

П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХІМІЯ

Підручник

8 КЛАС



ББК 24. 1я 721
П57

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

(Наказ Міністерства освіти і науки України від 17.03.2008 р. № 179)

Видано за державні кошти
Продаж заборонено

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—11 класів загальноосвітніх навчальних закладів. У ньому розглянуто матеріал із розділів «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Найважливіші класи неорганічних сполук», «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома», «Хімічний зв'язок і будова речовини». Містить практичні роботи, лабораторні дослідження, запитання, вправи, задачі, завдання для домашнього експерименту, додатковий матеріал для допитливих, а також словничок хімічних термінів і предметний покажчик.

Відповідальні за підготовку до видання підручника:

головний спеціаліст МОН України *Фіцайло С. С.*,

завідувач сектором Інституту інноваційних технологій
і змісту освіти *Дубовик О. А.*

ISBN 978-966-580-263-1

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2008
© ВЦ «Академія», оригінал-макет, 2008

Дорогі восьмикласники!

На уроках хімії в 7 класі відбулося ваше знайомство з цікавою наукою про речовини та їх перетворення. Ви опанували хімічну мову, з'ясували, що таке хімічні елементи, як позначають їх та утворені ними речовини, як записують хімічні реакції, навчилися виконувати найпростіші хімічні розрахунки, здійснювати хімічні досліди. Вам стало відомо, що речовин існує безліч, а частинок, з яких вони складаються, лише три види: атом, молекула і йон. Ви дізналися багато цікавого про Оксиген і Ферум — одні з найважливіших хімічних елементів, про властивості їх простих речовин — кисню і заліза.

У 8 класі хімія розкриє вам нові таємниці. Ви переконаєтесь у тому, що серед елементів та їхніх сполук існують чіткий порядок і тісні взаємозв'язки. Їх узагальнює періодичний закон, відкритий майже 140 років тому видатним ученим Дмитром Івановичем Менделєєвим.

Основну увагу на уроках хімії в цьому навчальному році буде посереджено на найважливіших групах (класах) сполук, вивченні їх хімічних властивостей. Ви дізнаєтесь про будову атомів, молекул, йонів і різних речовин, про те, як сполучаються частинки в кожній речовині, отримаєте задоволення від хімічних дослідів.

Ви вже переконалися, що вивчати хімію необхідно для того, щоб розуміти, як побудований навколишній світ, за якими законами він розвивається, щоб уміти користуватися продуктами хімічного виробництва, не руйнуючи природу, а оберігаючи й примножуючи її багатства.

Як користуватися підручником

Цей підручник допоможе вам вивчати хімію. На початку кожного параграфу вказано, яке значення має для вас викладений навчальний матеріал, а в кінці сформульовано висновки. Текст, поданий дрібнішим шрифтом, призначений для учнів, які бажають розширити й поглибити свої знання з хімії.

Додаткову інформацію і цікаві факти вміщено на полях. Основні означення виділено кольором, а нові терміни, важливі твердження і слова із логічним наголосом — курсивом. Текст до лабораторних дослідів і практичних робіт подано на кольоровому тлі.

Після кожного параграфу наведено завдання, вправи і задачі різних типів; вони розміщені переважно за зростанням складності. В кінці підручника містяться відповіді до деяких задач і вправ, словничок основних термінів, а також предметний покажчик. Він допоможе швидко знайти сторінку підручника, на якій ідеться про певний термін, речовину, явище тощо.

Вдумлива робота з підручником допоможе вам глибше усвідомити зв'язки між складом, будовою і властивостями речовин, навчитися передбачати й пояснювати хімічні перетворення.

Підготовка до хімічного експерименту

До практичних робіт слід ретельно готуватися. Рекомендації щодо правил роботи і техніки безпеки в хімічному кабінеті, наведені в підручнику для 7 класу, ви маєте, безперечно, виконувати і у 8 класі.

Поки надворі осінь і навколо ростуть квіти, стигнуть фрукти, ягоди, овочі, ви можете підготуватися до домашнього експерименту. Назбирайте й окремо висушіть пелюстки забарвлених квітів, по кілька різних ягід. Взимку приготуєте відвари кожної рослини, які будуть необхідними для дослідів. Вони здатні змінювати своє забарвлення за дії певних сполук. Для дослідів використаєте також соки буряка, темного винограду, червонокачанної капусти.

Здійснюйте домашній експеримент лише з дозволу батьків.

Хімія — захоплююча наука. Бажаємо вам успіхів у її вивченні.

Автори

1 розділ

Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

Кілька століть тому алхіміки, готуючись до різноманітних дослідів і після їх здійснення, нерідко зважували речовини, визначали їхні об'єми. Після відкриття М. В. Ломоносовим і А.-Л. Лавуазьє закону збереження маси речовин під час реакцій хімія почала швидко розвиватися, набуваючи статусу точної науки. Розрахунки стали невід'ємною частиною хімічних досліджень.

1

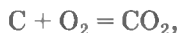
Кількість речовини

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти суть фізичної величини «кількість речовини», а також одиниці її вимірювання «моль»;
- з'ясувати, скільки і яких частинок містить 1 моль речовини;
- розв'язувати задачі на обчислення або використання кількості речовини.

Кількість речовини. Ви вже знаєте, що речовини можуть мати молекулярну, атомну або йонну будову. Перетворення одних речовин на інші відбуваються внаслідок сполучення атомів у молекули, розпаду молекул на атоми, перегрупування атомів або йонів.

Коментуючи реакцію горіння вуглецю



ви скажете, що кожний атом Карбону взаємодіє з молекулою кисню з утворенням молекули вуглекислого газу, два атоми Карбону взаємодіють із двома молекулами кисню, утворюючи дві молекули вуглекислого газу, і т. д.

Щоб підготувати будь-який хімічний дослід, немає потреби перераховувати атоми, молекули. Це й неможливо зробити. Хіміки використовують фізичну величину, яка визначається кількістю частинок речовини у певній її порції. Назва цієї величини — *кількість речовини*. Її позначають латинською літерою *n*; раніше для цього використовували грецьку літеру ν («ню»).

Одиницею вимірювання кількості речовини є *моль*¹.

Учені визначили, що 1 моль будь-якої речовини містить 602 000 000 000 000 000 000 000 її формульних одиниць (атомів, молекул, сукупностей йонів). Це число можна записати як $602 \cdot 10^{21}$ (21 — кількість нулів у першому записі), або $6,02 \cdot 10^{23}$.

1 моль — це порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць.

Так, 1 моль вуглецю (речовина атомної будови) містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону, 1 моль кисню (речовина молекулярної будови) — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 , а 1 моль кухонної солі NaCl (речовина йонної будови) — $6,02 \cdot 10^{23}$ пар йонів Na^+ і Cl^- , тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ йонів Na^+ і $6,02 \cdot 10^{23}$ йонів Cl^- .

► Назвіть формульні одиниці для магнію, хлору, калій фториду KF і скажіть, скільки їх міститься у 2 моль кожної речовини.

¹ Термін походить від латинського слова *moles* — безліч.

Поняття «кількість речовини» використовують не лише щодо речовин, а й щодо окремих частинок — атомів, молекул, йонів. Наприклад, вираз «1 моль йонів Na^+ » означає « $6,02 \cdot 10^{23}$ йонів Na^+ ».

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ було обрано не випадково. Учені визначили, що стільки атомів міститься у 12 г вуглецю — масі цієї простої речовини в грамах, яка чисельно дорівнює відносній атомній масі відповідного елемента (Карбону). Звідси — таке означення одиниці вимірювання кількості речовини:

1 моль — це порція речовини, яка містить стільки формульних одиниць, скільки атомів Карбону міститься у 12 г вуглецю.

Уявлення про порції різних речовин в 1 моль можна отримати з малюнка 1.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ назвали числом Авогадро на честь італійського вченого А. Авогадро (1776—1856). Його розраховували різні вчені, починаючи з другої половини XIX ст. Вони використовували попередньо обчислені розміри молекул, а пізніше — результати дослідження явища радіоактивності (§ 24).



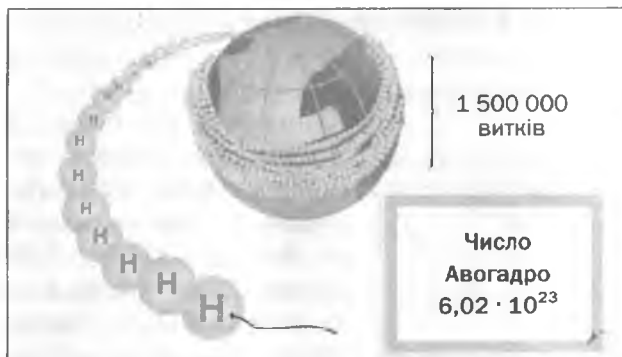
Мал. 1. Порції речовин в 1 моль:
а — алюміній; б — вода; в — кухонна сіль

Число Авогадро в мільярди разів перевищує кількість волосин на головах, у вусах, бородах усіх людей, які живуть на Землі. Якщо вкрити земну поверхню такою кількістю ($6,02 \cdot 10^{23}$) тенісних м'ячиків, то товщина цього «покриття» становитиме приблизно 100 км. Якщо ж розмістити $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Гідрогену, найменших серед усіх атомів, упритул один до одного в лінію, то її довжина становитиме приблизно $6 \cdot 10^{10}$ км. Ниткою такої довжини можна обмотати земну кулю по екватору понад 1 500 000 разів (мал. 2).

Амедео Авогадро
(1776—1856)



Видатний італійський фізик і хімік. Висунув гіпотезу про молекулярну будову речовин, зокрема газів. Відкрив один із законів для газів (1811), згодом названий його іменем. Уточнив атомні маси деяких елементів, визначив склад молекул води, аміаку, вуглекислого та чадного газів, метану, сірководню тощо. Запропонував експериментальні методи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.



Мал. 2.
1 моль атомів
Гідрогену

Числу Авогадро відповідає стала Авогадро. Її позначення — N_A , а розмірність впливає з такого виразу:

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

Якщо порція речовини містить N частинок (формульних одиниць), то можна вивести формулу для обчислення відповідної кількості речовини n :

в 1 моль речовини міститься N_A частинок,
в n моль речовини — N частинок;

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

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

Слово «моль» не відмінюється, якщо перед ним є число, але відмінюється, якщо числа

немає. Приклади словосполучень: взято 5 моль заліза, означення *моля*.

Розв'язування задач. Розв'яжемо кілька задач, що потребують використання величини «кількість речовини».

ЗАДАЧА 1. У якій кількості речовини міститься $3,01 \cdot 10^{24}$ атомів Алюмінію?

Дано:

$$N(\text{Al}) = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ атомів}$$

$$n(\text{Al}) = ?$$

Розв'язання

Скористаємося формулою, яка відображає зв'язок між кількістю речовини і кількістю частинок (атомів):

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= \frac{N(\text{Al})}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ &= \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Відповідь: $n(\text{Al}) = 5$ моль.

В 1 моль будь-якої молекулярної речовини завжди міститься більше ніж 1 моль атомів. Наприклад, в 1 моль кисню O_2 — 2 моль атомів Оксигену (2 моль елемента Оксигену), а в 1 моль метану CH_4 — 1 моль атомів Карбону і 4 моль атомів Гідрогену (1 моль Карбону і 4 моль Гідрогену).

► Які кількості речовини атомів (кількості речовини елементів) містяться в 1 моль озону O_3 , у 2 моль білого фосфору P_4 , в 0,5 моль аміаку NH_3 ?

Кількості речовини йонів у йонній сполуці обчислюють аналогічно.

ЗАДАЧА 2. Знайти кількості речовини йонів у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 , взятому кількістю речовини 4 моль.

Дано:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = ?$$

$$n(\text{O}^{2-}) = ?$$

Розв'язання

У формульній одиниці ферум(III) оксиду Fe_2O_3 міститься 2 йони Fe^{3+} і 3 йони O^{2-} . Тому 1 моль Fe_2O_3 складається із 2 моль йонів Fe^{3+} і 3 моль йонів O^{2-} .

У 4 моль цієї сполуки кількості речовини йонів у чотири рази більші:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 = 8 \text{ (моль);}$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 = 12 \text{ (моль).}$$

Відповідь: $n(\text{Fe}^{3+}) = 8$ моль; $n(\text{O}^{2-}) = 12$ моль.

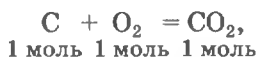
За формулою сполуки можна визначити співвідношення в ній кількостей речовини атомів (елементів), йонів. Наприклад, у метані CH_4

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

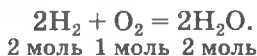
а у ферум(III) оксиді Fe_2O_3 —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Повернімося до хімічної реакції $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$, розглянутої на початку параграфа. Якщо вести мову про великі кількості частинок, які взаємодіють і утворюються, то кожен $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону (1 моль) реагують із $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 (1 моль) з утворенням $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 (1 моль). Записавши хімічне рівняння



бачимо, що кількості речовини відповідають коефіцієнтам у ньому. Це справедливо для будь-якої реакції. Наведемо ще один приклад:



Цікаво знати
Кількість речовини використовують для характеристики складу розчинів у наукових дослідженнях.

ВИСНОВКИ

Кількість речовини в хімії визначають за кількістю її частинок.

Одиниця вимірювання кількості речовини — моль. 1 моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць речовини — атомів, молекул, сукупностей йонів. Число $6,02 \cdot 10^{23}$ називають числом Авогадро.



1. Із чим пов'язують кількість речовини в хімії? Назвіть одиницю вимірювання кількості речовини.
2. Визначте кількості речовини елементів у бромі Br_2 , хлороводні HCl , фосфіні PH_3 , кальцинованій соді Na_2CO_3 , взятих кількістю речовини 1 моль. (Усно.)
3. Замість крапок вставте пропущені цифри:
- у 3 моль води H_2O міститься ... моль молекул, ... моль атомів Гідрогену, ... моль атомів Оксигену;
 - у 0,5 моль сульфатної кислоти H_2SO_4 міститься ... моль Гідрогену, ... моль Сульфуру, ... моль Оксигену;
 - у 2 моль йонної сполуки $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ міститься ... формульних одиниць, тобто ... моль йонів Ca^{2+} і ... моль йонів PO_4^{3-} ;
 - у 1,5 моль кварцу SiO_2 (сполука атомної будови) міститься ... моль формульних одиниць, тобто ... моль атомів Силіцію і ... моль атомів Оксигену.
4. У якій кількості речовини містяться: а) $12,04 \cdot 10^{23}$ атомів Цинку; б) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул вуглекислого газу?
5. Виконайте розрахунки і заповніть таблицю:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$, моль	$n(\text{H})$, моль	$n(\text{P})$, моль	$n(\text{O})$, моль
$12,04 \cdot 10^{23}$				

6. Чи може 1 моль речовини містити більш ніж $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів? Відповідь поясніть і наведіть приклади.
7. Яка кількість речовини кальцій хлориду CaCl_2 містить $3,01 \cdot 10^{24}$ йонів Ca^{2+} ? Скільки йонів Cl^- у такій порції сполуки? (Усно.)
8. Виконайте розрахунки і заповніть таблицю:

$N(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$	$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$, моль	$n(\text{Al}^{3+})$, моль	$n(\text{SO}_4^{2-})$, моль	$N(\text{Al}^{3+})$	$N(\text{SO}_4^{2-})$
					$6,02 \cdot 10^{23}$

9. У якій кількості речовини метану CH_4 міститься стільки атомів, скільки їх: а) в 1 моль P_2O_3 ; б) у 0,3 моль HNO_3 ; в) у 2,5 моль CO ?
10. У якій кількості речовини кухонної солі NaCl міститься стільки йонів, скільки їх: а) у 0,2 моль CaO ; б) у 2 моль Li_2O ; в) у 0,4 моль Na_2S ?
11. Назвіть співвідношення кількостей речовини елементів у речовинах із такими формулами: CaO , MgF_2 , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. (Усно.)
12. Прокоментуйте хімічні реакції, використавши поняття «моль»:
- $\text{S} + 2\text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$;
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

2 Молярна маса

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярна маса»;
- обчислювати значення молярних мас простих і складних речовин;
- розв'язувати задачі з використанням молярних мас.

Молярна маса. Важливою величиною, яка пов'язана з кількістю речовини, є *молярна маса*. Її використовують у багатьох розрахунках — під час підготовки до хімічного експерименту, при впровадженні технологічних процесів на заводах, для обробки результатів дослідження хімічних реакцій.

