додати катализатор. Аналогічну особливість має реакція водню з азотом, яку використовують у промисловості для добування амоніаку NH_3 :



Оборотні реакції також відбуваються під час розчинення багатьох солей у воді (§ 12).

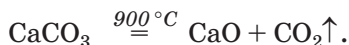
Деякі реакції є оборотними в певному інтервалі температури. Розглянемо приклад взаємоперетворення сполук Кальцію.

Кальцій оксид (технічна назва — негашене вапно) за звичайних умов дуже повільно реагує з вуглекислим газом і перетворюється на сіль — кальцій карбонат:



Тому негашене вапно зберігають у герметичній тарі; в іншому разі цей оксид взаємодіятиме з вуглекислим газом, який є в повітрі, й поступово перетвориться на карбонат. Вапно втратить властивості, які зумовлюють його використання на практиці.

Негашене вапно добувають нагріванням природного кальцій карбонату (вапняку, крейди) за температури 900°C , тобто здійснюють протилежну реакцію:



За цих умов удається повністю перетворити сіль на оксид.

Якщо нагрівати кальцій карбонат у закритому реакторі при 900°C , то розкладеться лише частина солі. У посудині виявимо суміш твердих сполук — CaO і CaCO_3 , а також вуглекислий газ. Отже, водночас відбуватимуться дві реакції — розкладу солі та сполучення оксидів. Маємо оборотну реакцію; розклад солі є прямою реакцією, а її утворення — зворотною:



Цікаво знати

Оборотною в певному температурному інтервалі є реакція $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$.

Вивчаючи в 9 класі водні розчини, ви дізналися, що основи, кислоти, солі при розчиненні у воді розпадаються на йони. Цей процес називають електролітичною дисоціацією. Для кислот він є оборотним: частина молекул кислоти постійно розпадається на йони, а частина йонів сполучається в молекули:



Електролітична дисоціація основ і солей є повною, тобто необоротним процесом. Це — йонні сполуки; їхні йони під час розчинення речовин переходять у розчин і не сполучаються один з одним:



ВИСНОВКИ

Розрізняють оборотні та необоротні хімічні реакції. Оборотні реакції одночасно відбуваються у протилежних напрямках: взаємодіють між собою і реагенти (пряма реакція), і продукти (зворотна реакція). Необоротна реакція відбувається лише між реагентами, тобто в одному напрямку.



69. Оборотною чи необоротною є реакція:
- обміну між двома солями в розчині;
 - горіння органічної речовини;
 - полімеризації етену?
- Якщо реакція оборотна, то за будь-яких умов чи в певному інтервалі значень температури?
70. Однією з оборотних реакцій між органічними сполуками є реакція естерифікації. Напишіть рівняння реакції між метанолом та етановою кислотою. Яка реакція є прямою, а яка — зворотною?
71. До водного розчину натрій хлориду додають розбавлену нітратну кислоту. Чи взаємодіятимуть речовини? Якщо реакція відбувається, то оборотна чи необоротна? Відповідь аргументуйте.

72. Назвіть можливі причини неповного перетворення речовин під час необоротної хімічної реакції.
73. Наведіть приклад оборотної реакції кислотного оксиду з водою й напишіть відповідне хімічне рівняння.
74. Взаємодія водню з киснем за дуже високої температури є оборотною реакцією. Для експерименту взято вдвічі більший об'єм водню, ніж кисню. Із часом виявлено, що половина водяної пари, що утворилася, розклалася на прості речовини. Обчисліть відносну густину за повітрям відповідної суміші трьох газів.

10

Хімічна рівновага

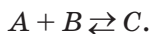
Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про перебіг оборотної реакції з часом;
- отримати відомості про хімічну рівновагу;
- визначати напрямок зміщення хімічної рівноваги за певного зовнішнього впливу.

Хімічна рівновага. Ви знаєте, що одним із чинників, від яких залежить швидкість хімічної реакції, є концентрація реагентів. Чим вона більша, тим більша швидкість реакції.

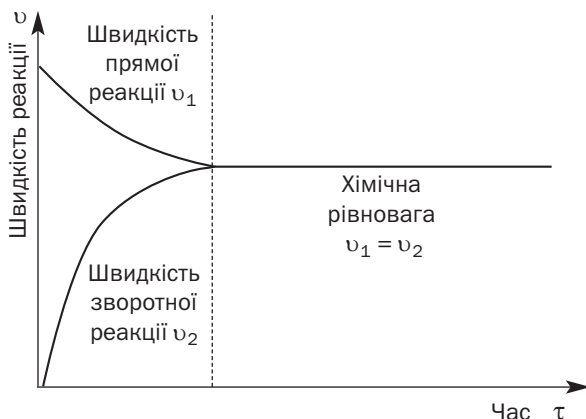
- ▶ Чому зі зростанням концентрації реагентів збільшується швидкість реакції?

Розглянемо перебіг реакції між двома розчиненими у воді речовинами A і B , продуктом якої є розчинна речовина C . Вважатимемо, що кожна речовина складається з молекул. Проведемо реакцію за умов, коли вона є оборотною:



При зливанні розчинів A і B починається взаємодія між речовинами. Із часом концентрації реагентів зменшуватимуться, і пряма реакція уповільнюватиметься. Концентрація

речовини C зростатиме, а отже, швидкість зворотної реакції збільшуватиметься. У певний момент швидкості прямої та зворотної реакцій зрівняються (мал. 14); скільки частинок речовини A або B прореагують, скажімо, за секунду, стільки ж частинок речовини C розкладуться. У подальшому швидкості обох реакцій і концентрації всіх речовин змінюватися не будуть.



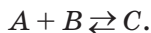
Мал. 14.
Зміна швидкостей прямої та зворотної реакцій із часом

Стан суміші реагуючих речовин, для якого швидкості прямої та зворотної реакцій однакові, називають хімічною рівновагою.

В одних випадках хімічна рівновага встановлюється миттєво (коли швидкості прямої та зворотної реакцій дуже великі), в інших — через тривалий час (коли обидві реакції відбуваються повільно).

Якщо спостерігати за перебігом оборотної реакції, то після встановлення хімічної рівноваги виявимо припинення будь-яких зовнішніх змін (наприклад, колір розчину чи кількість осаду більше не змінюватиметься). Складається враження, що хімічне перетворення завершилося. Але насправді і пряма, і зворотна реакції відбуватимуться з однаковою швидкістю. Тому кажуть, що *хімічна рівновага є динамічною*.

Зміщення хімічної рівноваги. Метою виробництва, численних хімічних дослідів є добування якомога більшої кількості продуктів реакцій. Багато реакцій є оборотними, однак хімічну рівновагу можна зміщувати. Покажемо це на прикладі взаємодії речовин A і B з утворенням речовини C (усі речовини перебувають у розчині або є газами; їхня суміш однорідна):



Внесемо в рівноважну суміш порцію одного з реагентів, наприклад речовини A . Зростання концентрації цієї речовини призведе до різкого збільшення швидкості прямої реакції. Речовини A і B інтенсивніше витратяться, їхні концентрації зменшуватимуться, пряма реакція гальмуватиметься. Концентрація речовини C зростатиме, зворотна реакція пришвидшиться. В якийсь момент швидкості обох реакцій зрівняються й настане нова хімічна рівновага. Концентрації реагенту A і продукту C будуть більшими, а концентрація реагенту B — меншою, ніж до нашого втручання в рівновагу.

Французький учений Анрі-Луї Ле Шательє у 1884 р. сформулював загальний *принцип зміщення хімічної рівноваги* (він названий принципом Ле Шательє):

якщо суміш речовин, що перебуває в стані хімічної рівноваги, зазнає зовнішнього впливу (змінюється концентрація речовини, температура або тиск), то рівновага зміщується в бік тієї реакції, яка послаблює цей вплив.

У щойно розглянутому прикладі в суміш додавали реагент; рівновага зміщувалася в бік реакції, внаслідок якої реагент витрачався.

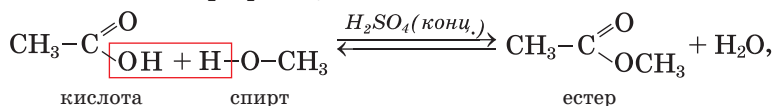
► У який бік зміститься рівновага $A + B \rightleftharpoons C$, якщо зменшити концентрацію реагенту A в суміші?

Анрі-Луї Ле Шательє
(1850—1936)



Відомий французький фізик, хімік, металознавець, член Французької академії наук, академії наук інших країн, Лондонського королівського товариства. Сформулював загальний принцип зміщення хімічної рівноваги залежно від зовнішніх чинників (1884). Експериментально підтвердив аналогію між розчинами і металічними сплавами. Сконструював мікроскоп для дослідження непрозорих твердих речовин, зокрема металів. Розробив термоелектричний пірометр — прилад для вимірювання температури розжареної речовини за її кольором.

Зменшення концентрації одного із продуктів реакції (видалення його з реакційної суміші) призводить до зміщення хімічної рівноваги в бік утворення продуктів. Для того щоб добути більшу кількість естеру в реакції естерифікації



суміш кислоти і спирту нагрівають для видалення одного з летких продуктів прямої реакції — естеру або води. Збільшити вихід естеру також можна, якщо взяти надлишок одного із реагентів — кислоти або спирту.

Тепер розглянемо вплив зміни температури на хімічну рівновагу. Припустимо, що реакція між речовинами *A* і *B* є екзотермічною, тобто відбувається з виділенням теплоти:



При нагріванні рівноважної суміші речовин, тобто отриманні ними додаткової енергії, рівновага, згідно з принципом Ле Шательє, зміститься в бік ендотермічної реакції — роз-

кладу речовини C . При цьому енергія не накопичуватиметься, а витрачатиметься. За деякий час встановиться нова хімічна рівновага: маси речовин A і B стануть більшими, а маса речовини C — меншою. Отже, за підвищення температури хімічна рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, а за зниження температури — в бік екзотермічної реакції.

► Збільшиться чи зменшиться маса продукту реакції $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$; $\Delta H > 0$ з підвищенням температури?

Проведемо ще один мислений експеримент. Нехай усі речовини в оборотній реакції



є газами. Згідно з хімічним рівнянням, кожний 1 моль газу A взаємодіє з 1 моль газу B (тобто реагують 2 моль речовин), а утворюється 1 моль газу C . Інакше кажучи, із кожних двох об'ємів реагентів утворюється один об'єм продукту.

Збільшимо тиск на рівноважну суміш. Для того щоб цей вплив зменшився, рівновага має зміститися праворуч — у бік реакції, яка відбувається зі зменшенням об'єму речовин, а отже, й тиску.

Для оборотних реакцій, у яких загальний об'єм реагентів дорівнює загальному об'єму продуктів, зміна тиску не впливає на стан хімічної рівноваги.

► Чи впливає тиск на зміщення рівноваги $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ (усі речовини перебувають у газуватому стані)?

ВПРАВА. Проаналізуйте вплив зовнішніх умов (температури, тиску) на зміщення хімічної рівноваги $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$; $\Delta H < 0$.

Розв'язання

За умовою вправи реакція утворення амоніаку із простих речовин відбувається з виділенням теплоти. Згідно з принципом Ле Шательє, рівновага при нагріванні зміщується в бік

реакції, під час якої теплота поглинається, тобто реакції розкладу амоніаку.

Усі речовини в оборотній реакції — гази. З одного об'єму азоту і трьох об'ємів водню, або 4-х об'ємів реагентів, утворюються 2 об'єми амоніаку. При збільшенні тиску рівновага зміщується в бік реакції, внаслідок якої об'єм газів зменшується (тиск зменшуватиметься), — реакції утворення амоніаку.

Деякі оборотні реакції відбуваються за наявності каталізаторів. Виявлено, що каталізатор пришвидшує і пряму, і зворотну реакції, тобто скорочує термін встановлення хімічної рівноваги, але не спричиняє її зміщення.

Хімічна рівновага в розчинах електролітів. Електролітична дисоціація кислот, взаємодія багатьох солей з водою (§ 12), деякі інші реакції за участю електролітів у розчинах є оборотними процесами. На них також поширюється принцип Ле Шательє. Наприклад, якщо в розчин оцтової кислоти



додати її сіль (скажімо, калій ацетат CH_3COOK), яка містить йони CH_3COO^- , то збільшення концентрації цих йонів призведе до зміщення хімічної рівноваги ліворуч — у бік утворення недисоційованих молекул кислоти (її ступінь дисоціації зменшиться).

ВИСНОВКИ

Під час перебігу оборотної реакції швидкість прямої реакції зменшується, а зворотної — збільшується. У певний момент швидкості обох реакцій зрівнюються й настає хімічна рівновага.

Хімічну рівновагу можна порушити, додавши в суміш речовин чи вилучивши з неї реагент або продукт, змінивши температуру чи тиск. Рівновага зміститься в бік тієї реакції, яка послаблює зовнішній вплив (принцип Ле Шательє).

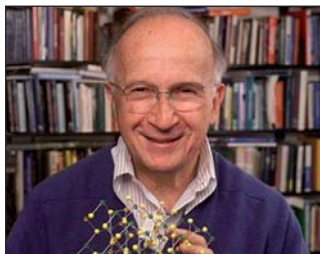


75. Як класифікують реакції залежно від можливих напрямків їх перебігу?
76. Що таке хімічна рівновага? Чому її називають динамічною?
77. Назвіть чинники, які впливають на стан хімічної рівноваги. Чи завжди рівновага зміщується при зміні температури? Чому?
78. Чи призведе підвищення температури, зниження тиску до зміщення кожної з таких хімічних рівноваг (усі речовини в п. а перебувають у газуватому стані):
- а) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$; $\Delta H = -113 \text{ кДж}$;
б) $2\text{NaHCO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$; $\Delta H = +133,5 \text{ кДж}$?
- Якщо рівновага зміститься, то в бік прямої чи зворотної реакції?
79. Як потрібно змінити температуру, щоб змістити рівновагу в суміші газів $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$; $\Delta H < 0$ у бік реакції розкладу? Чи вплине на рівновагу зміна тиску?
80. За деякої температури в закритому реакторі встановилася рівновага $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CaCO}_3$; $\Delta H < 0$. Чи зміститься вона, якщо реактор відкрити, а температуру не змінювати? Якщо зміститься, то в бік прямої чи зворотної реакції? Відповідь обґрунтуйте.

для допитливих

Нобелівський лауреат родом з України

Дослідження особливостей перебігу хімічних реакцій — дуже важливий напрям у науці. За розробку теорії в цій галузі в 1981 р. було присуджено Нобелівську премію з хімії американському вченому Роалду Хоффманну (мал. 15).



Мал. 15.
Роалд
Хоффманн

Роалд Хоффманн народився у 1938 р. в м. Золочів (нині — Львівщина). Під час окупації він опинився з родиною в нацистському

таборі. Згодом його сім'ї вдалося втекти з табору, а в 1949 р. — переїхати до США.

Професор Р. Хоффманн багато років співпрацює з українськими ученими. Він кілька разів відвідував Україну. З нагоди свого 80-річчя вчений записав відеозвернення до українців. У ньому є такі слова: «Шлях до безпеки, до вільної демократичної України довгий, але він досяжний для вас».

У 2017 р. Пошта України на відзначення заслуг Р. Хоффманна випустила поштову марку з портретом нашого земляка.

11

Відносний вихід продукту реакції

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, що називають відносним виходом продукту реакції;
- обчислювати або використовувати в задачах відносний вихід продукту реакції.

Відносний вихід продукту реакції. Здійснення будь-якого технологічного процесу неможливе без певних втрат речовин. Втрати відбуваються вже при транспортуванні сировини, її подрібненні, розчиненні, завантаженні в реактор. Багато реакцій, які здійснюються на хімічних заводах, є оборотними. Тому досягти повного перетворення вихідних речовин на цільові продукти не вдається. Крім того, іноді водночас із основною реакцією відбувається інша (побічна), і частина реагентів витрачається на утворення сторонніх речовин. Якщо виробництво складається з кількох стадій, втрати речовин збільшуються. Отже, продукту реакції завжди утворюється менше, ніж розраховано за хімічним рівнянням.

Величину, яка характеризує повноту перебігу хімічної реакції або ступінь перетворення речовини на іншу, називають *відносним виходом продукту реакції*. Цю величину позначають грецькою літерою η (ета) і обчислюють за формулами

$$\eta(A) = \frac{n_{\text{практ.}}(A)}{n_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ; \quad \eta(A) = \frac{m_{\text{практ.}}(A)}{m_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ,$$

а якщо в результаті реакції утворюється газ — ще й за формулою

$$\eta(A) = \frac{V_{\text{практ.}}(A)}{V_{\text{теор.}}(A)} \cdot 100 \% ,$$

де $n_{\text{практ.}}$, $m_{\text{практ.}}$ і $V_{\text{практ.}}$ — добути кількість речовини, маса чи об'єм речовини A ; $n_{\text{теор.}}$, $m_{\text{теор.}}$ і $V_{\text{теор.}}$ — кількість речовини, маса чи об'єм речовини A , обчислені за хімічним рівнянням. Для відповідних розрахунків обирають реагент, який під час взаємодії може витратитися повністю й перетворитися на речовину A .

Розв'язування задач. Покажемо, як розв'язують задачі на обчислення відносного виходу продукту реакції і як використовують цю величину в хімічних розрахунках.

ЗАДАЧА 1. *Із 46,8 г натрій хлориду в результаті реакції з достатньою кількістю концентрованої сульфатної кислоти добуто 21,9 г гідроген хлориду. Знайти відносний вихід продукту реакції.*

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 46,8 \text{ г}$$

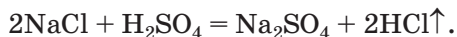
$$m_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = 21,9 \text{ г}$$

$$\eta(\text{HCl}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо кількість речовини гідроген хлориду, яка має утворитися із 46,8 г NaCl (за відсутності втрат).

Згідно з рівнянням реакції, із 2 моль NaCl утворюється 2 моль HCl, тобто така сама кількість речовини гідроген хлориду:

$$n_{\text{теор.}}(\text{HCl}) = n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} =$$

$$= \frac{46,8 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

3. Знаходимо кількість речовини добутого гідроген хлориду:

$$n_{\text{практ.}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} =$$

$$= \frac{21,9 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль.}$$

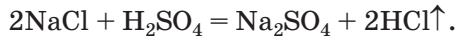
4. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

$$\eta(\text{HCl}) = \frac{n_{\text{практ.}}(\text{HCl})}{n_{\text{теор.}}(\text{HCl})} \cdot 100 \% =$$

$$= \frac{0,6 \text{ моль}}{0,8 \text{ моль}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

2-й спосіб

1. Записуємо рівняння реакції:

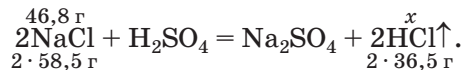


2. Обчислюємо масу гідроген хлориду, яка має утворитися із 46,8 г NaCl (за відсутності втрат).

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль.}$$

Складаємо підготовчий запис:



За хімічним рівнянням

із 2 · 58,5 г NaCl утворюється 2 · 36,5 г HCl,
із 46,8 г NaCl — x г HCl;

$$x = m_{\text{теор.}}(\text{HCl}) = \frac{46,8 \text{ г} \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ г}}{2 \cdot 58,5 \text{ г}} = 29,2 \text{ г.}$$

3. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

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

$$= \frac{21,9 \text{ г}}{29,2 \text{ г}} \cdot 100 \% = 75 \%.$$

Відповідь: $\eta(\text{HCl}) = 75 \%.$

ЗАДАЧА 2. Обчислити об'єм водню, який містився в суміші з достатньою кількістю азоту, якщо в результаті реакції між речовинами утворилося $5,6 \text{ м}^3$ амоніаку NH_3 з відносним виходом 20 %.

Дано:

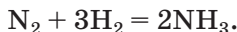
$$V(\text{NH}_3) = 5,6 \text{ м}^3$$

$$\eta(\text{NH}_3) = 20 \%$$

$$V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо об'єм водню, який вступив у реакцію, використавши закон об'ємних співвідношень газів.

Згідно з рівнянням реакції,

із кожних $3 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ утворюється $2 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$,
із $x \text{ м}^3 \text{ H}_2$ — $5,6 \text{ м}^3 \text{ NH}_3$;

$$x = V(\text{H}_2, \text{прореаг.}) = \frac{3 \text{ м}^3 \cdot 5,6 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = 8,4 \text{ м}^3.$$

3. Розраховуємо об'єм водню, який містився в суміші з азотом.

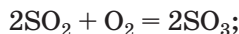
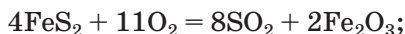
Оскільки відносний вихід амоніаку становив 20 %, то прореагувало 20 % узятого водню. Звідси

$8,4 \text{ м}^3 \text{ H}_2$ становлять 20 %,
 $x \text{ м}^3 \text{ H}_2$ — 100 %;

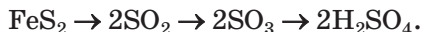
$$x = V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = \frac{8,4 \text{ м}^3 \cdot 100 \%}{20 \%} = 42 \text{ м}^3.$$

Відповідь: $V(\text{H}_2, \text{вихідн.}) = 42 \text{ м}^3$.

Чимало технологічних процесів є багатостадійними. Так, виробництво сульфатної кислоти складається з трьох стадій. Якщо сировиною є пірит FeS_2 , то відбуваються такі реакції:



На кожній стадії одна сульфуровмісна сполука перетворюється на іншу. Перехід атомів Сульфуру від піриту до сульфатної кислоти можна проілюструвати так (враховуємо відповідні кількості речовини цього елемента):



Якщо потрібно розрахувати відносний вихід кислоти, знаючи вихідну масу піриту, то теоретичну (максимально можливу) кількість кислоти обчислюють за одну математичну дію, використавши стехіометричну¹ схему $\text{FeS}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4$ замість послідовного проведення розрахунків за трьома рівняннями реакцій.

ВИСНОВКИ

Повноту хімічного перетворення характеризують відносним виходом продукту реакції. Його розраховують діленням добутої кількості речовини або маси продукту реакції на кількість речовини або масу продукту, що має утворитися згідно з хімічним рівнянням.

Задачі на обчислення чи використання відносного виходу продукту реакції розв'язують із залученням відповідних хімічних рівнянь.



81. Із 400 г кальцій бромід за реакцією з достатньою кількістю хлору добуто 280 г бром. Обчисліть відносний вихід бром.
82. При дії на цинк масою 3,25 г достатньої кількості розчину сульфатної кислоти добули 1064 мл водню (н. у.). Який відносний вихід цього газу?
83. Унаслідок реакції в суміші 9,2 г етанолу з достатньою кількістю етанової кислоти утворилося 11 г естеру. Обчисліть відносний вихід естеру.
84. Під час реакції купрум(II) оксиду з воднем добуто 12,8 г міді. Відносний вихід металу становив 94 %. Яку масу оксиду було взято?
85. Знайдіть масу ферум(III) гідроксиду, яку добули із 8 г ферум(III) оксиду, якщо відносний вихід гідроксиду склав 87 %? Які реакції ви здійснили б у такому експерименті?

¹ Слово походить від грецьких слів stoicheion — основа і metreō — вимірюю.

86. Яку масу хлоридної кислоти з масовою часткою хлороводню 35 % добуто в результаті реакції 1,17 кг натрій хлориду з достатньою кількістю концентрованої сульфатної кислоти, якщо відносний вихід хлороводню становив 80 %?
87. Під час пропускання кисню через спеціальний прилад (озонатор) частина цього газу перетворилася на озон O_3 . Об'ємна частка озону в добутій суміші газів кисню й озону становила 8 %. Яким був відносний вихід озону?
88. Після реакції в суміші азоту з трикратним об'ємом водню і приведення добутої суміші газів до початкових умов зафіксовано зменшення об'єму на 15 %. Обчисліть відносний вихід амоніаку.

12 Гідроліз солей

Матеріал параграфу допоможе вам:

- пригадати відомості про гідроліз органічних речовин;
- дізнатися про гідроліз солей певного типу;
- зрозуміти, які чинники впливають на процес гідролізу;
- прогнозувати характер середовища водного розчину солі.

При вивченні властивостей органічних речовин ви дізналися, що за певних умов жири, вуглеводи, білки зазнають *гідролізу*¹, тобто взаємодіють з водою. Такі процеси відбуваються при нагріванні й наявності кислоти або луку, а в живих організмах — за участю ферментів. Під час гідролізу жирів утворюються гліцерин і карбонові кислоти, сахароза за дії води перетворюється на глюкозу і фруктозу, а кінцевими продуктами гідролізу білків є амінокислоти:

білок → поліпептиди → дипептиди → амінокислоти.

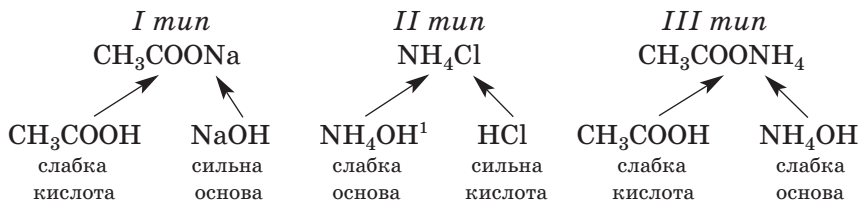
¹ Термін походить від грецьких слів *hydor* — вода і *lysis* — розклад.

Гідроліз солей відрізняється від гідролізу органічних речовин, оскільки відбувається в гідратованих йонах, що утворюються під час розчинення солі у воді.

Катіони металічних елементів сполучаються з молекулами води ковалентним зв'язком за донорно-акцепторним механізмом. Донором слугує атом Оксигену молекули H_2O з двома неподіленими парами електронів, а акцептором — катіон металічного елемента, який має вільні орбіталі. Аніони з'єднуються з молекулами води водневим зв'язком.

У гідратних оболонках деяких йонів за дії катіона чи аніона солі ковалентний зв'язок у молекулі води $H-OH$ руйнується. В одному випадку йон H^+ , що утворюється при цьому, сполучається з аніоном солі, а йон OH^- надходить у розчин. В іншому випадку відбувається протилежне — йон OH^- з'єднується з катіоном солі, а в розчині з'являється йон H^+ . Такою є суть гідролізу солей, унаслідок якого в розчинах виникає лужне або кисле середовище.

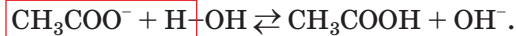
Залежно від особливостей гідролізу виокремлюють три типи солей (за їх походженням):



Гідроліз солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою. Розглянемо взаємодію з водою натрій ацетату CH_3COONa . Водний розчин цієї солі містить йони Na^+ і CH_3COO^- . Частина ацетат-іонів (вони похо-

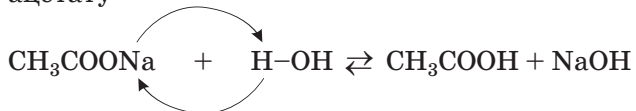
¹ Це — спрощений запис амонійної основи, який використовува- тимемо для пояснення гідролізу солей амонію. Зазвичай формулу сполуки записують як $NH_3 \cdot H_2O$ (§ 19).

дять від слабкої кислоти) взаємодіє із молекулами води з утворенням молекул кислоти:



Йони OH^- , що накопичуються в розчині натрій ацетату, забарвлюють індикатор у відповідний колір. Отже, середовище розчинів таких солей визначається сильним електролітом, від якого походить сіль. *Розчин солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою, має лужне середовище* (значення $\text{pH} > 7$).

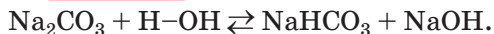
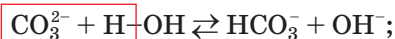
З молекулярного рівняння гідролізу натрій ацетату



впливає, що *гідроліз солі можна класифікувати як реакцію обміну між сіллю і водою*.

Взаємодія натрій ацетату з водою є оборотною реакцією, оскільки серед реагентів і продуктів наявні слабкі електроліти — вода і оцтова кислота. Відповідна хімічна рівновага зміщена в бік утворення слабшого електроліту — води. Прямою реакцією є реакція гідролізу, а зворотною — реакція нейтралізації.

Гідролізу зазнає також сіль Na_2CO_3 , яка походить від слабкої двохосновної карбонатної кислоти. Водний розчин цієї солі, як і натрій ацетату, має лужне середовище (мал. 16). Відповідні йонно-молекулярне та молекулярне рівняння:



Зверніть увагу: середня сіль перетворюється на *кислу сіль*, а не на кислоту¹. Кислі солі, на відміну від середніх солей, містять гідрогеновмісні аніони: KHS , $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$, NaH_2PO_4 . Докладно про ці сполуки йтиметься в § 27.

Цікаво знати
За звичайних умов в 1% -му розчині натрій ацетату відбувається гідроліз менш ніж 0,01% солі.

¹ Друга стадія гідролізу натрій карбонату ($\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$) майже не відбувається.

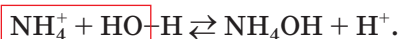


Мал. 16.
Забарвлення
універсального
індикатора у водному
розчині натрій
карбонату

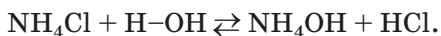


Мал. 17.
Забарвлення
універсального
індикатора у водному
розчині амоній
хлориду

Гідроліз солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою. До солей цього типу належить амоній хлорид NH_4Cl . Розчин сполуки містить катіони NH_4^+ і аніони Cl^- . Невелика частина йонів амонію (вони походять від слабкої амонійної основи) взаємодіє з молекулами води, а в розчині з'являються йони H^+ (мал. 17):



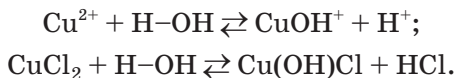
Молекулярне рівняння гідролізу амоній хлориду:



Отже, розчин солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою, має кисле середовище (значення $\text{pH} < 7$).

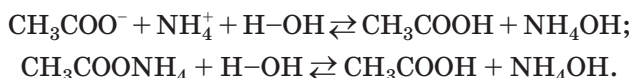
► У водному розчині якої солі — Na_2S чи NH_4NO_3 — значення pH менше 7?

Гідроліз солей, які містять дво- або тризарядні катіони металічних елементів, має певні особливості. При взаємодії з водою, наприклад, солі CuCl_2 одним із продуктів реакції є так звана основна сіль:



Ця сіль складається з гідроксокатіонів CuOH^+ і аніонів Cl^- ; її назва — гідроксокупрум(II) хлорид. Оскільки рівновага зміщена ліворуч, із водою взаємодіє незначна частка купрум(II) хлориду, а мала кількість солі Cu(OH)Cl , яка утворюється, перебуває в розчиненому стані¹.

Гідроліз солей, утворених слабкими основою і кислотою. Розглянемо гідроліз солі такого типу на прикладі амоній ацетату $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Катіони NH_4^+ і аніони CH_3COO^- цієї солі походять від слабких електролітів, тому обидва йони реагують з молекулами води. Рівняння гідролізу цієї солі:



Водний розчин амоній ацетату має нейтральне середовище ($\text{pH} = 7$), оскільки ступінь дисоціації оцтової кислоти й амонійної основи дуже малий і майже однаковий.

Залежно від здатності до дисоціації слабких електролітів *середовище водних розчинів солей, утворених слабкими основою і кислотою, може бути нейтральним, слабколужним або слабкокислим.*

Деякі солі, які походять від слабких основи (амфотерного гідроксиду) і кислоти, зазнають повного й необоротного гідролізу:



Зверніть увагу: в таблиці розчинності (формац II) клітинки таких солей містять знак #. Добути ці сполуки за реакціями обміну у водних розчинах неможливо:

¹ Друга стадія гідролізу купрум(II) хлориду ($\text{Cu(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl}$) не відбувається; осад купрум(II) гідроксиду не утворюється.



Із наведених прикладів взаємодії солей з водою випливає висновок:

гідроліз солі — реакція солі з водою, продуктами якої є сполука оснóвного характеру і сполука кислотного характеру.

Відношення до води солей, утворених сильними основою і кислотою. Сполуки цього типу складаються з катіонів і аніонів, які не вступають у хімічну реакцію з водою (це впливає з матеріалу, викладеного в параграфі). Тому солі NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, LiI та багато інших *не зазнають гідролізу. Водні розчини цих солей нейтральні.*

Для того щоб перевірити поведінку солей у водному розчині, проведіть такий дослід.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

Визначення рН водних розчинів солей за допомогою індикатора

Випробуйте водні розчини натрій хлориду, натрій ацетату, амоній хлориду та амоній ацетату за допомогою універсальних індикаторних папірців.

Запишіть приблизне значення рН розчину кожної солі, використавши шкалу рН на упаковці універсального індикатора.

Багато солей лише частково взаємодіють з водою. Їх гідролізом зазвичай нехтують, здійснюючи різні реакції в розчинах.

Вплив зовнішніх умов на перебіг гідролізу. Оскільки гідроліз є, як правило, оборотним процесом, то чинники, що впливають на стан хімічної рівноваги (§ 10), діють і в разі взаємодії солі з водою. Згідно з принципом Ле Шательє, дода-

вання води (розбавлення розчину) або підвищення температури зміщує рівновагу в бік прямої реакції — гідроліз солі посилюється (це — ендотермічна реакція). І навпаки, гідроліз послабиться, якщо додати в реакційну суміш один із його продуктів — кислоту або луг, а також знизити температуру.

Гідроліз солей у ґрунті. Малі кількості деяких солей містяться в ґрунтовому розчині. Їх гідроліз незначною мірою впливає на рН ґрунту. Наприклад, солі Натрію та Калію, що походять від органічних кислот, сприяють створенню слабколужного середовища в ґрунтовому розчині, а сульфати Алюмінію та Феруму дають свій внесок у підкислення ґрунтів.

ВИСНОВКИ

Гідроліз солі — реакція обміну солі з водою з утворенням сполуки оснóвного характеру і сполуки кислотного характеру. З водою взаємодіють солі, які походять від слабких основ або/і слабких кислот. Середовище водних розчинів солей може бути кислим, лужним або нейтральним.

Гідроліз більшості солей — оборотна реакція; хімічна рівновага зміщена ліворуч, у бік утворення води.



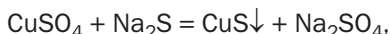
89. У чому полягає суть гідролізу солі?
90. У наведеному переліку виберіть формули солей, що зазнають гідролізу: BaCl_2 , KNO_3 , HCOONH_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_3 .
91. Укажіть правильну відповідь щодо кількості йонів у водному розчині ферум(II) сульфату і поясніть ваш вибір:
 - а) катіонів Fe^{2+} менше, ніж сульфат-іонів;
 - б) сульфат-іонів менше, ніж катіонів Fe^{2+} ;
 - в) йонів Fe^{2+} та SO_4^{2-} — однакова кількість;
 - г) йонів H^+ та OH^- — однакова кількість.

92. Який зовнішній ефект чи його відсутність свідчить про те, що йон CO_3^{2-} при гідролізі натрій карбонату сполучається з одним йоном H^+ , а не з двома?
93. Запишіть замість крапок у йонно-молекулярних рівняннях формули відповідних йонів:
- а) $\text{Al}^{3+} + \text{H}-\text{OH} \rightleftharpoons \dots + \dots$;
 б) $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}-\text{OH} \rightleftharpoons \dots + \dots$.
94. Складіть по два молекулярних рівняння, які відповідають кожному йонно-молекулярному рівнянню:
- а) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$;
 б) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$.
95. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу таких солей:
- а) барій ацетату;
 б) плумбум нітрату.
96. Випишіть формули кількох солей, для яких не можна визначити розчинність через їх гідроліз (знайдіть у таблиці розчинності знаки «#»). Поясніть, чому кожна сіль взаємодіє з водою.

для допитливих

Про винятки із правила

Чи всі солі, що походять від слабких основ або слабких кислот, зазнають гідролізу? Виявляється, що не всі. Якщо до розчину купрум(II) сульфату додати розчин натрій сульфіді, то утворюється чорний осад купрум(II) сульфіді



а не блакитний осад купрум(II) гідроксиду $\text{Cu}(\text{OH})_2$, який був би одним із продуктів повного гідролізу солі CuS .

Серед солей, утворених слабкими основами і слабкими кислотами, є багато мінералів — карбонати (наприклад, PbCO_3 , FeCO_3), сульфіді (SnS_2 , CoS та ін.), силікати (MnSiO_3 , Zn_2SiO_4 тощо). Протягом мільйонів років вони контактували з водою, вологим повітрям, але не зазнали гідролізу й залишилися незмінними.

Причиною стійкості до води деяких солей, утворених слабкими основами і слабкими кислотами, є їхня надзвичайно мала розчинність. Мізерна концентрація йонів у розчині такої сполуки, що є значно меншою за концентрацію йонів H^+ і OH^- у воді, не призводить до гідролізу (відповідна хімічна рівновага повністю зміщена в бік утворення солі). Додаткові приклади солей з аналогічними властивостями ви можете знайти в таблиці розчинності.

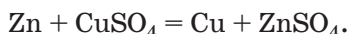
13 Гальванічний елемент — хімічне джерело електричного струму

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про хімічні джерела струму;
- зрозуміти, чому в гальванічному елементі виникає електричний струм.

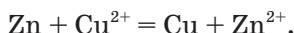
Вам відомі реакції, які називають окисно-відновними. Під час їх перебігу одні частинки (атоми, молекули, йони) втрачають електрони, а інші їх приєднують. До окисно-відновних реакцій належать, зокрема, реакції металів із солями.

Якщо занурити цинкову пластинку в розчин купрум(II) сульфату, почнеться реакція



Цинк поступово «розчинятиметься», а мідь осаджуватиметься на пластинці, а можливо, й осипатиметься з неї на дно посудини. Про такі реакції нерідко кажуть, що більш активний метал «витісняє» із солі менш активний.