Молярна маса — це маса 1 моль речовини.

Молярну масу позначають латинською літерою *M*. Її розмірність — *г/моль*.

Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній, молекулярній або формульній масі.

Для того щоб записати молярну масу будь-якої речовини, достатньо вказати значення відповідної відносної атомної, молекулярної або формульної маси і дописати розмірність — *г/моль*. Відносні атомні маси елементів подано в періодичній системі Менделєєва, а відносні молекулярні та формульні маси речовин ви навчилися обчислювати в 7 класі.

Приклади запису молярних мас простих і складних речовин:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ne}) = 20 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

(розрахунок відносної молекулярної маси:
 $M_r(\text{O}_2) = 2A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32$);

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

(розрахунок відносної формульної маси:
 $M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5$).

- Обчисліть і запишіть значення молярних мас аміаку NH_3 і крейди CaCO_3 .

Оскільки поняття «моль» використовують не лише щодо речовин, а й щодо частинок (атомів, молекул, йонів), то і для них існують молярні маси. Зваживши на те, що маса 1 моль атомів Гідрогену становить 1 г, а 1 моль йонів SO_4^{2-} — $32 \text{ г} + 4 \cdot 16 \text{ г} = 96 \text{ г}$, запишемо значення молярних мас цих частинок:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}; \quad M(\text{SO}_4^{2-}) = 96 \text{ г/моль}.$$

- Запишіть значення молярних мас атомів Гелію, молекул хлору, йонів K^+ і CO_3^{2-} .

Виведемо формулу, яка описує взаємозв'язок між масою, кількістю речовини і молярною масою. Якщо, наприклад, 1 моль атомів Гідрогену має масу 1 г, то n моль цих атомів — масу, яка в n разів більша, тобто n г. Запишемо відповідний математичний вираз:

$$m(\text{H}) = n \cdot M(\text{H}) = n \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = n \text{ г}.$$

Загальна формула для обчислення маси атомів, йонів, речовин за кількістю речовини:

$$m = n \cdot M.$$

Звідси

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad M = \frac{m}{n}.$$

$$M = \frac{m}{n}$$

Отже, молярна маса — це відношення маси до кількості речовини.

Розв'язування задач. Розглянемо два способи розв'язання задач, що потребують використання молярної маси. Один із них передбачає

складання пропорції, а інший — обчислення за наведеними вище формулами.

ЗАДАЧА 1. Розрахувати кількість речовини метану CH_4 , якщо маса сполуки становить 6,4 г.

Дано:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ г}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Обчислюємо молярну масу сполуки:
 $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = 12 \text{ г/моль} + 4 \cdot 1 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}$.

2. Знаходимо кількість речовини метану складанням пропорції:

1 моль CH_4 має масу 16 г,

x моль CH_4 — 6,4 г;

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6,4};$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 6,4 \text{ г}}{16 \text{ г}} = 0,4 \text{ моль}.$$

2-й спосіб

Скористаємося однією з формул, наведених у параграфі:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Відповідь: $n(\text{CH}_4) = 0,4$ моль.

ЗАДАЧА 2. Яка маса заліза відповідає кількості речовини 1,5 моль?

Дано:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ моль}$$

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

Розв'язання

1-й спосіб

Залізо — проста речовина, яка складається з атомів елемента Феруму.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Розраховуємо масу заліза складанням пропорції:

1 моль Fe має масу 56 г,

1,5 моль Fe — x г;

$$x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 84 \text{ г}.$$

2-й спосіб

Скористаємося формулою, наведеною в параграфі:



13. Знайдіть відповідність:

- | | |
|-------------------------|---------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$; | а) 44 г; |
| 2) $m(\text{CO}_2)$; | б) 44 г/моль; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$; | в) 44. |

14. Обчисліть молярні маси речовин, що мають такі формули: F_2 , H_2O , SO_2 , Li_2O , Mg_3N_2 , H_2SO_4 , CaCO_3 . (Усно.)

15. Які молярні маси атомів і іонів, що мають такі формули: Cu , Ar , Br , Mg^{2+} , S^{2-} , OH^- , NO_3^- ? (Усно.)

16. Маса деякої сполуки, взятої кількістю речовини 0,2 моль, становить 12,8 г. Визначте молярну масу сполуки. (Усно.)

17. Обчисліть масу 0,25 моль магній фосфіду Mg_3P_2 .

18. Кількість речовини вуглекислого газу CO_2 становить 2 моль, а сірчистого газу SO_2 — 1,5 моль. Маса якої сполуки більша? (Усно.)

19. Обчисліть масу однієї молекули води в грамах, використавши молярну масу води і сталу Авогадро.

20. Яка кількість речовини міститься у 24 г магнію, 80 г бромю, 200 г крейди? (Усно.)

21. Де міститься найбільша кількість речовини, а де найменша: у 10 г кальцію, 16 г кисню чи 8 г натрій гідриду NaNH_2 ? (Усно.)

22. Скільки молекул і атомів у 3,4 г аміаку NH_3 ?

23. Де міститься більше молекул, атомів: а) в 1 г вуглекислого газу CO_2 чи в 1 г сірчистого газу SO_2 ; б) в 1 моль води чи в 1 моль сульфатної кислоти H_2SO_4 ?

24. В 1 л мінеральної води «Боржомі» міститься 80 мг іонів Ca^{2+} , 55 мг іонів Mg^{2+} , 60 мг іонів SO_4^{2-} . Кількість яких іонів серед указаних найменша в цій воді, а яких — найбільша?

3

Молярний об'єм. Закон Авогадро

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть фізичної величини «молярний об'єм»;
- зрозуміти, чому в однакових об'ємах газів міститься однакова кількість молекул;

- розв'язувати задачі з використанням молярного об'єму газу.

Молярний об'єм. Порцію речовини можна характеризувати не тільки за її масою, а й за об'ємом. Тому не випадково, крім молярної маси, існує інша фізична величина — *молярний об'єм*.

Молярним об'ємом називають об'єм 1 моль речовини.

Позначення молярного об'єму — V_M , а його одиниці вимірювання — $\text{см}^3/\text{моль}$, $\text{л}/\text{моль}$.

Із курсу фізики 7 класу вам відома формула, до якої входять маса речовини (m), її густина (ρ) і об'єм (V):

$$m = \rho \cdot V.$$

Аналогічний зв'язок існує між молярною масою і молярним об'ємом:

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$M = \rho \cdot V_M.$$

Із цієї формули отримуємо іншу:

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

За нею можна обчислити молярний об'єм будь-якої речовини. Для цього потрібно розрахувати молярну масу речовини і знайти в довіднику її густину.

Кожна тверда і рідка речовина має своє значення молярного об'єму (наприклад, для алюмінію, кухонної солі, води і спирту — 10, 27, 18 і 58 $\text{см}^3/\text{моль}$ відповідно). Молярний об'єм, як і густина таких речовин, майже не залежить від температури і тиску.

Гази при нагріванні або зниженні тиску істотно розширюються, а при охолодженні або підвищенні тиску стискаються. Причина в тому, що відстані між молекулами в газах дуже великі (у твердих і рідких речовинах частинки перебувають у контакті одна з одною).

При зміні умов змінюються також густина газу і його молярний об'єм. Тому, наводячи значення цих фізичних величин, обов'язково вказують відповідні температури і тиск.

Нормальні умови (н. у.) — 0 °С; 101,3 кПа

Для газів за н. у.

$$V_M = 22,4 \text{ л/моль}$$

Учені встановили, що молярний об'єм різних газів за однакових умов один і той самий. Зокрема, за температури 0 °С і тиску 101,3 кПа (або 760 мм рт. ст.) він становить 22,4 л/моль. Наведені умови називають *нормальними* (скорочено — *н. у.*).

1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л.

Описуючи фізичні властивості речовини, вказують її агрегатний стан за звичайних умов. У цьому разі йдеться про умови, які найчастіше існують у приміщенні, де вивчають або використовують речовину. Це — температура приблизно +20 °С і тиск приблизно 760 мм рт. ст.

Зв'язок між об'ємом (V), кількістю речовини (n) і молярним об'ємом (V_M) описує така формула (спробуйте її вивести самостійно):

$$V = n \cdot V_M.$$

Із неї можна отримати дві інші:

$$n = \frac{V}{V_M}$$

$$n = \frac{V}{V_M}; \quad V_M = \frac{V}{n}.$$

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Отже, молярний об'єм — це відношення об'єму до кількості речовини.

Закон Авогадро. Ви вже знаєте, що 1 моль водню, кисню чи вуглекислого газу займає за нормальних умов об'єм 22,4 л і містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Гіпотезу про однакову кількість молекул в однакових об'ємах різних газів, яка базувалася на результатах досліджень реакцій між газами, висловив ще на початку XIX ст. А. Авогадро. Діставши подальше експериментальне підтвердження і теоретичне обґрунтування, ця гіпотеза стала законом.

2. Обчислюємо об'єм водню за відповідною формулою:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Відповідь: $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л.}$

ЗАДАЧА 2. Обчислити кількість молекул в 1 л кисню за нормальних умов.

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ л}$$

н. у.

$$N(\text{O}_2) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов:

у 22,4 л кисню міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,
в 1 л кисню — x молекул;

$$x = N(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ л}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул).}$$

2-й спосіб

Обчислюємо кількість молекул кисню в 1 л газу за нормальних умов. Для цього із формул

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_M} \text{ отримуємо:}$$

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Здійснюємо розрахунок:

$$N(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул).}$$

Відповідь: $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$ молекул.

Цю задачу можна розв'язати ще одним способом. За відповідними формулами спочатку обчислюють кількість речовини кисню, а потім — кількість молекул.

ЗАДАЧА 3. Розрахувати густину чадного газу CO за нормальних умов.

Дано:

CO

н. у.

$$\rho(\text{CO}) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Знаходимо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Обчислюємо густина газу за нормальних умов:
1 моль CO, тобто 28 г, займає за н. у. об'єм
22,4 л,

$$x \text{ г CO} — 1 \text{ л};$$

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ г} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 1,25 \text{ г}; \rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$$

2-й спосіб

1. Знаходимо молярну масу чадного газу:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Розраховуємо густина чадного газу за нормальних умов, перетворивши формулу $M = \rho \cdot V_M$ (с. 17) на іншу:

$$\rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л.}$$

Відповідь: $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$

ВИСНОВКИ

Молярний об'єм — об'єм 1 моль речовини. Ця фізична величина є відношенням об'єму до кількості речовини.

Молярні об'єми твердих і рідких речовин різні, а газів (за одних і тих самих температури і тиску) — однакові. За нормальних умов (температури 0°C й тиску 101,3 кПа, або 760 мм рт. ст.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

В однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакова кількість молекул (закон Авогадро).

?

- 25 Що таке молярний об'єм речовини? Як можна його розрахувати?
- 26 Густина азоту за нормальних умов становить 1,25 г/л. Обчисліть молярний об'єм газу за цих умов.
- 27 Густина газу за нормальних умов становить 1,43 г/л. Яка молярна маса газу?

28. Знайдіть об'єми¹ газів: а) водню, взятого кількістю речовини 10 моль; б) сірководню H_2S масою 3,4 г; в) чадного газу CO масою 0,28 г. (Усно.)
29. Людина за добу видихає разом із повітрям 500 л вуглекислого газу. Визначте масу цього об'єму газу.
30. Обчисліть молярну масу деякого газу, якщо 60 г його займають об'єм 44,8 л. (Усно.)
31. Де міститься найбільше молекул — в 1 л води, 1 л кисню чи 1 л водню? Відповідь поясніть.
32. Маємо однакові маси газів \rightarrow водню і метану CH_4 . Яке співвідношення їхніх об'ємів?

для допитливих

Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях

Згідно із законом Авогадро, однакові об'єми газів містять однакову кількість молекул (за однакових умов). Якщо кожна молекула одного газу реагує з однією молекулою іншого, наприклад під час реакції



то повинні взаємодіяти однакові об'єми речовин, скажімо, 1 л H_2 та 1 л Cl_2 . У реакції



на один об'єм кисню має припадати два об'єми водню, що реагує з ним, бо тільки за цієї умови кількість молекул водню вдвічі перевищуватиме кількість молекул кисню, як того «вимагає» хімічне рівняння.

Узагальненням цих висновків є закон об'ємних співвідношень газів, який відкрив французький учений Ж. Гей-Люссак у 1808 р.:

об'єми газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок реакції, співвідносяться як невеликі цілі числа.

Із часом учені встановили, що ці числа є відповідними коефіцієнтами в хімічних рівняннях.

Отже, для газів у реакціях (1) і (2)

$$V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(H_2) : V(O_2) = 2 : 1.$$

Використання закону Гей-Люссака дає змогу хіміку або інженеру-технологу визначити, які об'єми газів потрібно взяти для здійснення реакції.

¹ У цій і наступних задачах до параграфу об'єми газів відповідають нормальним умовам.

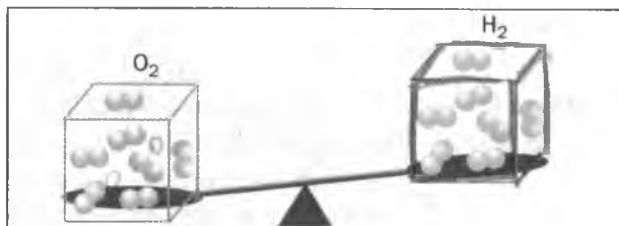
4 Відносна густина газу

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати суть відносної густини газу;
- зрозуміти, як обчислити відносну густина одного газу за іншим газом;
- розв'язувати задачі з використанням відносної густини газів.

Відносна густина газу. В однакових об'ємах різних газів міститься одна й та сама кількість молекул¹. Однак маси однакових об'ємів газів, як правило, різні, бо молекули різних речовин здебільшого мають різну масу. Маса 1 см³ кисню становить 0,00143 г, а маса такого самого об'єму водню — 0,0000893 г. Отже, кисень важчий за водень (мал. 4). А у скільки разів?

Мал. 4.
Порівняння
мас однакових
об'ємів газів



Поділимо масу 1 см³ кисню на масу 1 см³ водню:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г}}{0,0000893 \text{ г}} = 16.$$

Число 16 називають *відносною густиною* кисню за воднем. Її позначають літерою D і записують так:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

¹ За одних і тих самих умов.

Маса 1 см^3 речовини чисельно дорівнює її густині. Густини кисню і водню (за нормальних умов) такі:

$$\begin{aligned}\rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ г/см}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ г/см}^3.\end{aligned}$$

Цікаво знати
Найлегший з усіх газів — водень H_2 , найважчий — радон Rn .

Дізнатися, у скільки разів кисень важчий за водень, можна, поділивши густину кисню на густину водню:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г/см}^3}{0,0000893 \text{ г/см}^3} = 16.$$

Із цієї формули зрозуміло, чому фізичну величину, про яку йдеться в параграфі, назвали відносною густиною.

Відносна густина, як і відносна атомна (молекулярна, формульна) маса, не має розмірності.

Якщо взяти по $22,4 \text{ л}$ кисню і водню за нормальних умов, то маси речовин (у грамах) чисельно дорівнюватимуть їхнім молярним масам або відносним молекулярним масам. Звідси — такі варіанти обчислення відносної густини кисню за воднем:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Перетворимо всі наведені вище формули на загальні. Важчий газ позначимо літерою B , легший — літерою A , а відносну густину першого газу за другим — $D_A(B)$:

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Запам'ятайте: співвідношення мас газів можна використати для розрахунку відносної густини лише за умови, що $V(B) = V(A)$.

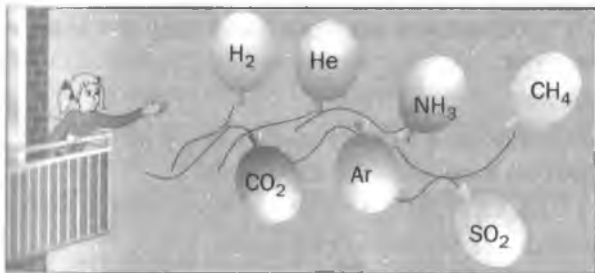
► Обчисліть відносну густину вуглекислого газу за гелієм.

Гази часто порівнюють із повітрям. Хоча повітря — суміш газів, проте його можна умовно вважати газом із відносною молекулярною масою 29 . Це число називають *середньою відносною молекулярною масою повітря*. Воно пере-

буває у проміжку між числами 32 та 28 — відносними молекулярними масами кисню O_2 та азоту N_2 , головних компонентів повітря.