Йонно-молекулярне рівняння цієї реакції:

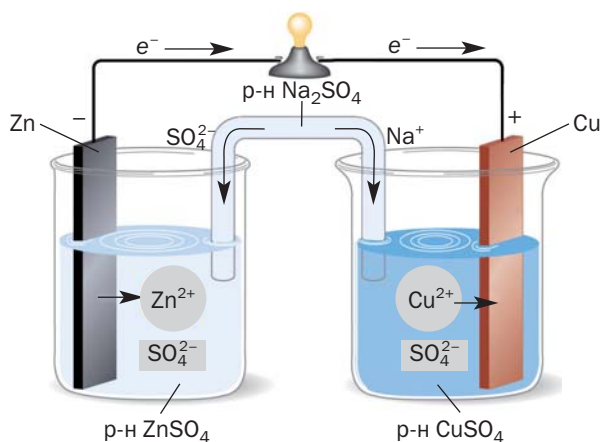


Атоми Цинку виконують роль відновника, віддають електрони й перетворюються на катіони ($\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$). Йони Купрум(II) — окисник; вони приєднують електрони й перетворюються на атоми ($\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$).

- Який процес є окисненням, а який — відновленням?

Англійський хімік Фредерік Деніел (1790—1845) спробував «роз'єднати» обидва процеси — окиснення й відновлення. Він налив в одну посудину розчин цинк сульфату, занурив

у нього цинкову пластинку, а іншу посудину заповнив розчином купрум(II) сульфату і помістив у нього мідну пластинку. Потім учений з'єднав пластинки дротиною, до якої приєднав гальванометр, а в обидва розчини помістив зігнуту трубку («електролітний місток»), заповнену драглеподібною сумішшю, яка містила розчин електроліту — солі лужного елемента (мал. 18). Гальванометр зафіксував появу в дротині електричного струму: електрони від цинку рухалися до міді. Цинк «розчинявся» в розчині цинк сульфату; атоми металу перетворювалися на катіони Zn^{2+} . Маса мідної пластинки зростала внаслідок перетворення йонів Cu^{2+} , які були в розчині купрум(II) сульфату, на атоми міді, які осажувалися на пластинці.



Мал. 18.
Схема гальванічного елемента Деніела (гальванометр замінено на електролампочку)

Описаний пристрій отримав назву *гальванічного елемента*¹. У ньому енергія хімічного перетворення (екзотермічної окисно-відновної реакції) перетворювалася на електричну енергію. Гальванічний елемент Деніела виробляв постійний електричний струм; на цинковій пластинці (аноді) був негативний елек-

¹ Від прізвища італійського вченого Л. Гальвані (1737—1798), який вивчав процеси в живих організмах, пов'язані з електрикою.

тричний заряд, а на мідній (катоді) — позитивний заряд.

Пристрої, які виробляють електричний струм унаслідок перебігу в них окисно-відновних реакцій, називають хімічними джерелами струму.

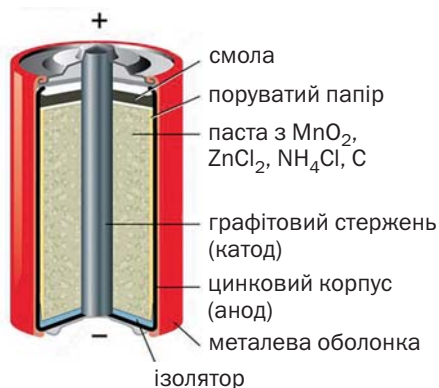
Електролітний місток не лише забезпечує електричний контакт між двома розчинами. Під час роботи гальванічного елемента в розчині солі CuSO_4 зменшується кількість катіонів Cu^{2+} , а в розчині солі ZnSO_4 збільшується кількість катіонів Zn^{2+} . Цей місток підтримує електронейтральність розчинів, постачаючи катіони Na^+ в розчин CuSO_4 і аніони SO_4^{2-} в розчин ZnSO_4 (мал. 18).

Якщо виготовити кілька гальванічних елементів, подібних до елемента Денієла, з однаковими катодами (наприклад, мідними), але різними анодами, то виявимо таку залежність: *чим активнішим є метал анода, тим більшу електричну напругу створює гальванічний елемент*. Тому ряд активності металів часто називають *рядом напруг*.

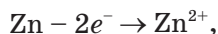
Зрозуміло, що використовувати елемент Денієла на практиці незручно. У XIX ст. було винайдено так звані *сухі гальванічні елементи*. Вони містять не розчини, а пастоподібні (вологі) суміші речовин.

Найпоширенішим серед гальванічних елементів цього типу є манган-цинковий елемент, вперше виготовлений французьким інженером Жоржем Лекланше у 1865 р. Його корпус (мал. 19) зроблений із цинку, який виконує роль анода (це — негативний полюс джерела струму). У середині міститься волога паста з манган(IV) оксиду MnO_2 , цинк хлориду ZnCl_2 , амоній хлориду NH_4Cl і графітового порошку. В пасту занурений графітовий стержень, що є катодом (на ньому — позитивний полюс). Гальванічний елемент герметизовано смолою.

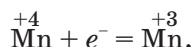
Мал. 19.
Сучасний
варіант
гальванічного
елемента
Лекланше



Під час роботи цього хімічного джерела струму відбуваються такі процеси. Цинк окиснюється:



унаслідок чого корпус гальванічного елемента ізсередини поступово руйнується. На графіті відновлюється Манган за спрощеною схемою



На полюсах елемента Лекланше створюється напруга в 1,5 В. Якщо послідовно з'єднати кілька таких елементів (катод першого елемента — з анодом другого, катод другого — з анодом третього і т. д.), то утвориться батарея. Напруга на її полюсах дорівнюватиме сумі напруг гальванічних елементів.

В останні десятиліття значного попиту набули компактні хімічні джерела струму з тривалим періодом роботи. Більшість із них мають цинкові аноди. У цинк-срібному гальванічному елементі (мал. 20), крім цинку, містяться аргентум(I) оксид Ag_2O і калій гідроксид. Під час його роботи відбувається окисно-відновна реакція



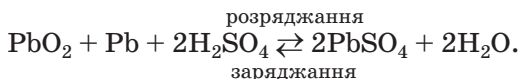
Батарейку можна використати лише один раз. Існують хімічні джерела струму, які

Мал. 20.
Батарейка
для годинника
(збільшено)



періодично заряджають від електричної мережі й використовують знову. Це акумулятори. Вони є в мобільних телефонах, ноутбуках, фотоапаратах, автомобілях.

Найпоширенішими є свинцеві, або кислотні, акумулятори (мал. 21). Їх робота ґрунтується на оборотній реакції



Мал. 21.
Свинцевий
акумулятор



Деякі хімічні джерела струму, вироблені у другій половині ХХ ст., містили сполуки Кадмію, Меркурію, кількох інших елементів, які є токсичними. Нині їх не випускають, а на сучасних батарейках можна побачити позначки «Cd — 0 %», «Hg — 0 %».

У зв'язку з інтенсивним застосуванням хімічних джерел струму набула актуальності проблема їх утилізації. В багатьох країнах, у тому числі в Україні, використані батарейки збирають; контейнери для них розміщують у супермаркетах, закладах освіти (мал. 22). На спеціалізованих підприємствах із батарейок вилучають цинк, деякі сполуки.

Мал. 22.
Контейнер
із відпрацьо-
ваними
батареями



ВИСНОВКИ

Пристрої, які виробляють електричний струм завдяки перебігу в них окисно-відновних реакцій, називають хімічними джерелами струму. До них належать гальванічні елементи. Головними їхніми складниками є активний метал, який виступає відновником, і деякі сполуки-окисники.

Гальванічний елемент є основою батарейки. Інший вид хімічного джерела струму — акумулятор. Завдяки перебігу оборотної окисно-відновної реакції його можна багаторазово заряджати.

Зростаюче використання хімічних джерел струму потребує налагодження сфери їх утилізації.



97. Запропонуйте два гальванічні елементи, подібні до елемента Денієла, в одному з яких нікелевий електрод є катодом, а в іншому — анодом.
98. Що відбудеться, якщо елемент Денієла змінити таким чином: розчинити сульфатів Цинку та Купруму(II) злити в одну посудину і помістити в неї цинковий і мідний електроди? Чи працюватиме такий елемент?
99. Чому, на вашу думку, немає гальванічних елементів типу Лекланше з кальцієвими анодами, адже вони створювали б значно більшу електричну напругу, ніж елементи із цинковими анодами?

100. Початкові маси мідної та цинкової пластинок в елементі Деніела становили по 20 г. Під час роботи елемента маса мідної пластинки збільшилася на 12,8 %. Якою стала маса цинкової пластинки?
101. В елементі Лекланше маса цинку зменшилася на 0,26 г. Яка маса манган(IV) оксиду зазнала хімічного перетворення?

для допитливих

Білки-каталізатори — один із пріоритетів сучасної хімічної науки

Вам відомо, що каталізаторами називають речовини, які пришвидшують хімічні реакції. Серед них є деякі метали, вода, ряд оксидів металічних елементів. Вивчаючи органічні сполуки, ви дізналися про ферменти — каталізатори, що мають білкову природу.

У 2018 р. за винайдення технології «спрямованої еволюції» білкових каталізаторів Нобелівську премію отримала професорка Каліфорнійського технологічного інституту Френсіс Арнольд (мал. 23). Вона розробила зі своїми колегами метод внесення змін у ДНК білків, унаслідок яких клітина виробляє нові ферменти, що можуть виконувати роль каталізаторів різних реакцій.



Мал. 23.
Френсіс
Арнольд

Сфера впровадження результатів досліджень Ф. Арнольд дуже широка — виробництво біопалива і біопального, мийних засобів із біодобавками, фармацевтичних препаратів, інших органічних сполук. «Сконструйовані» білкові каталізатори відкривають перспективу створення нових технологічних процесів, можливості заміни токсичних каталізаторів на безпечні.

4 розділ

Неорганічні речовини та їхні властивості

У цьому розділі розміщено матеріал, який охоплює прості речовини метали і неметали, а також найважливіші сполуки металічних і неметалічних елементів. Приділено увагу хімічним елементам, особливостям електронної будови атомів металічних і неметалічних елементів, поширеності елементів у природі. Крім того, ви дізнаєтесь про сфери застосування металів та їх сплавів, отримаєте інформацію про мінеральні добрива і силікатні матеріали.

14

Неметалічні елементи

Матеріал параграфу допоможе вам:

- пригадати розміщення неметалічних елементів у періодичній системі;
- скласти уявлення про поширеність цих елементів у природі;
- узагальнити особливості електронної будови атомів і йонів неметалічних елементів.

Неметалічні елементи, їх поширеність у природі. Неметалічні елементи розміщені в головних підгрупах III—VIII груп періодичної

системи¹ і займають праву частину її довгого варіанта:

<i>s</i> -елементи			<i>d</i> -елементи										<i>p</i> -елементи																																											
H																	(H)	He																																						
																		Ne																																						
																		Ar																																						
																		Kr																																						
																		Xe																																						
																		Rn																																						
																		Og																																						
<i>f</i> -елементи																																																								
<table border="1" style="width: 100%; height: 40px;"> <tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr> </table>																																																								

На нашій планеті неметалічні елементи більш поширені, ніж металічні. Атмосфера складається переважно з азоту і кисню — простих речовин Нітрогену й Оксигену. У повітрі є домішки інертних газів, водяної пари, вуглекислого газу і деяких інших сполук неметалічних елементів. Головний компонент гідросфери — вода. У ній розчинені гази, які входять до складу повітря, а також солі хлоридної, карбонатної, сульфатної та інших кислот. У літосфері міститься майже 90 хімічних елементів, однак і в ній більш поширені неметалічні елементи. Вони разом із металічними елементами утворюють велику кількість мінералів (мал. 24).

Мал. 24.
Мінерали



флюорит CaF_2



гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



халькозин Cu_2S

¹ Елемент № 1 Гідроген розміщують у першій і сьомій групах.

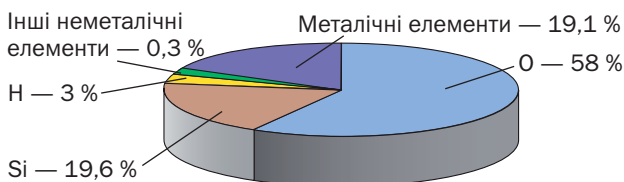
У живих організмах переважають органічні речовини і вода, а це — сполуки неметалічних елементів.

Поширеність хімічних елементів оцінюють, зіставляючи кількості їхніх атомів.

Відношення кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі називають атомною часткою елемента.

Атомні частки виражають у відсотках (мал. 25).

Мал. 25.
Атомні частки елементів у літосфері



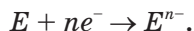
Атоми і йони неметалічних елементів. Зважаючи на електронну будову зовнішнього енергетичного рівня атомів, майже всі неметалічні елементи зараховують до *p*-елементів, а Гідроген і Гелій є *s*-елементами.

► Скільки електронів може перебувати на зовнішньому енергетичному рівні атомів неметалічних елементів? Наведіть приклади.

Цікаво знати

Найпоширеніші елементи у Всесвіті — Гідроген (92 % усіх атомів) і Гелій (7 %).

Характерним для неметалічних елементів є приєднання їхніми атомами електронів до завершення *p*-підрівня зовнішнього енергетичного рівня; внаслідок цього утворюються аніони:



► Запишіть схему перетворення атома Оксигену на йон, використавши електронні формули частинок.

Аніони неметалічних елементів разом із катіонами металічних елементів входять до

складу бінарних йонних сполук — основних і амфотерних оксидів (наприклад, Li_2O , Al_2O_3), солей (NaF , K_2S), деяких інших речовин (CaH_2 , Mg_3N_2).

► Назвіть неметалічний елемент, який утворює не лише аніон, а й катіон.

У молекулах багатьох речовин (H_2 , HF , CO_2 , H_2SO_4 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ та ін.) містяться атоми неметалічних елементів, сполучені ковалентним зв'язком.

► Порівняйте особливості ковалентного зв'язку в молекулах водню та вуглекислого газу.

ВИСНОВКИ

Неметалічні елементи містяться в правій частині довгого варіанта періодичної системи в головних підгрупах III—VIII груп. У природі вони поширеніші за металічні елементи.

Поширеність хімічного елемента визначають за його атомною часткою — відношенням кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі.

Атоми неметалічних елементів здатні приєднувати електрони й перетворюватися на аніони.



102. У якій групі (групах) періодичної системи міститься найбільше неметалічних елементів, а в якій (яких) — найменше?
103. За матеріалами з інтернету та іншими джерелами інформації підготуйте повідомлення про роль Флуору, Йоду і Фосфору в організмі людини.
104. Яку будову — молекулярну чи йонну — має кожна з речовин із такими формулами: LiCl , HCl , NaN , Na_2S , MgO , CO , NF_3 , CaF_2 ?
105. У літосфері на кожні 58 атомів Оксигену припадає 19,6 атомів Силіцію (мал. 25). Обчисліть співвідношення мас Оксигену і Силіцію в літосфері.

106. Елемент Х утворює дві сполуки із Сульфуром, у яких виявляє значення валентності 3 і 5. Масові частки Сульфуру в цих сполуках відносяться як 1 : 1,323. Визначте елемент Х і напишіть хімічні формули сполук.

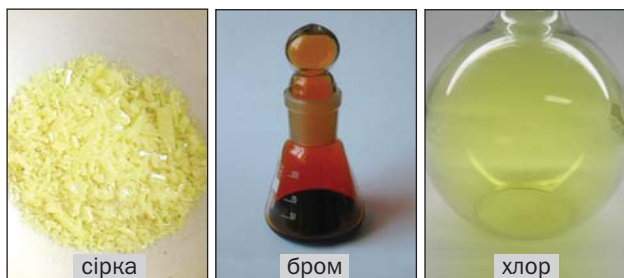
15 Неметали

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати відомості про найважливіші неметали;
- дізнатися про явище алотропії;
- зрозуміти, чим можуть різнитися прості речовини хімічного елемента;
- отримати інформацію про поширеність неметалів у природі.

Неметалічні елементи утворюють прості речовини, загальна назва яких — неметали (мал. 26). Вони здебільшого відрізняються від металів за зовнішнім виглядом, фізичними властивостями, часто — агрегатним станом за звичайних умов. Ці відмінності зумовлені особливостями будови неметалів.

Будова неметалів. Частина неметалів має атомну будову. З окремих атомів складаються інертні гази — гелій, неон, аргон, криптон, ксенон і радон. У графіті, алмазі, силіції, борі, червоному фосфорі атоми сполучені один з одним.



Мал. 26.
Неметали

Інші неметали — молекулярні речовини. Вам відомо, що існують неметали, які складаються із двохатомних молекул. (Назвіть ці речовини.) Більша кількість атомів міститься в молекулах озону O_3 , білого фосфору P_4 , сірки S_8 .

Атоми в неметалах сполучені ковалентними неполярними зв'язками — простими, іноді подвійними, потрійними.

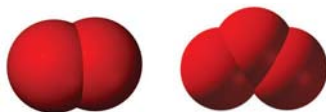
Алотропія. Для деяких неметалічних елементів відомо по дві або більше простих речовин.

Явище утворення елементом кількох простих речовин називають алотропією¹.

Прості речовини одного елемента (їх називають алотропними модифікаціями) можуть різнитися будовою, кількістю атомів у молекулах, способом їх сполучення. Це впливає на фізичні властивості речовин, а в окремих випадках і на їх активність у хімічних реакціях.

Прості речовини Оксигену. Для Оксигену існує дві прості речовини — *кисень* O_2 і *озон* O_3 (мал. 27). Озон, на відміну від кисню, має запах, є отруйним; його температури плавлення і кипіння вищі, ніж кисню. Він виявляє значно більшу хімічну активність.

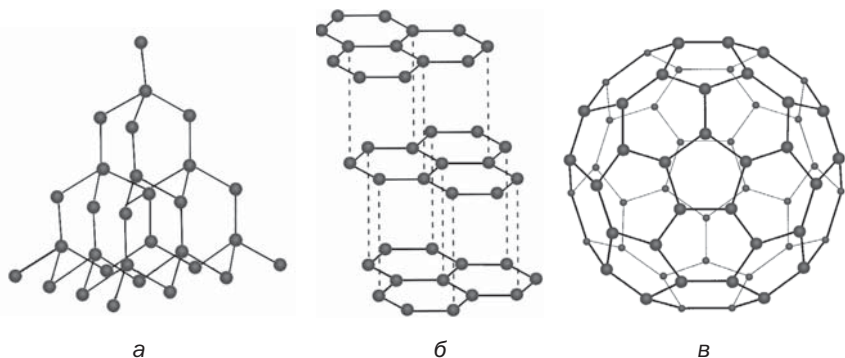
Мал. 27.
Масштабні моделі молекул O_2 і O_3



Прості речовини Карбону. Загальна назва простих речовин Карбону — *вуглець*. Серед них є речовини атомної будови — *алмаз* і *графіт*, а також молекулярна речовина *фулерен* (мал. 28). Молекула фулерену складається із 60 атомів².

¹ Термін походить від грецьких слів *allos* — інший і *tropos* — місце.

² Добуто також прості речовини, молекули яких містять 70 і більше атомів Карбону.



Мал. 28.
Будова простих речовин Карбону:
а — фрагмент кристалічних ґраток алмазу;
б — фрагмент кристалічних ґраток графіту;
в — модель молекули фулерену

Алмаз — безбарвна кристалічна речовина, яка не проводить електричного струму і є найтвердішою серед природних речовин. В алмазі кожний атом Карбону сполучений простими ковалентними зв'язками із чотирма іншими атомами (мал. 28, а).

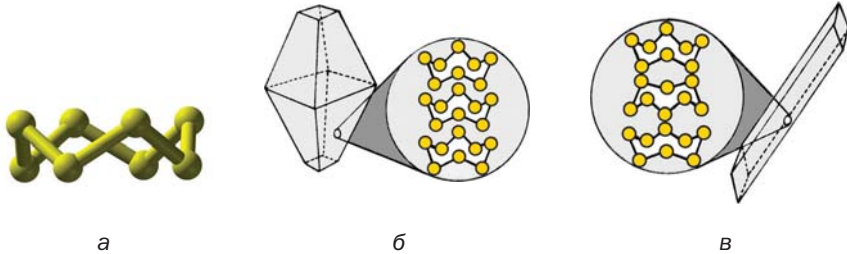
Графіт — темно-сіра речовина зі слабким металевим блиском, яка проводить електричний струм. Графіт має шарувату будову (мал. 28, б). Зв'язок між атомами реалізується лише в шарі, який нагадує бджолиний стільник. Кожний атом Карбону сполучений із трьома іншими атомами простими ковалентними зв'язками за участю трьох валентних електронів. Четвертий електрон переходить від одного атома до іншого в шарі (схожість із електронною системою в молекулі бензену). Такі електрони зумовлюють електропровідність графіту. Завдяки шаруватій будові графіт досить м'який. Коли ми пишемо олівцем, шари атомів Карбону легко відокремлюються один від одного і залишаються на папері.

Молекула фулерену C_{60} нагадує футбольний м'яч, зшитий із 20 шестикутників і 12 п'ятикутників (мал. 28, в).

Іноді до простих речовин Карбону зараховують вугілля, хоча в ньому, крім атомів цього елемента, є ще й інші атоми. Речовину, яка майже повністю складається з атомів Карбону, можна добути нагріванням деревини за

високої температури й відсутності повітря. Деревина поступово обвуглюється, а з реактора виділяються водяна пара і газоподібні речовини з неприємним запахом. Після експерименту залишається порувата речовина чорного кольору — так зване деревне вугілля. Атоми Карбону розміщені в ній хаотично; тому її називають аморфним вуглецем.

Мал. 29.
Кулестержнева модель молекули S_8 (а). Будова кристалів ромбічної (б) і моноклінної (в) сірки



Прості речовини Сульфуру. Цей елемент утворює дві дуже схожі кристалічні прості речовини — моноклінну і ромбічну сірку. У них містяться однакові молекули S_8 , але порядок їх розташування у кристалах речовин різних (мал. 29).

Якщо сірку розплавити, нагріти майже до кипіння, а потім вилити рідину в холодну воду, то вона застигне в масу, що нагадує пластилін. Це — пластична сірка (мал. 30), яка складається із ланцюгових молекул S_4 , S_6 та ін. Із часом такі молекули руйнуються, формуються циклічні молекули S_8 , і пластична сірка поступово перетворюється на тверду й крихку ромбічну сірку.



Мал. 30.
Утворення пластичної сірки

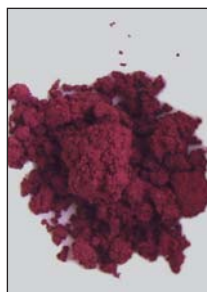
Прості речовини Фосфору. Елемент Фосфор утворює кілька простих речовин. Найважливішими є білий і червоний фосфор. Білий фосфор складається з молекул P_4 , а червоний — зі сполучених між собою атомів (мал. 31). Білий фосфор, на відміну від червоного, має часниковий запах, дуже отруйний і хімічно активніший. При нагріванні на повітрі до $50\text{ }^\circ\text{C}$ він займається, а за звичайних умов окиснюється з виділенням енергії у вигляді світла (тому його зберігають під водою).



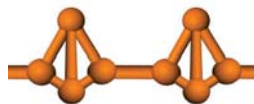
Білий фосфор



Модель молекули P_4



Червоний фосфор

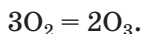


Модель фрагмента будови червоного фосфору

Мал. 31.
Прості речовини Фосфору

Поширеність неметалів у природі. Вам відомо, що азот і кисень — головні компоненти повітря. Воно містить також невеликі кількості інертних газів, серед яких найбільше аргону. У верхніх шарах атмосфери переважають найлегші гази — водень і гелій.

В атмосфері також є дуже малі кількості озону, який зосереджений у так званому озоновому шарі на висоті від 20 до 25 км. Цей газ утворюється із кисню під впливом космічної радіації або електричних розрядів (коли виникають блискавки):



Оскільки молекули озону нестійкі, відбувається зворотна реакція з поглинанням частини ультрафіолетових променів сонячного світла, шкідливої для живих організмів.

Процеси утворення і розкладу озону компенсують один одного. Проте іноді озоновий шар зазнає часткового руйнування. Однією з причин цього є взаємодія озону з речовинами промислового походження. Нині здійснюються заходи, спрямовані на збереження озонового шару.

У літосфері трапляються три неметали — сірка, графіт і алмаз. В Україні є поклади сірки (у Львівській, Івано-Франківській і Тернопільській областях) і графіту (у Кіровоградській і Запорізькій областях).

► Чому, на вашу думку, в природі немає галогенів — фтору, хлору, бромю, йоду?

ВИСНОВКИ

Неметали — прості речовини неметалічних елементів. Деякі неметалічні елементи утворюють по кілька простих речовин, які різняться будовою і фізичними властивостями. Таке явище називають алотропією.

Більшість неметалів має молекулярну будову, а деякі складаються з атомів.

Неметали поширені в природі. Основними компонентами повітря є азот і кисень, у літосфері трапляються сірка, графіт, алмаз.

Невелика кількість озону в атмосфері зосереджена в так званому озоновому шарі й затримує шкідливу частину ультрафіолетових променів сонячного світла.



107. Укажіть твердження, у яких ідеться про галогени-елементи або про галогени як прості речовини:

- а) усі галогени забарвлені;
- б) галогени входять до складу сполук, загальна назва яких — галогеніди;
- в) галогени є активними неметалами;
- г) електронегативність галогенів досить висока.

108. Чим різняться між собою прості речовини: а) Оксигену; б) Карбону?
109. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі S_2 (із таких молекул складається газувата сірка за дуже високої температури).
110. Які властивості графіту зумовлюють його використання на практиці? Поясніть ці властивості речовини, виходячи з її будови.
111. Як можна пояснити те, що білий фосфор виявляє більшу хімічну активність, ніж червоний фосфор? Чи слід чекати на аналогічну відмінність в активності ромбічної та моноклінної сірки?
112. Яка кількість речовини міститься: а) в 0,48 г озону; б) в 4,48 л аргону (н. у.)? (Усно.)
113. Масова частка озону в суміші з киснем становить 7,2 %. Обчисліть об'ємну частку озону в цій суміші.

16

Фізичні властивості неметалів. Адсорбція

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати фізичні властивості деяких неметалів;
- дізнатися про явище адсорбції;
- отримати інформацію про адсорбенти та їх використання.

Фізичні властивості неметалів. Неметали відрізняються один від одного за фізичними властивостями більшою мірою, ніж метали. Це й зрозуміло, бо частина неметалів має молекулярну будову, решта складається з атомів — розрізнених або сполучених разом ковалентним зв'язком, тоді як будова металів ґрунтується на металічному зв'язку.

Для неметалів характерні невисокі температури плавлення і кипіння (винятки — бор, силіцій, графіт, алмаз¹).

¹ Графіт і алмаз не плавляться; за сильного нагрівання й відсутності повітря алмаз перетворюється на графіт, який за температури понад 3700 °С із твердого стану переходить у газуватий.

Прості речовини інертних елементів, азот, кисень, озон, водень, фтор і хлор за звичайних умов є газами, бром — рідиною, а інші перебувають у твердому стані.

► Як можна пояснити те, що температура плавлення броду вища, ніж хлору, а хлору — вища, ніж фтору?

Неметали не проводять електричного струму (назвіть виняток), не розчиняються або слабо розчиняються у воді. Хлор, бром і йод при розчиненні у воді частково взаємодіють з нею, а фтор надзвичайно активно реагує з водою.

Адсорбція. Відомо, що деревне вугілля здатне поглинати молекули газів, а також молекули і йони речовин з розчинів. Ці частинки «заходять» у численні пори вугілля і залишаються там.

Явище поглинання молекул, йонів поверхневим шаром твердої речовини називають *адсорбцією*¹, а речовину — адсорбентом.

В одних випадках поглинені частинки залишаються незмінними (це — фізична адсорбція), а в інших — взаємодіють із частинками адсорбента (хімічна адсорбція). У разі фізичної адсорбції молекули речовин можна видалити з адсорбента, наприклад, нагріваючи його.

Деревне вугілля для збільшення кількості пор обробляють гарячою водяною парою. Отриману в такий спосіб речовину називають *активованим вугіллям*. Його використовують для очищення води, промислових стоків і газових викидів, а також як лікарський засіб при отруєнні (мал. 32).

¹ Термін походить від латинських слів ad — на, біля і sorbere — поглинати.

Мал. 32.
Активоване
вугілля
(лікарський
засіб)



Під час Першої світової війни німецькі війська застосували проти англійських військ отруйний газ хлор. Для захисту від хлору та інших небезпечних для здоров'я газів російський хімік М. Д. Зелінський у 1915 р. винайшов протигаз (мал. 33). Повітря, яким дихає людина у протигазі, проходить крізь шар активованого вугілля, що міститься у спеціальній коробці, й очищується. Протигаз використовують пожежники, працівники служб із ліквідації аварійних ситуацій на промислових об'єктах, при транспортуванні небезпечних речовин.

Мал. 33.
Сучасний
протигаз



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

Дослідження адсорбційної здатності активованого вугілля та аналогічних лікарських препаратів

У три пробірки помістіть по одній пігулці активованого вугілля. У дві пробірки налейте води. В одну з них додайте кілька крапель йодної настоянки, а в іншу — 1—2 краплі розчину брильянтового зеленого (медичний препарат із назвою «зеленка»). У третю

Мал. 34.
Початок
дослід
з виявлення
адсорбційних
властивостей
активованого
вугілля



пробірку налийте дуже розбавлений розчин калій перманганату (мал. 34). Вміст кожної пробірки періодично перемішуйте.

Чи змінюється колір розчинів? Якщо так, то наскільки швидко?

Аналогічний дослід можна провести з лікарськими препаратами, які містять адсорбенти, — лігніном, ентеросгелем.

Цікаво знати
За допомогою адсорбції очищують кров від токсичних речовин. Назва цього процесу — гемосорбція.

У промисловості, крім активованого вугілля, як адсорбенти використовують силікагель, аеросил (обидві речовини є гідратами силіцій(IV) оксиду $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), деякі мінерали, що належать до силікатів — солей силікатних кислот. Речовини з високою адсорбційною здатністю застосовують у різних фільтрах, при ліквідації забруднень водою нафтопродуктами.

Адсорбенти містяться в побутових пристроях для очищення води, засобах для видалення запаху в холодильнику (мал. 35). Пакетики з гранулами силікагелю вміщують у

Мал. 35.
Кульки
з поглиначем
запаху



корпуси наукових приладів для поглинання водяної пари з повітря.

Процеси адсорбції досліджують хіміки в багатьох лабораторіях. Провідною вітчизняною установою в цій галузі є Інститут хімії поверхні НАН України імені О. О. Чуйка. Учені виявили, що йони найкраще поглинаються йонними адсорбентами (цеолітами), а молекули — адсорбентами молекулярної або атомної будови.

ВИСНОВКИ

Неметали здебільшого різняться за фізичними властивостями. Для них характерні невисокі температури плавлення і кипіння, нездатність проводити електричний струм.

Явище поглинання молекул, йонів поверхневим шаром речовини називають адсорбцією. Найважливішими адсорбентами є активоване вугілля, силікагель, деякі силікатні мінерали.



114. Яка можлива причина того, що бор і силіцій мають високі температури плавлення?
115. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про фізичну властивість силіцію, завдяки якій цей неметал використовують в електронній техніці.
116. Чому в рівняннях реакцій за участю вугілля цю речовину позначають символом С, хоча вугілля не є простою речовиною Карбону?
117. Як можна пояснити те, що деякі природні силікати значно краще за активоване вугілля поглинають йони?
118. Змішали однакові маси водню й азоту. Які об'ємні частки газів у цій суміші?
119. У 100 г етанолу при 20 °С розчиняється 27,1 г йоду. Обчисліть масову частку йоду в його насиченому розчині.

17

Хімічні властивості та застосування неметалів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- ▶ дізнатися про характерну роль неметалів в окисно-відновних реакціях;
- ▶ визначати окисник і відновник у реакціях за участю неметалів;
- ▶ отримати інформацію про сфери застосування неметалів.

Хімічні властивості. Неметали мають багато спільних хімічних властивостей. Вони взаємодіють з металами, між собою, зі складними речовинами різних класів. Ці реакції належать до окисно-відновних реакцій.

Неметали як окисники. Оскільки атоми неметалічних елементів здатні приєднувати електрони, то для неметалів характерна роль окисника. Найактивнішими окисниками є прості речовини найбільш електронегативних елементів — фтор, озон, кисень, хлор.

Неметали є окисниками в усіх реакціях з металами. Більшість таких реакцій відбувається з високою швидкістю, виділенням значної кількості теплоти, а іноді з'являється полум'я (мал. 36).

- ▶ Складіть рівняння реакцій літію із сіркою, алюмінію з киснем.

Цікаво знати
За добування й дослідження «найагресивнішого» неметалу фтору французький учений А. Муассан у 1906 р. отримав Нобелівську премію з хімії.



Мал. 36.
Горіння натрію у хлорі

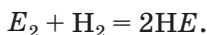
Роль окисника виконують неметали і в реакціях з воднем — простою речовиною Гідрогену, який має досить низьку електронегативність. Атоми Гідрогену в цих хімічних перетвореннях втрачають електрони й виступають відновником.

Цікаво знати

Бор і силіцій не взаємодіють із воднем.

Проте сполуки відповідних елементів із Гідрогеном відомі.

Чим більша електронегативність неметалічного елемента, тим активніше його проста речовина реагує з воднем. Яскравий приклад цієї закономірності — взаємодія галогенів із воднем. Загальне рівняння такої реакції:



Фтор реагує з воднем із вибухом, хлор — з аналогічним ефектом, але при освітленні (у темряві хлор і водень не взаємодіють). Реакції бромю і йоду з воднем відбуваються лише при нагріванні й не призводять до повного витрачання речовин.

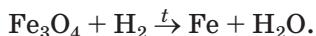
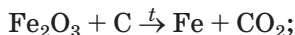
Неметали як відновники. Виявлення відновних властивостей слід очікувати передусім від неметалів, які походять від найменш електронегативних неметалічних елементів, — водню H_2 і вуглецю C . Ці речовини є відновниками у реакціях з галогенами, киснем, сіркою, азотом. Водень, вуглець, чимало інших неметалів горять у кисні або на повітрі. Продукти таких реакцій — оксиди. Якщо неметалічний елемент має змінну валентність, то за нестачі кисню часто утворюється оксид із нижчим ступенем окиснення елемента, а за надлишку кисню — вищий оксид:



Цікаво знати

Водень і вуглець не реагують з оксидами лужних елементів, Барію, Алюмінію.

Водень і вуглець як відновники взаємодіють з оксидами металічних елементів. Відповідні реакції використовують у металургії. На них, зокрема, ґрунтується виробництво заліза. Наводимо схеми деяких реакцій, які здійснюються на металургійних заводах:



► Перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння.

Застосування. Більшість неметалів є важливими для практики. Про галузі використання кисню ви довідалися у 7 класі. Озон і хлор з огляду на їхні бактерицидні властивості застосовують для знезараження води. Хлор є вихідною речовиною у виробництві хлорного вапна, органічних розчинників, засобів захисту рослин від хвороб і шкідників.

Графіт завдяки шаруватій будові слугує змащувальним матеріалом, а його електропровідність дає змогу виготовляти електричні контакти й електроди. Стержні з графіту застосовують у ядерних реакторах. Алмазний порошок використовують у шліфувальних і різальних інструментах (мал. 37). Обробляючи прозорі алмази, виготовляють діаманти.



Мал. 37.
Різальна
машина

Водень є сировиною для хімічної й нафтопереробної промисловості. Силіцій як напівпровідник використовують в електронній техніці, сонячних батареях (мал. 38). Хімічно пасивним газом азотом наповнюють колби електричних ламп. З азоту і водню добувають амоніак, а з нього — нітратну кислоту, азотні добрива. Азот, аргон і гелій використовують у техніці й наукових дослідженнях як інертне газове середовище для запобігання окисненню речовин киснем повітря.

Природна сірка слугує вихідною речовиною у виробництві сульфатної кислоти. Її додають у

Мал. 38.
Сонячні
батареї на
даху будинку



каучук для перетворення його на гуму. Фосфор використовують при виготовленні сірників.

- Розчин якого неметалу є дезінфекційним засобом? Яка назва цього засобу і який розчинник міститься в ньому?

ВИСНОВКИ

Неметали в хімічних реакціях є переважно окисниками. Вони взаємодіють із металами, між собою. Водень і вуглець як відновники реагують з оксидами металічних елементів; за допомогою цих реакцій добувають метали.

Більшість неметалів використовують у техніці, хімічній промисловості.



120. Який неметал у хімічних реакціях є лише окисником? Чи існують неметали, яким притаманні тільки відновні властивості? Відповіді обгрунтуйте.
121. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
- | | |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{a) S} + \text{Li} \xrightarrow{t}$ $\text{Si} + \text{Mg} \xrightarrow{t}$ $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t}$ | $\text{б) N}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t, p}$ $\text{B} + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ $\text{H}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t}$ |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
122. Сірка вступає в реакції з воднем і киснем. Напишіть відповідні хімічні рівняння, складіть схеми окиснення й відновлення. Яку роль виконує Сульфур у кожній реакції?

123. Складіть рівняння реакції фтору з водою, врахувавши, що одним із продуктів є проста речовина, поширена в атмосфері.
124. Вуглець за високої температури реагує з водяною парою. Які речовини мають бути продуктами цієї реакції — CO і H₂ чи CH₄ і O₂? Відповідь обґрунтуйте, наведіть відповідне хімічне рівняння.
125. Складіть рівняння реакцій хлору з калієм, цинком, алюмінієм, силіцієм, фосфором. Зважте на те, що Силіцій і Фосфор у продуктах відповідних реакцій мають найвищі ступені окиснення.
126. Запишіть замість крапок відповідні цифри і слова:
- $$\dots +5 \qquad \dots \qquad \dots$$
- $$I_2 + \dots HNO_3 (\text{конц.}) = \dots HIO_3 + \dots NO_2 \uparrow + \dots H_2O$$
- | | | | |
|----------------------------------------------------|----|--|----------------------|
| $\ddot{N} (\text{окисник}) + \dots e^- = \ddot{N}$ | 1 | | \dots процес |
| $\ddot{I}_2 (\dots) - 2 \cdot 5e^- = \dots I$ | 10 | | \dots процес |
127. Перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння, скориставшись методом електронного балансу:
- а) $Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2 \uparrow$;
- б) $S + H_2SO_4 (\text{конц.}) \rightarrow SO_2 \uparrow + H_2O$.
128. Між двома найактивнішими галогенами можуть відбуватися реакції з утворенням сполук АБ, АБ₃ і АБ₅. Розшифруйте формули сполук, записавши в них символи елементів. Візьміть до уваги, що кожна літера відповідає певному галогену. Поясніть свій вибір.