► Доведіть, що гази водень, гелій і метан легші за повітря.

Встановити, легший чи важчий за повітря певний газ, дуже просто. Достатньо заповнити ним гумову кульку і відпустити її (мал. 5, 6).



Мал. 5.
Рух у повітрі кульок,
заповнених різними газами



Мал. 6.
Метеорологічні
зонди, заповнені
гелієм

Формули для розрахунку відносної густини газу B за повітрям мають такий вигляд:

$$D_{\text{пов.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29}.$$

Розв'язування задач. Покажемо, як розв'язують задачі з використанням викладеного в параграфі матеріалу.

ЗАДАЧА 1. Розрахувати відносну густину вуглекислого газу за воднем і за повітрям.

Дано:	Розв'язання
CO_2	Знаходимо відносну густину вуглекислого газу за воднем і за повітрям.
$D_{H_2}(CO_2) - ?$	
$D_{\text{пов.}}(CO_2) - ?$	$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$
	$D_{\text{пов.}}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(\text{пов.})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$
	Відповідь: $D_{H_2}(CO_2) = 22, D_{\text{пов.}}(CO_2) = 1,52.$

Згідно з отриманим результатом вуглекислий газ у 1,52 раза важчий за повітря. Очевидно, що повітря у стільки ж разів легше за вуглекислий газ.

Якщо для невідомого газу B визначено відносну густина за газом A , то можна обчислити молярну чи відносну молекулярну масу газу B за формулами, похідними від наведених вище:

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A); \quad M_r(B) = D_A(B) \cdot M_r(A).$$

ЗАДАЧА 2. Відносна густина газу X (сполука Сульфуру) за воднем становить 17. Обчислити молярну масу газу X і знайти формулу сполуки.

Дано:

$$D_{H_2}(X) = 17$$

$$M(X) = ?$$

$$X = ?$$

Розв'язання

1. Обчислюємо молярну масу газу X за однією з формул, наведених у параграфі:

$$M(X) = D_{H_2}(X) \cdot M(H_2) = 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}.$$

2. Знаходимо формулу сполуки.

Оскільки $M(S) = 32 \text{ г/моль}$, то в молекулі сполуки X міститься один атом Сульфуру. (Якби атомів цього елемента було два або більше, то молярна маса сполуки перевищувала б $2 \cdot 32 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль}$.) На інший елемент у молярній масі сполуки припадає $34 - 32 = 2 \text{ (г/моль)}$. Очевидно, що цей елемент — Гідроген ($M(H) = 1 \text{ г/моль}$) і його атомів у молекулі сполуки — два. Формула сполуки — H_2S .

Відповідь: $M(X) = 34 \text{ г/моль}$; формула сполуки — H_2S .

ВИСНОВКИ

Відносна густина газу за іншим газом — це відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску). Значення відносної густини газу показує, у скільки разів він важчий за інший газ.

Газом порівняння часто слугує повітря. Воно поводить себе як газ із відносною молекулярною масою 29.

За відносною густиною газу можна обчислити його молярну масу.

?

33. Зіставте фізичні величини «відносна густина» і «густина».
34. Чому для відносної густини газу не вказують тиск і температуру?
35. Визначте густину повітря за нормальних умов.
36. Обчисліть відносну густину за воднем газів із такими формулами: He, Ne, CH₄, NH₃, N₂, CO, SiH₄, SO₂. (Усно.)
37. Назвіть два гази, які важчі за повітря.
38. Маса 2 л газу X становить 3,75 г, а маса такого самого об'єму газу Y — 2,32 г. Визначте густину газу X, а також його відносну густину за газом Y.
39. Відносна густина газу A за повітрям становить 1,59. Визначте відносну молекулярну масу цього газу.
40. Деякий газ легший за повітря в 1,7 раза. Важчий чи легший він за метан CH₄ й у скільки разів?
41. Газоподібна проста речовина має відносну густину за воднем 24. Знайдіть формулу речовини. (Усно.)
42. Один літр деякого газу за нормальних умов має масу 1,96 г. Яка відносна густина цього газу за азотом?

для допитливих

Про середню відносну молекулярну масу повітря

Чому середня відносна молекулярна маса повітря дорівнює 29, а не 30 — середньому арифметичному відносних молекулярних мас кисню (32) й азоту (28)? Тому що в повітрі міститься неоднакова кількість цих газів: кисню — 21 % за об'ємом, азоту — 78 %.

Обчислимо середню молярну масу повітря (вона кількісно дорівнює середній відносній молекулярній масі).

Припустимо, що повітря складається лише з кисню й азоту. Візьмемо наближені значення об'ємних часток (φ) цих газів у повітрі:

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

Кількості речовини газів пропорційні їхнім об'ємам або об'ємним часткам: $n(\text{O}_2) : n(\text{N}_2) = \varphi(\text{O}_2) : \varphi(\text{N}_2)$.

Знайдемо масу порції повітря, в якій сума кількостей речовини цих газів становить 1 моль: $n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 1$ моль;

$$n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ (моль)}; \quad n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 1 = 0,8 \text{ (моль)};$$

$$m(\text{пов.}) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} + 0,8 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 28,8 \text{ г} \approx 29 \text{ г}.$$

Звідси $M(\text{пов.}) = 29 \text{ г/моль}$; $M_r(\text{пов.}) = 29$.

2 розділ

Найважливіші класи неорганічних сполук

Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що всі речовини поділяють на органічні (сполуки Карбону) і неорганічні (сполуки інших елементів, а також прості речовини).

Галузь хімічної науки, яка вивчає неорганічні речовини, називають *неорганічною хімією*.

Відомі сотні тисяч неорганічних речовин. Щоб розібратися в їхньому розмаїтті, учені розподілили ці речовини на групи, які назвали *класами*.

У цьому розділі йтиметься про такі найважливіші класи неорганічних сполук:

- оксиди E_mO_n (Li_2O , SO_3 , ...);
- основи $M(OH)_n$ (KOH , $Ba(OH)_2$, ...);
- кислоти H_nA , $H_mE O_n$ (HCl , H_2SO_4 , ...);
- солі M_mA_n , $M_m(E O_n)_p$ ($NaCl$, $CaCO_3$, ...).

Нагадаємо вам, що літеру E використовують як загальний символ хімічного елемента. Літерою M у загальних формулах сполук позначено металічний елемент, а літерою A — неметалічний елемент (він може належати до VI або VII групи періодичної системи Д. І. Менделєєва).

Речовини кожного класу подібні за складом, а основи, кислоти і солі — ще й за властивостями і будовою.

5 Оксиди

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати склад і будову оксидів;
- скласти формули і назви оксидів.

Мал. 7.
Веселка
над водоспадом

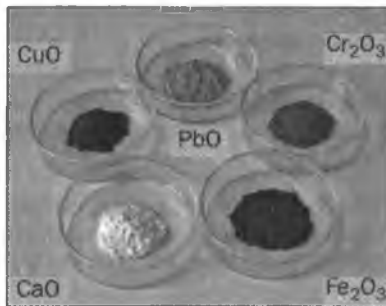


На нашій планеті є речовина, якій зобов'язане своїм існуванням усе живе. Їй присвячено безліч пісень, віршів, казок, із нею пов'язано чимало народних звичаїв. Напевно, ви здогадалися, що це — вода. Вона вгамовує спрагу, знімає втому, дарує радість і енергію. Можна довго дивитися, як тече струмок, «хвилюється» море, милуватися веселкою¹ (мал. 7).

З точки зору хімії вода — складна речовина, яка має хімічну формулу H_2O і належить до оксидів.

Оксид — сполука, утворена двома хімічними елементами, одним із яких є Оксиген.

Оксиди утворюють майже всі елементи (мал. 8). Загальна формула оксидів — E_mO_n .



Мал. 8.
Дешкі оксиди



¹ Веселка виникає завдяки ефекту заломлення сонячних променів у краплях води.

Цікаво знати
Хімікам ще не вдалося добути оксиди й інші сполуки Гелію, Неону, Аргону.

Оксиди $E_m O_n$

Цікаво знати
Найбільше оксидів утворює Нітроген:
 N_2O , NO ,
 N_2O_3 , NO_2 ,
 N_2O_4 , N_2O_5 .

Більшість оксидів металічних елементів є йонними сполуками. Так, оксиди із формулами Na_2O , CaO , Al_2O_3 містять йони Na^+ , Ca^{2+} або Al^{3+} відповідно, а також йони O^{2-} . Позитивно заряджені йони називають *катіонами*, негативно заряджені — *аніонами*.

Оксиди, які утворені неметалічними елементами, мають здебільшого молекулярну будову (наприклад, вода H_2O , вуглекислий газ CO_2), іноді — атомну (кварц SiO_2).

Формули оксидів. Кількісний склад оксидів різноманітний. Він визначається валентністю елементів.

Для елемента з постійною валентністю існує один оксид. Одновалентний Літій утворює оксид із формулою Li_2O , двовалентний Кальцій — оксид CaO , а тривалентний Бор — оксид B_2O_3 . Якщо елемент має змінну валентність, то для нього існує кілька оксидів. Наприклад, для Купруму відомі оксиди Cu_2O і CuO , а для Хрому — CrO , Cr_2O_3 і CrO_3 .

Позначивши хімічний елемент символом E , наведемо загальні формули для всіх відомих оксидів:



► Яке значення валентності має елемент E у кожній сполуці?

У 7 класі ви навчилися складати формули сполук, утворених двома елементами. Нагадаємо, як це зробити.

Виведемо формулу молекулярної сполуки — оксиду Сульфуру, в якому Сульфур чотиривалентний. Спочатку запишемо символи елементів і

вказуємо над ними значення їх валентності: $\overset{IV}{S} \overset{II}{O}$. Знаходимо найменше число, яке ділиться без залишку на значення валентності 4 і 2. Це число — 4. Ділимо його на 4 і 2 й отримуємо відпо-

відні індекси у формулі сполуки: $\overset{IV}{S}_{4/4} \overset{II}{O}_{4/2} \Rightarrow SO_2$.

Щоб скласти формулу йонного оксиду, необхідно знати заряд йона металічного елемента (його значення збігається зі значенням валент-

ності елемента). Заряд йона Оксигену завжди становить -2 . Пам'ятаймо, що кожна сполука є електронейтральною, тобто сума зарядів усіх йонів у ній дорівнює нулю.

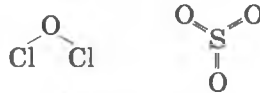
Виведемо формулу йонної сполуки — літій оксиду. Літій — одновалентний металічний елемент; він утворює йон Li^+ . Записуємо йони Літію і Оксигену: $\text{Li}^+ \text{O}^{2-}$. Знаходимо найменше число, що ділиться без залишку на значення зарядів йонів — 1 і 2 . Ним є число 2 . Поділивши його на 1 і 2 , отримуємо індекси у формулі сполуки: $\text{Li}_{2/1}\text{O}_{2/2} \Rightarrow \text{Li}_2\text{O}$.

Цікаво знати
Вищі оксиди елементів І групи Купруму і Ауруму — CuO і Au_2O_3 .

Вам відоме правило: найбільше значення валентності елемента збігається з номером групи періодичної системи, де він розміщений. Оксид, у якому елемент виявляє таку валентність, називають *вищим*.

► Напишіть хімічні формули вищих оксидів Силіцію, Фосфору і Сульфору.

Для речовин молекулярної будови, у тому числі й оксидів, крім хімічних формул, використовують графічні формули. У 7 класі ви складали такі формули для деяких речовин. Нагадаємо, що у графічній формулі атоми з'єднують за допомогою рисок:



Кількість рисок біля кожного атома дорівнює значенню його валентності у сполуці. Потрібно знати, що однакові атоми в молекулах оксидів не сполучаються.

► Складіть графічні формули молекул води і вуглекислого газу.

Назви оксидів. Хімічна назва оксиду складається із двох слів: перше — назва елемента, а друге — «оксид»:

Li_2O — літій оксид,
 CaO — кальцій оксид,
 B_2O_3 — бор оксид.

Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в назві кожної сполуки після назви елемента вказують (без відступу) римською цифрою в дужках значення його валентності:

FeO — ферум(II) оксид,
 Fe_2O_3 — ферум(III) оксид,
 SO_2 — сульфур(IV) оксид,
 SO_3 — сульфур(VI) оксид.

У назві сполуки відмінюється лише друге слово: бор оксиду, сульфур(VI) оксидом.

► Назвіть оксиди із формулами ZnO , CO_2 , Mn_2O_3 , P_2O_5 . Зважте на те, що Цинк має постійну валентність, а Карбон, Манган і Фосфор — змінну.

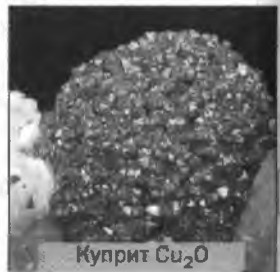
Цікаво знати
Для води H_2O хімічну назву — «гідроген оксид» — не вживають.

Деякі оксиди, крім хімічних назв, мають ще й традиційні (тривіальні). Такі назви для сполук CaO , CO_2 і SO_2 — «негашене вапно», «вуглекислий газ», «сірчистий газ» відповідно.

Поширеність у природі. Оксиди містяться в кожній із трьох оболонок нашої планети — в атмосфері, гідросфері, літосфері.

Найпоширенішим оксидом в атмосфері і гідросфері є вода, а в літосфері — силіцій(IV) оксид SiO_2 (мінерал кварц, складова піску). У повітрі міститься невелика кількість вуглекислого газу. Найбільше оксидів трапляється в літосфері. Вони входять до складу гірських порід, ґрунтів, мінералів (мал. 9).

Мал. 9.
Кристали
мінералів



Оксид — сполука, утворена двома елементами, одним із яких є Оксиген. Загальна формула оксидів — $E_m O_n$.

Більшість оксидів металічних елементів складається з йонів, а більшість оксидів неметалічних елементів — із молекул.

Оксиди мають хімічні назви, а деякі — ще й тривіальні. Перше слово в хімічній назві оксиду є назвою відповідного елемента, а друге — «оксид».

Багато оксидів трапляється в природі. Найпоширеніші з них — вода і силіцій(IV) оксид.

?

43. Які сполуки називають оксидами?
44. Складіть формули оксидів, що містять йони K^+ , Ba^{2+} , La^{3+} .
45. Складіть формули оксидів Арсену (елемент виявляє валентність 3 і 5) і Селену (виявляє валентність 4 і 6).
46. Запишіть формули сполук, що мають такі назви: а) нітроген(IV) оксид; б) титан(III) оксид; в) берилій оксид; г) ванадій(V) оксид.
47. Складіть графічні формули молекул оксидів SO_2 і B_2O_3 .
48. Склад будь-якого оксиду може відповідати одній із загальних формул — EO_m чи E_2O_n . Які значення можливі для m і n у цих формулах?
49. Дайте хімічні назви оксидам елементів зі змінною валентністю: PbO_2 , Re_2O_7 , MoO_3 , OsO_4 .
50. Обчисліть масові частки елементів у сульфур(IV) оксиді і сульфур(VI) оксиді.
51. Учні класу за 45 хвилин уроку видихають разом із повітрям 1,1 кг вуглекислого газу. Який об'єм займає цей газ за нормальних умов?
52. Які кількості речовини йонів містяться в 1 моль Li_2O , CaO , Al_2O_3 ? (Усно.)
53. Знайдіть масу: а) титан(IV) оксиду кількістю речовини 2 моль; б) нітроген(II) оксиду, в якому міститься 10^{23} молекул. (Усно.)
54. Яка маса алюміній оксиду містить стільки йонів, скільки молекул міститься в 11 г карбон(IV) оксиду?

6 Основи

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що таке основи;
- складати формули і назви основ;
- визначати оксиди, які відповідають певним основам.

Вапно — одна зі сполук, давно відомих людині. Суміш вапна з водою нерідко використовують і нині в будівництві. Такою сумішшю білять стовбури і гілки дерев, захищаючи їх від шкідників, а взимку — від сонячних опіків. Вапно (точніше — гашене вапно) належить до класу основ.

Кожна основа утворена трьома елементами. Серед них два елементи «обов'язкові» — Оксиген і Гідроген, а третім є металічний елемент.

Основа — сполука, що складається із катіонів металічного елемента M^{n+} і гідроксид-аніонів OH^- .

Назва йона OH^- походить від назв елементів Гідрогену й Оксигену. Пояснити, чому він має заряд -1 , можна так. Уявімо, що йон OH^- утворюється в результаті сполучення йонів H^+ і O^{2-} , і складемо заряди цих частинок: $+1 - 2 = -1$.