18

Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати склад і назви сполук неметалічних елементів з Гідрогеном;
- порівнювати і пояснювати фізичні властивості цих сполук.

Склад і назви сполук. Сполуки з Гідрогеном відомі для більшості неметалічних елементів; їх не утворюють лише інертні елементи (табл. 6).

**Формули і назви сполук
неметалічних елементів з Гідрогеном¹**

Періоди	Групи				
	IV	V	VI	VII	VIII
2	C CH ₄ метан	N NH ₃ амоніак	O H ₂ O вода	F HF фтороводень	Ne —
3	Si SiH ₄ силан	P PH ₃ фосфін	S H ₂ S сірководень	Cl HCl хлороводень	Ar —
4		As AsH ₃ арсин	Se H ₂ Se селеноводень	Br HBr бромоводень	Kr —
5			Te H ₂ Te телуководень	I HI йодоводень	Xe —

Скласти формулу сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном досить легко. Значення валентності елемента в такій сполуці становить різницю між числом 8 і числом, що дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій міститься елемент.

► Визначте ступені окиснення елементів 3-го періоду в їхніх сполуках з Гідрогеном².

**Сполуки
неметалічних
елементів
із Гідрогеном
H_nE, EH_n**

Загальна формула сполук елементів з Гідрогеном має два варіанти написання — H_nE і EH_n. Послідовність запису елементів у хімічній формулі кожної сполуки зумовлена традицією: символи елементів VI і VII груп розміщують після символу Гідрогену (H₂S), а символи елементів інших груп — перед ним

¹ Для Карбону, як вам відомо, існує багато сполук з Гідрогеном; їх загальна назва — вуглеводні.

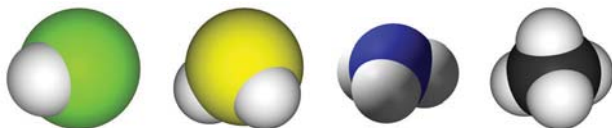
² Скористайтесь таблицею електронегативності елементів (Додаток 1).

(NH_3). Загальні формули сполук неметалічних елементів кожної групи з Гідрогеном указують у деяких варіантах періодичної системи в окремому рядку (форзац I).

Для сполук неметалічних елементів з Гідрогеном частіше використовують тривіальні назви (табл. 6), іноді — хімічні: HF — гідроген фторид, HCl — гідроген хлорид, H_2S — гідроген сульфід тощо.

Будова. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном складаються з молекул (мал. 39); атоми в них сполучені ковалентними зв'язками. Якщо електронегативності елемента і Гідрогену однакові, то ці зв'язки неполярні (наприклад, у молекулі PH_3), а якщо різні — зв'язки полярні.

Мал. 39.
Масштабні моделі молекул HCl , H_2S , NH_3 і CH_4



- Зобразіть електронні та графічні формули молекул HF і SiH_4 . Покажіть у графічних формулах зміщення спільних електронних пар до відповідних атомів.

Якщо позитивні й негативні заряди, що виникли на атомах після зміщення спільних електронних пар, рівномірно розподілені в молекулі, то вона є неполярною (наприклад, молекула CH_4). В іншому випадку молекула в одній частині має невеликий негативний заряд, а в протилежній — позитивний заряд. Така молекула полярна; її називають диполем. Полярними є молекули HF , H_2O , NH_3 (мал. 39) і деякі інші.

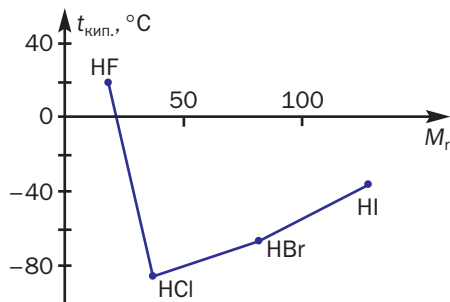
- Доведіть, що молекула води полярна.

Фізичні властивості. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном, подані в таблиці 6,

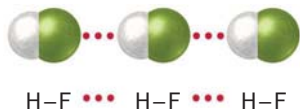
за звичайних умов¹ є газами, а вода — рідиною. Гідроген фторид за температури 19,5 °С переходить із рідкого стану в газуватий. Серед вуглеводнів є гази (сполуки з невеликими відносними молекулярними масами), рідини і тверді речовини.

Температури плавлення і кипіння сполук з Гідрогеном елементів кожної групи періодичної системи зростають зі збільшенням відносних молекулярних мас². Проте сполуки елементів 2-го періоду — вода, амоніак і фтороводень — «випадають» із цієї залежності (мал. 40). Аномально високі температури їх плавлення і кипіння зумовлені існуванням водневих зв'язків між молекулами (мал. 41).

Мал. 40.
Залежність температур кипіння сполук елементів VII групи з Гідрогеном від значень їх відносних молекулярних мас



Мал. 41.
Водневі зв'язки в рідкому гідроген фториді



Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном безбарвні, деякі мають характерний запах — неприємний, іноді різкий. Багато цих речовин є токсичними.

Найбільшу розчинність у воді мають галогеноводні (сполуки галогенів з Гідрогеном) та амоніак. Наприклад, в 1 л води за нормальних умов (0 °С, 760 мм рт. ст.) розчиняється приблизно 500 л газу хлороводню або майже

¹ Тобто за температури 20 °С і тиску 760 мм рт. ст.

² Вам відома аналогічна залежність для алканів C_nH_{2n+2} .

1000 л газу амоніаку. Цьому сприяє утворення водневих зв'язків між молекулами води і цих сполук, а також дисоціація молекул галогеноводнів у водному розчині.

Для підтвердження високої розчинності хлороводню у воді й кислотних властивостей водного розчину цієї сполуки демонструють ефективний дослід. У посудину з водою додають кілька крапель розчину лакмусу або метилоранжу. Хлороводнем наповнюють колбу, додають у неї 1—2 краплі води, швидко закривають пробкою, в яку вставлена скляна трубка, і занурюють кінець трубки в посудину з розчином індикатора (мал. 42). Під час розчинення газу тиск у колбі знижується; рідина заповнює колбу, створюючи фонтан, і набуває червоного забарвлення.



Мал. 42.
Розчинення
хлороводню
у воді
(дослід
«Фонтан»)

Метан дуже слабо розчиняється у воді через неполярність молекул CH_4 , а отже, неможливість утворення ними водневих зв'язків і нездатність до дисоціації.

ВИСНОВКИ

Майже всі неметалічні елементи, крім інертних, утворюють сполуки з Гідрогеном. Їх загальна формула — H_nE або EH_n . Для цих сполук найчастіше використовують тривіальні назви.

Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном мають молекулярну будову. Галогеноводні та амоніак дуже добре розчиняються у воді.



129. Яких значень може набувати індекс n у загальній формулі сполук неметалічних елементів із Гідрогеном?
130. Чому галогеноводні мають високу розчинність у воді?
131. Хлор і гідроген хлорид істотно різняться за розчинністю у воді. Як це пояснити?
132. Чому температура плавлення хлороводню ($-114\text{ }^{\circ}\text{C}$) набагато нижча, ніж натрій хлориду ($+801\text{ }^{\circ}\text{C}$)?
133. Внесіть у таблицю відомості про сполуку з формулою HBr (використайте інформацію з інтернету і додаткової літератури):

Назва сполуки (тривіальна, хімічна)	
Формула молекули (електронна, графічна)	
Фізичні властивості	

134. Скільки сполук неметалічних елементів з Гідрогеном мають молярну масу 34 г/моль ? Напишіть їхні формули.
135. Густина галогеноводню за нормальних умов становить $1,63\text{ г/л}$. Знайдіть за цими даними молярну масу речовини.
136. В 1 л води за нормальних умов розчинили 2 л сірководню. Обчисліть масову частку цієї сполуки в розчині, який утворився.
137. Сполука елемента X з Гідрогеном містить $2,74\%$ Гідрогену за масою. Виведіть її формулу.

19

Хімічні властивості та застосування гідроген хлориду, гідроген сульфідру й амоніаку

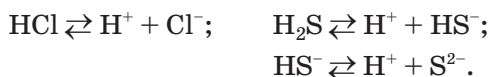
Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати хімічні властивості кислот;
- пояснити рівновагу у водному розчині амоніаку;

- отримати інформацію про використання хлороводню, хлоридної кислоти, амоніаку й сірководню.

Гідроген хлорид, гідроген сульфід і амоніак подібні за фізичними властивостями, однак за хімічними властивостями перші дві сполуки істотно відрізняються від останньої.

Хімічні властивості водних розчинів гідроген хлориду і гідроген сульфід. Розчинені у воді хлороводень і сірководень виявляють кислотні властивості. Завдяки полярним зв'язкам Н-Е молекули цих сполук дисоціюють з утворенням катіонів Гідрогену:



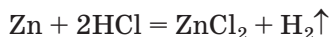
Водний розчин HCl поводить себе як сильна одноосновна кислота (ступінь дисоціації сполуки в розбавленому розчині перевищує 90 %), а розчин H₂S — як слабка двоосновна кислота. Хімічні назви цих розчинів — хлоридна кислота¹, сульфідна кислота.

Концентрована хлоридна кислота є майже насиченим розчином хлороводню. Масова частка сполуки в цьому розчині становить 34—36 %. Із нього постійно виділяється хлороводень, який створює над рідиною задушливий туман.

Гідроген сульфід має значно меншу розчинність у воді. Його масова частка в насиченому розчині за звичайних умов становить лише 0,36 %.

Хлоридна кислота реагує:

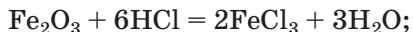
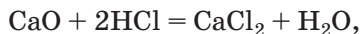
- з металами з виділенням водню



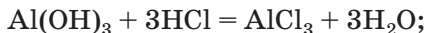
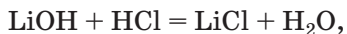
(метали, розміщені в ряду активності праворуч від водню, із хлоридною кислотою не взаємодіють);

¹ Тривіальна назва водного розчину гідроген хлориду — соляна кислота.

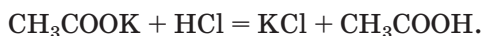
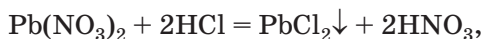
- з основними та амфотерними оксидами



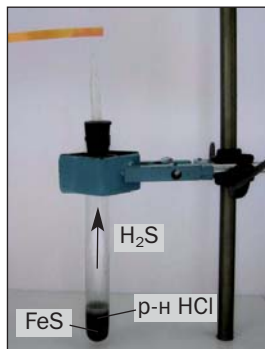
- з основами та амфотерними гідроксидами



- із більшістю солей (мал. 43)



- Складіть йонно-молекулярне рівняння реакції калій ацетату з хлоридною кислотою.

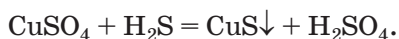


Мал. 43.
Реакція
хлоридної
кислоти
із сіллю

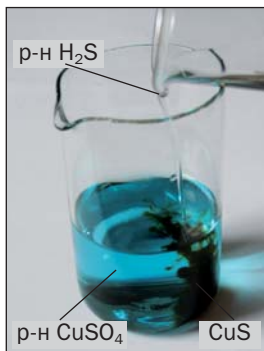
Якщо сильна хлоридна кислота взаємодіє з усіма основами й амфотерними гідроксидами, то слабка сульфідна кислота реагує лише з лугами.

- Складіть рівняння реакції сульфідної кислоти з літій гідроксидом.

При пропусканні сірководню або додаванні сульфідної кислоти у водні розчини солей Купруму(II), Плюмбуму, деяких інших металічних елементів утворюються нерозчинні сульфіди (мал. 44):

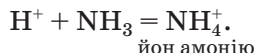


Мал. 44.
Реакція
сульфідної
кислоти
із сіллю



Хімічні властивості водного розчину амоніаку. Водний розчин амоніаку поводитья як дуже розбавлений розчин лугу.

У розчині амоніаку між його молекулами і молекулами води утворюються водневі зв'язки, зокрема $\text{H}_3\overset{\delta^-}{\text{N}} \cdots \overset{\delta^+}{\text{H}}\text{OH}$. Частина таких зв'язків спричиняє відокремлення катіонів H^+ від молекул води, які сполучаються з атомами Нітрогену молекул амоніаку ковалентним зв'язком за донорно-акцепторним механізмом (§ 6):



Аніони OH^- залишаються в розчині, створюючи в ньому лужне середовище.

Реакція амоніаку з водою є оборотною:



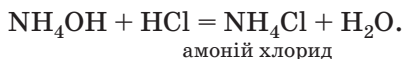
За звичайних умов перетворення зазнає менше 1 % розчиненого амоніаку. Частина газу постійно виділяється з розчину і зумовлює його характерний запах.

Розчин амоніаку іноді називають розчином амонійної основи¹. Її формулу правильно записувати так: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Однак у хімічних

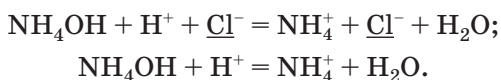
¹ Виділити цю сполуку не вдається; замість неї отримуємо амоніак і воду.

рівняннях використовуватимемо іншу формулу — NH_4OH^1 . Цей запис указує на схожість водного розчину амоніаку з розчинами лугів за хімічними властивостями. Крім формули NH_4OH , вживають і назву гіпотетичної сполуки — амоній гідроксид.

Завдяки основним властивостям розчин амоніаку взаємодіє майже з усіма кислотами. Це — реакції нейтралізації, у результаті яких утворюються солі амонію:



Перетворимо молекулярне рівняння на йонно-молекулярне, враховуючи, що амонійна основа є слабкою (кількість йонів NH_4^+ і OH^- у розчині незначна), а амоній хлорид — розчинною у воді йонною сполукою:



Амоніак може взаємодіяти з хлороводнем і за відсутності води. Часто виконують відповідний дослід, відомий під назвою «Дим без вогню». Одну скляну паличку занурюють у концентрований розчин амоніаку, іншу — в концентровану хлоридну кислоту. Потім палички зближують. З'являється білий дим (мал. 45). Його утворюють дуже дрібні кристалики амоній хлориду — продукту реакції між газами (амоніак і хлороводень постійно виділяються із крапель розчинів, які залишилися на паличках):



Такий самий ефект можна спостерігати, якщо поставити склянки із вказаними розчинами поряд.

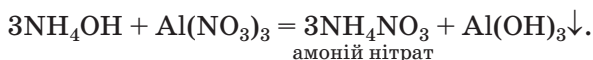
Амоніак у водному розчині взаємодіє з багатьма солями. Реакції відбуваються з утво-

¹ Молекул такого складу не існує.

Мал. 45.
Дослід «Дим
без вогню»



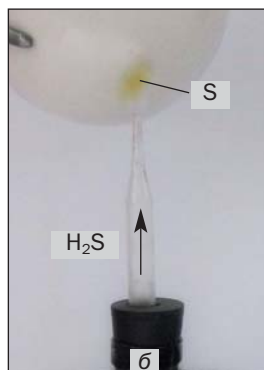
ренням нерозчинної у воді основи або амфотерного гідроксиду:



Реакції сірководню й амоніаку з киснем. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном (крім галогеноводнів) здатні горіти на повітрі або в атмосфері кисню. Це — окисно-відновні реакції. Вам відомо, що при горінні вуглеводнів залежно від кількості кисню можуть утворюватися вуглець, чадний або вуглекислий газ. Аналогічна особливість притаманна горінню сірководню (мал. 46):



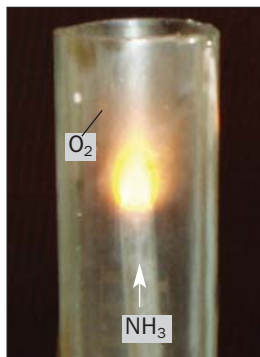
Мал. 46.
Горіння
сірководню:
а — за
достатнього
доступу повітря;
б — за нестачі
повітря



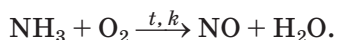
Амоніак горить в атмосфері кисню (але не на повітрі) з утворенням азоту і водяної пари (мал. 47):



Мал. 47.
Горіння
амоніаку
в кисні



Якщо реакція відбувається за наявності каталізатора (платини), то замість азоту утворюється нітроген(II) оксид:

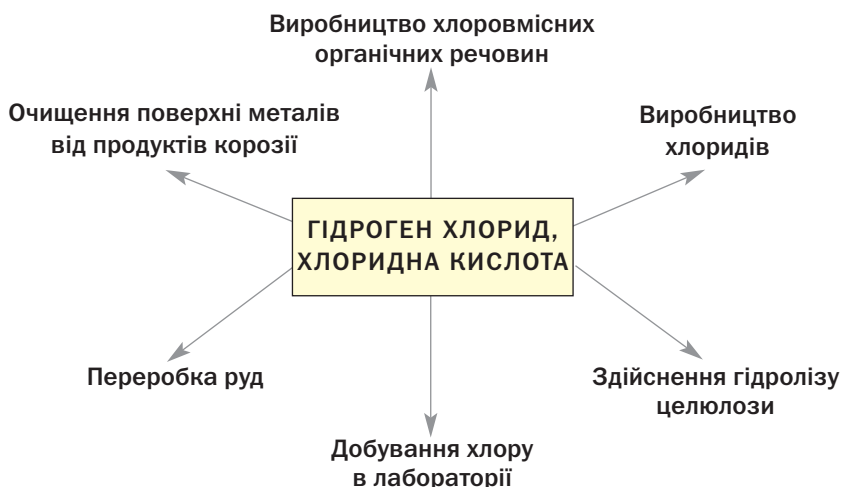


► Перетворіть схеми двох останніх реакцій на хімічні рівняння.

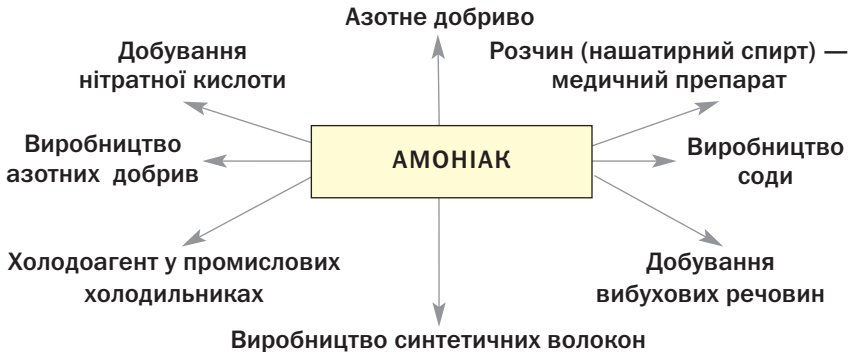
Застосування гідроген хлориду, амоніаку та гідроген сульфїду. Сфери використання гідроген хлориду і хлоридної кислоти, а також амоніаку проілюстровано схемами 3 і 4.

Схема 3

Застосування гідроген хлориду і хлоридної кислоти



Застосування амоніаку



Гідроген сульфід використовують як вихідну речовину в деяких технологічних процесах. Природна вода, яка містить розчинений сірководень, має лікувальні властивості.

ВИСНОВКИ

Водні розчини гідроген хлориду (хлоридна кислота) і гідроген сульфід (сульфідна кислота) поведуться як кислоти, а розчин амоніаку — як дуже розбавлений розчин лугу.

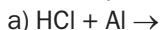
Хлоридна кислота належить до сильних кислот, реагує з металами, основними й амфотерними оксидами, основами й амфотерними гідроксидами, більшістю солей. Сульфідна кислота є слабкою і взаємодіє з лугами, деякими солями.

Гідроген хлорид, хлоридну кислоту, амоніак широко використовують у різних галузях, а сірководень має обмежену сферу застосування.



138. Поясніть, чому хлоридна і сульфідна кислоти істотно різняться за силою.
139. У розчині гідроген хлориду на кожен молекулу сполуки припадає 14 йонів. Обчисліть ступінь дисоціації гідроген хлориду в цьому розчині.

140. Напишіть рівняння таких реакцій:



141. Чому молекула амоніаку сполучається з катіоном Гідрогену?

142. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій між водними розчинами:

а) сірководню і барій гідроксиду;

б) амоніаку і ферум(III) сульфату.

143. Яку масу 10 %-го розчину хлороводню потрібно взяти для реакції з магній оксидом масою 4 г?

144. Який об'єм газу (н. у.) виділиться під час взаємодії достатньої кількості хлоридної кислоти з кальцій карбонатом масою 10 г? (Усно.)

145. Обчисліть об'єм розчину амоніаку з масовою часткою NH_3 10 % і густиною $0,96 \text{ г/см}^3$, необхідний для осадження 26 г алюміній гідроксиду з розчину солі Алюмінію.

20

Оксиди неметалічних елементів

Матеріал параграфу допоможе вам:

- ▶ пригадати склад і назви оксидів;
- ▶ розширити свої знання про будову і властивості оксидів неметалічних елементів;
- ▶ з'ясувати сфери використання цих сполук;
- ▶ дізнатися про вплив на довкілля деяких оксидів.

Склад і назви сполук. Зі сполуками, які називають оксидами, ви докладно ознайомились у 8 класі. Оксиди є бінарними сполуками Оксигену, в яких цей елемент виявляє ступінь окиснення -2 .

Загальна формула оксидів — E_nO_m . Майже всі неметалічні елементи утворюють оксиди (табл. 7). Винятками є Флуор та інертні елементи — Гелій, Неон, Аргон. Для багатьох неметалічних елементів існує по кілька оксидів, а для Бору й Гідрогену — по одному. Най-

Оксиди



більше оксидів утворює Нітроген — N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 .

Таблиця 7

Формули деяких оксидів неметалічних елементів

Періоди	Групи		
	IV	V	VI
2	C CO, CO ₂	N NO, NO ₂	—
3	Si SiO ₂	P P ₂ O ₅	S SO ₂ , SO ₃

Оксиди CO_2 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 називають вищими. У такому оксиді ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, в якій він розміщений. Загальні формули вищих оксидів для елементів кожної групи подано в окремому рядку короткого варіанта періодичної системи (форзац I).

Для оксидів використовують переважно хімічні назви. Якщо елемент утворює кілька оксидів, то після назви елемента в дужках вказують римською цифрою ступінь його окиснення без знака «плюс»: сульфур(IV) оксид, карбон(II) оксид, нітроген(III) оксид, хлор(I) оксид.

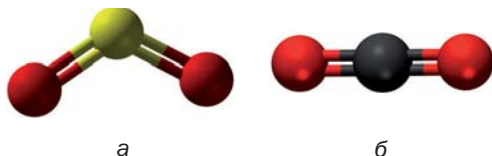
► Дайте хімічні назви вищим оксидам Карбону, Фосфору та Сульфуру.

Деякі оксиди мають ще й тривіальні назви. Серед них — сполуки з формулами CO (чадний газ), CO_2 (вуглекислий газ), SO_2 (сірчистий газ).

Будова сполук. Майже всі оксиди неметалічних елементів складаються з молекул (мал. 48). У них ковалентні зв'язки між атомами є полярними, а самі молекули можуть бути полярними і неполярними.

► Доведіть, що молекула SO_2 полярна, а CO_2 — неполярна. Скористайтеся моделями молекул, наведеними на малюнку 48.

Мал. 48.
Кулестержневі моделі молекул SO_2 (а) і CO_2 (б)

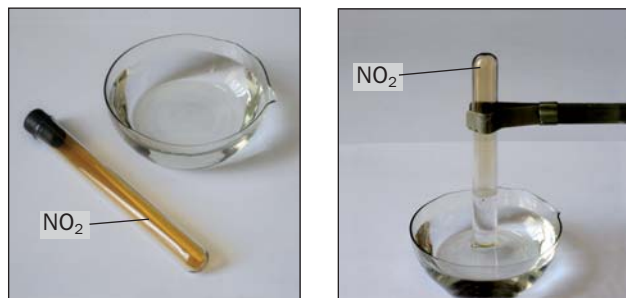


Силіцій(IV) оксид має атомну будову (§ 8, мал. 12).

Фізичні властивості. Оксиди неметалічних елементів за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах. Так, сполуки SO_2 , NO_2 , NO , CO_2 , CO є газами (перші два мають характерні запахи), N_2O_4 — рідина, а оксиди P_2O_5 , SiO_2 — тверді речовини.

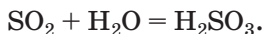
Сполуки SO_2 , SO_3 , NO_2 , CO_2 , P_2O_5 і багато інших оксидів неметалічних елементів розчиняються у воді (мал. 49), взаємодіючи з нею й перетворюючись на кислоти.

Мал. 49.
«Розчинення» оксиду NO_2 у воді

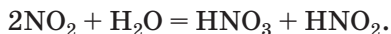


Хімічні властивості. Переважна більшість оксидів неметалічних елементів належить до кислотних оксидів. Оксиди H_2O , CO , N_2O і NO є несолетворними. Вони не реагують із лугами і кислотами з утворенням солей.

Реакції з водою. Ви знаєте, що кислотні оксиди взаємодіють з водою з утворенням кислот:



Нітроген(IV) оксид NO_2 вирізняється тим, що не має «власної» кислоти. Продуктами його реакції з водою є дві кислоти — нітратна і нітритна:

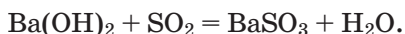
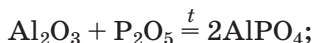
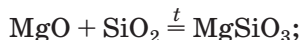


► У чому особливість цієї окисно-відновної реакції?

Кислотні властивості вищих оксидів неметалічних елементів у кожному періоді посилюються зліва направо. Наприклад, оксид SiO_2 не взаємодіє з водою, а P_2O_5 активно вступає в аналогічну реакцію.

Існує ще одна закономірність: чим вище значення валентності неметалічного елемента в оксиді, тим більшою мірою виражені кислотні властивості цієї сполуки. Так, за звичайних умов реакція оксиду SO_2 з водою є оборотною, а оксид SO_3 взаємодіє з нею повністю.

Реакції з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами. Вам відомо, що при взаємодії кислотних оксидів зі сполуками основної або амфотерної природи утворюються солі. Приклади таких реакцій:



Нітроген(IV) оксид, реагуючи з лугом, утворює солі нітратної та нітритної кислот:



Добування. Багато оксидів неметалічних елементів можна добути, здійснивши реакцію між неметалом і киснем. Ці перетворення, як правило, супроводжуються виділенням теплоти, а нерідко й горінням. Не взаємодіють із киснем галогени та інертні гази. Відповідні оксиди добувають за допомогою інших реакцій.

Цікаво знати

Оксид N_2O_4 утворюється з оксиду NO_2 при охолодженні й так само реагує з водою і лугами.

Якщо для елемента існує кілька оксидів, то передбачити, який із них утвориться в результаті реакції неметалу з киснем, не завжди вдається. Продуктом горіння вуглецю на повітрі є вуглекислий газ CO_2 (іноді — з домішкою чадного газу CO), а сірки — сірчистий газ SO_2 (із домішкою оксиду SO_3). Взаємодія азоту і кисню, яка відбувається за дуже високої температури, призводить до утворення нітроген(II) оксиду NO , хоча існують інші оксиди Нітрогену.

Цікаво знати

Оксиди NO , NO_2 , SO_2 і SO_3 — проміжні продукти у виробництві нітратної та сульфатної кислот.

Використання. Деякі оксиди неметалічних елементів набули практичного застосування.

Вуглекислий газ використовують у засобах для гасіння пожеж. Він не підтримує горіння і, будучи важчим за повітря, ізолює від нього предмет або речовину, що горить. Сучасні вогнегасники (мал. 50) містять зріджений карбон(IV) оксид, а в старих вуглекислий газ утворювався під час реакції соди із сульфатною кислотою. Додавання цього газу в повітря теплиць прискорює ріст і досягання ранніх овочів. Вуглекислий газ також використовують для приготування газованих напоїв.

Мал. 50.
Вогнегасник і його застосування



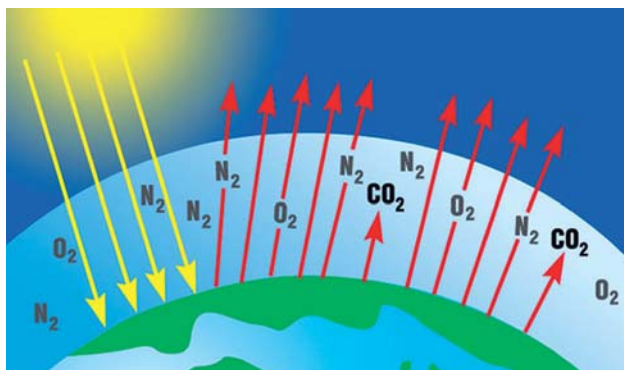
Пісок, який складається переважно із силіцій(IV) оксиду, застосовують у будівництві, виробництві скла, бетону.

Карбон(II) оксид входить до складу горючих газових сумішей і слугує вихідною речовиною для синтезу метанолу CH_3OH . Із фосфор(V) оксиду виробляють ортофосфатну кислоту H_3PO_4 .

Оксиди неметалічних елементів і доквілля. Особливе значення серед оксидів для навколишнього середовища має вода. Ця речовина бере участь у геологічних процесах, змінює рельєф планети, впливає на клімат і погоду. Усі процеси в живих організмах відбуваються у водних розчинах.

Роль карбон(IV) оксиду, або вуглекислого газу, не менш важлива. Сполука разом із водою бере участь у фотосинтезі, регулює тепловий баланс на Землі.

Парниковий ефект. Нагріта Сонцем поверхня нашої планети віддає в космічний простір частину отриманої теплової енергії у вигляді інфрачервоних променів. Вуглекислий газ здатний поглинати ці промені¹ і, незважаючи на малий вміст в атмосфері ($\varphi(\text{CO}_2) \approx 0,04\%$), затримує частину теплоти на Землі (мал. 51). Таке явище називають *парниковим ефектом*. Нині рослини не встигають поглинати у процесі фотосинтезу вуглекислий газ, який виділяють промислові й теплоенергетичні підприємства, автотранспорт. Учені вважають, що потепління на планеті призведе до танення значної кількості льоду в Арктиці й Антарктиді (мал. 52),



Мал. 51.
Схема
парникового
ефекту

¹ Таку властивість мають метан і деякі інші гази (вони є серед домішок у повітрі).

внаслідок чого підвищиться рівень Світового океану, буде затоплено багато територій. Щоб запобігти цьому, потрібно обмежити надходження вуглекислого газу в атмосферу, поступово замінюючи теплову енергетику на альтернативну, зменшувати споживання палива і пального, а також збільшувати площі зелених насаджень.

Мал. 52.
Плакат
про наслідки
глобального
потепління



Негативний вплив на довкілля створюють домішки в повітрі оксидів NO_2 і SO_2 . Вони містяться в газових викидах металургійних, теплоенергетичних підприємств, автотранспорту. Ці оксиди беруть участь в утворенні *смогу* над великими містами і промисловими центрами. Внаслідок їх взаємодії з атмосферною вологою трапляються кислотні опади (§ 21).

Фізіологічна дія оксидів. Більшість оксидів неметалічних елементів токсичні. Чадний газ дуже отруйний. Він не має запаху, і людина його не відчуває. Відомі випадки смертельного отруєння людей чадним газом через погану тягу в будинках із пічним опаленням, а також у гаражах за тривалої роботи автомобільного двигуна.

За одну годину двигун автомобіля може «виробити» від 3 до 6 м³ чадного газу. У сучасних автомобілях вихлопні гази проходять через каталізатори. Завдяки їм відбуваються реакції карбон(II) оксиду і залишків пального з киснем повітря. Продуктами таких реакцій є вуглекислий газ і вода.

Вуглекислий газ не вважають токсичною речовиною. Однак якщо об'ємна частка цього газу в повітрі досягає 0,25 %, людина починає відчувати задуху. Висока концентрація карбон(IV) оксиду може спричинити смерть через зупинку дихання.

ВИСНОВКИ

Майже всі неметалічні елементи утворюють оксиди.

Більшість оксидів неметалічних елементів належить до кислотних оксидів. Вони взаємодіють з водою з утворенням кислот, а також з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами.

Оксиди H_2O , CO , N_2O і NO є несолеутворними.

Вода і вуглекислий газ беруть участь у геологічних і біохімічних процесах, а оксиди Нітрогену і Сульфуру спричиняють кислотні опади.

Деякі оксиди неметалічних елементів широко використовують на практиці.



146. Напишіть по одній формулі оксидів неметалічних елементів різного складу.
147. Яких значень можуть набувати індекси у загальній формулі оксидів?
148. Чому гідроген пероксид H_2O_2 не зараховують до оксидів?
149. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
 - а) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{CO}_2 + \text{MgO} \rightarrow$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{LiOH} \rightarrow$
150. За матеріалами з інтернету або іншими джерелами інформації підготуйте невелике повідомлення про вплив оксидів Нітрогену на організм людини.
151. Який із газів важчий — вуглекислий чи чадний? У скільки разів?
152. Обчисліть середню молярну масу та густину за воднем суміші оксидів Карбону, якщо об'єм чадного газу в ній утричі більший за об'єм вуглекислого газу.
153. На спалювання 3,8 г суміші метану і чадного газу витрачено 10,4 г кисню. Обчисліть маси газів у суміші.

154. Елемент VI групи утворює два оксиди. Один з них містить 50 % Оксигену за масою і має відносну молекулярну масу, що в 1,25 раза менша за відносну молекулярну масу іншого оксиду. Виведіть формули оксидів.

21 Кислоти

Матеріал параграфу допоможе вам:

- ▶ пригадати склад і назви оксигеновмісних кислот;
- ▶ розширити свої знання про хімічні властивості сульфатної та нітратної кислот;
- ▶ зрозуміти причини виникнення кислотних опадів.

Цікаво знати

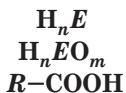
Для таких кислот, як HClO_2 , HClO_3 , відповідних оксидів (Cl_2O_3 , Cl_2O_5) не добуто.

Склад і назви сполук. До класу кислот належить багато сполук — органічних (наприклад, карбонові кислоти $R\text{-COOH}$, амінокислоти $R\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$) і неорганічних (оксигеновмісні та безоксигенові кислоти). Залежно від кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти, які під час хімічних реакцій можуть заміщуватися на атоми (точніше — йони) металічного елемента, розрізняють одно- і багатоосновні кислоти.

- ▶ Укажіть основність кожної з кислот — CH_3COOH , H_2S , HNO_3 , H_3PO_4 .

При розчиненні у воді галогеноводнів, сірководню утворюються безоксигенові кислоти (§ 19); їх загальна формула — H_nE .

Кислоти



Оксигеновмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів. Загальна формула кислот цього типу — H_nEO_m . Формули деяких оксигеновмісних кислот наведено в таблиці 8.

Хімічні назви кислот утворені з двох слів. Другим є слово «кислота», а перше складається з кореня назви елемента, від якого походить

**Формули і назви
деяких оксигеновмісних кислот**

Періоди	Групи		
	IV	V	VI
2	C H₂CO₃ карбонатна	N HNO₃ нітратна	—
3	Si H₂SiO₃ метасилікатна	P H₃PO₄ ортофосфатна	S H₂SO₄ сульфатна

кислота, і суфікса *-ид* або *-ід* (для безоксигенової кислоти), *-ат* (якщо ступінь окиснення елемента в кислоті є для нього максимально можливим), *-ит* або *-ит*:

$\text{H}_2\overset{-2}{\text{S}}$ — сульфідна кислота;

$\text{H}_2\overset{+4}{\text{SO}_3}$ — сульфитна кислота;

$\text{H}_2\overset{+6}{\text{SO}_4}$ — сульфатна кислота.

Якщо у двох кислотах елемент має один і той самий ступінь окиснення, то перше слово назви кислоти містить ще й префікс — *орто-* або *мета-*:

H_3PO_4 — ортофосфатна кислота;

HPO_3 — метафосфатна кислота.

► Назвіть кислоту, в якій Нітроген виявляє ступінь окиснення +3, і запишіть її формулу.

Найважливіші кислоти також мають тривіальні назви; їх найчастіше використовують у промисловості, техніці, економіці, торгівлі, побуті. Кислоту H_2SO_4 називають сірчаною, HNO_3 — азотною, H_3PO_4 — фосфорною, CH_3COOH — оцтовою.

Систематичні назви органічних кислот походять від назв вуглеводнів (метанова кислота, етанова кислота).

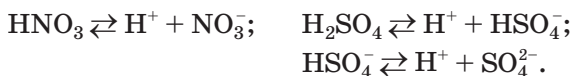
Будова і фізичні властивості. Усі кислоти складаються з молекул. Сульфатна, нітратна, оцтова кислоти — рідини, ортофосфатна, силікатна й амінооцтова — тверді речовини. Карбонатну, сульфітну, нітритну кислоти не добуто; вони розкладаються вже за звичайних умов:



Для кислот характерні невисокі температури кипіння. Неорганічні кислоти, а також карбонові кислоти з невеликими відносними молекулярними масами змішуються з водою в будь-яких співвідношеннях з утворенням розчинів (виняток — нерозчинна кислота H_2SiO_3). Вищі карбонові кислоти у воді не розчиняються.

Хімічні властивості. Кислоти мають спільні хімічні властивості. Вони дисоціюють у водному розчині з утворенням катіонів Гідрогену, взаємодіють з металами, основними та амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, солями.