Формули основ. Виведемо загальну хімічну формулу сполук цього класу. Ви знаєте, що будь-яка речовина є електронейтральною. Тому в основі на кожний йон металічного елемента із зарядом $+n$ має припадати n йонів OH^- . Отже, загальна формула основ — $M(OH)_n$.

Приклади хімічних формул основ: $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Bi(OH)_3$.

Основи
 $M(OH)_n$

- ▶ Запишіть формули основ, які є сполуками Літію і Барію. Зважте на те, що величина

заряду йона металічного елемента збігається зі значенням його валентності.

Цікаво знати
Основи AgOH
і $\text{Hg}(\text{OH})_2$
не існують.

Основи — йонні сполуки. Тому графічні формули для них не використовують.

Назви основ. Хімічні назви основ складаються із двох слів. Першим словом є назва елемента, а другим — «гідроксид». Наприклад, сполуку з формулою NaOH називають «натрій гідроксид», а основу $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — «магній гідроксид». Відмінюється лише друге слово: натрій гідроксиду, магній гідроксидом.

Якщо елемент має змінну валентність, то в назві основи вказують її значення (римською цифрою в дужках) після назви елемента: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — ферум(II) гідроксид.

► Дайте назви основам, які мають формули KOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Серед сполук із загальною формулою $M(\text{OH})_n$ є й такі, які не належать до основ, бо відрізняються від них за хімічними властивостями. Їхня назва — амфотерні гідроксиди. Про них ітиметься в § 13.

Основа \leftrightarrow основний оксид. Для кожної основи існує відповідний оксид:



Заряд йона металічного елемента в основі та оксиді один і той самий.

► Напишіть формулу оксиду, від якого походить основа $\text{V}(\text{OH})_3$.

Оксиди, що відповідають основам, називають *основними*.

На відміну від оксидів основ у природі немає.

ВИСНОВКИ

Основи — сполуки, які містять катіони металічних елементів M^{n+} і гідроксид-аніони OH^- . Загальна формула основ — $M(\text{OH})_n$.

Хімічна назва основи складається із назви металічного елемента і слова «гідроксид».

Для кожної основи існує відповідний оксид; його називають основним оксидом. Заряд йона металічного елемента в цих сполуках один і той самий.

?

55. Які сполуки називають основами? Запишіть загальну формулу основ, утворених двовалентними металічними елементами.
56. Складіть формули цезій гідроксиду, титан(III) гідроксиду.
57. Напишіть формули оксидів, що відповідають основам із такими формулами: KOH , V(OH)_2 , La(OH)_3 .
58. Яка кількість речовини кожного йона міститься в 1 моль сполук NaOH , Fe(OH)_2 , Bi(OH)_3 ? (Усно.)
59. У якій основі більше йонів: барій гідроксиді кількістю речовини 3 моль чи калій гідроксиді кількістю речовини 4 моль? Відповідь поясніть.
60. Обчисліть масу 0,2 моль літій гідроксиду. (Усно.)

7 Кислоти

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що таке кислоти;
- складати формули і назви кислот;
- класифікувати кислоти за певними ознаками;
- визначати оксиди, які відповідають певним кислотам.

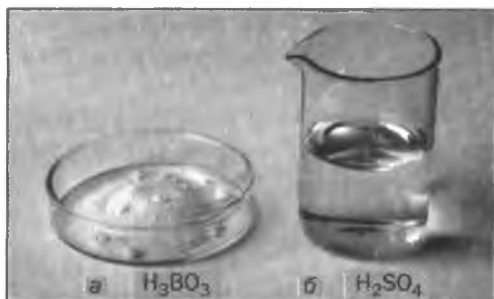
Дехто, прочитавши назву параграфа, пригадає смак лимона чи апельсина. Справді, такий смак зумовлюють сполуки, назва яких — кислоти (мал. 10).

Мал. 10.

Кислоти:

а — ортоборатна (борна);

б — сульфатна (сірчана)



Кислота — сполука, молекула якої містить один чи кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на атоми металічного елемента.

Склад кислот. Усі кислоти мають молекулярну будову. Для них є дві загальні формули — H_nE і H_mEO_n . Кислот, які відповідають першій формулі, небагато. Їх утворюють неметалічні елементи VI і VII груп періодичної системи.

Приклади хімічних формул кислот:



У разі заміщення атомів Гідрогену в молекулах цих кислот, наприклад, на атоми Натрію утворюються сполуки¹ із такими формулами:



Частину молекули кислоти, сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають *кислотним залишком*. Для кислоти із формулою HCl кислотним залишком є атом Хлору, для кислоти H_2SO_4 — група атомів SO_4 .

Кількість атомів Гідрогену в молекулі кислоти визначає валентність кислотного залишку. Наприклад, кислотний залишок Cl одновалентний (молекула HCl містить один атом Гідрогену), а залишок SO_4 двовалентний (у молекулі H_2SO_4 — два атоми Гідрогену). Отже, поняття «валентність» використовують

¹ Загальна назва цих сполук — солі.

не тільки щодо атома, а й щодо групи атомів, сполучених один з одним.

- Назвіть кислотні залишки для кислот HBr , H_2S , H_3PO_4 і вкажіть валентність кожного з них.

Елемент, що утворює кислоту, називають *кислототворним*. Покажемо, як можна обчислити значення його валентності в кислотах складу H_mEO_n . Для прикладу візьмемо сполуку із формулою H_2SO_4 . Запишемо над символами Гідрогену й Оксигену значення валентності цих елементів:



Кількість одиниць валентності для 4-х атомів Оксигену становить $2 \cdot 4 = 8$, а для 2-х атомів Гідрогену — $1 \cdot 2 = 2$. Значення валентності атома Сульфуру дорівнює різниці між першим і другим числом, тобто $8 - 2 = 6$:



- Визначте валентність Фосфору в кислоті із формулою H_3PO_4 .

Оскільки кислоти є молекулярними сполуками, для них використовують графічні формули. Складати такі формули для молекул кислот із загальною формулою H_mE дуже просто. Покажемо, як це зробити для молекули кислоти, що містить атоми трьох елементів, а також для її кислотного залишку.

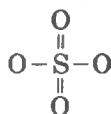
ВПРАВА. Скласти графічні формули молекули кислоти H_2SO_4 та її кислотного залишку.

Розв'язання

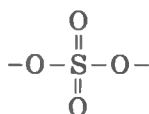
С п о с і б 1. Ми щойно з'ясували, що елемент Сульфур у кислоті H_2SO_4 шестивалентний. Записуємо навколо кислототворного атома 6 рисок:



Усі ці риски (одиниці валентності) мають також «належати» чотирьом двовалентним атомам Оксигену. Розміщуємо атоми Оксигену навколо атома Сульфуру. Двом атомам Оксигену «виділимо» по дві риски, а для двох інших залишиться по одній:

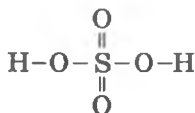


Усі одиниці валентності атома Сульфуру використано, але в лівого і правого атомів Оксигену не вистачає по одній рисці (Оксиген — двовалентний елемент). Записуємо ці риски і отримуємо графічну формулу кислотного залишку SO_4 :



В цієї формули видно, що залишок кислоти двовалентний.

Допишуємо зліва і справа по атому Гідрогену й отримуємо графічну формулу кислоти H_2SO_4 :



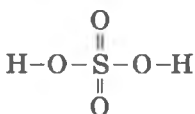
Спосіб 2. Записуємо хімічну формулу сполуки, виділивши в ній групи атомів OH (гідроксильні групи):



Гідроксильна група є одновалентною: $-\text{O}-\text{H}$. З'єднаємо рискою кожен атом OH з атомом Сульфуру:



Оскільки атом Сульфуру шестивалентний, розміщуємо навколо нього ще чотири риски і до кожної їхньої пари записуємо по атому Оксигену:



► Складіть графічні формули молекули кислоти H_3PO_4 та її кислотного залишку.

Класифікація кислот. Кислоти відрізняються одна від одної. Їх поділяють на кілька груп. До кожної групи належать кислоти, схожі за певною ознакою.

Існують безокисигенові та оксигеновмісні кислоти. Назви цих груп кислот вказують на відсутність чи наявність у молекулах сполук атомів Оксигену. Приклади кислот кожної групи:

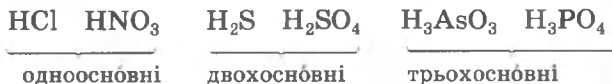


Цікаво знати
Ціанідна кислота HCN — безокисигенова кислота, утворена трьома елементами. Вона є сильною отрутою.

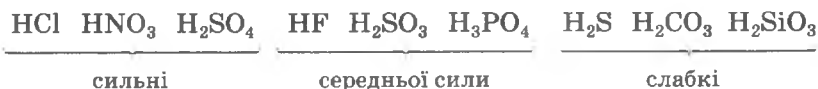
Безокисигенових кислот відомо лише декілька. Їх загальна формула — H_nE . Це не чисті речовини, а водні розчини газоподібних сполук деяких неметалічних елементів із Гідрогеном: HF , HCl , HBr , HI , H_2S .

Оксигеновмісних кислот набагато більше. Вони мають загальну формулу H_mEO_n .

Інша ознака для класифікації кислот — кількість атомів Гідрогену в молекулі сполуки. Відповідну характеристику кислоти називають *основністю*. Існують одно-, дво-, трьохосновні кислоти, а також кілька кислот із вищою основністю. Приклади кислот відповідних груп:



За хімічною активністю кислоти поділяють на сильні і слабкі. Сильні кислоти, на відміну від слабких, активно взаємодіють із багатьма речовинами. Відомо також кілька кислот середньої сили. Приклади кислот різної активності (див. також форзац 2):



Назви. Кислоти мають хімічні й тривіальні назви. Формули та назви найважливіших кислот наведено в таблиці 1.

Таблиця 1

Найважливіші кислоти

Формула	Назва	
	хімічна	тривіальна
HF	Фторидна	Фтороводнева, плавикова
HCl	Хлоридна	Хлороводнева, соляна ¹
H ₂ S	Сульфідна	Сірководнева
HNO ₃	Нітратна	Азотна
H ₂ CO ₃	Карбонатна	Вугільна
H ₂ SiO ₃	Метасилікатна	Кремнієва
H ₂ SO ₃	Сульфітна	Сірчиста
H ₂ SO ₄	Сульфатна	Сірчана
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна	Фосфорна

Хімічні назви кислот складаються із двох слів. Друге слово в усіх назвах — «кислота». Корінь першого слова походить від назви елемента, що утворює кислоту (хлоридна кислота — сполука Хлору). Перше слово назви безоксигенової кислоти має суфікс «ід» або «ид» (H₂S — сульфідна кислота). Для оксигеновмісної кислоти це слово може мати різні суфікси. Якщо кислототворний елемент виявляє у сполуці найвищу валентність, то використовують суфікс «ат» (H₂SO₄^{VI} — сульфатна кислота), а якщо нижчу — «іт» або «ит» (H₂SO₃^{IV} — сульфітна кислота). У хімічних назвах кислот H₂SiO₃ і H₃PO₄ є ще й префікси «мета», «орто» (табл. 1).

Тривіальні назви більшості кислот походять від назв простих речовин або сполук елементів із Гідрогеном.

Кислота ⇔ кислотний оксид. Для кожної оксигеновмісної кислоти існує відповідний

¹ Кислоту названо соляною, оскільки раніше її добували із солі NaCl.

оксид. Його називають кислотним оксидом. У цій сполуці кислототворний елемент має таке саме значення валентності, що й у кислоті.



► Запишіть формулу кислотного оксиду, який відповідає кислоті H_3PO_4 .

Поширеність у природі. На нашій планеті трапляється чимало кислот. Карбонатна кислота утворюється в результаті розчинення у природній воді вуглекислого газу CO_2 . Під час вивержень вулканів в атмосферу надходять сірководень H_2S і сірчистий газ SO_2 . Перша сполука, розчиняючись у воді, утворює сульфідну кислоту, а друга, реагуючи з водою, — сульфітну.



Мал. 11.
Природні джерела органічних кислот

Рослинний і тваринний світ багатий на кислоти, які належать до органічних сполук. Лимонна, яблучна, щавлева кислоти містяться в деяких фруктах, ягодах, овочах (мал. 11), мурашина кислота — в мурахах (тому їхні укуси досить відчутні), бджолиній отруті, кропиві. Коли скисають молоко і вино, утворюються відповідно молочна і оцтова кислоти. Молочна кислота також є у квашеній капусті, силосі для худоби; вона накопичується у м'язах під час їх роботи. Шлунковий сік містить неорганічну кислоту — хлоридну.

ВИСНОВКИ

Кислота — сполука, молекула якої містить один чи кілька атомів Гідрогену, здатних під час реакцій заміщуватися на атоми металічного елемента. Для кислот є дві загальні формули — H_nE і H_nEO_n .

Частину молекули кислоти, сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають кислотним залишком.

Усі кислоти мають молекулярну будову.

Існують безоксигенові та оксигеновмісні кислоти. За кількістю атомів Гідрогену в молекулі розрізняють одноосновні, двоосновні, трьохосновні кислоти, а за хімічною активністю — сильні і слабкі.

Для кожної оксигеновмісної кислоти існує відповідний оксид, який називають кислотним. В оксиді й кислоті кислототворний елемент має одне й те саме значення валентності.

Кислоти мають хімічні й тривіальні назви.

Кислоти поширені в природі.

?

61. Дайте означення кислоти. Що таке кислотний залишок?
62. Для кислот H_2Te , HNO_2 і H_3AsO_4 запишіть формули кислотних залишків і позначте їх валентність.
63. За якими ознаками класифікують кислоти? Впишіть формули кислот HClO_3 , HBr , H_2TeO_3 , HF , HNO_2 , H_2Se , H_3AsO_4 у відповідні стовпчики таблиці:

Кислоти				
оксигено-вмісні	без-оксигенові	одно-основні	двох-основні	трьох-основні

64. Визначте валентність кислототворних елементів у кислотах HClO , HPO_3 , H_2TeO_4 і запишіть формули оксидів, які відповідають цим кислотам.
65. Знайдіть відповідність:
- | | |
|-------------------------------|---------------|
| формула кислоти | назва кислоти |
| 1) H_2SeO_3 ; | а) селенідна; |
| 2) H_2Se ; | б) селенатна; |
| 3) H_2SeO_4 ; | в) селенітна. |
66. Складіть графічні формули для кислот HI , HClO , H_2TeO_3 та відповідних кислотних залишків.
67. Які кількості речовини елементів містяться в 0,5 моль таких кислот: HNO_3 , H_2SO_4 ? (Усно.)
68. Взято 6,2 г борної кислоти H_3BO_3 . Знайдіть кількість речовини кислоти. (Усно.)

69. Обчисліть масові частки елементів у сульфатній кислоті.
70. Існують дві оксигеновмісні кислоти з однаковими значеннями молярних мас — 98 г/моль. Назвіть ці кислоти і напишіть їхні формули.

8 Солі

Матеріал параграфа допоможе вам:

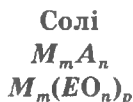
- з'ясувати, що таке солі;
- складати формули і назви солей.

До класу солей належить сполука, яку ми використовуємо щодня разом із їжею. Це — кухонна сіль NaCl. Вам відомо, що вона складається з іонів Na^+ і Cl^- .

Сіль — сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку.

Йон кислотного залишку має негативний заряд; його значення збігається зі значенням валентності цього залишку:

кислота	HCl
кислотний залишок	Cl
аніон кислотного залишку	Cl^-



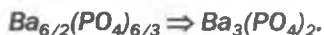
Формули солей. Солі, як і кислоти, мають дві загальні формули — $M_m A_n$ і $M_m(\text{EO}_n)_p$. Першій формулі відповідають солі, що містять йони кислотних залишків безоксигенових кислот, а другій — солі, аніони яких походять від оксигеновмісних кислот.

Приклади формул солей: LiF, CaS, NaNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Для того щоб скласти формулу солі, потрібно знати заряди катіона й аніона і зважити на те, що будь-яка сполука є електронейтральною.

Для з'ясування значень зарядів йонів можна використовувати таблицю, розміщену на форзаці 2 (так звана таблиця розчинності).