За здатністю до електролітичної дисоціації кислоти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі (форзац II). Сильними кислотами є, зокрема, нітратна і сульфатна; більшість їхніх молекул розпадається на йони:



Дисоціація сульфатної кислоти за першою стадією в розбавленому розчині відбувається майже повністю, а за другою — частково, однак у йонно-молекулярних рівняннях її за традицією записують сукупністю йонів $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

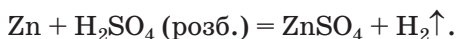
Реакції з металами. Більшість кислот взаємодіє з металами з утворенням солей і виділенням водню. Ви знаєте, що «витіснити» водень із кислот здатні метали, розміщені в ряду активності ліворуч від нього.

Сульфатна і нітратна кислоти взаємодіють майже з усіма металами. Склад продуктів відповідних реакцій залежить від хімічної активності металу і концентрації кислоти в розчині.

Цікаво знати

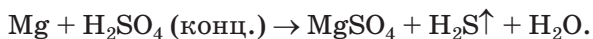
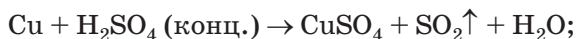
Нітратну кислоту добували і використовували ще алхіміки у XVII ст.

Оскільки метал завжди виступає відновником, то кислота виконує роль окисника й відновлюється. У молекулі $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ можуть відновитися (знизити ступінь окиснення) два елементи — Гідроген і Сульфур. *Якщо з металом взаємодіє розбавлена сульфатна кислота, то відновлюється Гідроген.* Продукти цієї реакції — сульфат металічного елемента і водень:



Із розбавленою сульфатною кислотою не реагують мідь (мал. 53, а), ртуть, золото, платина, інші хімічно пасивні метали.

Якщо реагентом є концентрована сульфатна кислота, то відновлюється Сульфур. Із концентрованою кислотою реагують також метали, які розміщені в ряду активності після водню (крім золота і платини). Чим активніший метал, тим сильніше відновлюється Сульфур. Малоактивні метали відновлюють кислоту до $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$ (мал. 53, б), а дуже активні — до $\overset{-2}{\text{S}}\text{H}_2$:



► Складіть схеми окиснення, відновлення й доберіть коефіцієнти методом електронного балансу.



Мал. 53.
Відношення міді до розбавленої (а) і концентрованої сульфатної кислоти (б)

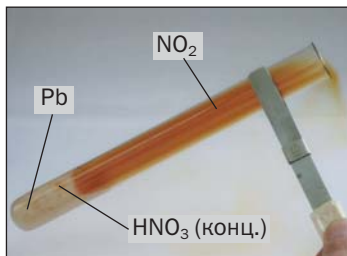
У разі участі в реакції металу середньої активності утворюється сірка або одночасно відбуваються дві реакції — з утворенням H_2S і S чи S та SO_2 .

Нітратна кислота взаємодіє майже з усіма металами, за винятком найпасивніших — золота, платини. Під час цих реакцій *водень не виділяється*. Причина полягає в тому, що атом Нітрогену в ступені окиснення +5, який міститься в молекулі HNO_3 , виявляє більшу здатність приєднувати електрони, ніж атом Гідрогену в ступені окиснення +1. Отже, окисником у нітратній кислоті є Нітроген, а не Гідроген.

Відновлення кислоти HNO_3 може відбуватися до оксидів NO_2 , NO , N_2O , азоту N_2 і амонійного нітрату¹ NH_4NO_3 . Якщо реагентом є концентрований розчин кислоти, то Нітроген незалежно від активності металу відновлюється переважно до ступеня окиснення +4 (мал. 54):



Мал. 54.
Взаємодія концентрованої нітратної кислоти зі свинцем

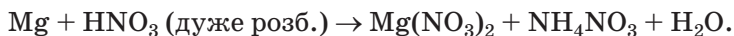
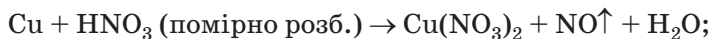


У разі використання розбавленого розчину кислоти її відновлення відбувається як мінімум до нітроген(II) оксиду ($HNO_3 \rightarrow NO$). Чим активніший метал і чим менша концентрація кислоти в розчині, тим істотніше знижується ступінь окиснення Нітрогену². Проілюструє-

¹ Амоніак не утворюється через реакцію $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$.

² Часто утворюються суміші продуктів відновлення Нітрогену.

мо два крайні випадки реакціями з міддю (пасивний метал) і магнієм (активний метал):



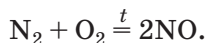
► Перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння.

Реакції зі сполуками основної та амфотерної природи. Сильні неорганічні кислоти (хлоридна, сульфатна, нітратна) взаємодіють з основними оксидами і основами, амфотерними оксидами і гідроксидами. Такі хімічні перетворення вам добре відомі.

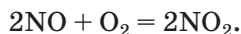
► Складіть рівняння реакцій сульфатної кислоти з купрум(II) оксидом, алюміній гідроксидом.

Кислотні опади. Трапляються випадки, коли дощова вода містить домішки кислот. Молекули кислот з'являються в атмосфері внаслідок хімічних реакцій.

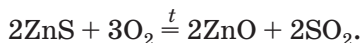
За високої температури, яка досягається при згорянні палива і пального, починають взаємодіяти головні компоненти повітря — азот і кисень:



Нітроген(II) оксид, що утворюється, швидко реагує з киснем за звичайних умов:



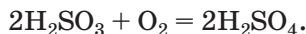
Сульфур(IV) оксид потрапляє в повітря при спалюванні вугілля¹, а також із газовими викидами під час випалювання сульфідних руд:



Оксиди NO_2 і SO_2 взаємодіють з водою, краще якої наявні в атмосфері. Продуктами

¹ Сполуки Сульфуру є домішками у вугіллі.

цих реакцій є нітратна, нітритна і сульфїтна кислоти, а остання ще й окиснюється киснем у сульфатну кислоту:



Невелика кількість цих кислот разом із дощем і снігом потрапляє на земну поверхню.

Кислотні опади завдають значної шкоди довкіллю. Вони зменшують урожаї сільськогосподарських культур, спричиняють різні захворювання у тварин і людей, руйнування будівель і пам'ятників із мармуру (мал. 55) та вапняку, корозію металевих виробів.

Мал. 55.
Наслідки
кислотних
опадів



Запобігти утворенню оксидів Нітрогену можна, знизивши температуру згоряння палива і пального. З метою зменшення викидів сірчистого газу в атмосферу теплоелектростанціями перевагу віддають паливу з меншим вмістом Сульфуру, а відпрацьовані гази очищають від сульфур(IV) оксиду пропусканням крізь водну суспензію кальцій гідроксиду чи розпилюють у них негашене вапно.

ВИСНОВКИ

Оксигеновмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів. Вони складаються з молекул.

Найважливіші оксигеновмісні кислоти — сульфатна H_2SO_4 і нітратна HNO_3 . Це сильні

162. Чому, на ваш погляд, до сполук, які спричиняють утворення кислотних опадів, не зараховують кислотний оксид CO_2 ?
163. Співвідношення мас сульфатної кислоти і води в деякому розчині становить 1 : 7. Обчисліть масову частку кислоти в розчині. (Усно.)
164. У яку масу води потрібно додати 60 г концентрованої сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 98 %, щоб утворився розчин із масовою часткою H_2SO_4 20 %?
165. У результаті взаємодії 5,3 г натрій карбонату з достатньою кількістю нітратної кислоти добуто 8,1 г натрій нітрату. Визначте відносний вихід цього продукту реакції.

22

Розрахунки за хімічними рівняннями в разі надлишку реагенту

Матеріал параграфа допоможе вам:

- визначати, чи повністю речовина вступить у певну реакцію;
- проводити розрахунки за хімічним рівнянням, якщо один із реагентів наявний у надлишку.

Для здійснення деяких реакцій учені або технологи беруть надлишок одного з реагентів, тобто більшу його масу чи об'єм, ніж потрібно за хімічним рівнянням. Це забезпечує достатню швидкість реакції не лише на її початку, а й при завершенні.

Перед проведенням реакції між речовинами з'ясовують, чи достатньо кожної речовини для взаємодії з іншою. Із цією метою виконують відповідний розрахунок за хімічним рівнянням. Якщо виявиться, що один із реагентів наявний у надлишку, то масу (або об'єм) продукту реакції обчислюють за масою (об'ємом) речовини, яка повністю прореагує.

Розглянемо, як проводять розрахунки в разі надлишку одного з реагентів.

ЗАДАЧА 1. Для здійснення реакції взяли 0,92 г натрію і 3,55 г хлору. Обчислити масу натрій хлориду, що утвориться.

Дано:

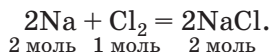
$$m(\text{Na}) = 0,92 \text{ г}$$

$$m(\text{Cl}_2) = 3,55 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо хімічне рівняння:



2. Визначаємо кількості речовини натрію і хлору:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{0,92 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 0,04 \text{ моль};$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{M(\text{Cl}_2)} = \frac{3,55 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}.$$

3. З'ясуємо, чи повністю прореагують речовини.

Згідно з хімічним рівнянням, із натрієм взаємодіє вдвічі менша кількість речовини хлору, тобто 0,04 моль натрію прореагує з 0,02 моль хлору. Отже, не весь хлор вступить у реакцію (його залишок: 0,05 моль – 0,02 моль = 0,03 моль).

4. Знаходимо масу натрій хлориду. Розрахунок здійснюємо за тією речовиною (металом), яка прореагує повністю.

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{Na}) = 0,04 \text{ моль};$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 2,34 \text{ г}.$$

Відповідь: $m(\text{NaCl}) = 2,34 \text{ г}$.

ЗАДАЧА 2. Для добування ферум(II) сульфату за реакцією заліза із розбавленою сульфатною кислотою рекомендують використовувати 10 %-й надлишок кислоти. Обчислити масу кислоти, яка має бути в розчині, необхідному для добування 20 г ферум(II) сульфату.

Дано:

$$m(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ г}$$

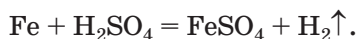
$$\text{надл. H}_2\text{SO}_4 -$$

$$10 \%$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Розв'язання

1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Обчислюємо масу сульфатної кислоти, яка реагує із залізом з утворенням 20 г ферум(II) сульфату.

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

$$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ г/моль}.$$

За хімічним рівнянням із 1 моль кислоти утворюється 1 моль солі, або із 98 г H_2SO_4 — 152 г FeSO_4 ,

а за умовою задачі

$$\text{із } x \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{—} \quad 20 \text{ г } \text{FeSO}_4;$$

$$\begin{aligned} x &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) = \\ &= \frac{98 \text{ г} \cdot 20 \text{ г}}{152 \text{ г}} = 12,9 \text{ г}. \end{aligned}$$

3. Знаходимо масу сульфатної кислоти, яка має бути в розчині з урахуванням її 10 % -го надлишку:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) + \\ &+ 0,1m(\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ прореаг.}) = \\ &= 12,9 \text{ г} + 0,1 \cdot 12,9 \text{ г} = 14,19 \text{ г}. \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 14,19 \text{ г}$.

Відносний вихід продукту реакції (§ 11) визначають за речовиною, яка може повністю витратитися під час хімічного перетворення, а не за тією, що наявна в надлишку.

ЗАДАЧА 3. Після нагрівання суміші 8,8 г кальцій оксиду із 7,1 г фосфор(V) оксиду утворилося 15 г кальцій ортофосфату. Обчислити відносний вихід продукту реакції.

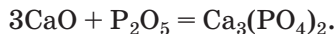
Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{CaO}) &= 8,8 \text{ г} \\ m(\text{P}_2\text{O}_5) &= 7,1 \text{ г} \\ m_{\text{практ.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= \\ &= 15 \text{ г} \end{aligned}$$

$$\eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Складаємо хімічне рівняння:



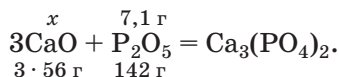
2. З'ясуємо, чи взято надлишок одного з оксидів. Для цього обчислюємо масу кальцій оксиду, яка має прореагувати із 7,1 г фосфор(V) оксиду¹.

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}.$$

¹ Можна розрахувати масу фосфор(V) оксиду, яка має вступити в реакцію з 8,8 г кальцій оксиду.

Робимо підготовчий запис:



За хімічним рівнянням

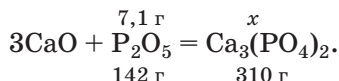
$3 \cdot 56 \text{ г CaO}$ прореагують зі $142 \text{ г P}_2\text{O}_5$,
 $x \text{ г CaO}$ — із $7,1 \text{ г P}_2\text{O}_5$;

$$x = m(\text{CaO}) = \frac{3 \cdot 56 \text{ г} \cdot 7,1 \text{ г}}{142 \text{ г}} = 8,4 \text{ г}.$$

За умовою задачі $m(\text{CaO}) = 8,8 \text{ г}$. Отже, в суміші — надлишок кальцій оксиду.

3. Обчислюємо масу кальцій ортофосфату, яка має утворитися із $7,1 \text{ г}$ фосфор(V) оксиду.

$$M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310 \text{ г/моль};$$



За хімічним рівнянням

зі $142 \text{ г P}_2\text{O}_5$ утворюється $310 \text{ г Ca}_3(\text{PO}_4)_2$,
із $7,1 \text{ г P}_2\text{O}_5$ — $x \text{ г Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;

$$x = m_{\text{теор.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{7,1 \text{ г} \cdot 310 \text{ г}}{142 \text{ г}} = 15,5 \text{ г}.$$

4. Розраховуємо відносний вихід продукту реакції:

$$\begin{aligned} \eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) &= \frac{m_{\text{практ.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{m_{\text{теор.}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \\ &= \frac{15 \text{ г}}{15,5 \text{ г}} = 0,968, \text{ або } 96,8 \%. \end{aligned}$$

Відповідь: $\eta(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 96,8 \%$.

ВИСНОВКИ

Для забезпечення достатньої швидкості деяких реакцій беруть надлишок одного з реагентів.

Задачі на визначення реагенту, наявного в надлишку, або на розрахунок маси чи об'єму продукту реакції за надлишком одного з реагентів розв'язують із використанням відповідних

хімічних рівнянь. Обчислення проводять за продуктом, певна порція якого має утворитися, або за реагентом, який витрачається повністю.



166. Чи достатньо взяти 20 г алюмінію для реакції з киснем, щоб добути алюміній оксид масою 25,5 г?
167. Магній масою 9,6 г спалили в кисні масою 12 г. Яка маса магній оксиду утворилася? Чи залишилася після реакції одна з вихідних речовин? Якщо так, то яка саме? Обчисліть масу її залишку.
168. Яка маса осаду утвориться, якщо до розчину, що містить 0,08 моль ферум(II) хлориду, додати 50 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 16 %?
169. У результаті реакції деякої маси алюмінію з хлором масою 7,1 г утворилося 8,9 г алюміній хлориду. Чи весь хлор прореагував?
170. Під час нагрівання оксиду NO_2 об'ємом 4 л утворився оксид NO об'ємом 2 л і кисень. Обчисліть об'єм кисню. Чи відбулося повне перетворення нітроген(IV) оксиду? Якщо ні, то знайдіть об'єм його залишку.
171. Після змішування зразка негашеного вапна масою 12,5 г з водою масою 10 г утворився кальцій гідроксид масою 14,8 г. Яка масова частка кальцій оксиду в зразку негашеного вапна?
172. У результаті реакції амоніаку з киснем за наявності каталізатора об'єм газової суміші збільшився на 100 мл і було виявлено 600 мл кисню, що не прореагував. Обчисліть масові частки газів у вихідній суміші.
173. До літій гідроксиду масою 6 г додали 60 г 10 %-го розчину гідроген фториду. В результаті експерименту добуто 5,2 г солі. Який відносний вихід продукту реакції?

23

Металічні елементи. Метали

Матеріал параграфу допоможе вам:

- виокремити розміщення металічних елементів у періодичній системі;
- скласти уявлення про поширеність цих елементів у природі;

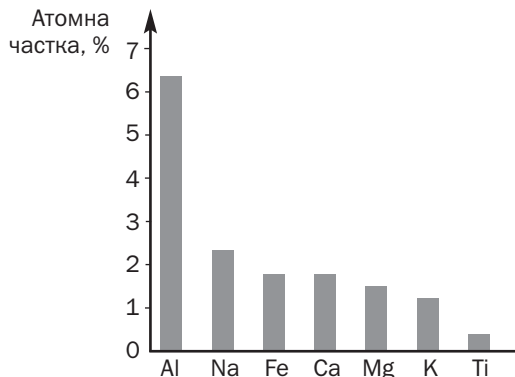
- пригадати особливості електронної будови атомів і йонів металічних елементів;
- отримати нову інформацію про фізичні властивості металів;
- з'ясувати склад і властивості деяких сплавів.

Металічні елементи, їх поширеність у природі. Металічних елементів існує значно більше, ніж неметалічних. До них належать усі *d*- і *f*-елементи, а також *s*-елементи (крім Гідрогену і Гелію) та кілька *p*-елементів. У довгому варіанті періодичної системи металічні елементи займають ліву і центральну частини¹:

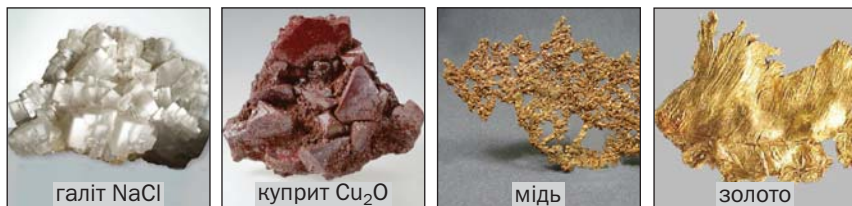
<i>s</i> -елементи		<i>d</i> -елементи										<i>p</i> -елементи						
Li	Be																	
Na	Mg											Al						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po			
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv			
<i>f</i> -елементи																		
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

Найбільше металічних елементів містить літосфера. Найпоширенішим серед них є Алюміній (мал. 56). Елементи, від яких походять активні метали, містяться переважно в хлоридних, карбонатних, сульфатних і силікатних мінералах, інші — в оксидних і сульфідних мінералах. Дуже рідко трапляються самородні мідь, срібло, золото, платина (мал. 57).

¹ Германій, Стий і Полоній, що розміщені біля діагональної ламаної лінії, за деякими характеристиками схожі на металічні елементи, а за іншими — на неметалічні.



Мал. 56.
Атомні частки
найпоширени-
ших металічних
елементів у
літосфері



Мал. 57.
Природні
речовини,
утворені
металічними
елементами

У гідросфері також багато металічних елементів, але у значно менших кількостях. У воді морів і океанів переважає Натрій, а у прісній воді — Кальцій.

Металічні елементи містяться і в живих організмах. Натрій і Калій входять до складу усіх клітин, Магній є у хлорофілі, а Ферум — у гемоглобіні. Сполуки Кальцію становлять неорганічну основу кісток, зубів, яєчної шкаралупи, черепашок.

Атоми і йони металічних елементів. В атомі будь-якого металічного елемента на зовнішньому енергетичному рівні перебуває невелика кількість електронів (як правило, від одного до трьох). Такий атом може віддавати ці електрони й перетворюватися на позитивно заряджений йон (катіон):



- Запишіть схему утворення йона Кальцію з атома, використавши електронні формули частинок.

Здатність атомів металічних елементів втрачати електрони зростає зі збільшенням радіусів атомів: у періоді — справа наліво, а в групі — згори донизу. Типові металічні елементи розміщені в лівому нижньому куті періодичної системи. Серед них — Цезій; його атом найлегше втрачає електрон.

Прості катіони металічних елементів містяться в основних і амфотерних оксидах, основах, солях. Значення зарядів таких йонів для елементів головних підгруп I—III груп збігаються з номерами груп періодичної системи: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} . Подібної закономірності для елементів побічних підгруп немає. Наприклад, елемент I групи Купрум утворює катіони Cu^+ і Cu^{2+} , а елемент VIII групи Ферум — катіони Fe^{2+} і Fe^{3+} .

Атоми деяких металічних елементів можуть утворювати ковалентні зв'язки з атомами неметалічних елементів. Результатом цього є існування складних аніонів (наприклад, MnO_4^-) або молекул (CrO_3).

Метали. Металічні елементи утворюють прості речовини — метали. За звичайних умов вони перебувають у твердому стані (крім ртуті) і є кристалічними речовинами.

Фізичні властивості. Метали схожі за зовнішнім виглядом (мал. 58). Металевий блиск, електропровідність, пластичність — властивості металів, зумовлені металічним зв'язком і наявністю в них делокалізованих електронів (§ 7). Найвищу електро- і теплопровідність мають срібло, мідь, золото, алюміній. Найпластичнішим металом є золото.



Мал. 58.
Найважливіші
метали

Температури плавлення більшості металів перевищують 1000 °С. Метали, які плавляться за нижчої температури (наприклад, свинець, олово, цинк, алюміній), називають легкоплавкими. Найтугоплавкіший метал — вольфрам (т. пл. 3420 °С). Найнижчу температуру плавлення має ртуть (–38,9 °С).

Значення густини металів перебувають у широкому інтервалі — від 0,534 (літій) до 22,5 г/см³ (осмій).

Метали різняться й за твердістю. Найтвердішим є хром; ним можна різати скло. Найм'якші метали — натрій, калій, свинець.

Колір металів звичайно білий або сірий. Золото і цезій мають жовтий колір, а мідь — червоний.

Залізо, кобальт і нікель є феромагнетиками — речовинами, які здатні намагнічуватися в зовнішньому магнітному полі і зберігати такий стан.

Застосування. Найважливішими для практики металами є залізо, алюміній, мідь, цинк. Вони набули широкого використання завдяки стійкості до природних умов і поширеності природної сировини, з якої їх добувають. Золото, срібло, платина — дорогоцінні метали. З них виготовляють ювелірні вироби, прикраси, іноді карбують монети (мал. 59). Ці метали також застосовують у хімічній промисловості, приладобудуванні, електронній техніці.

Сплави металів. Значно частіше за метали використовують їх сплави (табл. 9). Кожний сплав є однорідною сумішшю (твердим розчи-



Мал. 59.
Срібна монета

Деякі металічні сплави

Назва	Склад (масові частки, %)	Назва	Склад (масові частки, %)
Нержавіюча сталь (звичайна)	Fe — 74; Cr — 18; Ni — 8	Дуралюмін	Al — 71—90; Cu — до 13; Zn, Si, Mg — решта
Бронза (звичайна)	Cu — 70—96; Sn — решта	Ніхром	Ni — 77—85; Cr — 15—20; Al — решта
Латунь	Cu — 54—90; Zn — решта	Мельхіор	Cu — 70—80; Ni — решта

ном), яку виготовляють шляхом сумісного сплавлення металів із подальшим охолодженням.

За фізичними властивостями сплави відрізняються від металів, що входять до їх складу. Вони мають, як правило, нижчі температури плавлення порівняно з відповідними металами, а також інші твердість і густину. Однак сплавам, як і чистим металам, властиві металевий блиск, висока електропровідність.

У хімічних реакціях сплави зазвичай поведуться як суміші металів.

Учені добувають і досліджують сплави з метою покращення властивостей металів. Так, звичайне залізо швидко ржавіє, а сплави цього металу із хромом і нікелем дуже стійкі у природних умовах. Для виготовлення ювелірних прикрас використовують не чисті дорогоцінні метали, а їх твердіші сплави з міддю і сріблом. За допомогою припою — сплаву олова зі свинцем — легше паяти (т. пл. припою 180 °С), ніж чистими металами — оловом (т. пл. 232 °С) чи свинцем (т. пл. 327 °С).

Сплави металів використовують у хімічній та харчовій промисловості, літако- і машинобудуванні, техніці, будівництві, монументальному мистецтві, побуті (мал. 60).



Мал. 60.

Використання сплавів: а — обладнання з нержавіючої сталі; б — монумент із бронзи¹; в — вироби з латуні; г — столовий набір із мельхіору

ВИСНОВКИ

До металічних елементів належать усі *d*- та *f*-елементи, *s*-елементи (крім Гідрогену і Гелію) та кілька *p*-елементів.

Металічні елементи поширені у природі.

Атоми металічних елементів можуть втрачати електрони й перетворюватися на катіони. Така їхня здатність зростає зі збільшенням радіусів атомів.

Металічні елементи утворюють прості речовини — метали. Завдяки наявності металічного зв'язку метали проводять електричний струм, мають характерний блиск, більшість із них є пластичними.

Метали та металічні сплави широко використовують у різних галузях.



174. Яких елементів — металічних чи неметалічних — більше у 3-му періоді, 4-му періоді?
175. Назвіть групу періодичної системи, в якій розміщені лише металічні елементи.
176. Запишіть електронні формули атома і йона Берилію.
177. Які фізичні властивості є типовими для металів? Поясніть, чому метали проводять електричний струм.

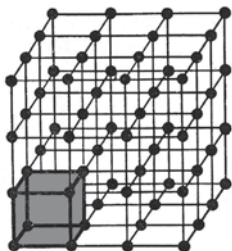
¹ Композиція «Планета Альфреда Нобеля», м. Дніпро.

178. Чому найчастіше використовують не самі метали, а їх сплави?
179. За матеріалами з інтернету або інших джерел інформації підготуйте повідомлення про метал або сплав з особливими властивостями та його застосування.
180. Зразок спеціальної бронзи має такі масові частки металів (у відсотках): Cu — 85, Sn — 9, Zn — 6. Атомів якого елемента у бронзі найменша кількість? Скільки атомів Купруму припадає у сплаві на кожні 10 атомів цього елемента?
181. Порошок силуміну (сплав алюмінію із силіцієм) масою 5 г із масовою часткою силіцію 14 % спалили в надлишку кисню. Обчисліть масові частки оксидів у добутій суміші сполук.

для допитливих

Кристалічні ґратки металів

Вам відомо, що порядок розміщення частинок у кристалі будь-якої речовини описують за допомогою кристалічних ґраток. У них є найменший тривимірний фрагмент, що повторюється в різних напрямках. Укладаючи кожний такий фрагмент упритул до іншого, можна відтворити весь кристал (мал. 61).



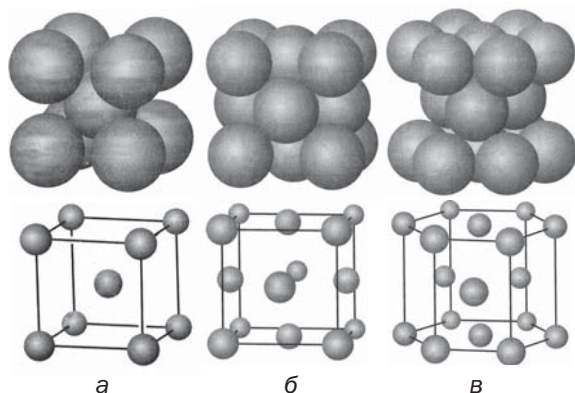
Мал. 61.
Найменший
фрагмент у
кристалічних
ґратках

Найменші фрагменти кристалічних ґраток металів мають форму куба чи шестикутної призми (мал. 62). Існують три основні варіанти розміщення в них катіонів:

- 1) у вершинах і центрі куба (лужні метали, барій, хром, вольфрам та ін.) — мал. 62, а;
- 2) у вершинах і центрах граней куба (алюміній, мідь, срібло, золото, платина та ін.) — мал. 62, б;
- 3) у вершинах і центрах верхньої та нижньої граней шестикутної призми, а також у трьох позиціях усередині призми (магній, берилій, цинк та ін.) — мал. 62, в.

Розміщення катіонів у кристалічних ґратках заліза і деяких інших металів залежить від температури.

Мал. 62.
Фрагменти
кристалічних
ґраток:
а — натрію;
б — міді;
в — магнію



24

Алюміній. Сполуки Алюмінію

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про поширеність Алюмінію в природі;
- розширити свої знання про властивості алюмінію та сполук однойменного елемента;
- з'ясувати сфери застосування алюмінію, оксиду і солей Алюмінію.

Алюміній. Елемент Алюміній¹ розміщений у 3-му періоді в головній підгрупі III групи.

Поширеність у природі. Алюміній — найпоширеніший металічний елемент у літосфері; його атомна частка становить 6,4 %. Разом з Оксигеном і Силіцієм він становить основу неорганічного (мінерального) світу. У природі немає металу алюмінію, але існує дуже багато

¹ Назва елемента походить від латинського слова *alumen* (*aluminis*) — галун. Галун — сполука Алюмінію, яку здавна використовували при фарбуванні тканин і як засіб для припинення кровотечі.

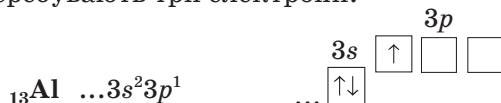
сполук однойменного елемента. Найважливішими мінералами Алюмінію є боксит — суміш сполук із формулами $\text{Al}(\text{OH})_3$ і $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, і каолініт $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (основа глини); іноді трапляється корунд Al_2O_3 (мал. 63).

Мал. 63.
Деякі
мінерали
Алюмінію

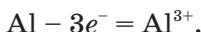


Незважаючи на значну поширеність Алюмінію в літосфері, гідросфера містить його дуже мало, а в рослинах і живих організмах цього елемента практично немає.

Електронна будова атома і йона. На зовнішньому енергетичному рівні атома Алюмінію перебувають три електрони:



Атом легко їх втрачає, перетворюючись на тризарядний катіон:



Катіони Алюмінію є складниками більшості сполук елемента.

► Запишіть електронну формулу йона Алюмінію та зобразіть її графічний варіант.

Проста речовина. Метал алюміній відомий кожному. У світі щороку його виплавляють десятки мільйонів тонн; за обсягом виробництва він посідає друге місце після заліза.

Фізичні властивості. Алюміній — сріблясто-білий метал із температурою плавлення 660°C . Він легкий (його густина становить

2,70 г/см³) і пластичний. З алюмінію витягують дріт, виготовляють тонку фольгу. Цей метал має високу електро- і теплопровідність, утворює з іншими металами легкі й міцні сплави. Найважливіші серед них — дуралюмін (сплав із магнієм і міддю), силумін (сплав із силіцієм), магналій (сплав із магнієм) і авіаль (сплав із магнієм і силіцієм).

Хімічні властивості. Алюміній — дуже активний метал, який трохи поступається магнію.

Реакції з неметалами. Із більшістю неметалів алюміній взаємодіє при нагріванні, а з хлором і бромом — за звичайних умов. У суміші порошок алюмінію та йоду взаємодія починається після додавання однієї-двох крапель води, яка є каталізатором (мал. 64).



Мал. 64.
Реакція
алюмінію
з йодом

► Напишіть рівняння реакції алюмінію з йодом.

Поверхня алюмінію вкрита тонким і прозорим шаром оксиду Al_2O_3 . Це результат реакції металу з киснем повітря за звичайних умов, яка одразу припиняється, бо оксидна плівка, що утворюється, захищає алюміній від подальшої дії кисню.

Реакція з водою. Алюміній не взаємодіє навіть із киплячою водою через наявність на поверхні металу щільної плівки оксиду. Якщо цю

плівку зруйнувати (нанесенням ртуті на метал), то починається реакція алюмінію з водою:

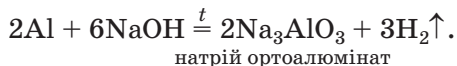


Реакції з кислотами. Алюміній взаємодіє з більшістю кислот, крім дуже слабких (карбонатної, сульфідної, силікатної). Під час реакцій металу з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами виділяється водень. Із концентрованими сульфатною та нітратною кислотами алюміній за звичайних умов практично не реагує; його захищає оксидна плівка. Однак при нагріванні ці кислоти взаємодіють з оксидом Al_2O_3 й відразу — з металом:



► Складіть схеми окиснення, відновлення і доберіть коефіцієнти.

Реакції з лугами. Алюміній перебуває в ряду активності зліва від водню, а оксид і гідроксид Алюмінію — амфотерні сполуки. Сукупність цих чинників уможливорює взаємодію між металом і лугом:

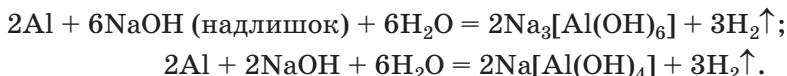


Кислотний залишок у формулі солі відповідає амфотерному гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ як кислоті — H_3AlO_3 .

Наведене рівняння описує реакцію алюмінію з твердим лугом при нагріванні або його розплавом, тобто за відсутності води. Якщо з металом взаємодіє луг у водному розчині (мал. 65), то утворюються розчинні алюмінати $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ і $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$:

¹ Замість сірководню може утворитися сірка або сульфур(IV) оксид.

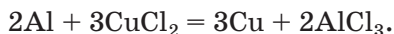
Мал. 65.
Реакція
алюмінію
з лугом
у розчині



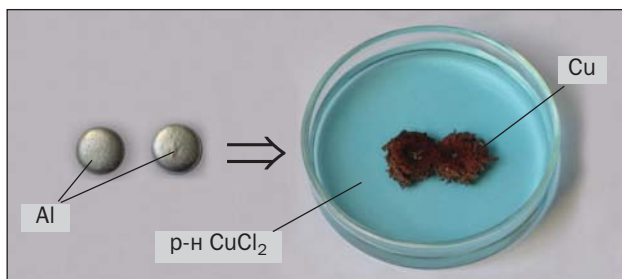
Формули цих солей можна вивести, замінюючи кожний атом Оксигену у формулах Na_3AlO_3 і NaAlO_2 на дві гідроксогрупи¹.

Аналогічно відбуваються реакції з утворенням цинкатів Na_2ZnO_2 , $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ та інших подібних солей, які походять від амфотерних гідроксидів як кислот.

Реакції із солями. Алюміній реагує з розчинами солей, «витісняючи» менш активні метали (мал. 66):



Мал. 66.
Гранули
алюмінію
до і після
реакції
з купрум(II)
хлоридом



Застосування. Завдяки корозійній стійкості, міцності й легкості алюміній та його сплави використовують в авіаційній і косміч-

¹ Сіль NaAlO_2 походить від амфотерної сполуки $\text{AlO}(\text{OH})$ як кислоти — HAlO_2 (інший варіант формули сполуки — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Назва цієї солі — натрій метаалюмінат.

ній техніці, водному й наземному транспорті, будівництві, побуті.

Алюміній також використовують у металургії для добування хрому, мангану, кальцію, ванадію.

З алюмінію виробляють різноманітну тару, пакувальні матеріали (фольгу), «срібну» фарбу (дуже дрібний алюмінієвий порошок). Хоча за електропровідністю алюміній поступається міді, проте значно легший і дешевший за неї. Тому його застосовують в електротехніці.

Оксид і гідроксид Алюмінію. Оксид Al_2O_3 — біла тугоплавка речовина, яка не розчиняється у воді й не взаємодіє з нею. Тонка, прозора й міцна плівка цього оксиду завжди покриває метал алюміній.

Алюміній оксид утворює мінерал корунд. Його цінні різновиди — рубін (містить домішку хром(III) оксиду) і сапфір (містить домішки оксидів Феруму, Титану, Кобальту) (мал. 67).



Мал. 67.
Різновиди
корунду

Оксид Al_2O_3 є амфотерним. Хімічна поведінка цього оксиду залежить від властивостей іншого реагенту. Сполука взаємодіє (як правило, при нагріванні) з кислотними та основними оксидами, сильними кислотами, лугами.

- Складіть рівняння реакції за участю алюміній оксиду, в якій ця сполука виявляє: а) основні властивості; б) кислотні властивості.

Гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ — біла, нерозчинна у воді сполука. Це — типовий амфотерний гідроксид. Він утворюється під час реакції між розчином солі Алюмінію і розрахованою кількістю розчину лугу або амоніаку. Сполука реагує за звичайних умов і з сильними кислотами, і з розчинами лугів.

При нагріванні алюміній гідроксид розкладається на відповідний оксид і воду.

► Напишіть рівняння термічного розкладу алюміній гідроксиду.

Солі. Алюміній утворює солі двох типів. У сполуках AlCl_3 , AlPO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ містяться катіони цього елемента, а в солях NaAlO_2 , $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ він входить до складу аніонів кислотних залишків.

При охолодженні насичених розчинів хлориду, сульфату і нітрату Алюмінію або випаровуванні води з них виділяються безбарвні кристалогідрати $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Солі Алюмінію зазнають гідролізу (§ 12).

► Яким є середовище у водному розчині алюміній хлориду? Відповідь підтвердьте хімічним рівнянням.

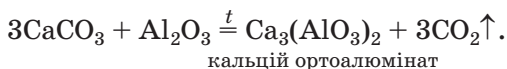
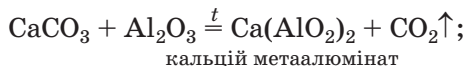
Застосування сполук Алюмінію. Кристалічний оксид Al_2O_3 (корунд) має високу твердість і слугує абразивним матеріалом, а у вигляді порошку є компонентом термостійкої кераміки. Хлорид AlCl_3 використовують як каталізатор у реакціях за участю органічних речовин, а сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ додають у природну воду для її очищення перед відстоюванням, фільтрацією і спрямуванням у систему водопостачання.

Важливими для практики є алюмінати Кальцію. Разом із силікатами Кальцію вони входять до складу цементу (§ 29). Цемент виробляють спіканням вапняку CaCO_3 із

Цікаво знати

Аморфний алюміній оксид використовують як адсорбент у медицині; препарат має назву «алюмогель».

глиною $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ за температури 1500°C . Приклади реакцій, що відбуваються при цьому:



ВИСНОВКИ

Алюміній — найпоширеніший металічний елемент у літосфері.

Алюміній — легкий, пластичний метал, що має високу електро- і теплопровідність. Він реагує з неметалами, кислотами, лугами, розчинами солей.

Оксид і гідроксид Алюмінію — білі, нерозчинні у воді речовини. Це — амфотерні сполуки, які взаємодіють із кислотними та основними оксидами, кислотами і лугами.

Алюміній утворює солі двох типів. Солі одного типу містять катіони цього елемента, а в інших солях (алюмінатах) він наявний в аніонах кислотних залишків.

Алюміній та його сплави використовують у техніці, будівництві, транспорті, побуті. Алюміній оксид слугує абразивним матеріалом, є компонентом термостійкої кераміки. Сполуки Алюмінію застосовують у хімічній промисловості, будівництві, для очищення води.