Виведемо формулу солі, яка містить катіони Ba^{2+} й аніони PO_4^{3-} . До складу солі входять йони, значення зарядів яких неоднакові: 2 і 3. Найменшим числом, яке ділиться без залишку на 2 і 3, є число 6. Ділимо його на значення зарядів катіона ($6 : 2 = 3$) й аніона ($6 : 3 = 2$). Отримуємо кількість цих йонів у формульній одиниці сполуки, тобто відповідні індекси в хімічній формулі солі:



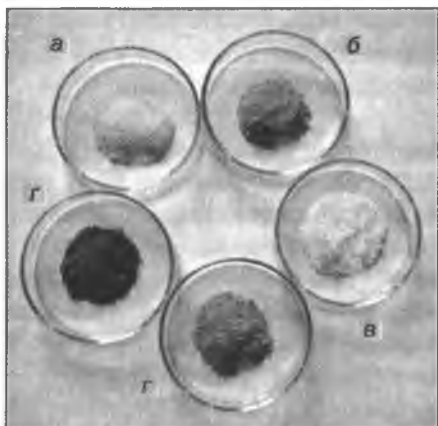
Графічні формули для солей, як і для інших йонних сполук, не використовують.

Назви солей. Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі ще й тривіальні назви (табл. 2). Хімічна назва солі складається із двох слів. Перше слово є назвою металічного елемента, а друге походить від хімічної назви відповідної кислоти. Якщо елемент має змінну валентність, то її значення вказують після назви елемента (табл. 2, мал. 12). За відмінками змінюється лише друге слово хімічної назви солі.

Таблиця 2

Формули та назви деяких солей

Формула		Хімічна назва кислоти	Назва солі	
солі	відповідної кислоти		хімічна	тривіальна
KNO_3	HNO_3	Нітратна	Калій нітрат	Калійна селітра
K_2CO_3	H_2CO_3	Карбонатна	Калій карбонат	Піташ
CaF_2	HF	Фторидна	Кальцій фторид	Флюорит (мінерал)
FeCl_2	HCl	Хлоридна	Ферум(II) хлорид	—
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	H_2SO_4	Сульфатна	Ферум(III) сульфат	—



Мал. 12.

Солі:

- а — калій хромат;
 б — купрум(II) сульфат;
 в — манган(II) сульфат;
 г — нікель(II) сульфат;
 г — кобальт(II) хлорид

► Дайте хімічні назви солям, що мають такі формули: KF , $MgCO_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, $CrCl_3$.

Існують солі, утворені лише неметалічними елементами. До їх складу входять катіони амонію NH_4^+ . Приклади формул і назв таких сполук:

NH_4Cl — амоній хлорид;

$(NH_4)_2SO_4$ — амоній сульфат;

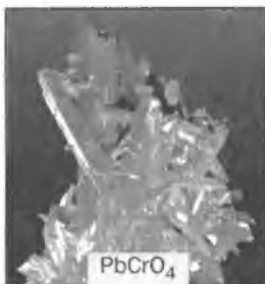
NH_4NO_3 — амоній нітрат.

Дві останні сполуки застосовують як азотні добрива.

Солі амонію походять від основи NH_4OH (§ 11).

Поширеність у природі. До складу земної кори входять багато солей (мал. 13). Більшість із них — силікати. Серед них є й дорогоцінне каміння: блакитний топаз (алюміній силікат), золотистий циркон (цирконій силікат), безбарвний фенакіт (берилій силікат) тощо.

Мал. 13.
Кристали деяких природних солей





Мал. 14.
Кальцій
карбонат
у живій
природі

Існує багато покладів натрій хлориду NaCl (кам'яна сіль), калій хлориду KCl , кальцій карбонату CaCO_3 (крейда, вапняк, мармур). Остання сполука становить основу черепашок, коралів, яєчної шкаралупи (мал. 14). Сульфіди ZnS , Cu_2S , PbS та інші є рудами; із них добувають метали.

Різні солі містяться в розчиненому стані в гідросфері. У морській воді переважають хлориди Натрію і Магнію, а у прісній — солі Кальцію і Магнію (в основному карбонатної та сульфатної кислот).

ВИСНОВКИ

Сіль — йонна сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку. Для солей існують загальні формули $M_m A_n$ і $M_m(\text{EO}_n)_p$.

Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі — ще й тривіальні назви.

Солі дуже поширені в природі.

- ?
- 1) Які сполуки називають солями? Чим солі схожі за складом з основами і чим відрізняються від них?
 - 2) Складіть формули солей, які складаються з таких йонів: Na^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
 - 3) Запишіть у відповідні клітинки таблиці формули йонів, з яких складаються солі $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, MgBr_2 , K_3PO_4 , Na_2S :

Катіони		Аніони			
одно-зарядні	багато-зарядні	прості		складні	
		одно-зарядні	багато-зарядні	одно-зарядні	багато-зарядні

74. Дайте назви солям, що мають такі формули: NaBr , Al_2S_3 , Li_2SO_4 , CaSO_3 .
75. Складіть формули цезій йодиду, алюміній фториду, хром(III) сульфату, літій ортофосфату.
76. Однакова чи різна кількість речовини аніонів міститься в 20 г CaCO_3 і в 20 г CaBr_2 ? (Усно.)
77. За допомогою хімічного аналізу встановлено, що в порції натрій сульфату міститься 0,5 моль SO_4^{2-} -йонів. Яка кількість речовини і яка маса йонів Натрію у цій порції сполуки? (Усно.)
78. Де міститься найбільша сумарна кількість йонів: в 1 моль алюміній сульфату, 2 моль ферум(III) нітрату, 3 моль барій хлориду чи 4 моль літій фториду?
79. Для дослідів узяли однакові маси ферум(III) ортофосфату, натрій хлориду та кальцій карбонату. Зіставте сумарні кількості йонів у цих порціях солей та виберіть правильну відповідь:
а) найбільше йонів у порції ферум(III) ортофосфату;
б) найбільше йонів у порції натрій хлориду;
в) найбільше йонів у порції кальцій карбонату;
г) у взятих порціях солей однакова кількість йонів.

9

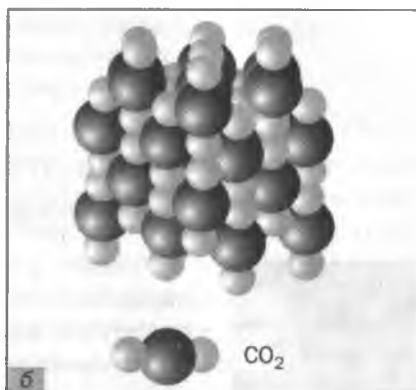
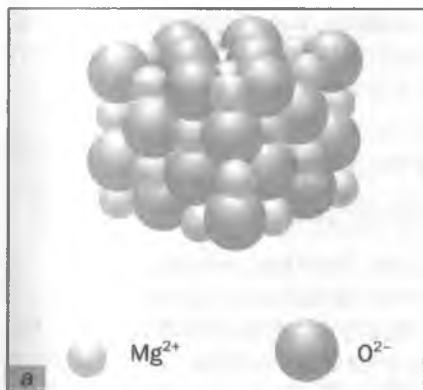
Властивості та використання оксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як залежать властивості оксидів від їхньої будови;
- засвоїти хімічні властивості основних і кислотних оксидів;
- зрозуміти, що таке реакція обміну;
- з'ясувати сфери використання оксидів.

Властивості оксидів, як і інших речовин, залежать від їхньої внутрішньої будови, тобто від того, з яких частинок вони складаються — атомів, молекул чи йонів.

Фізичні властивості оксидів. У йонних оксидах (мал. 15, а) протилежно заряджені йони сильно притягуються один до одного. Тому ці оксиди за звичайних умов є твердими



Мал. 15.
 Моделі будови:
 а — магній
 оксиду;
 б — карбон(IV)
 оксиду у
 твердому стані

речовинами, плавляться за високої температури (табл. 3). Більшість йонних оксидів не розчиняється у воді, інші реагують із нею.

В оксидах молекулярної будови (мал. 15, б) притягання між частинками (молекулами) дуже слабе. Через це температури плавлення (табл. 3) і кипіння сполук невисокі, а їх агрегатний стан за звичайних умов різний. Чимало таких оксидів є леткими, розчинними у воді (під час розчинення багатьох із них відбуваються хімічні реакції), деякі мають запах.

Оксиди з атомною будовою — тверді речовини із високими температурами плавлення (табл. 3) і кипіння. Вони не розчиняються у воді.

Таблиця 3

Будова і температура плавлення деяких оксидів

Хімічна формула	Будова оксиду	Температура плавлення, °С
CaO Li ₂ O	йонна	2630 1453
H ₂ O SO ₂	молекулярна	0 -75
SiO ₂	атомна	1610

Хімічні властивості оксидів. Здатність оксиду взаємодіяти з іншими речовинами залежить від його типу. Розглянемо окремо реакції, в які вступають основні та кислотні

оксиди. Ви вже знаєте, що основними називають оксиди, які відповідають основам, а кислотними — такі, що відповідають кислотам.

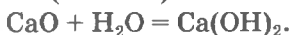
Реакції за участю основних оксидів



Мал. 16.
Гасіння вапна

Цікаво знати
Оксиди
 CaO і P_2O_5
служать для
осушування
газів.

Реакція з водою. Будівельники, садівники нерідко змішують негашене вапно (кальцій оксид) із водою. Відбувається хімічна реакція, й утворюється гашене вапно — кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Цей процес називають гасінням вапна (мал. 16):



Серед основних оксидів в аналогічну реакцію вступають лише сполуки лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних (Mg, Ca, Sr, Ba) елементів; при цьому утворюються основи.

Реакції оксидів з водою належать до реакцій сполучення.

Вивести формулу продукту реакції оксиду з водою можна в такий спосіб. Спочатку потрібно скласти разом усі атоми, що є у формулах реагентів, а потім розмістити їх у певному порядку. Першим записують символ металічного елемента, потім — Оксигену і Гідрогену. Якщо всі індекси у складеній формулі виявляться парними, їх потрібно розділити на 2. Цю «двійку» ставимо як коефіцієнт у хімічному рівнянні:



літій гідроксид

За наявності однакового індексу біля атомів він виноситься за дужки:



барій гідроксид

Формулу основи можна також записати, виходячи з того, що заряд йона металічного елемента в ній такий самий, як і в оксиді:



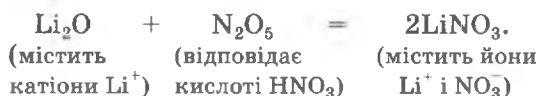
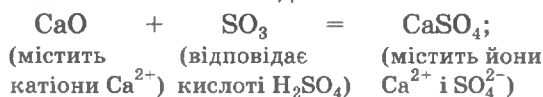
¹ Допоміжні записи вміщують у квадратні дужки.

- Складіть рівняння реакції натрій оксиду з водою.

Реакції з кислотними оксидами. Основні оксиди реагують зі сполуками протилежного хімічного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед них — кислотні оксиди.

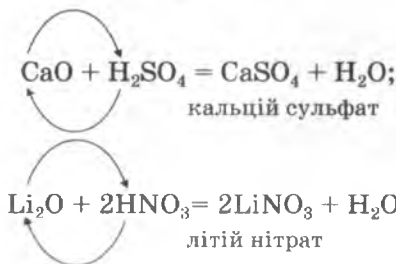
Продуктом реакції між основним і кислотним оксидами є відповідна сіль. Вона складається із катіонів металічного елемента, що містилися в основному оксиді, і аніонів залишку кислоти, яка походить від кислотного оксиду. Вам відомо, що у формулі солі спочатку записують катіон, а потім — аніон.

Приклади рівнянь реакцій за участю основного і кислотного оксидів:



- Складіть рівняння реакції кальцій оксиду з нітроген(V) оксидом.

Реакції з кислотами. Основні оксиди взаємодіють не лише з кислотними оксидами, а й з кислотами. Продукти такої реакції — сіль і вода:



Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складовими, називають *реакціями обміну*.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 1

Реакція купрум(II) оксиду із хлоридною кислотою

Помістіть у пробірку трохи порошку купрум(II) оксиду. Якого кольору ця речовина? Долийте до неї 1—2 мл хлоридної кислоти. Що спостерігаєте? (Вміст пробірки можна нагріти, але не до кипіння.)

Складіть відповідне хімічне рівняння.

Реакції за участю кислотних оксидів

Реакція з водою. Майже всі кислотні оксиди реагують з водою (виняток — оксид SiO_2). При цьому утворюються оксигеновмісні кислоти:



сульфатна кислота

Формули кислот — продуктів реакцій кислотних оксидів з водою — виводять так само, як і основ, складаючи разом усі атоми, наявні у формулах реагентів. На першому місці у формулі кислоти записують атоми Гідрогену, на другому — атоми кислототворного елемента, а на останньому — атоми Оксигену:



нітратна кислота



Мал. 17.
Взаємодія
фосфор(V)
оксиду
з водою

Учителі часто демонструють учням, як взаємодіє з водою фосфор(V) оксид. Під час цієї реакції виділяється стільки теплоти, що частина води швидко випаровується (мал. 17). Якщо кількість води набагато перевищує кількість оксиду, то реакція відбувається за таким рівнянням:



ортофосфатна кислота

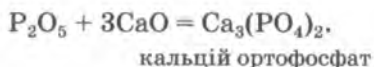
Загальна назва продуктів взаємодії основних і кислотних оксидів з водою — *гідрати оксидів*, або, скорочено, *гідроксиди*. Зауважимо, що гідроксильні групи (групи атомів OH)

містяться у формулах не тільки основ (NaOH , Ca(OH)_2 та ін.), а й оксигеновмісних кислот. Наприклад, формулу H_2SO_4 можна записати так: $\text{SO}_2(\text{OH})_2$.

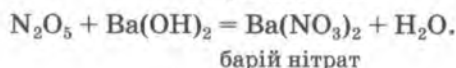
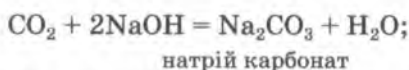
- Напишіть формули гідроксидів, яким відповідають оксиди K_2O і SeO_2 .

Реакції з основними оксидами. Кислотні оксиди взаємодіють зі сполуками протилежного хімічного характеру — з основними оксидами та основами.

Про реакції між кислотними і основними оксидами йшлося вище. Наводимо рівняння ще однієї такої реакції за участю кислотного оксиду P_2O_5 :



Реакції з основами. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей і води:



Сіль походить від кислоти, яка відповідає даному кислотному оксиду.

Схема 1.
Найважливіші
хімічні
властивості
оксидів

- Складіть рівняння реакції між фосфор(V) оксидом і натрій гідроксидом.

Викладений матеріал узагальнює схема 1.



Реакції розкладу оксидів. Деякі оксиди за певних умов розкладаються на прості речовини

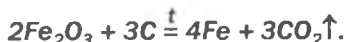
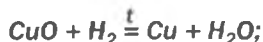


або на інші оксиди і кисень:



Зверніть увагу на останню реакцію: валентність елемента в оксиді, який утворюється, нижча, ніж у вихідному оксиді.

Реакції оксидів із простими речовинами. Чимало оксидів металічних елементів взаємодіють за високої температури з воднем, вуглецем, активними металами. Продуктами більшості цих хімічних перетворень є метали та інші оксиди:



Такі реакції використовують у чорній і кольоровій металургії.

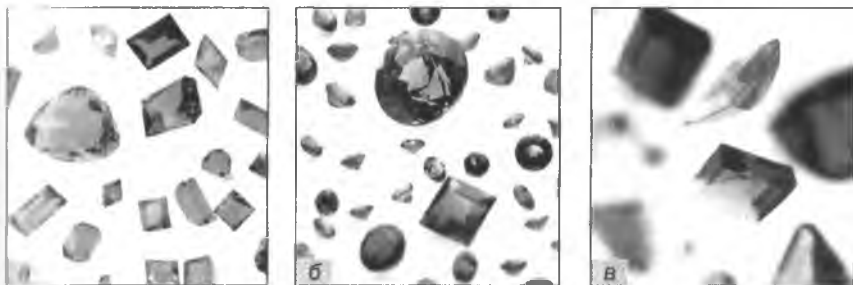
Деякі оксиди реагують і з киснем:



Цікаво знати
Вперше
розклад води
за допомогою
електричного
струму
здійснив
майже
200 років
тому видатний
англійський
хімік
Гемфрі Деві.