182. Охарактеризуйте склад атома нукліда Алюмінію-27.
183. Назвіть властивості алюмінію, завдяки яким цей метал використовують на практиці.
184. Напишіть рівняння реакцій алюмінію з киснем, бромом, азотом.
185. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
 - а) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{AlCl}_3 + \dots$;
 - б) $\text{Al} + \dots \xrightarrow{t} \text{K}_3\text{AlO}_3 + \dots$;
 - в) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \dots$;
 - г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \dots$.

186. Складіть рівняння реакції алюмінію з дуже розбавленою нітратною кислотою. Зважте на те, що елемент-окисник зазнає максимального відновлення.
187. Наведіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
188. Якщо злити розчини алюміній хлориду і натрій карбонату, то побачимо утворення осаду (це — алюміній гідроксид) і виділення газу. Поясніть результат експерименту та напишіть хімічне рівняння.
189. Знайдіть масову частку алюміній оксиду в мінералі беміті $\text{AlO}(\text{OH})$.
190. Обчисліть масу Алюмінію в 48,3 г кристалогідрату $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
191. У якому об'ємі води потрібно розчинити 7,5 г кристалогідрату $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, щоб приготувати розчин із масовою часткою безводної солі 7,1 %?
192. Під час взаємодії суміші алюмінію та магнію з надлишком хлоридної кислоти виділилося 8,96 л газу, а при дії надлишку розчину луку на таку саму порцію суміші металів добуто 3,36 л цього газу. Обчисліть масові частки металів у суміші, якщо об'єми газу виміряно за нормальних умов.

25

Ферум. Залізо. Сполуки Феруму

Матеріал параграфу допоможе вам:

- дізнатися про поширеність Феруму в природі;
- з'ясувати будову атома і йонів Феруму;
- розширити свої знання про властивості заліза та сполук Феруму;
- скласти уявлення про сфери використання заліза та сполук Феруму.

Ферум. Елемент Ферум розміщений у 4-му періоді в побічній підгрупі VIII групи.

Поширеність у природі. Ферум — один із найпоширеніших металічних елементів у літосфері; його атомна частка становить 1,8 %.

Відомо дуже багато природних сполук Феруму. Деякі з них слугують сировиною для

виробництва заліза. Це — залізні руди: гематит (або червоний залізняк) Fe_2O_3 , магнетит (магнітний залізняк) Fe_3O_4 , лимоніт (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (мал. 68).

Мал. 68.
Природні
сполуки
Феруму



Україна має потужні поклади червоного залізняку в Криворізькому басейні. Пірит, або залізний колчедан, FeS_2 (мал. 69) для металургії не придатний, оскільки домішка Сульфуру в залізі робить метал крихким. Цю сполуку використовують у виробництві сульфатної кислоти.



Мал. 69.
Пірит

Самородне залізо у природі трапляється дуже рідко.

Невелика кількість катіонів Fe^{2+} міститься у природній воді. Окиснюючись розчиненим киснем, вони перетворюються на йони Fe^{3+} , які осаджуються з води у складі бурого гідроксиду $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Такий відтінок іноді має дно річки чи озера, накуп у чайнику.

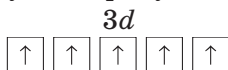
У живих істотах Феруму дуже мало, проте без цього елемента їх існування було б неможливим. Йони Fe^{2+} входять до складу гемо-

глобину крові. Нестача Феруму в організмі призводить до анемії.

Електронна будова атома і йонів. В атомі Феруму містяться 26 електронів (порядковий номер цього елемента — 26), які перебувають на чотирьох енергетичних рівнях (Ферум — елемент 4-го періоду). Електронна формула атома Феруму: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

► Зобразіть графічний варіант електронної формули цього атома.

Атом Феруму порівняно легко втрачає два електрони зовнішнього (четвертого) енергетичного рівня, перетворюючись на йон Fe^{2+} . Він може позбутися ще й третього електрона — одного із d -електронів. У цьому разі утворюється йон Fe^{3+} . У кожній його d -орбіталі перебуває по одному електрону:



Йони Fe^{2+} і Fe^{3+} містяться в сполуках Феруму(II) і Феруму(III).

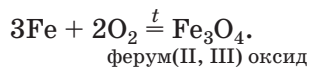
Проста речовина. Залізо — метал, який людина використовує вже кілька тисячоліть. Без заліза і сплавів на його основі не можна уявити розвитку нашої цивілізації.

Фізичні властивості. Залізо — сірвато-сріблястий пластичний метал. Він має густину $7,87 \text{ г/см}^3$, плавиться за температури 1539°C , є феромагнетиком. Цей метал утворює сплави з багатьма металами.

Хімічні властивості. Залізо виявляє в хімічних реакціях достатню активність. Якщо його добути у вигляді дуже дрібного порошку (наприклад, розкладаючи органічні сполуки Феруму), то метал набуває здатності самозайматися на повітрі. Таку властивість речовини називають пірофорністю¹.

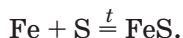
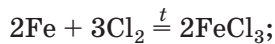
¹ Термін походить від грецьких слів *pyr* — вогонь і *phoros* — той, що несе.

Реакції з неметалами. При нагріванні залізо реагує з багатьма неметалами. Сталеве лезо або пружинка із закріпленим палаючим сірником згоряє в кисні (мал. 70):



Мал. 70.
Реакція заліза з киснем

Залізо горить і в атмосфері хлору (мал. 71), при нагріванні активно взаємодіє із сіркою:



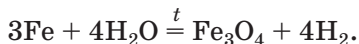
Мал. 71.
Реакція заліза із хлором

Реакції з водою. Якщо залізні опурки або цвях помістити у воду, то з часом на поверхні металу з'явиться іржа. Це — продукт взаємодії заліза з водою і розчиненим у ній киснем. Иржа має змінний склад — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. У хімічному рівнянні її формулу для спрощен-

ня запишемо як $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (цю формулу можна подати і так: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$):

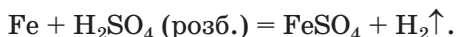


Розжарене залізо взаємодіє з водяною парою:

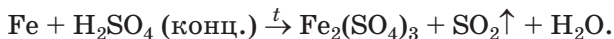


Раніше на цій реакції ґрунтувався промисловий метод добування водню.

Реакції з кислотами. Залізо взаємодіє із хлоридною, розбавленою сульфатною та деякими іншими кислотами з виділенням водню й утворенням солей Феруму(II):



Із концентрованими нітратною та сульфатною кислотами залізо, як і алюміній, за звичайних умов майже не реагує через утворення на поверхні металу хімічно пасивної оксидної плівки. Тому ці кислоти транспортують у залізних цистернах. При нагріванні оксидна плівка взаємодіє з кислотою й відразу в реакцію вступає метал (мал. 72):



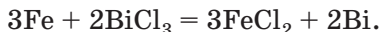
► Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу.

Мал. 72.
Реакція заліза з концентрованою нітратною кислотою

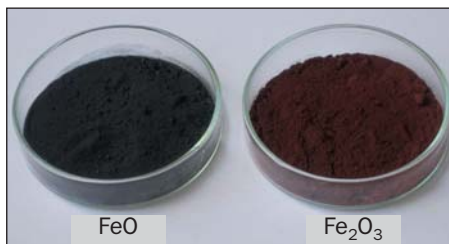


Реакції із солями. Залізо «витісняє» із солей у розчинах менш активні метали — мідь, сріб-

ло, бісмут та ін. При цьому, крім них, утворюються солі Феруму(II), але не Феруму(III):

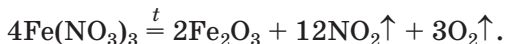


Оксиди Феруму. Ферум утворює три сполуки з Оксигеном: прості оксиди FeO , Fe_2O_3 і подвійний оксид Fe_3O_4 (або $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Це — тверді речовини чорного (FeO і Fe_3O_4) або коричневого (Fe_2O_3) кольору. Докладно розглядатимемо лише прості оксиди (мал. 73).



Мал. 73.
Оксиди
Феруму

Ферум(II) оксид і ферум(III) оксид можна добути термічним розкладом відповідних гідроксидів, деяких оксигеновмісних солей:



Необхідною умовою для добування чистого ферум(II) оксиду є відсутність кисню, інакше сполука реагує з ним, перетворюючись на оксид Fe_3O_4 або Fe_2O_3 .

Прості оксиди Феруму різняться за хімічним характером: FeO — основний оксид, Fe_2O_3 — амфотерний. Вони реагують з кислотними оксидами та кислотами.

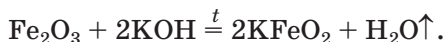
► Напишіть рівняння реакцій: а) між оксидами FeO і P_2O_5 ; б) оксиду Fe_2O_3 із сульфатною кислотою.

Ферум(III) оксид не реагує з розчином лугу. Взаємодія цього оксиду з лугами відбувається

Цікаво знати

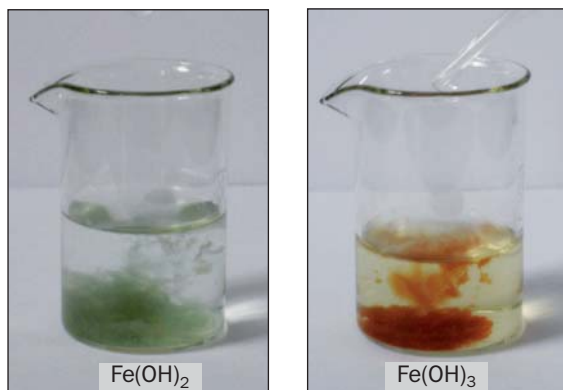
Деякі ферити використовують у техніці як магнітні матеріали.

лише при сплавланні чи спіканні сполук. Продуктами реакцій є солі — ферити:



Гідроксиди Феруму нерозчинні у воді; сполука $\text{Fe}(\text{OH})_2$ має білий колір, іноді із зеленкуватим відтінком, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурий (мал. 74).

Мал. 74.
Гідроксиди Феруму



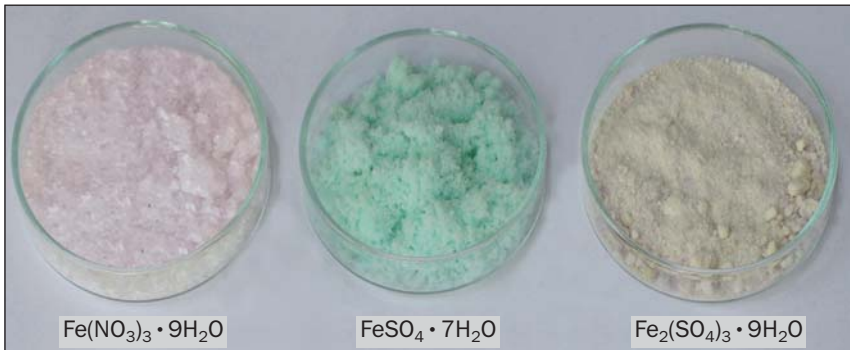
Добути чистий ферум(II) гідроксид за реакцією обміну у водному розчині дуже важко; він досить швидко окиснюється розчиненим у воді киснем повітря й перетворюється на ферум(III) гідроксид:



► Перетворіть схему реакції на хімічне рівняння.

За хімічним характером гідроксиди Феруму подібні до відповідних оксидів: сполука $\text{Fe}(\text{OH})_2$ є основою, а $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — амфотерним гідроксидом, який, однак, майже не реагує з розчином лугу за звичайних умов.

Солі Феруму. Елемент Ферум утворює багато солей. Солі Феруму(II) містять катіони Fe^{2+} , а в солях Феруму(III) цей металічний елемент може перебувати у формі катіонів Fe^{3+} (FeF_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) або бути складником аніонів кислотних залишків (NaFeO_2 , K_3FeO_3).

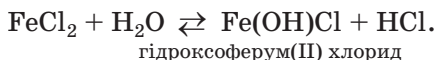


Мал. 75.
Солі Феруму

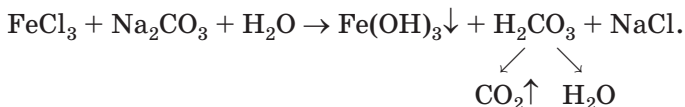
► Чим зумовлене існування двох типів солей Феруму(III)?

Розчинні солі Феруму при випарюванні води з їх розчинів виділяються у вигляді кристалогідратів — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо (мал. 75). Більшість солей Феруму(II) зеленкувато-блакитні, а солі Феруму(III) мають різне забарвлення; зокрема, сполука $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — коричневий, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — білий, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ — блідо-бузковий.

Солі Феруму зазнають гідролізу; їх розчини мають кисле середовище:



Добути деякі солі Феруму(III) через одночасний гідроліз катіонів і аніонів не вдається:



Застосування сполук Феруму. Сполуки Феруму широко використовують на практиці. Оксиди Fe_2O_3 і Fe_3O_4 є сировиною для чорної металургії. Природні гідрати ферум(III) оксиду $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ забарвлені в різні кольори — від жовто-коричневого до бурого; вони слугують пігментами у фарбах — охрі (жовта), залізного сурику та мумії (червоно-коричневі). Подвійний оксид Fe_3O_4 використовують

Цікаво знати
Існує кілька сполук Феруму(VI) — фератів:
 K_2FeO_4 ,
 BaFeO_4 та ін.

як матеріал електродів для електролізу, а також у лужних акумуляторах. Найважливішою сіллю Феруму є залізний купорос (ферум(II) сульфат, гептагідрат) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Сполуку застосовують для консервування деревини, боротьби із хворобами рослин, як відновник і вихідну речовину для добування різних сполук Феруму.

ВИСНОВКИ

Ферум — один із найважливіших металічних елементів. Він належить до *d*-елементів, утворює просту речовину — залізо.

Залізо реагує з більшістю неметалів, кислотами, розчинами багатьох солей, а за наявності води і кисню ржавіє.

Для Феруму відомі оксиди FeO , Fe_2O_3 і Fe_3O_4 . Оксид FeO є основним, а Fe_2O_3 — амфотерним. Гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і $\text{Fe}(\text{OH})_3$ за хімічним характером подібні до відповідних оксидів. Оксиди і гідроксиди Феруму реагують із кислотами, а ферум(III) оксид при нагріванні — ще й із лугами.

Солі Феруму мають різне забарвлення, а розчинні у воді утворюють кристалогідрати.

Оксиди та солі Феруму використовують у багатьох сферах.



193. Запишіть формули мінералів $\text{Fe}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_4)_3$ і $\text{Ca}_3\text{Fe}_2(\text{SiO}_4)_3$ (їх загальна назва — гранати) за допомогою формул відповідних оксидів.
194. Складіть електронні формули катіонів Феруму та зобразіть їх графічні варіанти.
195. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | | |
|------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|
| а) $\text{Fe} + \text{F}_2 \xrightarrow{t}$ | б) $\text{Fe} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ | в) $\text{Fe} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ |
| $\text{FeO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$ | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \xrightarrow{t}$ |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$ |
| $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ | $\text{FeS} + \text{HBr} \rightarrow$ |

196. Вставте замість крапок формули речовин і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:
- а) $\text{FeO} + \dots \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4$; б) $\dots + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3$;
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{FeCl}_3 + \dots$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots \xrightarrow{t} \text{LiFeO}_2$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \dots$; $\text{FeCl}_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$.
197. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FePO}_4$;
б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{FeO}_2)_2 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.
198. Ферум(II, III) оксид реагує з кислотами подібно до суміші простих оксидів Феруму. Складіть рівняння реакцій сполуки Fe_3O_4 з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами.
199. Напишіть рівняння гідролізу нітратів Феруму в молекулярній та йонно-молекулярній формах. Зважте на те, що осад не утворюється.
200. Під час пропускання сірководню у водній розчин ферум(III) хлориду утворюється світло-жовтий осад простої речовини. Складіть рівняння реакції.
201. Виведіть формулу оксиду Феруму, в якому масова частка металічного елемента становить 70 %.
202. Яку масу ферум(III) нітрату потрібно взяти для добування 8 г ферум(III) оксиду?
203. Визначте кількість молекул води у формулі солі $\text{FeCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, якщо масова частка води у сполуці становить 36,2 %.
204. Який об'єм водню виділиться за нормальних умов, якщо до 1,12 г заліза додати 18 г хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 10 %?
205. У розчин купрум(II) сульфату занурили залізну пластинку масою 28 г. Через деякий час маса пластинки збільшилась до 30 г. Обчисліть масу міді, яка виділилась на пластинці. Зважте на те, що утворений метал із пластинки не осипається.

для допитливих

Виведення плями від іржі на тканині

Для того щоб вивести пляму від іржі на тканині, можна використати кислоту, яка реагує з ферум(III) гідроксидом з утворенням розчинної солі. Проте ця кислота не повинна руйнувати волокна тканини й діяти на барвник, якщо тканина кольорова. Ці вимоги задовольняють органічні кислоти — лимонна, оцтова, щавлева, винна.

Спосіб 1. Забруднену ділянку білої тканини змочують концентрованим розчином лимонної кислоти, наносять на неї тонкий шар дрібної кухонної солі і залишають на кілька годин (іноді — на добу). Після виведення плями тканину промивають теплою водою. Замість розчину лимонної кислоти можна використати сік лимона.

Спосіб 2. Розбавлений розчин оцтової кислоти (2 столові ложки оцту на склянку води) нагрівають в емальованій посудині до 80—90 °С і занурюють у нього на 3—5 хв. забруднену ділянку тканини. Якщо пляма іржі не зникає, процедуру повторюють. Потім тканину промивають теплою водою, в яку додають нашатирний спирт (одну столову ложку на 2 л води).

26 Основи. Гідроксиди Натрію і Кальцію

Матеріал параграфу допоможе вам:

- узагальнити відомості про основи;
- отримати нову інформацію про гідроксиди Натрію і Кальцію та їх використання.

Основи
 $M(OH)_n$
($n = 1$ або 2)

Склад і назви основ. У 8 класі ви дізналися, що серед кількох найважливіших класів неорганічних сполук є клас основ. Загальна формула цих сполук — $M(OH)_n$, де M — символ металічного елемента, а n може мати значення 1 або 2¹.

Назви основ, як і неорганічних сполук інших класів, складаються із двох слів. Першим є назва металічного елемента, а другим — слово «гідроксид»: KOH — калій гідроксид; Fe(OH)₂ — ферум(II) гідроксид. Тривіальна

¹ Сполуки Zn(OH)₂, Pb(OH)₂, Sn(OH)₂ та кілька інших, що мають подібний склад, — амфотерні гідроксиди.

назва натрій гідроксиду — їдкий натр, а кальцій гідроксиду — гашене вапно.

Основи — йонні речовини; їхніми складниками є катіони M^{n+} і аніони OH^- .

Властивості. Усі основи — тверді речовини. Натрій гідроксид, який найчастіше використовують у лабораторній практиці, має вигляд гранул або пластівців, а кальцій гідроксид — білий порошок.

Більшість основ не розчиняється у воді. Гідроксиди лужних елементів і Барію є розчинними, а сполуки $\text{Mg}(\text{OH})_2$ і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — малорозчинними¹. Розчинні основи, а також кальцій гідроксид мають загальну назву «луги». Водний розчин кальцій гідроксиду називають вапняною водою.

Луги — сильні електроліти. Розчиняючись у воді, вони дисоціюють на йони, з яких складаються:



Розчинення гідроксидів Натрію і Калію супроводжується виділенням значної кількості теплоти. Ці сполуки добре поглинають вологу і навіть розпливаються у вологій атмосфері (мал. 76). Тому їх зберігають у щільно закритих посудинах і використовують для осушування газів, багатьох органічних рідин.



Мал. 76.
Результат поглинання водяної пари гранулами натрій гідроксиду

¹ У 100 г води за температури 20 °С розчиняється 112,4 г калій гідроксиду, 108,7 г натрій гідроксиду і лише 0,16 г кальцій гідроксиду.

² Дисоціація відбувається в одну стадію, а не у дві.

- З яким компонентом повітря може реагувати натрій гідроксид, який міститься в негерметичній упаковці? Наведіть відповідне хімічне рівняння.

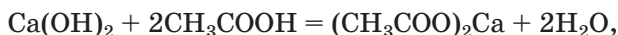
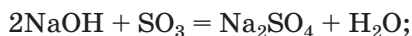
Цікаво знати

Іноді натрій гідроксид називають каустичною содою (із грецької *kaustikos* — пекучий).

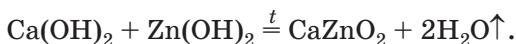
Луги та їхні розчини роз'їдають тканини, папір, шкіру, становлять небезпеку для слизових оболонок і особливо очей, спричиняють тяжкі опіки. Працювати з ними потрібно дуже обережно.

При нагріванні основи не плавляться, а розкладаються на відповідні оксиди і воду (винятки — NaOH , KOH ¹). Кальцій гідроксид зазнає розкладу за температури 580 °С.

Розглянемо участь у хімічних реакціях типових основ — натрій гідроксиду і кальцій гідроксиду. Вам добре відомо, що луги взаємодіють зі сполуками кислотного характеру — кислотними оксидами, кислотами

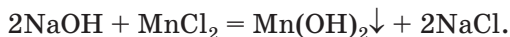
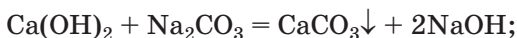


а також амфотерними оксидами і гідроксидами:



- Складіть молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції розчину лугу з алюміній гідроксидом, продуктом якої є натрій гексагідроксоалюмінат $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Луги реагують у розчинах із солями:



Такі реакції відбуваються, якщо утворюється нерозчинна сполука — сіль, основа чи амфотерний гідроксид.

¹ Температура плавлення натрій гідроксиду становить +322 °С, а кальій гідроксиду +405 °С.

► Чи взаємодіють кальцій гідроксид із барій нітратом, натрій гідроксид із ферум(II) сульфідом? Кожну відповідь обґрунтуйте.

Застосування гідроксидів Натрію і Кальцію. Натрій гідроксид і кальцій гідроксид добувають у промисловості у великих обсягах, які щороку становлять у різних країнах десятки мільйонів тонн. Практичне значення цих сполук ілюструють схеми 5 і 6.

Натрій гідроксид є лугом, найуживанішим у хімічних лабораторіях — наукових, виробничих, навчальних. Використовують як саму речовину, так і її розчини у воді (розбавлені, концентровані), іноді — в спирті.

Схема 5

Застосування натрій гідроксиду

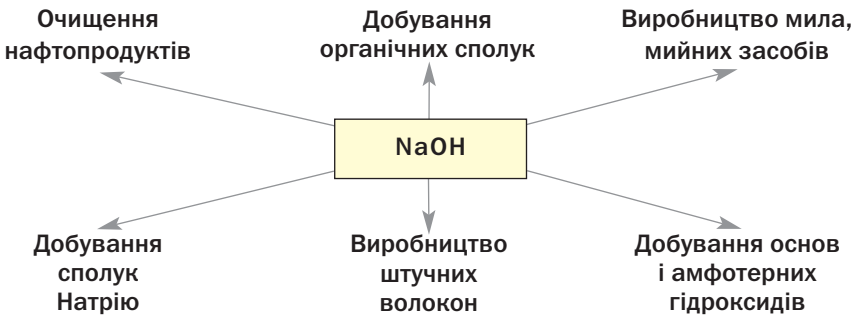
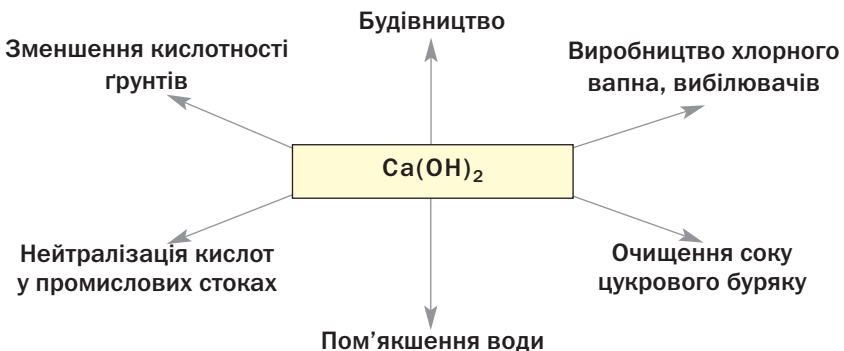


Схема 6

Застосування кальцій гідроксиду



ВИСНОВКИ

Основи — сполуки, які складаються з катіонів металічних елементів і аніонів OH^- . Загальна формула основ — $M(\text{OH})_n$.

Розрізняють розчинні у воді основи (луги) й нерозчинні основи.

Луги взаємодіють з кислотними й амфотерними оксидами, кислотами, амфотерними гідроксидами, а їх розчини — ще й із солями.

Найважливішими лугами є натрій гідроксид і кальцій гідроксид. Ці сполуки використовують у хімічній промисловості, техніці, інших сферах.



206. Чому, на вашу думку, гідроксидів Натрію і Кальцію немає в природі?
207. Із поданого переліку виберіть гази, які можна осушити, пропускаючи їх над твердим натрій гідроксидом: хлороводень, амоніак, азот, вуглекислий газ, метан. Обґрунтуйте свій вибір.
208. Укажіть правильне закінчення речення.
«У разі потрапляння концентрованого розчину натрій гідроксиду на руку необхідно уражене місце ...»:
- а) витерти серветкою;
 - б) промити оцтовою есенцією;
 - в) промити проточною водою, а потім — розбавленим розчином оцтової кислоти;
 - г) промити проточною водою, а потім — розбавленим нашатирним спиртом.
209. Допишіть схеми реакцій за участю розчинів лугів і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|
| а) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$ | б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow$ |
210. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) натрій гідроксид \rightarrow натрій карбонат \rightarrow натрій нітрат \rightarrow натрій сульфат;
 - б) натрій гідроксид \rightarrow натрій тетрагідроксоалюмінат \rightarrow натрій хлорид \rightarrow натрій нітрат.

211. Який об'єм води потрібно додати до 100 мл розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 40 % і густиною 1,43 г/мл, щоб виготовити 10 %-й розчин лугу?
212. До 0,05 моль кальцій гідроксиду додали розчин, який містив 7,56 г нітратної кислоти. Обчисліть масу солі Кальцію, що утворилася внаслідок реакції.
213. При взаємодії зразка гашеного вапна масою 20 г із надлишком хлоридної кислоти виділилося 224 мл вуглекислого газу (н. у.). Обчисліть масову частку кальцій карбонату в зразку гашеного вапна. Які можливі причини наявності цієї домішки в кальцій гідроксиді?

27 Солі

Матеріал параграфа допоможе вам:

- розширити свої знання про солі, їх поширеність у природі;
- отримати нову інформацію про властивості солей.

Солі — один із найважливіших класів неорганічних сполук. Із цими сполуками ви докладно ознайомились у 8 класі.

Солі — це йонні сполуки, які містять катіони, утворені металічними елементами, або катіони амонію та аніони кислотних залишків.

Поширеність у природі. У літосфері трапляється багато солей. Майже всі вони нерозчинні у воді. Серед них найбільше силікатів, карбонатів (мал. 77), сульфідів, фосфатів. Кальцій карбонат входить до складу черепашок, коралів, ячної шкаралупи.

У гідросфері містяться катіони металічних елементів, аніони кислотних залишків. При випаровуванні води із концентрованих природних розчинів кристалізуються розчинні

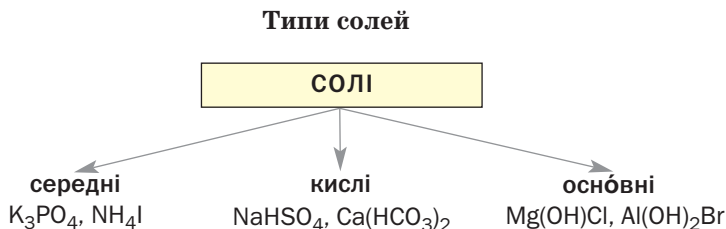


Мал. 77.
Мінерали,
що є солями

солі (наприклад, натрій хлорид, калій хлорид). У давнину з таких солей утворилися різноманітні поклади.

Класифікація солей. Зважаючи на склад солей, виокремлюють три важливі типи цих сполук (схема 7):

Схема 7



Середні солі. До солей цього типу належать сполуки із формулами NaCl , NH_4F , Al_2S_3 , Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ та багато інших. Загальні формули середніх солей — M_nE_m , $M_n(\text{EO}_m)_p$.

Середню сіль часто розглядають як продукт повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми (точніше — йони) металічного елемента або йони амонію: $\text{H}_2\text{S} \Rightarrow \text{Na}_2\text{S}$. Її також можна вважати продуктом повного заміщення аніонів OH^- (гідроксогруп) в основі чи амфотерному гідроксиді на аніони кислотних залишків: $\text{Zn}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Назва середньої солі складається із двох слів — назви катіона (за потреби додають значення його заряду римською цифрою) і назви аніона: NaI — натрій йодид, NH_4Cl — амоній хлорид, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — ферум(III) сульфат.

Кислі солі. Про солі цього типу йшлося в § 12; вони утворюються при гідролізі середніх солей, які містять багатозарядні аніони. Приклади формул кислих солей: NaHCO_3 , NH_4HS , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Кожна сполука містить аніони гідрогеновмісного кислотного залишку. Для карбонатної кислоти H_2CO_3 це — йон HCO_3^- (продукт 1-ї стадії дисоціації кислоти), а для ортофосфатної H_3PO_4 — два йони — H_2PO_4^- і HPO_4^{2-} (продукти 1-ї та 2-ї стадій дисоціації). Отже, кисла сіль — продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі багатоснóвної кислоти на атоми (йони) металічного елемента або йони амонію.

Цікаво знати

Добре відома хімікам сіль $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$ містить, крім аніонів HPO_4^{2-} , катіони Na^+ і NH_4^+ .

Назва кислій солі складається із назв катіона та аніона із зазначенням кількості атомів Гідрогену в ньому (якщо їх два або більше):

K_2HPO_4 — калій гідрогенортофосфат;

KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат.

Оснóвні солі. Вам уже відомо, що оснóвні солі утворюються при гідролізі деяких середніх солей (§ 12). Вони походять від основ або амфотерних гідроксидів $M(\text{OH})_n$ ($n \geq 2$): $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Оснóвна сіль — продукт неповного заміщення гідроксид-іонів (гідроксильних груп) в основі або амфотерному гідроксиді на йони кислотного залишку. У солях цього типу є гідроксовмісні катіони металічних елементів. Катіон MgOH^+ відповідає основі $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а катіони $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ і AlOH^{2+} — амфотерному гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Назва оснóвної солі містить назву катіона із зазначенням кількості гідроксильних груп (якщо їх дві або більше) і назву аніона:

$\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ — гідроксомагній хлорид;

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ — дигідроксоферум(III) нітрат.

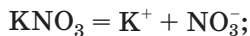
Властивості солей. Багато солей розчиняється у воді. При випарюванні їх розчинів часто виділяються кристалогідрати (мал. 78); їхній колір зумовлений кольором гідратованих катіонів.



Мал. 78.
Кристалогідрати
нітратів

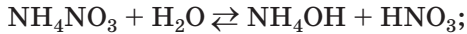
Нерозчинними є аргентум хлорид, барій сульфат, більшість карбонатів, ортофосфатів, сульфідів тощо (форзац II). Таку властивість солей використовують для виявлення відповідних йонів у водних розчинах, тобто при проведенні якісних реакцій (§ 31). Розчинність у воді сульфатів Аргентуму, Плюмбуму, Кальцію, деяких інших солей досить мала. Кислі солі, як правило, розчиняються краще за середні.

Електролітична дисоціація і гідроліз. У водних розчинах солі дисоціюють на відповідні йони:



► Складіть рівняння електролітичної дисоціації солей Li_2SO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Fe(OH)}_2\text{NO}_3$.

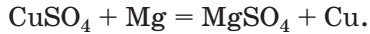
Солі, утворені слабкими основами або/і слабкими кислотами, зазнають гідролізу (§ 12):



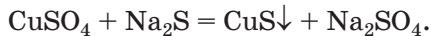
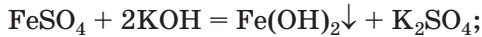
Цікаво знати

Активні метали реагують у розплавах із деякими солями (хлоридами, фторидами). Так добувають, наприклад, уран.

Реакції з металами. Розчинені у воді солі реагують з металами. У такій реакції утворюються нові сіль і метал. Речовини взаємодіють, якщо метал-реагент активніший за очікуваний метал-продукт:



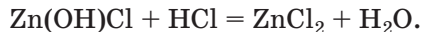
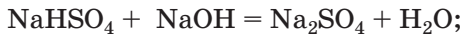
Реакції з лугами, кислотами, іншими солями. Оскільки солі складаються з йонів, то вони вступають у реакції обміну. Реакція між сіллю і лугом, кислотою або іншою сіллю в розчині відбувається, якщо серед можливих продуктів — нерозчинна чи нестійка сполука, слабкий електроліт або газ. Приклади реакцій обміну за участю водорозчинних сульфатів:



Із кислотами сульфати, як правило, не взаємодіють, бо сульфатна кислота є сильною й нелеткою.

► Доберіть для реакцій із натрій ортофосфатом другий реагент — луг, кислоту, сіль — і складіть три відповідні хімічні рівняння.

Кислі та оснóвні солі можна перетворити на середні, додавши до них відповідно луг або кислоту:



Можливі й протилежні перетворення:



Термічний розклад. Важливою є поведінка солей оксигеновмісних кислот за нагрівання.

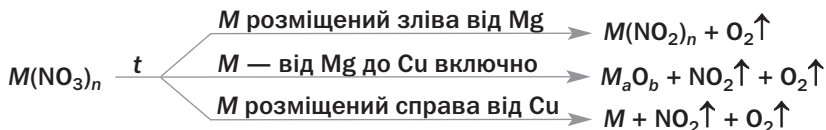
Карбонати і сульфати розкладаються на два відповідних оксиди:



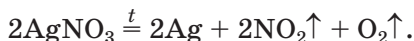
Склад продуктів термічного розкладу нітратів залежить від перебування в ряду активності металу, від якого походить катіон солі (схема 8).

Схема 8

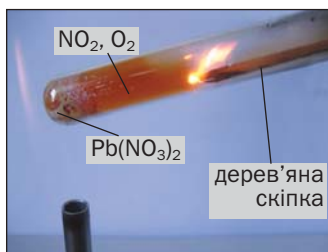
Термічний розклад нітратів



Приклади відповідних реакцій:



Мал. 79.
Виявлення кисню тліючою скіпкою під час розкладу п्लумбум нітрату



Солі лужних елементів є термостійкими (карбонати, сульфати) або зазнають специфічного розкладу:



Якщо сіль утворена твердим кислотним оксидом (наприклад, P_2O_5 , SiO_2) або амфотер-

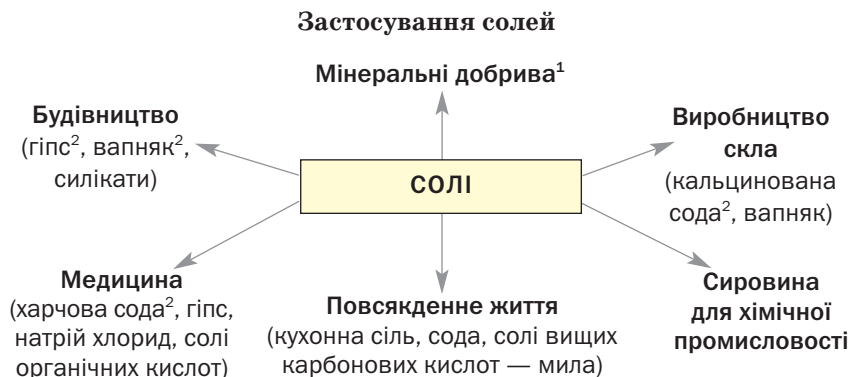
¹ За високої температури сульфур(VI) оксид розкладається:



ним оксидом як кислотним, то вона не розкладається при нагріванні.

Застосування. Солі, порівняно зі сполуками інших класів — оксидами, гідроксидами, кислотами, найбільше використовуються в різних сферах (схема 9).

Схема 9



Кальцій хлорид використовують у техніці, лабораторній практиці для осушування газів і органічних розчинників; ця сіль є компонентом охолоджувальних сумішей. Купрум(II) сульфат, пентагідрат, або мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, — один із засобів проти хвороб і шкідників рослин. Нітрати Калію, Натрію й амонію застосовують у виробництві вибухових речовин, а нітрати Літію, Стронцію і Барію є складниками піротехнічних сумішей. Кислі ортофосфати Кальцію, Натрію, амонію слугують кормовими добавками у тваринництві.

ВИСНОВКИ

Солі — сполуки, які складаються з катіонів, утворених металічними елементами (або катіонів амонію), і аніонів кислотних залишків.

¹ Докладно про ці речовини йдеться в § 30.

² Гіпс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, вапняк — CaCO_3 , кальцинована сода — Na_2CO_3 , харчова сода — NaHCO_3 .

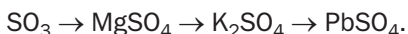
Розрізняють середні, кислі й основні солі. Кислі солі містять гідрогеновмісні аніони, а основні — гідроксовмісні катіони.

Солі в розчинах взаємодіють із металами, лугами, кислотами, іншими солями. Більшість солей зазнає гідролізу, а деякі розкладаються при нагріванні.

Багато солей використовують на практиці.