Використання оксидів. Усього відомо майже триста оксидів. Значну їх кількість застосовують на практиці. Із залізних руд (вони містять оксиди Феруму) добувають залізо. Кварц SiO_2 є сировиною для виробництва кварцового скла, яке, на відміну від звичайного, пропускає ультрафіолетові промені (під кварцовим світильником можна засмагати так само, як під сонцем). Пісок, що в основному складається з оксиду SiO_2 , використовують у виробництві скла, а також, як і негашене вапно CaO , у будівництві. Кристали корунду Al_2O_3 мають високу твердість. Порошок цієї сполуки слугує абразивним матеріалом для обробки металевих, керамічних та інших поверхонь. Деякі оксиди є основою фарб: Fe_2O_3 — коричневої, Cr_2O_3 — зеленої, TiO_2 і ZnO — білої. Забарвлені домішками природні та штучні кристали

оксидів Алюмінію, Силіцію використовують для виробництва ювелірних прикрас. Спочатку кристали ріжуть, потім надають їм певної огранки (мал. 18) і вставляють в обручки, сережки тощо.



Мал. 18.

Дорогоцінне каміння:

а — рубін (Al_2O_3 з домішкою Cr_2O_3);

б — сапфір (Al_2O_3 з домішками оксидів Феруму і Титану);

в — аметист (SiO_2 з домішками оксидів Феруму)

ВИСНОВКИ

Оксиди йонної будови є твердими речовинами. Вони, як правило, не розчиняються у воді, мають високі температури плавлення.

Оксиди молекулярної будови перебувають у різних агрегатних станах, мають невисокі температури плавлення і кипіння. Більшість цих сполук розчиняється у воді, деякі є леткими, мають запах.

Серед основних оксидів з водою реагують лише сполуки лужних і лужноземельних елементів. Продукти цих реакцій — основи. Основні оксиди взаємодіють із кислотними оксидами і кислотами з утворенням солей.

Майже всі кислотні оксиди реагують з водою (продукти реакцій — оксигеновмісні кислоти), а також з основними оксидами й основами з утворенням солей.

Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складовими, називають реакціями обміну. Чимало оксидів набуло широкого використання у різних сферах.

?

80. Одна зі сполук — Cl_2O або Li_2O — за звичайних умов є газом і має запах. Вкажіть цю сполуку і поясніть свій вибір.
81. Серед наведених оксидів укажіть йонні речовини: P_2O_3 , Cl_2O_7 , K_2O , BaO , SO_3 .
82. Внесіть у відповідні клітинки таблиці формули оксидів: Li_2O , Cu_2O , Cl_2O_7 , MgO , SiO_2 , FeO , SO_2 .

Оксиди	
основні	кислотні

83. Назвіть усі основні оксиди, які реагують з водою. Напишіть два відповідні хімічні рівняння в загальному вигляді, позначивши металічний елемент у формулах сполук літерою M .
84. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- а) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$ $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$
 $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$
85. Визначте, з якими речовинами правого стовпчика може реагувати кожна речовина лівого стовпчика, і напишіть відповідні хімічні рівняння:
- | | |
|------------------|------------------|
| барій оксид | нітратна кислота |
| фосфор(V) оксид | калій гідроксид |
| карбон(IV) оксид | кальцій оксид |
| | бромідна кислота |
86. Складіть рівняння реакцій, під час яких утворюється магній ортофосфат, якщо реагентами є: а) два оксиди; б) оксид і кислота; в) оксид і основа.
87. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH}$; в) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$;
б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; г) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3$.
88. Обчисліть масові частки елементів в оксидах MgO і V_2O_3 .
89. З'ясуйте, які два оксиди мають молярну масу 30 г/моль.

для допитливих

Кислотні опади

У газових викидах промислових підприємств, теплоелектростанцій, автомобільних двигунів містяться невеликі кількості оксидів Сульфуру і Нітрогену. Вони надходять в атмосферу й нерідко спричиняють так звані кислотні опади, які завдають значної шкоди довкіллю.

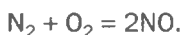
У результаті реакції оксиду SO_2 з атмосферною вологою утворюється сульфітна кислота:



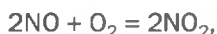
Частина її перетворюється на сульфатну кислоту:



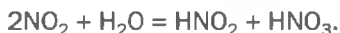
Оксиди Нітрогену з'являються в атмосфері внаслідок реакцій за участю головних компонентів повітря — азоту і кисню. Згоряння палива і пального супроводжується високою температурою. За цих умов утворюється невелика кількість нітроген(II) оксиду:



Ця сполука швидко взаємодіє з киснем:

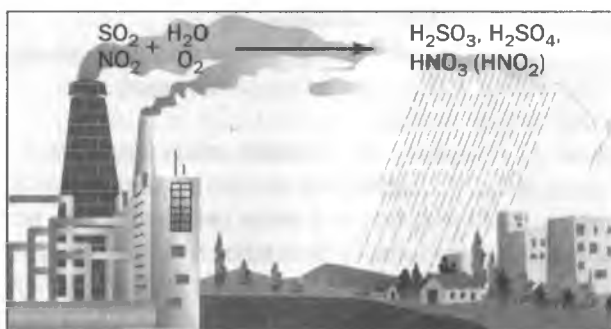


а нітроген(IV) оксид реагує з атмосферною вологою:



Відтак у повітрі з'являються домішки кислот — сульфітної, сульфатної, нітритної та нітратної. Разом із дощем або снігом вони потрапляють на земну поверхню (мал. 19).

Мал. 19.
Утворення
кислотного
дощу



Кислотні опади негативно впливають на рослини, викликають хвороби у тварин, людей, руйнують будівельні матеріали, особливо мармур і вапняк, посилюють корозію металів.

Оксиди Сульфуру і Нітрогену беруть участь в утворенні смогу. Це — повітря, забруднене багатьма токсичними речовинами, яке надовго зависає над великими містами і промисловими регіонами.

Заходи зі зменшення викидів згаданих оксидів є одними з найважливіших у справі охорони природи. У теплоенергетиці намагаються використовувати паливо, що містить якомога менше Сульфуру. Газові викиди промислових підприємств, теплоелектростанцій очищають від сульфур(IV) оксиду пропусканням їх крізь водну суспензію кальцій гідроксиду, розпилюють в них порошок крейди, вапно. Утворенню оксидів Нітрогену запобігають, знижуючи температуру згоряння палива або пального. Серед найважливіших заходів на транспорті — зміни конструкцій двигунів, режимів їх роботи, введення різних добавок до пального, заміна його на інше (наприклад, на стиснений природний газ).

10 Розрахунки за хімічними рівняннями

Матеріал параграфа допоможе вам:

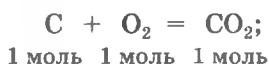
- обчислювати кількості речовини, маси та об'єми реагентів і продуктів реакцій за хімічними рівняннями;
- складати пропорції й використовувати їх для розв'язування задач.

У середні віки алхіміки не знали, що за допомогою обчислень можна наперед дізнатися, яка маса речовини має вступити в реакцію чи утворитися в результаті реакції. Вони брали для своїх експериментів довільні порції речовин і за їхніми залишками з'ясовували, які маси кожної речовини прореагували.

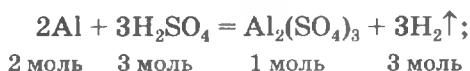
Нині розрахунки не тільки мас, а й кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій, об'ємів газів здійснюють за хімічними рівняннями. При цьому використовують значення

відносних атомних, молекулярних, формульних або молярних мас. Завдяки таким розрахункам хімік або інженер-технолог може цілеспрямовано здійснити хімічне перетворення, добути необхідну масу продукту реакції й уникнути непотрібного надлишку вихідних речовин.

У цьому параграфі розглянуто розв'язування кількох задач із використанням хімічних рівнянь. Зауважимо, що коефіцієнти в рівняннях указують на співвідношення кількостей речовини реагентів і продуктів реакцій:



$$n(\text{C}) : n(\text{O}_2) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1 : 1;$$



$$n(\text{Al}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) : n(\text{H}_2) = 2 : 3 : 1 : 3.$$

ЗАДАЧА 1. Яка кількість речовини літій гідроксиду утворюється під час реакції 4 моль літій оксиду з достатньою кількістю води?

Дано:

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ моль}$$

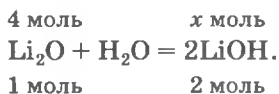
$$n(\text{LiOH}) = ?$$

Розв'язання

1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Готуємо запис для складання пропорції. Під формулами сполук Li_2O і LiOH записуємо їхні кількості речовини згідно з коефіцієнтами в хімічному рівнянні (1 моль, 2 моль), а над формулами — наведену в умові задачі кількість речовини оксиду (4 моль) і невідому кількість речовини гідроксиду (x моль):



3. Розраховуємо кількість речовини літій гідроксиду.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

за рівнянням реакції

з 1 моль Li_2O утворюється 2 моль LiOH ,
за умовою задачі

із 4 моль Li_2O — x моль LiOH ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (моль)}.$$

Відповідь: $n(\text{LiOH}) = 8$ моль.

ЗАДАЧА 2. Яка маса вуглекислого газу прореагує із 28 г кальцій оксиду?

Дано:

$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = ?$$

Розв'язання

1-й спосіб

1. Складаємо хімічне рівняння:



Згідно з рівнянням, у реакцію вступають однакові кількості речовини оксидів, наприклад 1 моль CaO і 1 моль CO_2 .

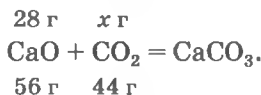
2. Обчислюємо молярні маси речовин, указаних в умові задачі:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Маса 1 моль CaO становить 56 г, а 1 моль CO_2 — 44 г.

3. Готуємо запис для складання пропорції.

Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні маси 1 моль кожної сполуки, а над формулами — відому з умови задачі масу кальцій оксиду і невідому масу вуглекислого газу:



4. Обчислюємо масу вуглекислого газу.

Складаємо пропорцію й розв'язуємо її:

за рівнянням реакції

56 г CaO реагують із 44 г CO_2 ,

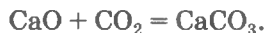
за умовою задачі

28 г CaO — із x г CO_2 ;

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (г)}.$$

2-й спосіб

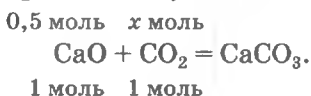
1. Складаємо хімічне рівняння:



2. Розраховуємо кількість речовини кальцій оксиду:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Записуємо під формулами реагентів у хімічному рівнянні їхні кількості речовини згідно з коефіцієнтами, а над формулами — обчислену кількість речовини кальцій оксиду й невідому кількість речовини вуглекислого газу:



4. Обчислюємо за допомогою пропорції кількість речовини вуглекислого газу:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

5. Знаходимо масу вуглекислого газу:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г}. \end{aligned}$$

Відповідь: $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$.

ЗАДАЧА 3. Який об'єм сірчистого газу (н. у.) прореагує з натрій гідроксидом у разі утворення натрій сульфїту кількістю речовини 0,2 моль?

Дано:

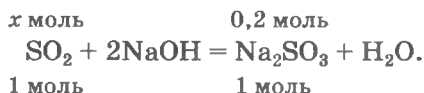
$$n(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

н. у.

$$V(\text{SO}_2) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо хімічне рівняння і готуємо запис для складання пропорції:



2. Знаходимо кількість речовини сірчистого газу.

Складаємо пропорцію і розв'язуємо її:

із 1 моль SO_2 утворюється 1 моль Na_2SO_3 ,
із x моль SO_2 — 0,2 моль Na_2SO_3 ;

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (моль)}.$$

3. Обчислюємо об'єм сірчастого газу за нормальних умов:

$$V(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot V_m = \\ = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л.}$$

Відповідь: $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л.}$

У деяких задачах йдеться про дві реакції, що відбуваються одночасно. Спосіб їх розв'язання полягає у складанні математичного рівняння з одним невідомим (або системи двох рівнянь із двома невідомими).

- ЗАДАЧА 4.** Після добавляння достатньої кількості води до 11,6 г суміші оксидів Літію і Кальцію утворилося 17,0 г суміші гідроксидів. Знайти маси оксидів у суміші.

Дано:

$$m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) = \\ = 11,6 \text{ г} \\ m(\text{LiOH}, \text{Ca}(\text{OH})_2) = \\ = 17,0 \text{ г}$$

$$m(\text{Li}_2\text{O}) \text{ — ?} \\ m(\text{CaO}) \text{ — ?}$$

Розв'язання

1. Приймаємо масу літій оксиду за x г. Тоді маса кальцій оксиду становитиме (в грамах):

$$m(\text{CaO}) = m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = \\ = 11,6 - x.$$

2. Обчислюємо молярні маси оксидів і гідроксидів Літію та Кальцію:

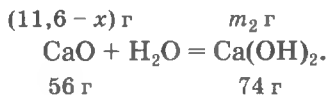
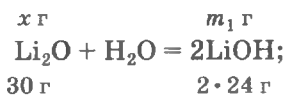
$$M(\text{Li}_2\text{O}) = 30 \text{ г/моль};$$

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

$$M(\text{LiOH}) = 24 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}.$$

3. Складаємо рівняння реакцій із записами мас реагентів і продуктів, позначивши невідомі маси сполук LiOH і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ через m_1 і m_2 відповідно:



4. Записуємо дві пропорції й отримуємо математичні вирази для мас гідроксидів:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$\frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Прирівнюємо суму знайдених мас гідроксидів до 17,0 г, розв'язуємо рівняння і знаходимо маси оксидів:

$$m_1 + m_2 = m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca(OH)}_2) = 17,0;$$

$$1,6x + 15,3 - 1,32x = 17,0; \quad x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (г)};$$

$$m(\text{CaO}) = 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (г)}.$$

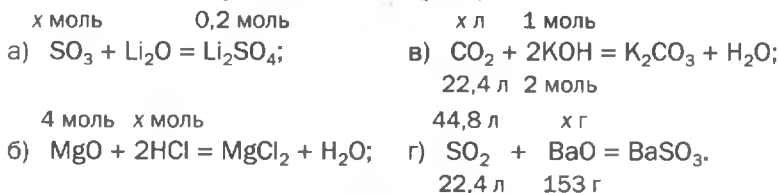
Відповідь: $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ г}$, $m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ г}$.

ВИСНОВКИ

Для того щоб обчислювати маси, кількості речовини реагентів і продуктів реакцій, об'єми газів, використовують хімічні рівняння.

Розв'язування задач здійснюють складанням пропорцій, а також за формулами, які відображають зв'язок між відповідними фізичними величинами.

90) Знайдіть значення x у таких записах (усно):



91) Яка кількість речовини фосфор(V) оксиду утворюється при взаємодії $0,1$ моль фосфору з достатньою кількістю кисню?

92) Реакція відбувається за рівнянням $A + 3B = 2B + 3G$. Які кількості речовини B і G утворяться, якщо прореагує: а) $0,1$ моль A ; б) 6 моль B ? (Усно.)

93. Яка маса магній оксиду утворилася після спалювання 12 г магнію? (Усно.)
94. Обчисліть масу кальцій нітрату, що утворився внаслідок взаємодії 25,2 г нітратної кислоти з кальцій оксидом.
95. Який об'єм сірчистого газу SO_2 (н. у.) було добуто після спалювання 16 г сірки? (Усно.)
96. Обчисліть об'єм вуглекислого газу (н. у.), необхідний для повного перетворення 37 г кальцій гідроксиду на кальцій карбонат.
97. Після добавляння надлишку води до суміші оксидів Фосфору(V) і Силіцію(IV) утворилося 98 г ортофосфатної кислоти і залишилось 20 г твердої речовини. Обчисліть масу фосфор(V) оксиду та його масову частку в суміші.
98. У результаті реакції 1,52 г суміші сірчистого і вуглекислого газів із барій оксидом утворилося 6,07 г суміші солей Барію. Визначте маси газів у суміші.

11

Властивості та використання основ

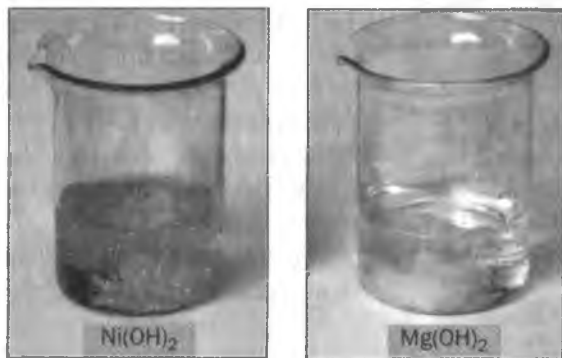
Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості основ;
- розрізняти нерозчинні основи і луги;
- з'ясувати, що таке індикатори;
- засвоїти хімічні властивості основ;
- з'ясувати сфери використання основ.