214. Чим відрізняється від середньої солі:
- кисла сіль;
 - основна сіль?
215. Чи можуть утворювати кислі солі хлоридна, сульфатна, нітратна кислота? У разі позитивної відповіді запишіть формули відповідних кислих солей Калію та Кальцію.
216. Складіть формули кислих ортофосфатів Кальцію, основних хлоридів Хрому(III) і дайте назву кожній солі.
217. Напишіть рівняння реакцій магній нітрату з лугом, амоній карбонатом, сульфатною кислотою. Укажіть умови, за яких відбувається кожна реакція.
218. Наведіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



219. Доберіть другий реагент для того, щоб добути алюміній сульфат:
- із солі $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$;
 - із солі $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$.
220. Складіть схеми термічного розкладу нітратів Літію, Феруму(III), Меркурію(II) та перетворіть їх на хімічні рівняння за методом електронного балансу.
221. Розчин, що містив 17,1 г барій гідроксиду, змішали з розчином, у якому містилося 29,4 г ортофосфатної кислоти. Назвіть сіль, яка утворилася, та знайдіть її масу.
222. Обчисліть сумарний об'єм газів (у перерахунку на нормальні умови), що виділилися внаслідок повного термічного розкладу 7,4 г магній нітрату.
223. До кальцій гідроксиду масою 3,7 г додали розчин, що містив 8,4 г нітратної кислоти. Яка сполука не прореагувала повністю? Знайдіть масу її залишку.
224. Калій нітрат при нагріванні втратив 10 % своєї маси. Які речовини містяться у твердому залишку після реакції? Обчисліть їх масові частки.

225. Маса купрум(II) ортофосфату, добутого за реакцією між мідним купоросом $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і достатньою кількістю натрій ортофосфату, виявилась удвічі меншою за взяту масу мідного купоросу. Знайдіть відносний вихід купрум(II) ортофосфату.

28 Жорсткість води

Матеріал параграфа допоможе вам:

- отримати інформацію про жорсткість води;
- дізнатися про способи усунення жорсткості води.

Цікаво знати

В 1 л дніпровської води міститься в середньому 64 мг йонів Кальцію і 12 мг йонів Магнію.

Жорсткість води. На виробництві, у побуті майже завжди використовують прісну воду. У ній містяться невеликі кількості різних йонів, серед яких — катіони Ca^{2+} і Mg^{2+} (мал. 80). Наявність цих йонів зумовлює так звану жорсткість води — властивість, яка спричиняє певні проблеми під час її використання. У «м'якій» воді концентрація катіонів Кальцію і Магнію дуже мала.

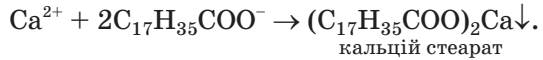
Мал. 80.
Вміст йонів у популярній мінеральній воді

ХІМІЧНИЙ СКЛАД, (МГ/ДМ ³):	
АНІОНИ:	КАТІОНИ:
HCO_3^- 30–200	$(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$ <70
SO_4^{2-} <100	Ca^{2+} 5–80
Cl^- <60	Mg^{2+} <50
МІНЕРАЛІЗАЦІЯ (Г/ДМ ³): 0,1–0,4	

Мило¹ у жорсткій воді утворює мало піни, що не сприяє відокремленню часточок бруду від поверхні тканини. Складники мила (аніони карбонових кислот — пальмітинової, стеари-

¹ Милами називають солі вищих карбонових кислот і лужних елементів.

нової) взаємодіють із йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} з утворенням нерозчинних сполук Кальцію і Магнію:



Під час прання такі сполуки осідають на тканині й погіршують її якість.

Вода зі значною жорсткістю негативно діє на виробниче устаткування, побутову техніку, в яких здійснюють її нагрівання або кип'ятіння. Тому в багатьох випадках намагаються пом'якшити воду, тобто позбутися якомога більшої кількості йонів Кальцію і Магнію в ній.

Розрізняють тимчасову і постійну жорсткість природної води.

Тимчасова, або карбонатна, жорсткість.

Цей вид жорсткості зумовлений наявністю в природній воді катіонів Ca^{2+} , Mg^{2+} і аніонів HCO_3^- , тобто вмістом розчинених гідрогенкарбонатів $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. При кип'ятінні такої води відбуваються реакції



Цікаво знати

У побути накип зазвичай видаляють за допомогою оцту.

Середні карбонати, осаджуючись, утворюють так званий накип у системах водяного опалення, парових котлах. Це погіршує теплообмін, зменшує пропускну спроможність тепломагістралей, іноді спричиняє аварії. Накип з'являється в чайниках, прасках, пральних машинах, на поверхні нагрівних пристроїв (мал. 81), водопровідних кранів.



Мал. 81.
Нагрівний елемент із накипом

Гідрогенкарбонати Кальцію і Магнію постійно утворюються під час взаємодії карбонатних мінералів (CaCO_3 , MgCO_3) із розчиненим у природній воді вуглекислим газом:



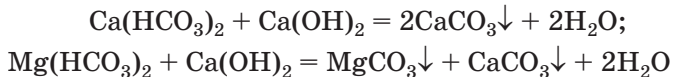
За певної зміни зовнішніх умов (наприклад, при підвищенні температури) відбуваються зворотні реакції. Середні солі, виділяючись із води, нерідко утворюють у вапнякових печерах карбонатні «бурульки» — сталактити — і баштоподібні нарости — сталагміти (мал. 82).



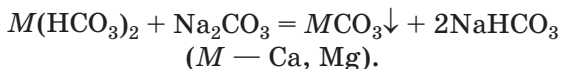
Мал. 82.
Сталактити
(вгорі)
і сталагміти
(внизу)

Найпростіший спосіб усунення тимчасової жорсткості природної води — її кип'ятіння. При цьому відбуваються реакції згідно з наведеними вище хімічними рівняннями. Після відокремлення осаду карбонатів відстоюванням або фільтруванням вода містить значно менше йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} (за рахунок розчинених сульфатів та інших солей цих елементів).

Природну воду можна «звільнити» від гідрогенкарбонатів Кальцію і Магнію, додавши до неї невелику кількість гашеного вапна



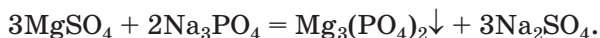
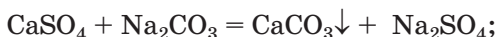
чи кальцинованої соди:



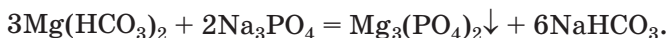
Постійна, або некарбонатна, жорсткість природної води зумовлена наявністю у ній катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , які належать іншим

розчиненим солям Кальцію і Магнію (наприклад, сульфатам).

Усунути постійну жорсткість води кип'ятінням не можна. Цього досягають додаванням до неї кальцинованої соди або натрій ортофосфату. Внаслідок реакцій обміну йони Ca^{2+} і Mg^{2+} осаджуються повністю:



Сода й ортофосфат усувають не лише постійну, а й тимчасову жорсткість води:



Незначна кількість йонів Натрію, яка потрапляє при цьому у воду, не впливає на її технологічні якості.

► Складіть йонно-молекулярне рівняння останньої реакції.

Цікаво знати

Оптимальний вміст у питній воді йонів Ca^{2+} 25—75 мг/л, а йонів Mg^{2+} 10—50 мг/л.

За сумарною концентрацією йонів Кальцію і Магнію визначають загальну жорсткість води.

На деяких виробництвах для усунення жорсткості води використовують особливі речовини — йонообмінні смоли. Іноді у воду, яку застосовують для технічних потреб, додають реагенти, що «зв'язують» йони Ca^{2+} і Mg^{2+} у розчинні, стійкі до підвищення температури сполуки і цим запобігають утворенню накипу. Такі реагенти використовують при експлуатації пральних і посудомийних машин.

Видалити всі розчинені солі з води можна, застосувавши перегонку й отримавши дистильовану воду.

ВИСНОВКИ

Жорсткість природної води зумовлена наявністю у ній йонів Кальцію і Магнію. Гідрогенкарбонати цих елементів визначають тимчасо-

ву жорсткість води, а інші розчинені солі Кальцію і Магнію — її постійну жорсткість.

Тимчасову жорсткість води усувають кип'ятінням, додаванням гашеного вапна, кальцинованої соди, а загальну — додаванням кальцинованої соди, натрій ортофосфату, деяких інших речовин, а також за допомогою йонообмінних смол.



226. Жорсткою чи м'якою є дощова вода, тала вода? Відповідь обґрунтуйте.
227. Чому мило не милиться у воді зі значною жорсткістю?
228. Як позбавити природну воду розчинених солей Магнію та Кальцію?
229. Чи можна усунути постійну жорсткість води кип'ятінням? Чому?
230. Чи можна повністю усунути жорсткість води додаванням гашеного вапна? Відповідь аргументуйте.
231. За результатами хімічного аналізу вміст деяких йонів у природному джерелі такий: Ca^{2+} — 100 мг/л; Mg^{2+} — 24 мг/л; HCO_3^- — 488 мг/л. Обчисліть масу осаду, який виділиться при кип'ятінні 0,5 л води цього джерела.

29

Силікати. Силікатні матеріали

Матеріал параграфа допоможе вам:

- розширити свої знання про силікати;
- отримати інформацію про силікатні матеріали та їх використання.

Силікати. Сполука SiO_2 є кислотним оксидом. На запитання «Яка кислота походить від силіцій(IV) оксиду?» зазвичай відповідають: «Силікатна кислота¹ H_2SiO_3 ». Але відомо багато силікатів — природних і добутих у

¹ Точна назва сполуки — метасилікатна кислота.

лабораторії, які містять не лише йони SiO_3^{2-} , а і йони інших силікатних кислот — SiO_4^{4-} , $\text{Si}_2\text{O}_5^{2-}$ тощо. Склад мінералів, які є силікатами, часто подають за допомогою формул оксидів (мал. 83).



Мал. 83.
Силікатні
мінерали

Силікати нерозчинні у воді (за винятком солей лужних елементів), термічно стійкі й тугоплавкі. Мінерал каолініт є основою глини.

Більшість силікатів — хімічно пасивні сполуки. Лише водорозчинні солі Натрію і Калію вступають у реакції обміну з кислотами, іншими солями.

Розчини метасилікатів Na_2SiO_3 і K_2SiO_3 іноді називають рідким склом. Розчин солі Na_2SiO_3 — це відомий силікатний клей. Рідке скло використовують для просочування деревини з метою надання їй вогнетривкості.

Із силікатним клеєм можна провести цікавий дослід. Якщо цей клей розбавити водою і помістити в рідину кристалики забарвлених, розчинних у воді солей, наприклад ферум(III) хлориду, купрум(II) сульфату, манган(II) сульфату, нікель(II) сульфату, то із них повільно виростатимуть різнобарвні «хімічні водорості» (мал. 84). Це — суміші нерозчинних силікатів, гідроксидів і силікатної кислоти.

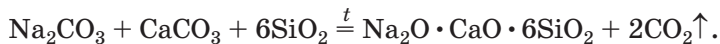
Силікатні матеріали. Силікати широко використовують на практиці, насамперед у будівництві. Найважливішими силікатними матеріалами є скло, кераміка, цемент.

Мал. 84.
Хімічні
водорості



Скло (звичайне, або віконне) — однорідна суміш (твердий розчин) силікатів Натрію та Кальцію і силіцій(IV) оксиду. Склад цього матеріалу подають як певної сполуки (силікату): $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Скло виробляють, здійснюючи реакцію соди й вапняку із кварцовим піском за температури 1400—1500 °С:



Утворюється в'язкий розплав скла. Його пропускають між вальцями, і він швидко застигає у вигляді листа. Посуд, інші предмети виробляють із розплавленої скломаси видуванням або формуванням.

Зелене і коричневе скло, із якого роблять пляшки (мал. 85), містить домішки оксидів Феруму. Компонентами скла для хімічного посуду є силіцій(IV) оксид, силікати і борати¹



Мал. 85.
Конвеєр
склозаводу

¹ Солі кислот, що походять від кислотного оксиду B_2O_3 .

Цікаво знати

Скло почали виробляти в Єгипті та Месопотамії у IV тис. до н. е. Його використовували лише для прикрас.

Натрію, Калію і Кальцію. Воно відрізняється від звичайного скла більшою хімічною і термічною стійкістю.

Криштал — скло, яке замість силікатів Натрію і Кальцію містить силікати і бора-ти Калію та Плюмбуму. Криштал сильно заломлює світло і грає різними кольорами веселки.

Існує ще й кварцове скло — чистий переплавлений силіцій(IV) оксид. Це скло майже не змінює свого об'єму при зміні температури. Тому при зануренні розжареної кварцової склянки у холодну воду вона не тріскає. На відміну від звичайного скла кварцове пропускає ультрафіолетові промені; із нього виготовляють лампи для медицини.

*Кераміка*¹ — найдавніший силікатний матеріал, винайдений людиною. Цей матеріал виготовляють із глини. Її замішують з водою й утвореній пластичній масі надають необхідної форми. Після термообробки виріб із глини твердне і набуває стійкості щодо води. Залежно від хімічного складу і технології розрізняють такі види кераміки: фаянс, порцеляна, майоліка, теракота. Керамічну основу мають цегла, черепиця, облицювальна плитка, сантехнічні вироби, кухонний і лабораторний посуд (мал. 86).

Цемент є сумішшю солей Кальцію — силікатів $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (або Ca_2SiO_4), $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ (або Ca_3SiO_5) і алюмінату $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ (або

Мал. 86.
Вироби з керамічною основою



¹ Слово походить від грецького *keramos* — глина.

$\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$). При додаванні води до цементу його компоненти повільно взаємодіють із нею, і суміш поступово твердне.

Цемент — в'язучий складник бетону. Бетон готують змішуванням цементу і піску з водою. Заливаючи такою сумішшю залізну арматуру, дрiт, рейки, отримують залізобетон.

ВИСНОВКИ

Силікати — солі силікатних кислот. Вони нерозчинні у воді (крім солей лужних елементів), тугоплавкі, термічно стійкі й хімічно пасивні.

Найважливішими силікатними матеріалами є скло, кераміка, цемент. Їх використовують у будівництві, а скло і кераміку — ще й для виготовлення посуду різного призначення, художніх виробів, предметів домашнього вжитку.



232. Із наведеного переліку укажіть формули речовин, з якими реагує калій метасилікат: HNO_3 , NaCl , MgSO_4 , O_2 . Напишіть рівняння відповідних реакцій.
233. Як розпізнати карбонат і метасилікат Кальцію?
234. Запишіть рівняння реакцій, які необхідно здійснити, щоб добути метасилікатну кислоту із силіцій(IV) оксиду.
235. Знайдіть відповідність:
- | Назва матеріалу (речовини) | Хімічна формула |
|----------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1) звичайне скло; | а) Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 (розчини); |
| 2) рідке скло; | б) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$; |
| 3) кришталі; | в) $a\text{Na}_2\text{O} \cdot b\text{K}_2\text{O} \cdot c\text{CaO} \cdot$ |
| 4) хімічне скло; | $\cdot d\text{B}_2\text{O}_3 \cdot e\text{SiO}_2$; |
| | г) $a\text{K}_2\text{O} \cdot b\text{PbO} \cdot c\text{B}_2\text{O}_3 \cdot d\text{SiO}_2$. |
236. Чому для хімічних дослідів використовують, як правило, посуд зі скла, а не з пластмаси?
237. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про фаянс, порцеляну та їх використання.

238. Масові частки оксидів в оптичному склі становлять (у відсотках): PbO — 65,3; SiO₂ — 31,6 (решта — домішки). Виведіть формулу цього скла і запишіть її за допомогою формул оксидів.

30

Мінеральні добрива. Кислотність ґрунтів

Матеріал параграфу допоможе вам:

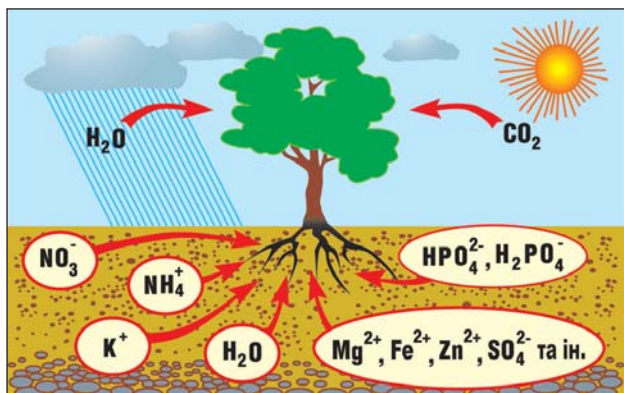
- отримати інформацію про елементи, яких потребують рослини;
- з'ясувати, які речовини можуть слугувати добривами;
- сформуванати уявлення про види добрив;
- дізнатися про кислі, нейтральні та лужні ґрунти.

Хімічні елементи для рослин. Давно помічено, що рослини краще розвиваються і дають більші врожаї, якщо у ґрунт вносити гній, пташиний послід. Учені з'ясували, що рослинам для повноцінного розвитку необхідні певні елементи.

У найбільших кількостях рослини засвоюють Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор і Калій. Ці елементи названо *макроелементами*. Вуглекислий газ, наявний у повітрі, «постачає» рослині Карбон і Оксиген, а вода — Оксиген і Гідроген. Нітроген, Фосфор і Калій рослина вбирає із ґрунтового розчину, де містяться йони NO₃⁻, NH₄⁺, HPO₄²⁻, H₂PO₄⁻, K⁺ (мал. 87). За участю атомів і йонів макроелементів у рослині утворюються вуглеводи, білки, жири, амінокислоти, вітаміни, інші сполуки.

Магній, Бор, Манган, Ферум, Купрум, Цинк, Кобальт та деякі інші елементи також необхідні рослинам, але у значно меншій кількості; це — *мікроелементи*.

Мал. 87.
Живлення
рослини



Добрива. Ґрунти, на яких вирощують сільськогосподарські культури, поступово збіднюються на елементи, потрібні рослинам. Крім того, вода вимиває із ґрунту розчинні сполуки Нітрогену, Фосфору, Калію. Ці втрати компенсують внесенням добрив.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин.

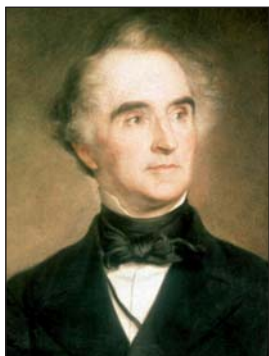
Розрізняють *мінеральні* та *органічні* добрива. Основою мінеральних добрив є неорганічні сполуки, серед яких переважають солі. До органічних добрив належать гній, пташиний послід, торф, перегній (залишки після гниття і розкладу рослин).

Мінеральні добрива почали свідомо використовувати у ХІХ ст. Тоді виникла нова наука — *агрохімія*¹. Предметом її досліджень стали хімічні та біохімічні процеси у ґрунтах і рослинах. Найвагоміший внесок у становлення агрохімії зробив німецький хімік Ю. Лібіх.

Добривом не може бути будь-яка речовина, що містить необхідний для рослини елемент. Вона має відповідати певним вимогам. Серед них — достатня розчинність у воді й нетоксичність.

¹ Назва походить від грецького слова agros — поле.

Юстус Лібіх
(1803—1873)



Видатний німецький хімік, член академій наук багатьох країн. Основні дослідження здійснив у галузі органічної хімії. Виділив багато органічних сполук, уперше добув хлороформ, оцтовий альдегід, відкрив молочну та деякі інші органічні кислоти. Досліджував галогени, каталітичні властивості деяких металів, розробив першу теорію каталізу. Вивчав хімію фізіологічних процесів. Висунув хімічну теорію бродіння та гниття, теорію мінерального живлення рослин (1840). Один із засновників агрохімії. Сприяв упровадженню мінеральних добрив у землеробство.

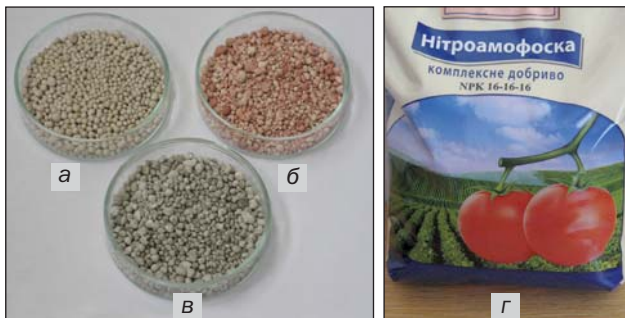
► Чи можна використовувати нітратну кислоту як добриво? Чому?

Промисловість виробляє різні мінеральні добрива (мал. 88). Їх поділяють на азотні, фосфорні, калійні та комбіновані (містять кілька потрібних рослинам елементів). Відомості про поширені добрива зібрано в таблиці 10.

Мал. 88.

Мінеральні добрива:

а — вапняно-аміачна селітра;
б — комбіноване добриво;
в — простий суперфосфат;
г — пакет із нітроамофоскою



Існують певні норми внесення добрив. Вони залежать від виду рослини, складу і властивостей ґрунту, інших чинників. Для азотних добрив така норма становить від 30 до 100 кг Нітрогену на 1 га поля.

Мінеральні добрива

Назва	Склад
Азотні	
Амоній сульфат	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Аміачна селітра	NH_4NO_3
Карбамід (сечовина)	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Аміачна вода	Водний розчин NH_3
Фосфорні	
Простий суперфосфат	Суміш $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Подвійний суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Фосфоритне борошно	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Преципітат ¹	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Калійні	
Калій хлорид	KCl
Калій сульфат	K_2SO_4
Комбіновані (комплексні)	
Калійна селітра	KNO_3
Амофос	Суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
Нітрофоска, нітроамофоска	Суміш $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, NH_4NO_3 і KCl (або K_2SO_4)

Надлишок добрива не збільшує врожай, а накопичується в рослинах, потрапляє в питну воду і може зашкодити здоров'ю людей. Ранні овочі, вирощені в парниках, рекомендують уживати в помірній кількості. Вони містять більше залишків добрив (насамперед нітратів), ніж овочі, що росли в полі. (Ґрунт у парнику швидко виснажується й тому потребує більшої кількості добрив.)

Добрива вносять, як правило, навесні, а малорозчинні (наприклад, преципітат) — здебільшого восени.

Набувають популярності добрива пролонгової дії. Вони постачають поживні елементи у ґрунт протягом тривалого часу. Під час виробниц-

¹ Назва походить від латинського слова *praecipitatio* — скидання або англійського *precipitation* — осадження.

тва таких добрив на їхні тверді часточки наносять тонку полімерну плівку. Крізь неї йони добрива дуже повільно надходять у ґрунтовий розчин.

Щорічний обсяг світового виробництва мінеральних добрив сягає сотень млн т. Лідерами з їх виробництва в Україні є підприємства Ostchem, «Одеський припортовий завод», «Дніпроазот», «Сумихімпром».

Кислотність ґрунтів. Ґрунт — верхній родючий шар земної поверхні. Його товщина може становити від 15—20 см до 2 м і більше. Це — орґано-мінеральний продукт діяльності живих організмів за участю води, повітря, теплової енергії та сонячного світла. Ґрунти є сумішшю твердих речовин, рідин (розчинів) і газів.

Глина, пісок, вапняк, деякі інші неорґанічні сполуки становлять мінеральну основу ґрунтів. Головним орґанічним компонентом ґрунту є гумус — суміш багатьох орґанічних речовин (зокрема, гумінових кислот), що утворилися при розкладанні тваринних і рослинних залишків за участю мікроорґанізмів.

Ґрунтові розчини можуть мати різні значення водневого показника рН (табл. 11). Ґрунти, які містять істотні кількості карбонатів, мають $\text{pH} > 7$, а глинисті та багаті на гумус — $\text{pH} < 7$.

Таблиця 11

Класифікація ґрунтів за кислотністю

Ґрунт	Значення рН
Сильнокислий	$< 5,4$
Кислий	$5,4—5,7$
Слабкокислий	$5,8—6,2$
Нейтральний	$6,3—7,3$
Лужний	$> 7,3$

Кислотність ґрунту можна оцінити, провівши простий експеримент. До 1—2 г ґрунту додають 5—10 мл води, суміш перемішують протягом кількох хвилин і відділяють розчин від твердих речовин фільтруванням. Після цього розчин випробовують універсальним індикаторним папірцем і порівнюють його забарвлення зі шкалою рН на упаковці індикатора.

Цікаво знати

За переважан-ням певних диких рослин на ділянці можна визначити тип ґрунту за кислотністю.

Кислотність ґрунту дуже важлива для рослин. Одні рослини краще розвиваються на кислих ґрунтах, інші — на нейтральних або лужних. Це враховують агрономи, плануючи вирощування різних сільськогосподарських культур.

Для того щоб позбутися надлишкової кислотності ґрунтів, у них вносять вапняк (природний кальцій карбонат) або гашене вапно (кальцій гідроксид). Ці сполуки нейтралізують кислоти, що містяться в ґрунті; продуктами відповідних реакцій є солі. На присадібних ділянках з цією метою використовують рослинний попіл (він містить калій карбонат).

Добриво з назвою «фосфоритне борошно» (це — ретельно подрібнений мінерал фосфорит) майже не розчиняється у воді. Його використовують на кислих ґрунтах. Ґрунтові кислоти поступово перетворюють нерозчинну середню сіль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ на кислі солі — малорозчинну CaHPO_4 і розчинну $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, аніони яких надходять до рослин.

ВИСНОВКИ

Елементи, необхідні рослинам у найбільшій кількості, називають макроелементами. Це Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор і Калій. Хімічні та біохімічні процеси в ґрунтах і рослинах вивчає наука агрохімія.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин. Добривом може слугувати речовина, що містить поживний елемент, достатньо розчинна й нетоксична.

Мінеральні добрива є неорганічними сполуками або їх сумішами. Промисловість випускає азотні, фосфорні, калійні та комбіновані добрива.

Добрива вносять у ґрунт із дотриманням певних норм.

Ґрунти бувають кислими, нейтральними, лужними. Кислотність ґрунтів впливає на розвиток рослин.



239. Виберіть правильні відповіді.
Добривом можуть слугувати:
- а) нітроген(IV) оксид;
 - б) кальцій нітрат;
 - в) натрій гідрогенортофосфат;
 - г) калій гідрогенкарбонат;
 - ґ) калій оксид.
240. У двох склянках без етикеток містяться амофос і преципітат. Як би ви розпізнали добрива за фізичними властивостями?
241. Напишіть рівняння реакцій амоніаку з кислотою, продуктами яких є складники амофосу — амоній гідрогенортофосфат і амоній дигідрогенортофосфат.
242. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про використання добрив для кімнатних рослин.
243. Чи зміниться кислотність ґрунту, якщо в нього внести:
- а) поташ K_2CO_3 ;
 - б) калійну селітру;
 - в) амоній сульфат?
- Якщо зміниться, то як саме? Збільшиться чи зменшиться рН ґрунтового розчину? Дайте пояснення.
244. У якій речовині — аміачній селітрі чи сечовині — масова частка Нітрогену більша й у скільки разів?
245. Якою масою амоній сульфату можна замінити 1 т аміачної селітри під час внесення азотних добрив у ґрунт?
246. Обчисліть масу преципітату, яка містить стільки Фосфору, скільки його в 1 т подвійного суперфосфату. Вважайте, що добрива є кристалогідратами (табл. 10) і не містять домішок.

для допитливих

Нітрати в харчових продуктах

Залишки нітратних добрив у харчових продуктах, передусім у городині, можуть завдати шкоди здоров'ю. Потрапивши в організм, йони NO_3^- відновлюються до нітрит-іонів NO_2^- , які діють на гемоглобін. Унаслідок цього порушується надходження кисню до органів і тканин. Крім того, за участю нітрит-іонів в організмі відбуваються реакції з утворенням токсичних сполук.

Для овочів кожного виду, які надходять у торговельну мережу, встановлено максимально допустимий вміст нітратів. Його визначають з урахуванням маси і частки різних овочів у нашому харчуванні, а також того, в якому вигляді ми їх споживаємо — сирому чи після кулінарної обробки. Відварювання, соління, квашення, маринування овочів знижує вміст нітратів у них (наприклад, відварювання — на 40—70 %). Щоправда, при кулінарній обробці втрачається частина поживних речовин і вітамінів.

31

Якісні реакції на деякі йони

Матеріал параграфа допоможе вам:

- пригадати відомості про якісні реакції;
- виявляти деякі катіони та аніони за допомогою якісних реакцій.

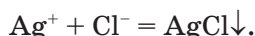
Уявіть, що вам потрібно визначити, яка речовина перебуває в розчині або який реактив міститься в банці із зіпсованою етикеткою. Подібне завдання постає перед геологом, який знайшов невідомий мінерал. Для цього використовують так звані якісні реакції. Вони дають змогу виявити певні речовини, катіони, аніони, а також ті чи інші домішки в речовинах або їх розчинах.

Кожна якісна реакція супроводжується особливим зовнішнім ефектом — появою певного забарвлення, утворенням осаду або газу з характерними фізичними або хімічними властивостями. Часто буває важливим те, в якій мінімальній концентрації можна виявити речовину або йон у розчині за допомогою якісної реакції.

Вивчаючи органічні речовини, ви дізналися про якісну реакцію на альдегідну групу в молекулі сполуки — реакцію «срібного дзеркала». За допомогою амоніачного розчину аргентум оксиду можна відрізнити альдегід, глюкозу чи мурашину кислоту від інших речовин.

► Яка реакція є якісною на крохмаль? Укажіть зовнішній ефект цієї реакції.

У 9 класі ви здійснювали якісні реакції на деякі аніони. Наприклад, для виявлення в розчині хлорид-іонів додавали до нього розчин аргентум нітрату. Утворювався білий сирнистий осад аргентум хлориду, нерозчинний у нітратній кислоті (мал. 89):



Мал. 89.
Осад
аргентум
хлориду

► Який реактив вам знадобиться для проведення якісної реакції на карбонат-іони в розчині? Чи можна так само виявити ці йони у твердій солі?

Щоб довести наявність у розчині сульфат-іонів, ви використовували розчин барій хлориду. Під час відповідної реакції осаджувався барій сульфат. Очевидно, що цю реакцію можна використати як якісну для визначення йонів Барію.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

Виявлення в розчині катіонів Ba^{2+}

Налийте в пробірку 1—2 мл розчину барій хлориду або барій нітрату і додайте кілька крапель розбавленого розчину сульфатної кислоти¹. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Чи можна за результатом досліду стверджувати, що осад барій сульфату не розчиняється в кислотах?

► Спробуйте пояснити, чому сіль BaSO_4 не взаємодіє з хлоридною або нітратною кислотою. Зверніть увагу на силу цих кислот, сульфатної кислоти, а також на розчинність відповідних солей Барію.

Катіони Феруму можна виявити у водному розчині, використавши розчин лугу.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

Виявлення в розчині катіонів Fe^{2+}

До 1—2 мл розчину ферум(II) сульфату додайте 1 мл розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

¹ Замість сульфатної кислоти можна взяти розчин сульфату Натрію чи Калію.

Через кілька хвилин зафіксуйте зміну кольору осаду. Чим це пояснити? Відповідь підтвердьте хімічним рівнянням.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

Виявлення в розчині катіонів Fe^{3+}

До 1—2 мл розчину ферум(III) хлориду додайте 1 мл розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Чи змінюється колір осаду з часом?

► Чи можна виявити в розчині йони Fe^{2+} за допомогою лугу, якщо розчин містить ще йони Fe^{3+} ?

Луг також використовують для визначення йонів амонію. Проведенню цієї якісної реакції не заважають інші катіони чи аніони. Нею можна скористатися для виявлення азотних добрив, що містять солі амонію.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

Виявлення в розчині катіонів NH_4^+

До 1—2 мл розчину солі амонію — хлориду, сульфату або нітрату — додайте 1 мл розбавленого розчину натрій гідроксиду. Чи з'являється характерний запах амоніаку?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Нагрійте вміст пробірки, але не до кипіння, і піднесіть до її отвору зволожений універсальний індикаторний папірець. Що спостерігаєте? Чому змінюється колір індикатора? Відповідь підтвердьте хімічним рівнянням.

Наявність метасилікат-іонів у розчині доводять додаванням до нього кислоти. Під час відповідної реакції утворюється білий драглистий осад метасилікатної кислоти (мал. 90).



Мал. 90.
Утворення осадку метасилікатної кислоти

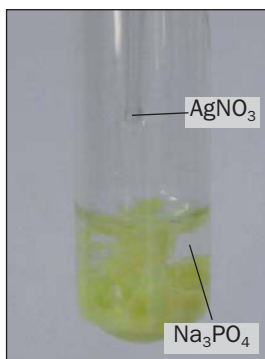
ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

Виявлення в розчині аніонів SiO_3^{2-}

До 1—2 мл розчину натрій метасилікату Na_2SiO_3 додайте 1 мл розбавленого розчину сульфатної кислоти. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Реактивом для проведення якісної реакції на ортофосфат-іони (мал. 91) є аргентум нітрат.



Мал. 91.
Утворення осадку аргентум ортофосфату

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 8

Виявлення в розчині аніонів PO_4^{3-}

До 1—2 мл розчину натрій ортофосфату додайте 2 краплі розчину аргентум нітрату. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

З'ясуйте, чи розчиняється добутий осад у розбавленій нітратній кислоті.

Відомості про якісні реакції на деякі йони зібрані в Додатку (с. 230).

ВИСНОВКИ

Для виявлення речовин або певних йонів у розчинах використовують якісні реакції. Їх особливість: поява певного забарвлення, утворення осаду або газу з певними властивостями.

Катіони Барію виявляють у розчині за реакцією із сульфатною кислотою або розчином сульфату, йони Феруму і амонію — за допомогою лугу. Реактивом для проведення якісної реакції на метасилікат-іони є розчин кислоти, а реакції на ортофосфат-іони — розчин аргентум нітрату.



247. Чи кожену реакцію за участю певних йонів можна назвати якісною на ці йони? Відповідь аргументуйте.
248. Складіть молекулярні рівняння якісної реакції на хлорид-іони, якщо в одному випадку реагентами є дві солі, а в іншому — сіль і кислота.
249. Чи можна застосувати натрій карбонат для виявлення йонів Кальцію в природній воді? Відповідь аргументуйте.
250. Якісною реакцією на карбонат-іони слугує реакція, під час якої виділяється вуглекислий газ. Як довести виділення цього газу?
251. Після розчинення залізного цвяха в кислоті утворився розчин. Для з'ясування того, які йони Феруму містяться в розчині — Fe^{2+} чи Fe^{3+} , — учень додав до нього трохи розчину натрій гідроксиду. Осад не утворився. Яка причина цього? Що має зробити учень для успішного проведення відповідної якісної реакції?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Дослідження якісного складу солей

У вашому розпорядженні — розбавлена сульфатна кислота, розчини натрій гідроксиду, барій хлориду, аргентум нітрату, штатив із пробірками, піпетка, скляна паличка.

Виконайте завдання варіанта, який укаже вчитель.

ВАРІАНТ I

Завдання 1. Визначити якісний склад ферум(III) хлориду.

Завдання 2. Розрізнити в пронумерованих пробірках розчини нітратів Барію та амонію.

ВАРІАНТ II

Завдання 1. Визначити якісний склад ферум(II) сульфату.

Завдання 2. Розрізнити в пронумерованих пробірках розчини метасилікату й ортофосфату Натрію.

Перед початком роботи продумайте свої дії за кожним завданням і складіть план експерименту.

Виконання завдань оформіть у вигляді таблиць.

Завдання 1

Формула йона, який визначається	Формула діючого йона (в реактиві)	Спостереження
...
Рівняння реакцій (у йонно-молекулярній та молекулярній формах):		

Завдання 2

Номер пробірки	Формула реактиву	Спостереження	Висновок (формула солі в розчині)
...
Рівняння реакцій (у йонно-молекулярній та молекулярній формах):			

їх масових часток у живих організмах може сягати 97—98 % (табл. 12).

Таблиця 12

Вміст деяких хімічних елементів у рослинах і організмах тварин
(за О. П. Виноградовим*)

Елемент	Середня масова частка, %	
	у рослинах	в організмах тварин
Оксиген	70	62
Карбон	18	21
Гідроген	10	9,7
Нітроген	0,3	3,1
Кальцій	0,3	1,9
Калій	0,3	0,27
Фосфор	0,07	0,95
Магній	0,07	0,03
Сульфур	0,05	0,16
Натрій	0,02	0,1
Ферум	0,02	0,01

* О. П. Виноградов (1895—1975) — відомий учений-геохімік.

Відомості, наведені в таблиці 12, свідчать про те, що розподіл елементів у рослинах і організмах тварин дуже схожий.

У § 29 йшлося про елементи, яких потребують рослини для свого розвитку. Ви дізналися, що розрізняють макро- та мікроелементи. Макроелементи необхідні рослинам у значно більшій кількості; вони містяться в мінеральних добривах. Серед трьох макроелементів два неметалічних — Нітроген і Фосфор, а серед мікроелементів — Бор, Хлор. Сульфур за його потребою для рослин «перебуває» між цими двома групами елементів.

Більшість неметалічних елементів засвоюється рослинами із ґрунтового розчину в складі

оксигеновмісних аніонів — NO_3^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , SO_4^{2-} , а Нітроген — ще й у складі катіонів NH_4^+ . Карбон потрапляє в рослини завдяки поглинанню вуглекислого газу під час фотосинтезу, Гідроген — переважно з молекулами води, Оксиген — з молекулами вуглекислого газу і води.

Для організмів тварин і людини важливі майже всі згадані неметалічні елементи, а також деякі інші. Атоми Сульфуру є в білках. Йони Cl^- містяться в біологічних рідинах, зокрема в шлунковому соку, крові. Йони PO_4^{3-} наявні в сполуці $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, а PO_4^{3-} і F^- — в сполуці $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$; обидві речовини є неорганічною основою кісток, зубів. Для зміцнення зубної емалі в пасту вносять добавки сполук Флуору. Певна кількість Йоду в організмі людини забезпечує нормальне функціонування щитовидної залози. За дуже малого вмісту цього елемента в природній воді рекомендують використовувати в харчуванні йодовану кухонну сіль (мал. 92); у ній є домішка солі KI або KIO_3 , масова частка якої становить від 0,001 до 0,01 %.



Мал. 92.
Йодована
кухонна сіль

Металічні елементи і живі організми. Металічні елементи містяться в живих організмах у значно меншій кількості, ніж неметалічні, але в більшому «асортименті».

Калій — один із трьох макроелементів для рослин. Йони Натрію і Калію є в усіх клітинах,

а йони Магнію входять до складу хлорофілу — сполуки, яка регулює процес фотосинтезу. Серед мікроелементів — Цинк, Манган, Ферум, Нікель, Купрум, Молібден, деякі інші. Рослини засвоюють металічні елементи, як правило, у формі катіонів — K^+ , Mg^{2+} , Zn^{2+} тощо.