Фізичні властивості основ. Вам відомо, що кожна основа складається із позитивно заряджених йонів металічного елемента і гідроксид-іонів OH^- . Основи, як і йонні оксиди, за звичайних умов є твердими речовинами. Вони повинні мати високі температури плавлення, але при помірному нагріванні майже всі основи розкладаються (на відповідний оксид і воду). Розплавити можна лише гідроксиди Натрію і Калію (температури плавлення сполук становлять відповідно 322 і 405 °C).

Більшість основ не розчиняється у воді (мал. 20). Малорозчинними є гідроксиди $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ і $Sr(OH)_2$, а добре розчинними — основи, утворені лужними елементами (Li , Na , K , Rb , Cs), і сполука $Ba(OH)_2$.

Мал. 20.
Осади основ,
що утворилися
під час хімічних
реакцій
у розчинах



Водорозчинні основи мають загальну назву *луги*¹.

Відомості про розчинність основ у воді можна знайти в таблиці, розміщеній на форзаці 2 підручника. Її називають *таблицею розчинності*. Наводимо відповідний фрагмент цієї таблиці:

Розчинність деяких основ у воді (при температурі 20—25 °С)

Катіони \ Аніон	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}
OH^-	р	р	—	м	м	р	н	н

Літерою «р» позначено розчинні основи (луги), «м» — малорозчинні, «н» — нерозчинні. Риска «—» означає, що такої основи не існує.

Луги та їхні розчини милкі на дотик, роз'їдають багато матеріалів, спричиняють серйозні опіки шкіри, слизових оболонок, сильно

¹ Лугами часто вважають також сполуки $Ca(OH)_2$ і $Sr(OH)_2$.



Мал. 21.
Застереження
на етикетці
банки з натрій
гідроксидом

вважають очі (мал. 21). Тому натрій гідроксид дістав у минулому назву «їдкий натр», а калій гідроксид — «їдкий калі». Працюючи з лугами та їхніми розчинами, будьте особливо обережними. Якщо розчин лугу потрапив на руку, негайно змийте його великою кількістю проточної води і зверніться за допомогою до вчителя або лаборанта. Ви отримаєте від них розбавлений розчин певної речовини (наприклад, оцтової кислоти), яким потрібно обробити шкіру для знешкодження залишків лугу. Після цього руку добре промийте водою.

Хімічні властивості осн.в. Можливість багатьох реакцій за участю осн.в залежить від розчинності цих сполук у воді. Луги в хімічних перетвореннях значно активніші за нерозчинні основи, які, наприклад, із солями та деякими кислотами не реагують.

Дія на індикатори. Розчини лугів здатні змінювати забарвлення особливих речовин — індикаторів¹. Їх було спершу виявлено в деяких плодах і квітах. Нині використовують індикатори, які виготовляють на хімічних заводах. Вони ефективніші за природні й краще зберігаються.

До найважливіших індикаторів належать лакмус, фенолфталеїн, метиловий оранжовий (скорочена назва — метилоранж), а також універсальний індикатор. Останній є сумішшю кількох речовин. Ця суміш, на відміну від окремих речовин-індикаторів, змінює забарвлення не лише за наявності лугу, а й залежно від його кількості з розчині.

У хімічних лабораторіях використовують водні розчини метилоранжу і лакмусу, водно-спиртовий розчин фенолфталеїну. Дуже зручний у вжитку так званий індикаторний папір. Це — спеціальний папір, просочений

¹ Термін походить від латинського слова *indico* — вказую, визначаю.



Мал. 22.
Універсальні
індикаторні
папірці

розчином індикатора, а потім висушений і нарізаний маленькими смужками. Найчастіше користуються універсальними індикаторними папірцями (мал. 22). Існують також лакмусові папірці і папірці, просочені розчином фенолфталеїну.

Зміна забарвлення індикатора (мал. 23) є наслідком його реакції з лугом. Рівняння таких реакцій не наводимо, оскільки формули індикаторів і продуктів їх хімічних перетворень досить складні.

Нерозчинні основи на індикатори не діють.



лакмус



фенолфталеїн



метилоранж



універсальний
індикатор

Мал. 23.
Забарвлення індикаторів у воді (а) та розчині лугу (б)

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 2

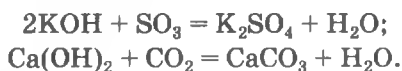
Дія розчину лугу на індикатори

У пробірку з гранулою натрій гідроксиду налейте води (до половини об'єму пробірки) і, перемішуючи скляною паличкою, розчиніть сполуку. Доторкніться паличкою, змоченою виготовленим розчином, до смужки універсального індикаторного папірця. Що спостерігаєте?

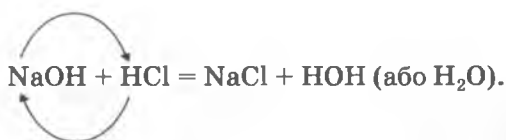
Розподіліть розчин лугу між трьома пробірками. В одну пробірку додайте 1—2 краплі розчину лакмусу, в другу — стільки ж розчину фенолфталеїну, а в третю — розчину метилоранжу. Як змінюється забарвлення кожного індикатора?

Пробірку з розчином лугу і фенолфталеїном збережіть для наступного досліду.

Реакції з кислотними оксидами. Розчинні й нерозчинні основи взаємодіють зі сполуками протилежного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості. Серед цих сполук — кислотні оксиди. Відповідні реакції було розглянуто в попередньому параграфі. Наводимо додаткові приклади:



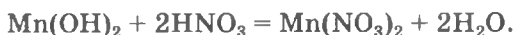
Реакції з кислотами. Під час взаємодії основи з кислотою сполуки обмінюються частинками, з яких складаються:



Це — реакція обміну.

З'ясувати, чи залишився луг після добавлення певної порції кислоти, можна, добавивши до рідини 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Якщо малиновий колір не з'явився, то луг повністю прореагував із кислотою.

Приклад реакції нерозчинної основи з кислотою:



Реакцію між основою і кислотою називають *реакцією нейтралізації*.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 3

Взаємодія луку з кислотою в розчині

У пробірку з розчином натрій гідроксиду і фенолфталеїном із досліду 2 добавляйте по краплях за допомогою піпетки розчин сульфатної кислоти, поки не зникне забарвлення індикатора. Вміст пробірки періодично перемішуйте склянкою паличкою або струшуванням.

Чому розчин знебарвився?

Напишіть відповідне хімічне рівняння.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 4

Взаємодія нерозчинної основи з розчином кислоти

У пробірку з осадом купрум(II) гідроксиду¹ повільно добавляйте розчин сульфатної кислоти до повного розчинення сполуки. Якого кольору набуває рідина?

Складіть відповідне хімічне рівняння.

Реакції нейтралізації часто використовують для очищення стічних вод промислових підприємств від лугів або кислот. Продукти таких реакцій — солі — безпечніші для навколишнього середовища. Дуже ефективною й економічно вигідною є взаємна нейтралізація лужних і кислотних стоків різних виробництв.

Реакції лугів із солями. Це — реакції обміну. Вони відбуваються в розчині, причому вихідна сіль має бути розчинною сполукою, а нова основа чи нова сіль — нерозчинною.

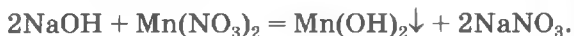
З'ясуємо можливість реакції між натрій гідроксидом і манган(II) нітратом. Скористаємося таблицею розчинності (наводимо її фрагмент):

Катіони \ Аніони	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	...	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	...
ОН ⁻	р	р	р		н	н	н	
NO ₃ ⁻	р	р	р		р	р	р	

Як бачимо, сіль $Mn(NO_3)_2$ розчиняється у воді. Щоб реакція відбулася, вихідні речовини — луг $NaOH$ і сіль $Mn(NO_3)_2$ — мають обмінятися своїми йонами з утворенням нерозчинної сполуки. За таблицею встановлюємо, що такою сполукою є нова основа $Mn(OH)_2$, а нова

¹ Пробірку зі сполукою ви отримаєте від учителя.

сіль NaNO_3 розчиняється у воді. Отже, реакція між натрій гідроксидом і манган(II) нітратом можлива:



- Чи можуть взаємодіяти барій гідроксид і калій карбонат у розчині? У разі позитивної відповіді напишіть відповідне хімічне рівняння.

Термічний розклад. Майже всі основи (крім гідроксидів Натрію і Калію) при нагріванні розкладаються на відповідний оксид і воду (водяну пару):



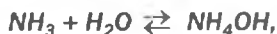
ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 5

Розклад нерозчинної основи при нагріванні

Пробірку з осадом купрум(II) гідроксиду¹ затисніть у пробіркотримачі. Вміст пробірки обережно нагрійте в полум'ї спиртівки, але не до кипіння. Як змінюється колір твердої речовини? Дайте необхідні пояснення.

Напишіть рівняння реакції термічного розкладу купрум(II) гідроксиду.

Дорослим відома рідина під назвою «нашатирний спирт». Це — водний розчин газу аміаку NH_3 ; його використовують як лікарський засіб. У нашатирному спирті міститься незвичайна за своїм складом основа. Її формула — NH_4OH , а хімічна назва — амоній гідроксид. Сполука утворюється в результаті реакції



в яку вступає невелика частина розчиненого аміаку, й водночас розкладається на вихідні речовини.

¹ Пробірку зі сполукою ви отримаєте від учителя.

ни. На це вказує знак \rightleftharpoons у хімічному рівнянні. Амоній гідроксид подібно до лугів (NaOH, KOH тощо) змінює забарвлення індикаторів, взаємодіє з кислотними оксидами, кислотами, солями:

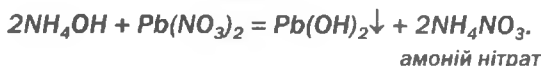
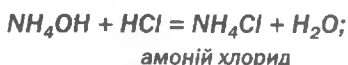
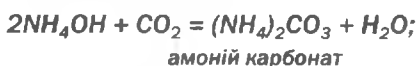
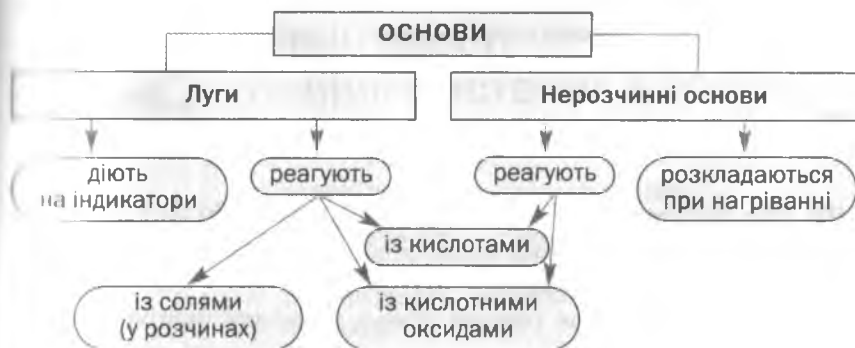


Схема 2.
Хімічні
властивості
основ

Викладений матеріал підсумовує схема 2.



Використання основ. Широкого застосування серед основ набули лише луги, передусім гідроксиди Кальцію і Натрію. Вам відомо, що речовина під назвою «гашене вапно» є кальцій гідроксидом $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Гашене вапно використовують як в'язучий матеріал у будівництві. Його змішують із піском і водою. Виготовлену суміш наносять на цеглу, штукатурять нею стіни. Внаслідок реакцій основи з вуглекислим газом і силіцій(IV) оксидом суміш твердне. Кальцій гідроксид також застосовують у цукровій промисловості, сільському господарстві, при виготовленні зубних паст, добуванні багатьох важливих речовин. Натрій гідроксид використовують при виробництві мила (здійснюють реакції лугу із жирами), ліків, у шкіряній промисловості, для очистки нафти тощо.

Основи — тверді речовини йонної будови. Більшість основ не розчиняється у воді. Водорозчинні основи називають лугами. Луги змінюють забарвлення особливих речовин — індикаторів.

Основи взаємодіють із кислотними оксидами і кислотами з утворенням солей і води. Луги реагують також із солями; продукти кожної реакції — інша основа і сіль. Нерозчинні основи розкладаються при нагріванні на відповідні оксиди і воду.

Реакцію між основою і кислотою називають реакцією нейтралізації.

На практиці використовують переважно гідроксиди Кальцію і Натрію.

?

99. Охарактеризуйте фізичні властивості основ. Що таке луг?
100. Які речовини називають індикаторами? Як вони змінюють своє забарвлення за наявності лугу?
101. Наведіть приклади реакцій обміну, розкладу, нейтралізації за участю основ.
102. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| а) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ | б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$ | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$ |
103. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони можливі) між основами (у лівому стовпчику) і солями (у правому стовпчику):
- | | |
|----------------------|------------------|
| калій гідроксид | кальцій карбонат |
| манган(II) гідроксид | ферум(II) нітрат |
| барій гідроксид | натрій сульфат |
104. За допомогою яких реакцій можна здійснити перетворення, позначені стрілками:
- а) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$;
- б) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$?
- Напишіть відповідні хімічні рівняння.
105. Яка кількість речовини магній гідроксиду вступає в реакцію із 12,6 г нітратної кислоти?

106. Обчисліть масу ферум(II) гідроксиду, що утворюється при взаємодії 0,05 моль натрій гідроксиду з достатньою кількістю ферум(II) сульфату.
107. Який об'єм сірчистого газу (н. у.) необхідний для повного осадження йонів Барію (у складі нерозчинної солі) із розчину, що містить 34,2 г барій гідроксиду?
108. Яка маса осаду утвориться в результаті взаємодії 22,4 г калій гідроксиду з достатньою кількістю манган(II) хлориду?
109. На нейтралізацію 25,1 г суміші гідроксидів Натрію і Барію витратилося 25,2 г нітратної кислоти. Визначте масову частку натрій гідроксиду у вихідній суміші.

12 Властивості та використання кислот

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості кислот;
- засвоїти хімічні властивості кислот;
- прогнозувати можливість реакції кислоти з металом;
- з'ясувати сфери використання кислот.

Фізичні властивості кислот. Молекулярна будова кислот зумовлює їхні фізичні властивості. Молекули в кислоті притягуються одна до одної слабо (на відміну від протилежно заряджених йонів в основному оксиді чи основі). Тому кислоти мають низькі температури плавлення, майже всі за звичайних умов є рідинами. Вони розчиняються у воді (крім кислоти H_2SiO_3), у багатьох випадках — необмежено, тобто змішуються з нею в будь-яких співвідношеннях з утворенням розчинів. При розчиненні деяких кислот виділяється значна кількість теплоти (мал. 24).



Мал. 24.
Розчинення сульфатної кислоти у воді

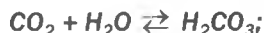
Вам відомо, що безокисигенові кислоти є водними розчинами газів — сполук деяких неметалічних елементів із Гідрогеном (наприклад,

HCl, H₂S). Ці гази виділяються зі своїх розчинів навіть за звичайних умов.

Леткою, тобто такою, що переходить у газовий стан за помірною нагрівання, є нітратна кислота HNO₃, а також кілька інших. Леткі кислоти мають запах.

Ортофосфатна кислота H₃PO₄, ортоборатна (борна) H₃BO₃, метасилікатна H₂SiO₃ — тверді речовини. Вони, а також сульфатна кислота H₂SO₄, є нелеткими.

Карбонатна і сульфідна кислоти існують лише у водному розчині. Відповідні оксиди взаємодіють із водою неповною мірою, а кислоти, що утворюються, частково розкладаються на оксиди і воду:



Більшість кислот — токсичні речовини. Вони спричиняють серйозні отруєння, опіки шкіри. Тому працювати з кислотами треба дуже обережно, дотримуючись правил техніки безпеки. При потраплянні розчину кислоти на руку слід змити його проточною водою, потім обробити шкіру розбавленим розчином соди (для знешкодження залишків кислоти). Насамкінець руку добре промийте водою.

Хімічні властивості кислот. Здатність кислот реагувати з іншими речовинами значною мірою залежить від їх стійкості, леткості, розчинності у воді. На це звертатимемо увагу, розглядаючи хімічні властивості кислот.