В організмах тварин і людини міститься більше металічних елементів, ніж у рослинах. Катіони Fe^{2+} забезпечують перенесення кисню гемоглобіном в організмі. Кальцій є в кістках, зубах, яєчній шкаралупі, черепашках. Катіони Ca^{2+} у крові зумовлюють її згортання при порізах або травмах. Баланс йонів Na^+ і K^+ важливий для роботи серця, функціонування м'язів, процесів обміну речовин. Металічні мікроелементи містяться в різних ферментах.

Потреба організму в Кальції задовольняється переважно за рахунок молока і молочних продуктів. Для поповнення організму Натрієм потрібно щодня споживати з їжею 3—4 г солі. Найбільше Калію міститься в бобах, куразі, винограді, а Феруму — в яблуках, гречці, буряку, зелених овочах.

Для організму людини виділяють 15 елементів, які називають «життєво необхідними». Серед них — 10 металічних елементів (Na, K, Mg, Ca, Fe, Zn, Mn, Cu, Co, Mo) і 5 неметалічних (P, S, Cl, I, Se). Ці елементи постійно перебувають в організмі в певній кількості — істотній або досить малій.

Слід зважити на те, що не лише нестача, а й надлишок певного елемента в організмі може негативно вплинути на його розвиток.

ВИСНОВКИ

Усі живі організми складаються здебільшого з органічних речовин і води. В них переважають неметалічні елементи — Карбон, Гідроген, Оксиген, Нітроген, Сульфур і Фосфор. Це — елементи-органогени.

Неметалічні елементи надходять у живі організми у складі аніонів, а металічні — у формі катіонів.

Кожний макро- чи мікроелемент виконує одну або кілька важливих функцій у живому організмі.



255. Чому, на вашу думку, Силіцій посідає друге місце за поширеністю в літосфері, а в рослинах, організмах тварин і людини цього елемента дуже мало?
256. Які хімічні перетворення нітрогеновмісних органічних сполук відбуваються в організмі людини?
257. За матеріалами з інтернету та інших джерел інформації підготуйте повідомлення:
 - а) про вплив нестачі Нітрогену в ґрунті на розвиток овочевих культур;
 - б) про вміст мікроелементів у харчових продуктах — дарах морів і океанів.
258. Використовуючи наведені в таблиці 12 відомості з поширеності Карбону і Гідрогену в рослинах, визначте, атомів якого елемента в рослинах більше й у скільки разів.
259. За масовими частками Калію і Натрію в організмах тварин (табл. 12) визначте, скільки йонів K^+ припадає в них на кожні 10 йонів Na^+ .
260. Масова частка Кальцію в організмі людини становить 1,5 %. Які маса і кількість речовини цього елемента містяться у вашому організмі?

33

Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами

Матеріал параграфа допоможе вам:

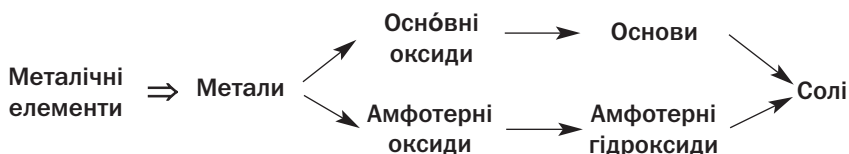
- повторити хімічні властивості простих речовин і неорганічних сполук;
- розширити свої знання про перетворення сполук елемента, які належать до різних класів.

Ви вже знаєте, що між речовинами існують зв'язки, які ґрунтуються на їх походженні та хімічних властивостях. Ці зв'язки називають генетичними. Вони розглянуті в параграфі із залученням класифікації неорганічних речовин та узагальненням хімічних перетворень (відповідну інформацію розміщено в Додатках).

Зв'язки між речовинами, зумовлені їх походженням. Від металічних елементів походять метали, основні та амфотерні оксиди¹. Основним оксидам відповідають основи, а амфотерним оксидам — амфотерні гідроксиди (схема 10). В оксидах, гідроксидах, більшості солей металічні елементи наявні у формі катіонів.

Схема 10

**Зв'язки між речовинами,
що походять від металічних елементів**



Неметалічні елементи утворюють неметали, кислотні оксиди². Від цих оксидів походять оксигеновмісні кислоти (схема 11). Їхні солі містять аніони, в яких є атоми кислототворних елементів.

Схема 11

**Зв'язки між речовинами,
що походять від неметалічних елементів**



Обидві схеми можна доповнити такими відомостями. Частина солей, що є бінарними сполуками, походить від двох елементів — металіч-

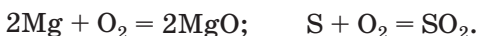
¹ Оксиди, в яких металічні елементи мають ступені окиснення +6 і +7, є кислотними. Приклади: CrO_3 , Mn_2O_7 . Цим оксидам відповідають кислоти H_2CrO_4 , HMnO_4 .

² Винятки — несолетворні оксиди CO , NO , N_2O , H_2O .

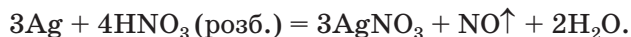
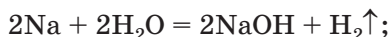
ного і неметалічного, розміщеного в VI-й групі (крім Оксигену) або VII-й групі періодичної системи. Це солі безоксигенових кислот; вони складаються з катіонів металічних елементів і простих аніонів неметалічних елементів.

Зв'язки між речовинами, зумовлені їх хімічними властивостями. Хімічні перетворення за участю простих і складних речовин можуть відбуватися у водних розчинах або сумішах твердих речовин, за звичайних умов або при нагріванні, без каталізаторів або за їх наявності. В одних хімічних реакціях ступені окиснення елементів залишаються сталими, а в інших змінюються.

Реакції за участю простих речовин. Метали і неметали за окремими винятками реагують з киснем з утворенням оксидів:

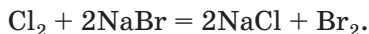
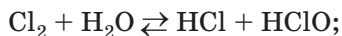


Лужні та лужноземельні метали взаємодіють з водою, а більшість металів — з кислотами і солями. Можливість реакцій і особливості їх перебігу передбачають за розміщенням металів у ряду активності. Приклади відповідних хімічних перетворень:



► Назвіть продукти реакцій заліза з хлоридною кислотою і купрум(II) сульфатом.

Найактивніші неметали взаємодіють з водою, лугами, деякими солями:



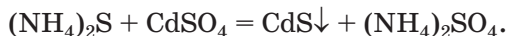
Вам відомо, що реакції, в яких беруть участь прості речовини, є окисно-відновними.

Реакції за участю оксидів та гідратів оксидів. Оксиди лужних і лужноземельних елементів взаємодіють з водою; продукти цих

Цікаво знати

У результаті реакції натрію з киснем утворюється пероксид Na_2O_2 із домішкою оксиду Na_2O .

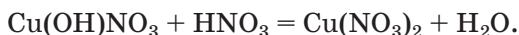
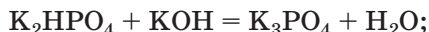
кислота, а продуктами реакції між двома солями є дві інші солі:



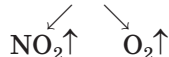
Деякі середні солі, розчиняючись у воді, зазнають гідролізу й перетворюються на кислі або основні солі:



Додаванням до кислій солі лугу або до основної солі кислоти можна добути середню сіль:



Багато солей зазнають термічного розкладу:



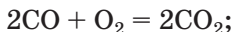
Послідовні перетворення речовин часто ілюструють відповідними схемами, в яких можуть бути вказані формули реагентів, умови перебігу реакцій:



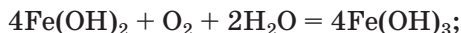
Викладене в параграфі підсумовано в таблиці 13.

Відомо багато взаємоперетворень сполук елемента, які належать одному класу. Приклади таких реакцій:

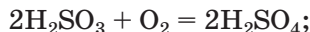
- перетворення оксиду на інший



- перетворення гідроксиду на інший



- перетворення оксигеновмісної кислоти на іншу



- перетворення середньої солі на іншу



**Хімічні перетворення
за участю неорганічних сполук різних класів**

Реагенти	Хімічний характер сполук	Приклади
Оксид + вода	Не змінюється	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH};$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
Гідрат оксиду (розклад)		$\text{Fe}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow;$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow;$ $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$
Сіль + луг (у розчині)		$\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$
Сіль + кислота (у розчині)		$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}\uparrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Сіль + сіль (у розчині)		$3\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Оснóвний оксид (основа) + кислотний оксид (кислота)	Змінюється	$\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3;$ $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $3\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
Амфотерний оксид (гідроксид) + кислотний оксид (кислота)		$\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{ZnSiO}_3;$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Амфотерний оксид (гідроксид) + оснóвний оксид (основа)		$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{MgO} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{AlO}_2)_2;$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$

ВИСНОВКИ

Генетичними зв'язками між речовинами називають зв'язки, які ґрунтуються на походженні речовин та їх хімічних властивостях.

Від металічних елементів походять метали, оснóвні та амфотерні оксиди, основи та амфо-

терні гідроксиди, а від неметалічних елементів — неметали, кислотні оксиди, кислоти. Солі є похідними елементів обох типів — металічних і неметалічних.

Прості речовини реагують з киснем, метали залежно від їх активності — ще й із водою, кислотами, солями. Активні неметали взаємодіють з водою, лугами, деякими солями.

Реакції між неорганічними сполуками можуть відбуватися зі зміною їх хімічного характеру або без зміни.



261. Знайдіть відповідність:

Формула оксиду

Тип оксиду

1) I_2O_5 ;

а) основний оксид;

2) Ag_2O ;

б) амфотерний оксид;

3) Cl_2O ;

в) кислотний оксид.

4) PbO ;

5) FeO ;

262. Назвіть два кислотних оксиди, взаємодія яких з водою є оборотною реакцією. Запишіть відповідні хімічні рівняння.

263. Складіть рівняння усіх можливих реакцій між двома оксидами, використавши такий перелік сполук: ZnO , MgO , P_2O_5 , SO_3 , Li_2O .

264. За яких умов відбувається реакція між натрій хлоридом і сульфатною кислотою? Дайте обґрунтування й запишіть відповідне хімічне рівняння.

265. Нітратна кислота взаємодіє з барій карбонатом, але не реагує з барій хлоридом і барій сульфатом. Поясніть ці факти і напишіть хімічне рівняння в молекулярній і йонно-молекулярній формах.

266. Солі Ag_2S і $NaNO_3$ не вступають у реакції обміну з іншими солями. Наведіть відповідні пояснення.

267. Напишіть рівняння реакцій для здійснення таких перетворень:

а) $KCl \rightarrow KNO_3 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KOH$;

б) $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na_2SO_4$;

в) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4$.

268. Унаслідок взаємодії 10,7 г амоній хлориду з достатньою кількістю концентрованого розчину лугу добули 4,03 л амоніаку (н. у.). Обчисліть відносний вихід цього продукту реакції.

269. Суміш 27,6 г калій карбонату і 7,1 г фосфор(V) оксиду нагріли до завершення виділення газу. Що являв собою твердий залишок після реакції? Обчисліть масові частки речовин у ньому.

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами

Вам видано розчини вихідних речовин — натрій гідрокарбонату і алюміній хлориду (*варіант 1*), натрій тетрагідроксоалюмінату і ферум(III) хлориду (*варіант 2*).

Виконайте запропоновані завдання, використовуючи за потреби розчини натрій карбонату, натрій гідроксиду, барій нітрату, амоніаку і сульфатної кислоти.

ВАРІАНТ I

Завдання 1. Доберіть реактиви і здійсніть хімічні перетворення сполук Карбону згідно зі схемою $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$.

Завдання 2. Добудьте алюміній гідроксид із алюміній хлориду (кількома способами).

ВАРІАНТ II

Завдання 1. Доберіть реактиви і здійсніть хімічні перетворення сполук Алюмінію згідно зі схемою $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Завдання 2. Добудьте ферум(III) гідроксид із ферум (III) хлориду (кількома способами).

Перед виконанням кожного завдання продумайте свої дії та складіть план експерименту. Над стрілками в схемі завдання 1 запишіть формули реактивів.

Послідовність дій, спостереження, висновки і хімічні рівняння в молекулярній та йонно-молекулярній формах запишіть у таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновок
<i>Завдання...</i>		
...
Рівняння реакцій:		



270. Які перетворення в завданні 1 варіанта 1 можна здійснити без використання хімічних реактивів? Напишіть відповідні хімічні рівняння.
271. Який реагент потрібно додати до розчину натрій гідрогенкарбонату, щоб добути барій карбонат? Складіть рівняння реакції.
272. Як із алюміній нітрату добути алюміній сульфат за допомогою однієї реакції? Напишіть відповідне хімічне рівняння і зазначте умови проведення досліду.
273. Чи можна здійснити реакцію за участю натрій тетрагідроксоалюмінату, серед продуктів якої буде алюміній нітрат? У разі позитивної відповіді складіть молекулярне і йонно-молекулярне рівняння.
274. Складіть план експерименту зі здійснення таких хімічних перетворень:
- а) $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$;
 - б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4$;
 - в) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Cu}$.

Укажіть над стрілками формули реагентів і напишіть хімічні рівняння в молекулярній та йонно-молекулярній формах.

5 розділ

Хімія і прогрес людства

Ми живемо у світі речовин, кількість яких невпинно зростає. Нові речовини та матеріали на їх основі поступово витісняють традиційні в різних сферах.

Із розвитком промисловості, енергетики, транспорту у довкілля потрапляє дедалі більше відходів виробництва і споживання. Вони порушують екологічну рівновагу, завдають шкоди живим організмам.

У цьому розділі з погляду хімії висвітлено позитивні та негативні тенденції сучасного розвитку цивілізації. Ви дізнаєтесь про важливі кроки, які має зробити людство для збереження природи. Одним з них є формування екологічної культури. Успіх у природоохоронній справі також значною мірою залежить від досягнень хімічної науки.

34

Хімія і розвиток цивілізації

Матеріал параграфа допоможе вам:

- оцінити значення хімії в створенні нових матеріалів, розв'язанні сировинної, енергетичної та продовольчої проблем;
- зрозуміти роль хімії у розробленні нових технологій.

Хімія і створення нових матеріалів. У ХХ ст. традиційні матеріали вже не могли забезпечувати прогресивний розвиток людства. Науковці винайшли штучні полімери, багато з яких стали основою пластмас. Ці матеріали легкі, міцні, хімічно стійкі, легко піддаються механічній обробці. Пластмаси дедалі частіше використовують у будівництві, техніці, на транспорті замість скла, кераміки і навіть металів. Синтетичні волокна виявилися кращими за багатьма властивостями, ніж природні; їх застосовують у різних сферах.

Для використання в сучасній техніці, комп'ютерах, космічних апаратах, засобах зв'язку і запису інформації учені пропонують нові матеріали з необхідними електричними, магнітними, оптичними властивостями, високою термо- і морозостійкістю. Добуто речовини, що перетворюють механічну або світлову енергію на електричну. У техніці й медицині застосовують оптичні волокна, які дають змогу здійснювати швидкісне передання інформації, вимірювати фізичні параметри в різних середовищах, проводити діагностику організму людини.

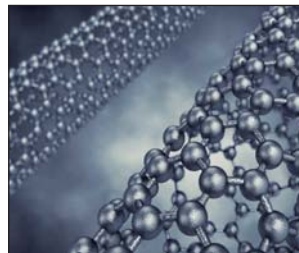
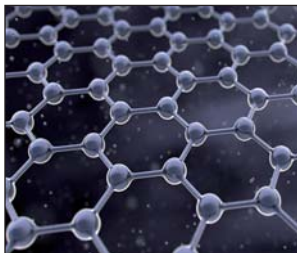
В останні десятиліття вчені відкрили особливі властивості твердих речовин, розміри часточок яких вимірюються нанометрами ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$)¹. Матеріали, що складаються з таких часточок, називають наноматеріалами (мал. 93). Деякі з них є дуже міцними й водночас легкими і гнучкими. Вони слугують основою тонких моніторів для комп'ютерів, мініатюрних електронних пристроїв, фільтрів для очищення води і повітря від найдрібніших твердих домішок. Для надання наноматеріалу потрібних властивостей учені визначають оптимальні розміри часточок та їх розміщення в речовині. Прикладом викори-

Цікаво знати

Надтонкий наноматеріал на основі алюміній оксиду витримує сильні деформації й відновлює свою форму.

¹ Подібні розміри мають великі атоми, а також багато молекул.

Мал. 93.
Моделі будови
двовимірного
і тривимірного
карбонівих
наноматеріалів



стання таких речовин у медицині слугує водна суспензія наночасточок срібла, що виявляє антимікробну дію.

В електромережах застосовують метали або їхні сплави. Оскільки вони мають певний електричний опір, частина електричної енергії втрачається. У минулому столітті було виявлено речовини, яким притаманна надпровідність (відсутність електричного опору) за температур нижче $-250\text{ }^{\circ}\text{C}$. Протягом останніх десятиліть удалося добути неорганічні сполуки, які мають таку властивість уже при $-140\text{ }^{\circ}\text{C}$. Якщо буде відкрито речовини, надпровідні за звичайних умов, то за їх використання високовольтні електромережі працюватимуть практично без втрат.

Хімія і нові напрями технологій. Основу багатьох технологічних процесів становлять хімічні реакції. Їх здійснюють у металургії, виробництві скла, мінеральних добрив, полімерів, цементу, вапна, соди, інших неорганічних і органічних сполук. Останнім часом у різні сфери виробництва впроваджують технології, що істотно відрізняються від традиційних.

Залізо — метал, який використовується в найбільших обсягах. У чорній металургії зазвичай здійснюють два процеси. Спочатку із руди добувають чавун, а потім із чавуну вилучають більшість домішок (за допомогою хімічних реакцій) і переплавляють його на сталь. Ці процеси відбуваються за дуже високих температур, спричиняють істотне забруднення довкілля. Останнім часом у розвинутих

Цікаво знати

Одним із надпровідних матеріалів є складний оксид трьох елементів — Ітрію, Барію і Купруму.

країнах успішно впроваджується одностадійний процес добування заліза із руди. Він ґрунтується на взаємодії оксидів Феруму з воднем або сумішшю водню і карбон(II) оксиду. Температура, за якої відбуваються відповідні реакції, на кілька сотень градусів нижча, ніж при виробництві чавуну, а кількість відходів незначна. Продукт цього виробництва — губчасте залізо, яке переплавляють або використовують для виготовлення різних сплавів, зокрема сталі.

► Складіть рівняння реакцій оксиду Fe_2O_3 з воднем і карбон(II) оксидом.

Цікаво знати

Пеніцилін, стрептоміцин, багато інших антибіотиків є продуктами життєдіяльності мікроорганізмів.

Поширюється впровадження біотехнологій — процесів перетворення речовин на інші за участю мікроорганізмів або продуктів їх життєдіяльності. Такі технології застосовують для добування біогазу (горючої газової суміші) із рослинних решток, відходів птахівництва і тваринництва, при виробництві деяких медичних препаратів. У природоохоронній галузі використовують здатність певних бактерій та мікроорганізмів розкладати нафту, нафтопродукти й токсичні речовини в стічних водах.

Хімія в розв'язанні продовольчої проблеми. Сучасне сільське господарство потребує надійної наукової основи. Агрохіміки проводять дослідження складу ґрунтів, визначають їх кислотність, вміст макро- та мікроелементів, деяких органічних речовин (мал. 94). На підставі отриманих результатів надаються рекомендації щодо вирощування різних культур на тих чи інших полях, визначаються кількості й терміни внесення добрив кожного виду.

Розв'язувати продовольчу проблему допомагають хімічні засоби захисту рослин (пестициди, фунгіциди), стимулятори росту.

Хімія в розв'язанні сировинної проблеми. У різних виробництвах застосовують речови-

Мал. 94.
Хімічний
аналізатор
грунту на
автомобілі



ни, на які багата природа, — воду, повітря та його компоненти, гірські породи, руди, мінерали, нафту, природний газ, вугілля, целюлозу тощо. Більшість природних ресурсів обмежена. Тому їх потрібно переробляти з найбільшим виходом корисних речовин і мінімальною кількістю відходів, запроваджуючи оптимальні режими здійснення реакцій.

Переробка промислових відходів має бути обов'язковою, комплексною і максимально повною, із широким залученням хімічних реакцій, насамперед для знешкодження токсичних речовин. Відходи, які використовують чи переробляють, називають вторинними ресурсами. Показовими є такі цифри: новий автомобіль містить у середньому 40 % регенованих металів, літак — 60 % регенованого алюмінію, а золота прикраса — 90 % регенованого золота.

Хімія в розв'язанні енергетичної проблеми. Характерною ознакою прогресу людства є розвиток атомної енергетики. Добувати уран із руди, виробляти паливо для ядерних реакторів, переробляти радіоактивні відходи допомагає наука хімія.

У промисловості, техніці, транспортних засобах, повсякденному житті широко застосовують акумулятори (мал. 95), гальванічні та паливні елементи. Їх роботу забезпечують окисно-відновні реакції. Учені розробляють ефективні хімічні джерела струму, які не містять сполук Плюмбуму, Кадмію, інших токсичних речовин.

Мал. 95.
Електромобілі —
перспектива
автотранспорту



Сонячні промені — невичерпне джерело енергії. Використовувати їх допомагають сполуки, які перетворюють енергію світла на електричну. Науковці ведуть постійний пошук таких речовин, розробляють методи їх добування.

ВИСНОВКИ

Оснoву багатьох промислових технологій становлять хімічні реакції. Розширюється сфера використання біотехнологій, успішно розвиваються дослідження наноматеріалів, розробляються способи їх добування.

Хімічна наука досягла успіхів у створенні матеріалів із заданими властивостями, які замінюють традиційні, допомагають у розв'язанні енергетичної проблеми.

Хімія забезпечує сільське господарство добривами, засобами захисту рослин, сприяючи зростанню виробництва харчових продуктів.



275. Речовини атомної чи молекулярної будови мають бути основою надтвердих і термостійких матеріалів? Відповідь обґрунтуйте.
276. За матеріалами з інтернету з'ясуйте склад біогазу. Які його компоненти є горючими речовинами?
277. Чому, на ваш погляд, вважають, що майбутнє — за електромобілями?

278. Натрій карбонат виробляють у промисловості нагріванням натрій гідрогенкарбонату. Складіть відповідне хімічне рівняння. Які тривіальні назви обох солей?
279. Надпровідні властивості має сполука Магнію з Бором. Визначте її формулу, якщо масова частка Бору в сполуці становить 47,8 %.
280. Яку масу подвійного суперфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ як фосфорного добрива може замінити 1 т металургійного шлаку із масовою часткою Фосфору 3,1 %?
281. Метод переробки відходів гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ полягає у пропусканні суміші двох об'ємів амоніаку і одного об'єму вуглекислого газу в суспензію гіпсу у воді. Напишіть рівняння відповідної реакції та з'ясуйте сфери використання обох її продуктів.
282. Які маси амоній сульфату і кальцій карбонату утворяться із 1 т відходів гіпсу (див. вправо 281), якщо масова частка гіпсу в них становить 43 %, а відносний вихід продуктів реакції — 90 %?

35

Хімія і довкілля

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про основні джерела хімічного забруднення атмосфери, гідросфери, літосфери;
- оцінити роль хімії в скороченні викидів шкідливих речовин у довкілля.

Хімічне забруднення довкілля. До середини XIX ст. у навколишнє середовище потрапляла невелика кількість техногенних забруднень. Природа, як гігантська хімічна лабораторія, встигала розкладати шкідливі речовини і відновлювала екологічну рівновагу. Пізніше негативний вплив людини на довкілля став швидко зростати. Збільшувалось забруднення повітря, гідросфери, поверхні Землі, зникло багато видів рослин і тварин. Нині вчені вважають, що прийшов час «лікувати» нашу планету. Вони закликають змінити споживацьке ставлення до її ресурсів,

берегти природу, її багатства для наступних поколінь.

На уроках хімії ви вже обговорювали екологічні проблеми, пов'язані з викидами в довкілля шкідливих речовин промисловими підприємствами, автотранспортом, теплоелектростанціями. Вам відомі такі атмосферні явища, як смог і кислотні дощі. Вони значною мірою зумовлені підвищеним вмістом газів CO , SO_2 , NO , NO_2 в повітрі над промисловими регіонами і мегаполісами. На уроках також ішлося про руйнування озонового шару в атмосфері, його причини і негативні наслідки.

В Україні щороку в атмосферу потрапляє 6—7 млн т шкідливих речовин. Міста, найбільш забруднені техногенними викидами, розташовані переважно в Донецькій, Луганській і Дніпропетровській областях. Екологічну ситуацію в Маріуполі та Кривому Розі вважають вкрай незадовільною. Дуже забруднюють довкілля теплоенергетичні підприємства і металургійні заводи, а у великих містах — автотранспорт (у Києві на нього припадає приблизно 90 % усіх забруднень). Від промислових стоків найбільше потерпають річки Дніпро і Сіверський Донець.

В атмосферу потрапляють продукти неповного згоряння пального в автомобільних двигунах, газові викиди хімічних підприємств. Концентрації в повітрі вуглеводнів, фенолу, формальдегіду, аніліну, інших шкідливих органічних і неорганічних сполук над промисловими центрами нерідко перевищують дозволені законодавством у 10 і більше разів. Фреони CCl_3F , CHClF_2 , $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_4$ та інші, які виділяються із несправної холодильної техніки, аерозольних упаковок, руйнують озоновий шар.

Істотного забруднення зазнає й гідросфера. Морська фауна, жителі приморських районів потерпають від катастроф танкерів, які перевозять нафту і нафтопродукти, аварій на нафтових платформах. Щороку у Світовий океан

Цікаво знати

Уперше велику озонуву «дірку» в атмосфері було виявлено в кінці 70-х років ХХ ст.

Цікаво знати

Щороку в ґрунти, річки й озера потрапляє 4 млн т пестицидів.

виливається в середньому 10 млн т нафти. Кожна тонна її розтікається на поверхні води площею понад 12 км² і створює плівку, яка ізолює воду від атмосфери і порушує екологічну рівновагу. Річки забруднюються стічними водами нафтопереробних заводів, підприємств органічного синтезу, які виробляють галогенопохідні вуглеводнів, органічні кислоти, альдегіди, фенол та його похідні, ароматичні сполуки, барвники. На окиснення органічних речовин, що потрапили у воду, витрачається розчинений у ній кисень. Від його нестачі гине риба (мал. 96). Останнім часом різко зростають масштаби засмічення природних водойм відходами полімерних матеріалів і пластмас, зокрема використаними пластиковими пляшками, поліетиленовими пакетами. Негативно впливають на мешканців річок і озер залишки синтетичних мийних засобів.



Мал. 96.
Загибель риби

Земна поверхня забруднюється використаними полімерними матеріалами та виробами з них, залишками мінеральних добрив, засобів захисту рослин від хвороб і шкідників, будівельних матеріалів, побутовим сміттям.

Хімія й охорона довкілля. Хіміки не лишаються осторонь проблем, пов'язаних із забрудненням довкілля, що постійно зростає. Вони розробляють ефективні методи очищення промислових газів і рідких стоків підприємств, переробки твердих відходів (мал. 97). Більшість цих методів передбачає здійснення

Мал. 97.
Знаки
на виробач,
що підлягають
переробці
після
використання



хімічних реакцій із перетворенням шкідливих речовин на безпечні для живої природи.

Якщо речовина-забрудник, що міститься у стічній воді підприємства, має кислотні властивості, то її звичайно нейтралізують вапном або вапняком (крейдою). У лужні стоки додають розчин сульфатної кислоти. Це найдешевша кислота, а продукти реакцій за її участю — сульфати — як правило, безпечні для довкілля. Дуже ефективним і економічно вигідним є знешкодження кислих і лужних промислових стоків шляхом їх змішування. У цьому разі хімічні реагенти не потрібні. Іноді для очищення води після її використання в промисловості здійснюють реакції обміну з утворенням нерозчинних сполук токсичних елементів, які відокремлюють фільтруванням. Домішки речовин-окисників видаляють за допомогою таких відновників, як сульфур(IV) оксид, ферум(II) сульфат, а речовини-відновники окиснюють киснем повітря, озоном, іншими речовинами.

- Запропонуйте метод вилучення йонів Купруму зі стічних вод електрохімічного виробництва.

У наш час хіміки розробляють матеріали, які не завдають шкоди природі. Деякі матеріали довговічні, стійкі щодо речовин довкілля, а інші поступово розкладаються в природних умовах з утворенням безпечних речовин. Учені також беруть участь у розв'язанні зав-



Мал. 98.
Одноразовий
посуд
із висівок



Мал. 99.
Контейнер у школі
для пластикових
відходів

дань, пов'язаних із переробкою та використанням різних відходів (мал. 98, 99).

Екологічні проблеми виникають не лише через інтенсивний розвиток промисловості, транспортної сфери, енергетики, а й через нестачу екологічних знань у людей, які проєктують підприємства, дозволяють їх будувати, керують ними.

Сучасні хімічна наука і хімічна технологія покликані створити таку індустрію, яка б ґрунтувалася на ефективних виробничих процесах, безпечних для людини і довкілля. Хіміки разом з іншими спеціалістами мають зробити вагомий внесок в оздоровлення природи, зупинити негативний вплив цивілізації на неї.

Людство виходить на шлях стійкого розвитку. Серед стратегічних завдань кожної держави на цьому шляху —

- раціональне використання природних ресурсів;
- комплексна переробка сировини;
- впровадження енергозберігальних технологій, використання нетрадиційних джерел енергії;
- зменшення викидів парникових газів;

- збереження родючості ґрунтів і охорона природних водойм від забруднень;
- ефективна переробка відходів виробництва і споживання.

ВИСНОВКИ

Хімічне забруднення довкілля постійно зростає. Його основними джерелами є промисловість, енергетика й автотранспорт. Серйозної шкоди природі завдають побутові відходи.

Учені-хіміки розробляють методи очищення промислових газових викидів, рідких стоків від шкідливих речовин за допомогою хімічних реакцій, розв'язують проблеми переробки різноманітних відходів.

Головними завданнями перед людством є забезпечення стійкого розвитку цивілізації й охорона природи.



283. Нерідко можна почути про забруднення водойм «важкими металами». Як ви розумієте такий вираз? Які частинки забруднюють воду?
284. Перед утилізацією побутових відходів зазвичай здійснюють їх сортування. Які речовини і матеріали доцільно вилучати при цьому? Як їх можна переробити чи використати?
285. Назвіть кілька шкідливих речовин, які потрапляють в атмосферу із працюючого двигуна автомобіля.
286. Запропонуйте спосіб вилучення із промислового газу, схожого за складом на повітря, домішки:
- амоніаку;
 - сірководню.
- Напишіть відповідні хімічні рівняння.
287. Масова частка Сульфуру в зразку мазуту становить 1,28 %. Яку масу концентрованої сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 96 % можна добути з оксидів Сульфуру, що утворюються на теплоелектростанції при спалюванні 100 т мазуту?

Матеріал параграфа допоможе вам:

- дізнатися про галузь хімічної науки, яку називають «зеленою» хімією;
- ознайомитися з напрямками досліджень у сфері «зеленої» хімії.

Хімія — одна із фундаментальних наук. Її досягнення значною мірою забезпечують прогресивний розвиток людства. Про це йшлося на сторінках наших підручників. Але часом можна почути негативну оцінку хімії. Вона зумовлена тим, що численні хімічні виробництва, багато речовин і матеріалів, які випускає промисловість, завдають шкоди довкіллю, здоров'ю людини. Деякі факти, що підтверджують це, наведено в попередньому параграфі. Нинішні прогнози щодо майбутнього стану природи є песимістичними.

В останні десятиліття учені докладають чималих зусиль, щоб змінити ситуацію, яка склалася. Поступово формується галузь хімії, яку називають «зеленою» хімією, тобто дружною щодо довкілля. Можливий синонім цієї назви — «екологічно чиста хімія».

- ▶ У назві якої міжнародної неурядової організації є слово «Green»?

Розглянемо головні завдання, які постають перед «зеленою» хімією.

1. Створення нових хімічних технологій, а також удосконалення існуючих. Основна мета — максимальне використання сировини, вихідних речовин і зменшення до мінімуму кількості відходів.

Екологічність технології іноді оцінюють за відношенням маси кінцевого продукту до

Цікаво знати

Щодо новітніх виробництв часто вживають терміни «високі технології», «чисті технології».

маси відходів. Якщо для пластмаси цей показник може становити, наприклад, 1 : 5, то для деяких фармацевтичних препаратів — 1 : 500. Ідеал — безвідходне виробництво з повним використанням сировини.

Важливим для сучасної технології є вибір найбільш безпечного процесу, а також безпечних способів виділення й очищення цільового хімічного продукту. Для багатостадійних процесів бажане скорочення кількості стадій, що сприятиме зменшенню кількості відходів і збільшенню виходу цільових продуктів.

Один із принципів «зеленої» хімії — принцип «економії атомів». Наприклад, якщо органічна сполука утворюється внаслідок різних реакцій, то її вигідніше добути за реакцією приєднання (обидва реагенти використовуються, утворюється один продукт), ніж за реакцією заміщення або окисно-відновною реакцією, коли, крім цільового продукту, утворюються інші, другорядні. Цей принцип також дотримується, якщо хімічне перетворення здійснити за меншу кількість стадій.

Зростає актуальність досліджень каталітичних реакцій. Застосування каталізаторів дає змогу заощадити реагенти і знизити енерговитрати. Важливими заходами є заміна токсичних каталізаторів нетоксичними, а також розширення сфери використання каталізаторів білкової природи — ферментів.

У хімічні технології дедалі більше залучають рослинну сировину. Зростає виробництво біогазу із рослинних решток і відходів тваринництва і птахівництва, полімерів із деяких рослин. Значну кількість етену добувають у Бразилії з етанолу, виробленого із цукрової тростини.

2. Удосконалення процесів утилізації відходів виробництва та споживання, використання їх як вторинної сировини.

Про цю проблему йшлося в попередньому параграфі. Першочергове завдання — пере-

робка полімерних відходів, яких накопичується дедалі більше.

► Як із залишків поліетилену знову добути цей полімер?

3. Пошук нешкідливих речовин, які б замінили шкідливі в багатьох виробництвах.

Це завдання для кожного є очевидним. Токсичні речовини потребують особливих заходів при їх зберіганні, використанні, а залишки необхідно утилізувати або направляти на переробку. Значну увагу вчені приділяють розробленню технологій без використання органічних розчинників, оскільки майже всі ці речовини негативно впливають на здоров'я людини.

4. Винайдення полімерів, які можуть розкладатися в природних умовах.

Переважає кількість пластмасових виробів не призначена для довготривалого використання. Їх відходи, маса яких стрімко зростає, не розкладуться в довкіллі й за 100 років. На жаль, переробка охоплює лише незначну частину таких відходів.

Розширюються дослідження нових полімерів (поліпептидних, поліестерних), що подібні до природних високомолекулярних сполук і тому повільно розкладаються за участю бактерій і мікроорганізмів. Із цих полімерів виготовляють пакувальні матеріали (мал. 100), різний посуд, інші вироби.



Мал. 100.
Позначка
на пакеті з
біорозкладного
полімеру

Мал. 101.
Логотип
конгресу
із «зеленої»
хімії



У світі виходять друком наукові журнали, в яких висвітлюються проблеми розвитку «зеленої» хімії, повідомляється про досягнення в цій галузі. Періодично відбуваються міжнародні наукові конференції (мал. 101), де вчені обмінюються своїми здобутками.

ВИСНОВКИ

Нині хіміки вирішують багато завдань, спрямованих на максимальне використання сировини й ефективне перероблення різних відходів. Їх реалізація має гарантувати відсутність негативного впливу на довкілля. Через екологічне спрямування наукових досліджень і впроваджуваних технологій відповідна галузь хімічної науки отримала назву «зеленої» хімії.



288. У чому полягає процес добування заліза взаємодією залізної руди з воднем? Чи можна його вважати прикладом впровадження принципів «зеленої» хімії?
289. За матеріалами з інтернету підготуйте повідомлення про кілька органічних розчинників, найуживаніших у хімічній промисловості, та їх вплив на організм людини.
290. У позаминулому столітті водень добували в промисловості, пропускаючи водяну пару над розжареним залізним брухтом. Серед сучасних методів промислового добування водню — розклад природного газу за високої температури на прості речовини, розклад води за дії постійного електричного струму. Назвіть переваги і недоліки кожного методу з погляду «зеленої» хімії.

Післямова

Завершується ваше навчання у школі. Багато одинадцятикласників вступатимуть до університетів, інші розпочнуть трудове життя. Хімічні знання допоможуть кожному з вас розуміти явища, які відбуваються з різними речовинами в природі, живих організмах. Знаючи властивості речовин, що трапляються в повсякденному житті, ви правильно їх використовуватимете, не завдаючи шкоди собі, іншим людям, довкіллю.

Вивчаючи хімію, ви переконалися, наскільки цікава ця наука. Її невід'ємними складниками є неорганічна і органічна хімії. Кожного дня вчені-хіміки добувають багато нових речовин, визначають їх склад, досліджують будову і властивості, допомагають знайти галузі застосування.

Хімія — одна із природничих наук. Разом із фізикою, біологією, геологією, екологією, іншими науками про природу вона розкриває таємниці, пов'язані з виникненням нашої планети і життя на ній, створює наукову картину світу.

Деякі випускники шкіл у майбутньому стануть хіміками. Будемо раді, якщо зробити такий вибір молодим людям допомогли наші підручники.

Бажаємо вам щасливого життєвого шляху, багатьох звершень і добрих справ.

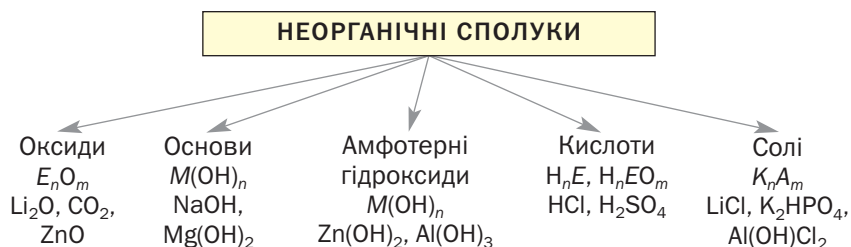
Автори

Додатки

I. Значення електронегативності s- і p-елементів 1—4 періодів

Періоди	Групи							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr —

II. Класифікація неорганічних сполук за складом і властивостями



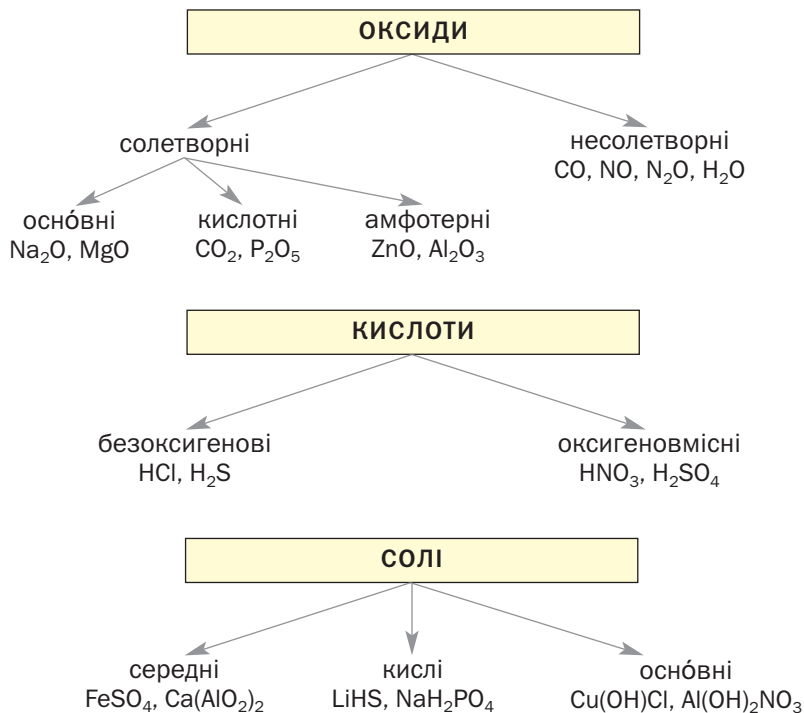
Позначення:

E — металічний або неметалічний елемент (в оксидах), неметалічний елемент (у кислотах);

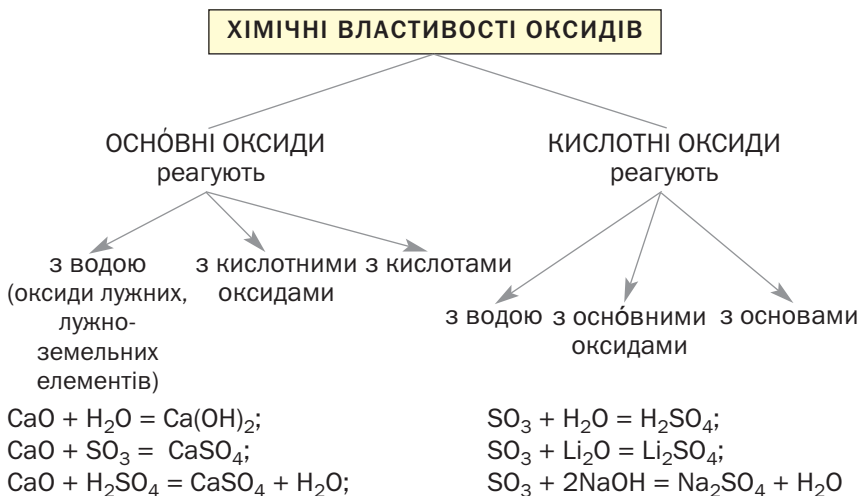
M — металічний елемент;

K — катіон, утворений металічним елементом, або катіон амонію;

A — аніон кислотного залишку.



III. Хімічні властивості неорганічних сполук



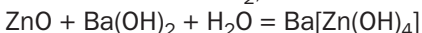
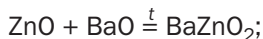
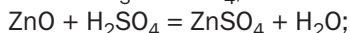
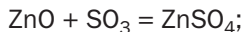
АМФОТЕРНІ ОКСИДИ реагують

з кислотними
оксидами

з кислотами

з оснóвними
оксидами

з основами



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ

ЛУГИ

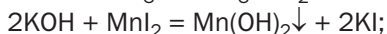
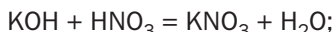
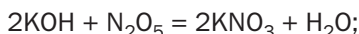
діють
на індикатори

реагують

з кислотними
оксидами

з кислотами

із солями
(у розчинах)



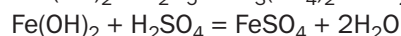
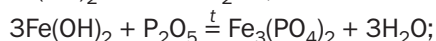
НЕРОЗЧИННІ ОСНОВИ

розкладаються
при нагріванні

реагують

з кислотними
оксидами

з кислотами



ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ

КИСЛОТИ

діють
на індикатори

реагують

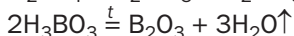
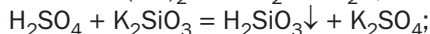
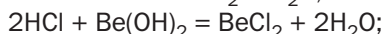
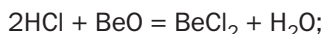
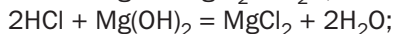
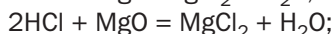
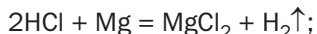
розкладаються
при нагріванні
(оксигеновмісні)

з металами

з оснóвними
оксидами
та основами

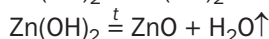
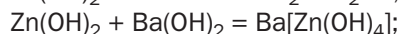
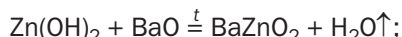
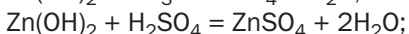
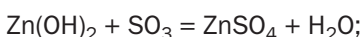
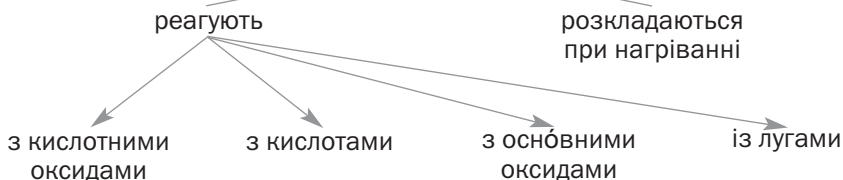
з амфотерними
оксидами
і гідроксидами

із солями



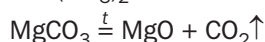
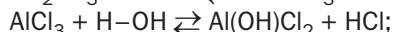
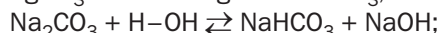
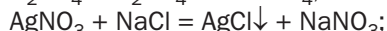
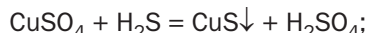
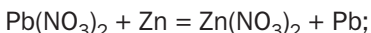
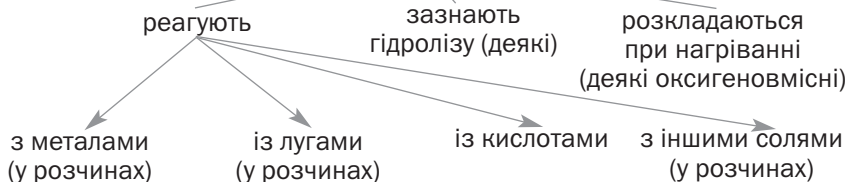
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ

АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ



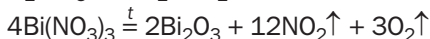
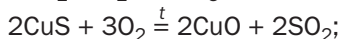
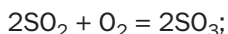
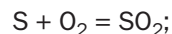
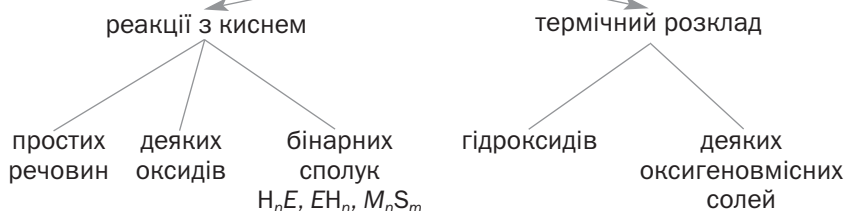
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ

СОЛІ (середні)

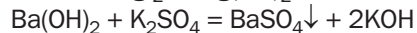
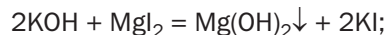
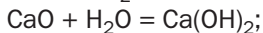
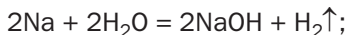
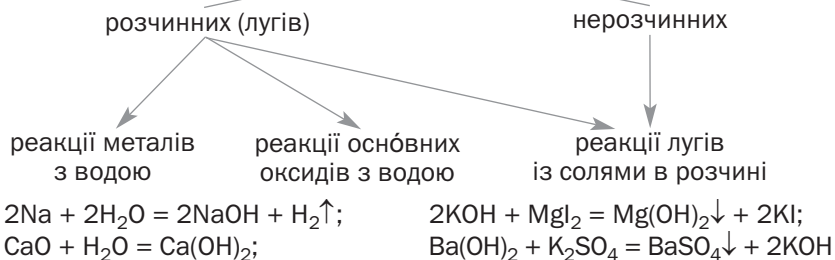


IV. Способи добування неорганічних сполук

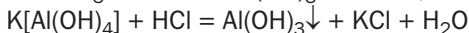
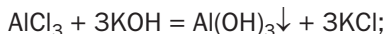
СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ



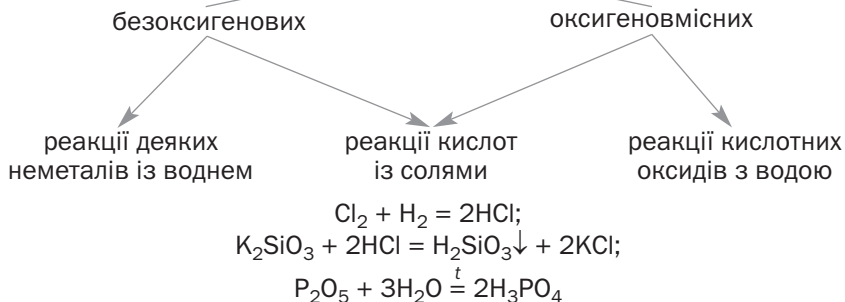
СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ОСНОВ



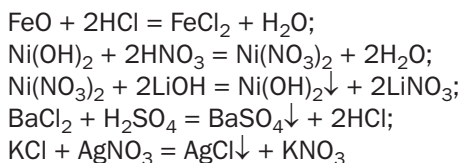
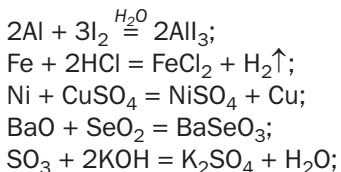
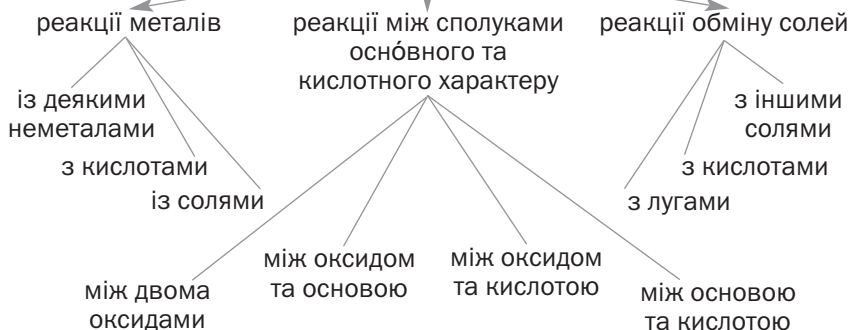
СПОСОБИ ДОБУВАННЯ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ



СПОСОБИ ДОБУВАННЯ КИСЛОТ



СПОСОБИ ДОБУВАННЯ СЕРЕДНІХ СОЛЕЙ



V. Якісні реакції на деякі йони в розчині

	Формула йона	Реагент (діючий йон)	Зовнішній ефект
Катіони	Ag^+	Cl^-	Поява білого сирнистого осаду, нерозчинного в кислотах
	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Поява білого дрібнокристалічного осаду, нерозчинного в кислотах
	Fe^{2+}	OH^-	Поява зеленкуватого осаду, що швидко буріє на повітрі
	Fe^{3+}	OH^-	Поява бурого осаду
	NH_4^+	OH^-	Поява різкого запаху амоніаку
Аніони	Cl^-	Ag^+	Поява білого сирнистого осаду, нерозчинного в кислотах
	SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Поява білого дрібнокристалічного осаду, нерозчинного в кислотах
	PO_4^{3-}	Ag^+	Поява жовтого осаду, розчинного в нітратній кислоті
	CO_3^{2-}	H^+	Виділення газу без запаху, що спричиняє помутніння вапняної води
	SiO_3^{2-}	H^+	Поява білого драглистого осаду або загустіння розчину

Колір катіонів у розчині:

Cu^{2+} — блакитний;

Fe^{2+} — зеленкуватий;

Fe^{3+} — бурий;

Ni^{2+} — світло-зелений.

VI. Традиційні назви деяких неорганічних речовин і сумішей, назви мінералів

Традиційна назва речовини (суміші), назва мінералу	Формула речовини або основного компонента суміші	Традиційна назва речовини (суміші), назва мінералу	Формула речовини або основного компонента суміші
Cl_2 (водний р-н)	Хлорна вода	NH_3 (водний р-н)	Нашатирний спирт, аміачна вода, амонійна основа
Br_2 (водний р-н)	Бромна вода	H_2SO_4	Сірчана кислота
I_2 (спиртовий р-н)	Йодна настоянка	HNO_3	Азотна кислота
CO	Чадний газ	H_3BO_3	Борна кислота
CO_2 (твердий)	Сухий лід	H_3PO_4	Фосфорна кислота
SO_2	Сірчистий газ	SO_3 (р-н у чистій H_2SO_4)	Олеум
P_2O_5	Фосфорний ангідрид	NaCl	Кухонна (кам'яна) сіль
SiO_2	Кварц, кварцевий пісок	Na_2CO_3	Кальцинована сода
Al_2O_3	Корунд	NaHCO_3	Питна (харчова) сода
CaO	Негашене вапно	Na_2SiO_3	Розчинне скло
HCl	Хлороводень	KNO_3	Калійна селітра
HF (водний р-н)	Плавикова кислота	K_2CO_3	Піоташ
H_2S	Сірководень	KMnO_4	Марганцівка

Відповіді до задач і вправ

1 розділ

18. б) $\dots ns^2 np^3$.
25. Таких молекул — 3.
27. Ступінь окиснення Карбону в етені — 2.
30. Зважте на тип частинок, наявних у сполуках цих елементів.
34. Ні.

2 розділ

42. Таких речовин — 4.
45. а) літій оксиду;
б) кальцій оксиду.
46. Зважте на залежність міцності йонного зв'язку від радіусів йонів.
47. CH_4 , SO_2 , SiCl_4 .
52. $[\text{BF}_4]^-$. Донор — йон Флуору, акцептор — атом Бору.
53. Таких речовин — 3.
54. Зверніть увагу на будову оксидів.
56. Таких речовин — 3.
65. Шість йонів Cl^- ; шість йонів Na^+ .

3 розділ

71. Зважте на умови, за яких реакції обміну є можливими.
74. $D_{\text{пов.}}(\text{суміші}) = 0,497$.
78. а) При підвищенні температури або зниженні тиску рівновага зміститься в бік зворотної реакції.
79. Потрібно підвищити температуру. Зміна тиску вплине на рівновагу.
80. Рівновага зміститься в бік зворотної реакції.
81. $\eta(\text{Br}_2) = 87,5 \%$.

82. $\eta(\text{H}_2) = 95 \%$.
83. $\eta(\text{естеру}) = 62,5 \%$.
84. $m(\text{CuO}) = 17,0 \text{ г.}$
85. $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 9,3 \text{ г.}$ Варіант перетворення: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$.
86. $m(\text{кислоти}) = 1,67 \text{ кг.}$
87. $\eta(\text{O}_3) = 11,5 \%$.
88. $\eta(\text{NH}_3) = 30 \%$.
90. Таких солей — 3.
91. а.
92. Відсутність виділення газу.
93. а) AlOH^{2+} , H^+ .
97. Скористайтеся рядом активності металів.
98. Відбуватиметься реакція одного з металів із сіллю. Гальванічний елемент не працюватиме.
99. Візьміть до уваги хімічні властивості кальцію.
100. $m(\text{Zn}) = 17,4 \text{ г.}$
101. $m(\text{MnO}_2) = 0,696 \text{ г.}$

4 розділ

105. $m(\text{O}) : m(\text{Si}) = 1,69 : 1$.
106. Арсен. As_2S_3 , As_2S_5 .
111. Зверніть увагу на будову речовин.
113. $\varphi(\text{O}_3) = 4,9 \%$.
117. Порівняйте будову адсорбентів.
118. $\varphi(\text{H}_2) = 93,3 \%$.
119. $w(\text{I}_2) = 21,3 \%$.
120. F_2 . Ксенон; він реагує лише з фтором (як відновник).
126. $\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
127. б) $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
128. Зважте на валентність елементів.
131. Зверніть увагу на особливості хімічного зв'язку в молекулах речовин.
132. Порівняйте будову сполук.
134. Серед цих сполук — гідроген пероксид, сірководень.
136. $w(\text{H}_2\text{S}) = 0,3 \%$.
137. HCl .
139. $\alpha(\text{HCl}) = 7/8$.
142. а) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{OH}^- = \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $3\text{NH}_3 + \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4^+$.

143. $m(\text{p-ну}) = 73 \text{ г.}$
145. $V(\text{p-ну}) = 177 \text{ мл.}$
152. $M(\text{CO}, \text{CO}_2) = 32 \text{ г/моль.}$
153. $m(\text{CH}_4) = 2,4 \text{ г; } m(\text{CO}) = 1,4 \text{ г.}$
154. Один із оксидів — SO_3 .
158. Можливі 3 реакції. б) $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = 3\text{ZnSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (один із варіантів).
164. $m(\text{H}_2\text{O}) = 234 \text{ г.}$
165. $\eta(\text{NaNO}_3) = 95,3 \text{ \% .}$
166. Так.
167. $m(\text{MgO}) = 16 \text{ г.}$
168. $m(\text{осаду}) = 7,2 \text{ г.}$
169. Весь.
170. $V(\text{O}_2) = 1 \text{ л; } V(\text{NO}_2, \text{ залишок}) = 2 \text{ л.}$
171. $w(\text{CaO}) = 89,6 \text{ \% .}$
172. $w(\text{NH}_3) = 16,2 \text{ \% .}$
173. $\eta(\text{LiF}) = 80 \text{ \% .}$
180. На 10 атомів Sn припадає 176 атомів Cu.
181. $w(\text{SiO}_2) = 15,6 \text{ \% ;}$
 $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 84,4 \text{ \% .}$
185. г) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}[\text{Al}(\text{OH})_4]_2$.
186. $8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 (\text{дуже розб.}) = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$.
187. а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{AlCl}_3$;
 б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} \stackrel{t}{=} 2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$;
 $2\text{Na}_3\text{AlO}_3 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{надл.}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$.
189. Подайте формулу речовини як сполуки двох оксидів.
 $w(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,85$.
190. $m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г.}$
191. $V(\text{H}_2\text{O}) = 52,5 \text{ мл.}$
192. $w(\text{Mg}) = 69 \text{ \% .}$
193. Спочатку визначте ступені окиснення Феруму в мінералах.
195. а) $2\text{Fe} + 3\text{F}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{FeF}_3$;
 в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \stackrel{t}{=} \text{Ca}(\text{FeO}_2)_2$.
196. а) $6\text{FeO} + \text{O}_2 \stackrel{t}{=} 2\text{Fe}_3\text{O}_4$;
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{BaSO}_4 \downarrow$.
197. а) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$;
 $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$;
 б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{BaO} \stackrel{t}{=} \text{Ba}(\text{FeO}_2)_2$;
 $\text{Ba}(\text{FeO}_2)_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{надл.}) = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{BaSO}_4 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$.

199. $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$.
200. $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S}\downarrow + \text{HCl}$.
201. Fe_2O_3 .
202. $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 24,2 \text{ г}$.
203. $n = 4$.
204. $V(\text{H}_2) = 448 \text{ мл}$.
205. $m(\text{Cu}) = 16 \text{ г}$.
207. Таких газів — 3.
209. а) $\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t} \text{NaAlO}_2$ (або Na_3AlO_3) + H_2O ;
 б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{Ca}[\text{Pb}(\text{OH})_4]$.
210. а) 2NaNO_3 (тв.) + H_2SO_4 (конц.) $\xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3\uparrow$;
 б) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}$ (надл.) = $\text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$.
211. $V(\text{води}) = 429 \text{ мл}$.
212. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 8,2 \text{ г}$.
213. $w(\text{CaCO}_3) = 5 \%$.
219. б) другий реагент — луг (нестача).
220. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Hg} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$.
221. $m(\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 33,1 \text{ г}$.
222. $V(\text{газів}) = 2,8 \text{ л}$.
223. $m(\text{залишку } \text{HNO}_3) = 2,1 \text{ г}$.
224. $w(\text{KNO}_3) = 0,41$;
 $w(\text{KNO}_2) = 0,59$.
225. $\eta(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 98,2 \%$.
230. Ні; із води видаляються лише йони Mg^{2+} , а частина йонів Ca^{2+} залишається: $\text{MgSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CaSO}_4$ (малорозчинна сіль).
231. Гідрокарбонат-іони наявні в надлишку щодо катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} ; $m(\text{осаду}) = 167 \text{ мг}$.
234. Потрібно змішати силіцій(IV) оксид із гідроксидом Натрію або Калію і нагріти, а потім до розчину продукту реакції додати кислоту.
238. $5\text{PbO} \cdot 9\text{SiO}_2$.
239. Правильних відповідей — 3.
243. а) зміниться;
 в) зміниться.
244. Масова частка Нітрогену більша в сечовині в 1,33 раза.
245. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 1,65 \text{ т}$.
246. $m(\text{прецип.}) = 1,365 \text{ т}$.
249. Ні; йони Магнію також осаджуватимуться.
250. Використайте властивості вуглекислого газу.

251. В експерименті взято надлишок кислоти або утворилася розчинна основна сіль Феруму. Учень має додати більше лугу.
254. г) один із варіантів — використання універсального індикатора.
255. Зверніть увагу на здатність сполук Силіцію розчинятися у воді.
258. Атомів Гідрогену більше в 6,67 раза.
259. На 10 йонів Na^+ припадає приблизно 16 йонів K^+ .
263. Оксиди реагують у восьми їхніх парах.
264. Реакція відбувається між твердою сіллю і концентрованою кислотою.
265. Зважте на умови, за яких реакція обміну між електролітами є можливою.
266. Зважте на умови, за яких реакція обміну між електролітами є можливою.
267. в) NaH_2PO_4 (надл.) + $\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
268. $\eta(\text{NH}_3) = 90 \%$.
269. $w(\text{K}_3\text{PO}_4) = 75,4 \%$;
 $w(\text{K}_2\text{CO}_3) = 24,6 \%$.
271. Луг.
272. Нагріти суміш твердої солі з концентрованою сульфатною кислотою.

5 розділ

279. MgB_2 .
280. $m(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ кг}$.
282. $m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 297 \text{ кг}$;
 $m(\text{CaCO}_3) = 225 \text{ кг}$.
287. $m(96 \% \text{-ї } \text{H}_2\text{SO}_4) = 4,08 \text{ т}$.

Словник термінів

Адсорбент — тверда речовина, поверхневий шар якої поглинає молекули, йони.

Адсорбція — явище поглинання молекул, йонів поверхневим шаром твердої речовини.

Акцептор електронної пари — частинка, яка приймає в порожню орбіталь електронну пару від іншої частинки.

Алотропія — явище утворення елементом кількох простих речовин.

Аморфна речовина — речовина, в якій найменші частинки розміщені хаотично.

Атом — найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається із позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Атомна частка елемента — відношення кількості атомів елемента до кількості атомів усіх елементів у певному середовищі.

Відносний вихід продукту реакції — величина, яка характеризує повноту перебігу хімічної реакції або ступінь перетворення речовини на іншу.

Водневий зв'язок — електростатична взаємодія між молекулами за участю атомів Гідрогену.

Генетичні зв'язки — зв'язки між речовинами, які ґрунтуються на походженні речовин та їх хімічних властивостях.

Гідроліз солі — 1) реакція обміну між сіллю і водою; 2) реакція солі з водою з утворенням сполуки оснóвного характеру і сполуки кислотного характеру.

Делокалізовані електрони — електрони, які хаотично рухаються в металі.

Добрива — речовини, які вносять у ґрунт для покращення розвитку рослин.

Донор електронної пари — частинка, яка надає електронну пару в порожню орбіталь іншої частинки.

Жорсткість води — властивість природної води, зумовлена наявністю в ній катіонів Кальцію і Магнію.

Ізотопи — атоми елемента з різною кількістю нейтронів.

Йонний зв'язок — зв'язок між протилежно зарядженими йонами.

Кисла сіль — продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі багатооснóвної кислоти на атоми (йони) металічного елемента або йони амонію.

Кислотні опади — атмосферні опади (дощ, сніг), які містять домішки кислот.

Ковалентний зв'язок — зв'язок між атомами, зумовлений існуванням спільних електронних пар.

Кристал — самоутворене тверде тіло, що має плоскі грані та прямі ребра.

Кристалічні ґратки — модель будови кристалічної речовини.

Макроелементи — хімічні елементи, необхідні рослинам у найбільшій кількості.

Металічний зв'язок — зв'язок між катіонами в металі, здійснюваний за допомогою делокалізованих електронів.

Необоротна реакція — 1) реакція, під час якої хімічного перетворення зазнає лише реагент (реагенти); 2) реакція, яка відбувається в одному напрямку.

Неполярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар не зміщені в бік одного з атомів.

Нуклонне число — сумарна кількість протонів і нейтронів в атомі.

Оборотна реакція — 1) реакція, під час якої хімічного перетворення зазнають і реагент (реагенти), і продукт (продукти); 2) реакція, яка одночасно відбувається в протилежних напрямках.

Орбіталь — частина простору атома, в якій перебування електрона є найбільш імовірним.

Оснóвна сіль — продукт неповного заміщення гідроксид-іонів (гідроксильних груп) в основі або амфотерному гідроксиді на йони кислотного залишку.

Парниковий ефект — явище затримання частини теплоти на планеті вуглекислим газом та деякими іншими газами атмосфери.

Подвійний ковалентний зв'язок — зв'язок, утворений двома спільними електронними парами.

Полярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів.

Потрійний ковалентний зв'язок — зв'язок, утворений трьома спільними електронними парами.

Простий йон — йон, утворений одним хімічним елементом.

Простий ковалентний зв'язок — зв'язок, утворений однією спільною електронною парою.

Протонне число — кількість протонів в атомі.

Середня сіль — 1) продукт повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми (йони) металічного елемента або йони амонію; 2) продукт повного заміщення аніонів OH^- (гідроксогруп) в основі чи амфотерному гідроксиді на аніони кислотних залишків.

Сіль — йонна сполука, яка містить катіони, утворені металічним елементом, або катіони амонію та аніони кислотного залишку.

Складний йон — йон, утворений кількома хімічними елементами.

Формульна одиниця — атом, молекула, група атомів або йонів, відображені в хімічній формулі речовини.

Хімічна рівновага — стан суміші реагуючих речовин, для якого швидкості прямої та зворотної реакцій однакові.

Хімічне джерело струму — пристрій, який виробляє електричний струм унаслідок перебігу в ньому окисно-відновної реакції.

Хімічний елемент — вид атомів із певним зарядом ядра (протонним числом).

Якісна реакція — реакція, за зовнішнім ефектом якої виявляють певний йон або сполуку.

Предметний покажчик

А

- Агрохімія 181
- Адсорбція 91
- Акумулятор 77
- Алмаз 86
- Алотропія 85
 - Карбону 85
 - Оксигену 85
 - Сульфуру 87
 - Фосфору 88
- Алюміній 140
 - гідроксид 146
 - електронна будова атома 141
 - застосування 144, 146
 - оксид 145
 - поширеність у природі 140
 - проста речовина 141
 - солі 146
- Амоніак 100
 - властивості 107
 - застосування 111, 183
- Амонійна основа 66, 107
 - властивості 107
- Атом 5
- Атомна частка елемента 82

Б

Біотехнології 210

В

Валентність 16

- Відносний вихід продукту реакції 60
- Водневий зв'язок 42
- Вугілля 86
 - активоване 91
 - деревне 87, 91

Г

- Гальванічний елемент 74
- Гідрати оксидів 26
- Гідроген сульфід 100
 - властивості 109
 - застосування 111
- Гідроген хлорид 101
 - властивості 102
 - застосування 110
- Гідрогенкарбонати 172
- Гідроліз солей 66
- Графіт 86

Д

- Добрива 181
 - азотні 183
 - калійні 183
 - комбіновані 183
 - мінеральні 181
 - фосфорні 183

Е

- Енергетичний підрівень 10
- Енергетичний рівень 10

Ж

Жорсткість води 171
 постійна 173
 тимчасова 172

З

Залізо 148
 фізичні властивості 150
 хімічні властивості 150
Збуджений стан атома 17

І

Ізотопи 6
Іржа 151, 157

Й

Йон
 амонію 37
 гідроксонію 38
Йони
 прості 30
 складні 30
Йонний зв'язок 31

К

Карбонати 172
Карбонатна кислота 121
Кераміка 178
Кислоти
 будова 122
 назви 120
 склад 120
 фізичні властивості 122
 хімічні властивості 122
Кислотні опади 125
Кислотність ґрунтів 184
Ковалентний зв'язок 34
 донорно-акцепторний
 механізм 38

 обмінний механізм 37
 подвійний 35
 потрійний 35
 простий 34
Кристалічні ґратки 46, 139
Кришталь 178

М

Макроелементи 180
Метали 24, 135
 застосування 136
 кристалічні ґратки 139
 фізичні властивості 135
 хімічні властивості 105,
 122, 142, 151
Металічний зв'язок 44
Металічні елементи 133, 196
 атоми і йони 134
 поширеність у природі 133
Мікроелементи 180

Н

Надпровідність 209
Накип 172
Наноматеріали 208
Неметали 24, 84
 будова 84
 застосування 97
 поширеність у природі 88
 фізичні властивості 90
 хімічні властивості 95,
 142, 151
Неметалічні елементи 80, 194
 атоми і йони 82
 валентність 16
 поширеність у природі 81
 ступені окиснення 20
Нітрати 168
Нітратна кислота 121
 фізичні властивості 122
 хімічні властивості 124,
 143, 152

Нуклід 6
Нуклонне число 6

О

Озон 88
Озоновий шар 88
Оксиди 25
Оксиди неметалічних елементів 112
будова 113
використання 116
добування 115
назви 113
склад 112
фізичні властивості 114
фізіологічна дія 118
хімічні властивості 114
Орбіталь 10
Ортофосфати 165
Ортофосфатна кислота 121
Основи 158
властивості 159
застосування 161
назви 158
склад 158

П

Парниковий ефект 117
Пірофорність 150
Правило електронейтральності 20
Принцип Ле Шательє 55
Протигаз 92
Протонне число 6

Р

Реакція зворотна 50
необоротна 50

оборотна 50
пряма 50
якісна 187

Речовини

аморфні 47
атомної будови 39
йонної будови 32
кристалічні 46
молекулярної будови 39
Рідке скло 176

С

Силікагель 93
Силікати 175
Силікатна кислота 175
Силікатні матеріали 176
Сірководень (див. Гідроген сульфід)
Скло 177
кварцове 178
Солі 163
властивості 165
застосування 169
кислі 67, 165
класифікація 164
основні 68, 165
поширеність у природі 163
середні 164
Спін електрона 10
Сплави металів 136
Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном 99
будова 101
застосування 110
назви 101
склад 100
фізичні властивості 101
хімічні властивості 105
Сталагміти 173
Сталактити 173
Стехіометрична схема 64

Ступінь окиснення
елемента 19
Сульфатна кислота 121
фізичні властивості 122
хімічні властивості 122,
143, 152
Сульфідна кислота 105

Ф

Ферум 148
гідроксиди 154
електронна будова
атома і йонів 150
оксиди 153
поширеність у природі 148
солі 154
Фулерен 86

Х

Хімічна рівновага 54
Хімічний елемент 6
Хімічні джерела струму 75
Хімічний зв'язок 29
Хлориди 105
Хлоридна кислота 105
застосування 110
хімічні властивості 105
Хлороводень
(див. Гідроген хлорид)

Ц

Цемент 178

Література для учнів

1. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.
2. Вороненко Т. І. Хімія щодня. Це треба знати кожному / Тетяна Вороненко, Тетяна Іваха. — К. : Шк. світ, 2011. — 128 с.
3. Котляр З. В. Хімія елементів / З. В. Котляр, В. М. Котляр. — К. : Вид. дім «Перше вересня», 2016. — 224 с.
4. Леєнсон І. А. Дивовижна хімія / І. А. Леєнсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.
5. Смаль Ю. Цікава хімія. Життєпис речовин / Юля Смаль. — Львів : Вид-во Старого Лева, 2016. — 112 с.
6. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Інтернет-сайти, які містять цікавий матеріал з хімії

1. <http://chemistry-chemists.com>
2. <http://www.thoughtco.com/chemistry-4133594>
3. <https://www.facebook.com/compoundchem>
4. <https://www.webelements.com>
5. <http://www.chemistryworld.com>
6. <http://www.compoundchem.com>

Зміст

Шановні одинадцятикласники!	3
-----------------------------------	---

1 розділ

Періодичний закон. Електронна будова атома

§ 1. Атоми. Хімічні елементи. Періодичний закон.....	5
§ 2. Електронна будова атомів.....	9
§ 3. Валентність і ступені окиснення елементів.....	16
§ 4. Періодичність змін характеру хімічних елементів, властивостей простих і складних речовин	23

2 розділ

Хімічний зв'язок. Будова речовини

§ 5. Йонний зв'язок. Йонні речовини	30
§ 6. Ковалентний зв'язок. Речовини молекулярної та атомної будови	34
§ 7. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок	41
§ 8. Кристалічні та аморфні речовини	45

3 розділ

Хімічні реакції

§ 9. Необоротні та оборотні хімічні реакції	49
§ 10. Хімічна рівновага.....	53
<i>Для допитливих.</i> Нобелівський лауреат родом з України.. ..	59

§ 11. Відносний вихід продукту реакції.....	60
§ 12. Гідроліз солей.....	65
<i>Для допитливих. Про винятки із правила.....</i>	72
§ 13. Гальванічний елемент — хімічне джерело електричного струму.....	73
<i>Для допитливих. Білки-каталізатори — один із пріоритетів сучасної хімічної науки</i>	79

4 розділ

Неорганічні речовини та їхні властивості

§ 14. Неметалічні елементи.....	80
§ 15. Неметали.....	84
§ 16. Фізичні властивості неметалів. Адсорбція.....	90
§ 17. Хімічні властивості та застосування неметалів.....	95
§ 18. Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном.....	99
§ 19. Хімічні властивості та застосування гідроген хлориду, гідроген сульфїду й амонїаку.....	104
§ 20. Оксиди неметалічних елементів.....	112
§ 21. Кислоти.....	120
§ 22. Розрахунки за хімічними рівняннями в разі надлишку реагенту.....	128
§ 23. Металічні елементи. Метали.....	132
<i>Для допитливих. Кристалічні ґратки металів.....</i>	139
§ 24. Алюміній. Сполуки Алюмінію.....	140
§ 25. Ферум. Залізо. Сполуки Феруму.....	148
<i>Для допитливих. Виведення плями від іржі на тканині.....</i>	157
§ 26. Основи. Гідроксиди Натрію і Кальцію.....	158
§ 27. Солі.....	163
§ 28. Жорсткість води.....	171
§ 29. Силікати. Силікатні матеріали.....	175
§ 30. Мінеральні добрива. Кислотність ґрунтів.....	180
<i>Для допитливих. Нітрати в харчових продуктах.....</i>	187

§ 31. Якісні реакції на деякі йони	187
П р а к т и ч н а р о б о т а № 1.	
Дослідження якісного складу солей	193
§ 32. Біологічне значення хімічних елементів	194
§ 33. Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами....	198
П р а к т и ч н а р о б о т а № 2.	
Генетичні зв'язки між неорганічними речовинами....	205

5 розділ

Хімія і прогрес людства

§ 34. Хімія і розвиток цивілізації	207
§ 35. Хімія і довкілля	213
§ 36. Про «зелену» хімію.....	219
Післямова	223
Додатки	224
Відповіді до задач і вправ	232
Словник термінів	237
Предметний покажчик	240
Література для учнів	244

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Рівень стандарту

Підручник для 11 класу
закладів загальної середньої освіти

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за державні кошти. Продаж заборонено

У підручнику з навчальною метою
використано ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі інтернет.

Редактор Г. Т. Сенькович
Коректор Г. А. Теремко
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Формат 60×90/16. Ум. друк. арк. 15,5.
Наклад 140 863 прим. Зам.

Видавничий центр «Академія»,
м. Київ, вул. Дегтярівська, 38—44.
Тел./факс: (044) 483-19-83; 456-84-63.
E-mail: academia.book@gmail.com
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видруковано у ПрАТ
«Харківська книжкова фабрика “Глобус”
корпоративне підприємство
ДАК Укрвидавполіграфія»
вул. Різдва, 11, м. Харків, 61052.
Свідоцтво серія ДК № 3985 від 22.02.2011 р.