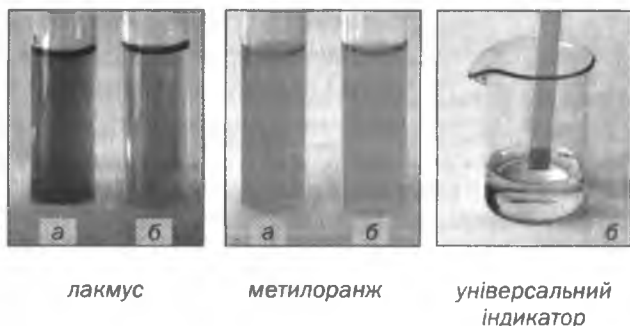
Дія на індикатори. Кислоти у водних розчинах змінюють забарвлення індикаторів (мал. 25), але не всіх і не так, як луги.

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 6

Дія розчину кислоти на індикатори

У три пробірки налейте по 1—2 мл розчину сульфатної кислоти. У будь-якій пробірці змочіть скляну паличку розчи-

Мал. 25.
Забарвлення
індикаторів
у воді (а)
та розчині
кислоти (б)



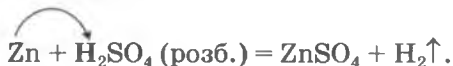
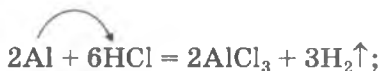
ном кислоти й доторкніться нею до смужки універсального індикаторного папірця. Як змінюється колір індикатора?

В одну пробірку з розчином кислоти додайте 1—2 краплі розчину лакмусу, у другу — стільки ж розчину фенолфталеїну, а в третю — метилоранжу. Що спостерігаєте? Яким індикатором не можна виявити кислоту?



Мал. 26.
Реакція алюмінієвої
монети (2 коп.
випуску 1992 р.)
із хлоридною
кислотою

Реакції з металами. Більшість відомих вам кислот реагує з металами з виділенням водню й утворенням солей (мал. 26). Серед них — усі безоксигенові кислоти, сульфатна (у розбавленому розчині):



Під час таких реакцій атоми металічного елемента, які містяться в простій речовині, заміщують атоми іншого елемента (Гідрогену) у складній речовині.

Реакцію між простою і складною речовинами, в результаті якої утворюються нові проста і складна речовини, називають *реакцією заміщення*.

Зі щойно вказаними кислотами взаємодіють не всі метали. Передбачити можливість реакції між металом і кислотою можна за допомогою *ряду активності металів*. Його

склав у 1865 р. вітчизняний хімік М. М. Бекетов на підставі вивчення реакцій металів із кислотами і солями. Наводимо частину цього ряду в сучасному вигляді (див. також форзац 2):

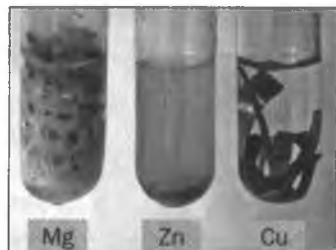
Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Pt Au

← хімічна активність металів зростає

Формула неметалу водню поділяє ряд на дві частини. Метали, розміщені в його лівій частині, взаємодіють із названими вище кислотами (при цьому виділяється водень), а розміщені праворуч — не реагують із ними (мал. 27):



Мал. 27.
Відношення металів до розбавленої розчину сульфатної кислоти



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 7

Відношення міді, заліза і магнію до хлоридної кислоти

Візьміть три пробірки. У першу пробірку помістіть 2—3 кусочки мідної дротини, у другу — чистий залізний цвях, а у третю — трохи порошку чи стружки магнію. Дослідіть відношення кожного металу до розбавленої хлоридної кислоти. У разі відсутності взаємодії (виділення газу) вміст пробірки нагрійте, але не до кипіння.

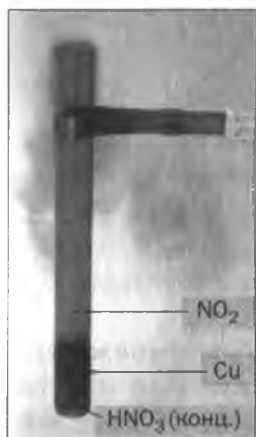
Який метал реагує з кислотою найактивніше? У якій пробірці реакція не відбувається навіть при нагріванні? Чи узгоджуються результати досліду із розміщенням міді, заліза і магнію в ряду активності металів?

Складіть рівняння реакцій. Зважте на те, що Ферум у сполученні, яка утворюється, є двовалентним.

Микола Миколайович Бекетов
(1827—1911)



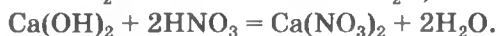
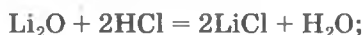
Видатний російський і український хімік, академік Петербурзької академії наук. Дослідив реакції солей у водних розчинах з металами і воднем. Запропонував витискувальний ряд, або ряд активності металів (1865). Дав близьке до сучасного формулювання закону діючих мас. Відкрив і описав металотермію — один із методів добування металів. Проводив термохімічні дослідження. Сприяв становленню фізичної хімії — однієї з найважливіших хімічних наук. Працював професором у Харківському університеті (1855—1887), вперше читав курс лекцій з фізичної хімії як самостійної наукової дисципліни. Був президентом Російського фізико-хімічного товариства.



Мал. 28.
Реакція міді
з нітратною
кислотою

Під час реакцій нітратної, а також концентрованого розчину сульфатної кислоти¹ з металами замість водню утворюються інші речовини (мал. 28). Такі реакції розглядатимуться в 9 класі.

Реакції з основними оксидами та основами. Характерною властивістю всіх кислот є здатність взаємодіяти зі сполуками протилежного типу — основними оксидами й основами. Продуктами кожної реакції є сіль і вода. Ці хімічні перетворення було розглянуто в попередніх параграфах. Приклади відповідних хімічних рівнянь:

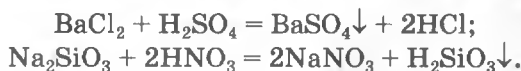
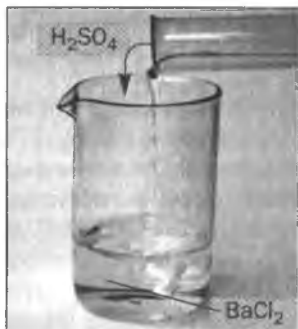


Реакції із солями. Реакції кислот із солями належать до реакцій обміну. Не всі вони є можливими. Назвемо випадки, коли ці реакції відбуваються (мал. 29).

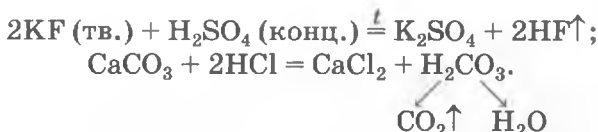
- Продукт реакції сіль або кислота випадає в осад (це з'ясовуємо за таблицею розчинності):

¹ Концентрований розчин містить значно більше кислоти, ніж води.

Мал. 29.
Реакції
кислот
із солями



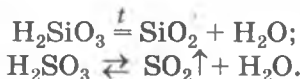
- Кислота-продукт є леткою чи походить від газуватої сполуки або розкладається з утворенням газу:



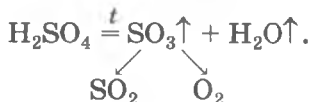
(Скорочення «тв.» означає «тверда речовина», а «конц.» — «концентрований розчин».)

- Кислота, що вступає в реакцію, є сильною, а кислота, яка утворюється, — слабкою. Прикладами можуть слугувати три останні реакції.

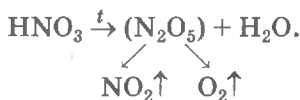
Термічний розклад оксигеновмісних кислот. Оксигеновмісні кислоти під час нагрівання, а карбонатна і сульфатна за звичайних умов розкладаються з утворенням відповідних кислотних оксидів і води:



Одним із продуктів розкладу сульфатної кислоти при помірному нагріванні є сульфур(VI) оксид, а при сильному нагріванні цей оксид сам починає розкладатися:



Реакція термічного розкладу нітратної кислоти має певну особливість. Ця сполука відразу розкладається на три речовини — нітроген(IV) оксид, кисень і воду (оксид N_2O_5 , який відповідає нітратній кислоті, надто нестійкий):



- Складіть схему останньої реакції, записавши в ній кінцеві продукти, й перетворіть її на хімічне рівняння.

Схема 3.
Хімічні властивості кислот

Викладений матеріал підсумовує схема 3.



Використання кислот. Найбільше застосовують сульфатну, хлоридну, нітратну й ортофосфатну кислоти (табл. 4). Їх добувають на хімічних заводах у великій кількості.

Таблиця 4

Використання кислот

Кислота	Галузь використання
H_2SO_4	Виробництво інших кислот, солей, добрив, барвників, ліків, очищення нафтопродуктів
HCl	Виробництво солей, фарб, ліків
HNO_3	Виробництво добрив, вибухових речовин, барвників
H_3PO_4	Виробництво добрив, мийних засобів

Мабуть, у кожній сім'ї в домашньому господарстві є оцет. Це — розбавлений водний розчин оцтової кислоти CH_3COOH . (Підготуйте

розповідь про те, для чого використовують оцет.) У побуті, повсякденному житті трапляються й інші кислоти. Лимонна кислота є харчовим продуктом, консервантом, аскорбінова кислота — вітаміном С. (Оцтова, лимонна й аскорбінова кислоти є органічними сполуками.) Розчин борної кислоти застосовують як дезінфікуючий засіб, а розчин сульфатної кислоти заливають в акумулятори автомобілів.

ВИСНОВКИ

Кислоти — молекулярні речовини, розчинні у воді. Вони змінюють забарвлення індикаторів, але не так, як луги.

Кислоти взаємодіють із більшістю металів з виділенням водню й утворенням солей. Такі реакції називають реакціями заміщення. Можливість їх перебігу визначають за допомогою ряду активності металів.

Кислоти реагують з основними оксидами й основами з утворенням солей і води, а також із солями (продукти реакції — інші кислота і сіль). Оксигеновмісні кислоти розкладаються при нагріванні.

Кислоти широко використовують у різних сферах.

?

110. Назвіть характерні фізичні властивості кислот. Чим вони зумовлені?
111. Чи можна розрізнити за допомогою лакмусу, фенолфталеїну, універсального індикатора розчини кислоти і лугу? Якщо так, то як саме?
112. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|--|
| a) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$ | б) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |

113. Замість крапок напишіть формули кислот-реагентів, продуктів реакцій і перетворіть схеми на хімічні рівняння:
- а) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots$; б) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$;
 $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots$; $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots$;
 $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$; $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{AgI} + \dots$.
114. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між розбавленою сульфатною кислотою і такими речовинами:
- а) цинк; г) барій гідроксид;
 б) срібло; г) фторидна кислота;
 в) карбон(IV) оксид; д) плюмбум(II) нітрат.
115. Для кожного перетворення напишіть по два хімічні рівняння:
- а) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2$;
 б) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$;
 в) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
116. Щоб здійснити реакцію між натрій хлоридом і сульфатною кислотою, до твердої солі додають чисту кислоту і суміш нагрівають. Поясніть, чому не використовують розчини цих сполук і для чого необхідне нагрівання.
117. Яка маса сульфатної кислоти потрібна для нейтралізації 8 г натрій гідроксиду?
118. Внаслідок реакції достатньої кількості хлоридної кислоти із 10 г суміші порошоків срібла і цинку виділилося 0,7 л водню (н. у.). Обчисліть масову частку срібла в суміші.
119. Під час розкладу нітратної кислоти виділилося 11,2 л суміші газів (н. у.). Визначте масу кислоти, що розкладалася.

ЕКСПЕРИМЕНТУЄМО ВДОМА

Природні індикатори

Приготування розчинів забарвлених речовин, які містяться в рослинах

Сподіваємося, що ви уважно прочитали перші сторінки підручника і на початку вересня насушили трохи кольорових пелюсток квітів і по кілька різних ягід.

Приготуйте відвари кожної рослини. Для цього візьміть термостійку скляну або емальовану посудину, помістіть у неї висушені пелюстки квітів або ягоди, долийте невелику кількість води і прокип'ятіть суміш протягом кількох хвилин. Після охолодження кожен рідину відфільтруйте.

Приготуйте також невеликі порції соків буряка, темного винограду, червонокочанної капусти.

У чашку засипте 1/3 чайної ложки чорного або зеленого чаю і залийте кип'ятком. Після охолодження розчин відфільтруйте або злийте з чайного листа.

Вивчення дії різних речовин на виготовлені розчини

У три склянки налийте по невеликій порції виготовленого відвару чи соку рослини. У першу склянку додайте трохи розчину кальцієваної (або питної) соди¹, у другу — розчину оцтової кислоти (столового оцту), а третю залиште для порівняння. Замість розчину соди можна взяти нашатирний спирт, а замість оцту — розчин лимонної кислоти або сік лимона.

Запишіть у таблицю забарвлення рослинних розчинів у кожній склянці і висновки про те, які з них є природними індикаторами.

Назва виготовленого розчину	Забарвлення виготовленого розчину			Висновок
	без сторонньої речовини	за наявності соди (нашатирного спирту)	за наявності оцтової (лимонної) кислоти	
Відвар ...				
Сік ...				
Чай ...				

Виявлення лугів і кислот у деяких рідинах

Використовуючи природні індикатори, дослідіть розчини цукру, солі, господарського мила, прального порошку, а також сироватку, слабо забарвлені фруктові соки на наявність у них лугів або кислот. Результати експерименту занесіть до таблиці.

Досліджувана рідина	Забарвлення природного індикатора у рідині	Висновок щодо наявності луку або кислоти в рідині

¹ У розчині соди утворюється невелика кількість луку.

13 Амфотерні оксиди та гідроксиди

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати хімічний характер амфотерних оксидів і гідроксидів;
- складати формули продуктів реакцій амфотерних сполук із кислотами, основами, оксидами.

Деякі оксиди та гідроксиди металічних елементів залежно від того, з якими речовинами вони реагують, виявляють основні або кислотні властивості.

Здатність сполуки виявляти основні та кислотні властивості називають *амфотерністю*¹, а саму сполуку — *амфотерною*.

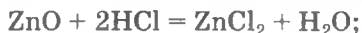
Наводимо формули найважливіших амфотерних сполук:

оксиди	ZnO	гідроксиди	Zn(OH) ₂
	PbO		Pb(OH) ₂
	SnO		Sn(OH) ₂
	Al ₂ O ₃		Al(OH) ₃
	Cr ₂ O ₃		Cr(OH) ₃
	Fe ₂ O ₃		Fe(OH) ₃

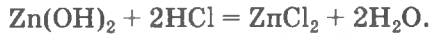
За фізичними властивостями амфотерні оксиди схожі на основні оксиди, а амфотерні гідроксиди — на нерозчинні основи.

Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотами і лугами, з кислотними та основними оксидами. Розглянемо ці хімічні перетворення докладно.

Цинк оксид реагує з кислотою як основний оксид, а цинк гідроксид — як основа:



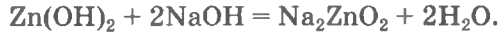
¹ Термін походить від грецького слова *amphoterós* — і той, і інший.



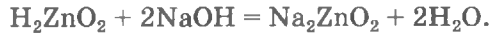
Продукт реакції (сіль ZnCl_2), під час якої амфотерна сполука виявила основні властивості, містить катіони металічного елемента (Zn^{2+}).

Якщо замість кислоти взяти луг, то цинк оксид поводитиметься як кислотний оксид, а цинк гідроксид — як кислота.

Рівняння реакції цинк гідроксиду з натрій гідроксидом:



Для того щоб формула солі, яка утворюється, була вам зрозумілою, змінимо порядок запису елементів у формулі цинк гідроксиду на загальноприйнятий для кислот:



натрій цинкат

Ця сіль є продуктом аналогічної реакції за участю цинк оксиду:



Натрій цинкат, який утворився внаслідок виявлення оксидом або гідроксидом Цинку кислотних властивостей, містить цей металічний елемент у складі аніона (ZnO_2^{2-}).

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 8

Реакції цинк гідроксиду із сульфатною кислотою і натрій гідроксидом

Попередньо добудьте невелику кількість цинк гідроксиду. Для цього налейте у пробірку трохи розчину цинк сульфату (або цинк хлориду) і додайте кілька крапель розчину натрій гідроксиду. Що відбувається? Яка речовина випала в осад? Напишіть рівняння реакції.

Ретельно перемішайте вміст пробірки та вилийте приблизно половину розчину з осадом в іншу пробірку. Додайте до однієї порції суміші, що містить цинк гідроксид, трохи розчину сульфатної кислоти, а до другої — розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте?

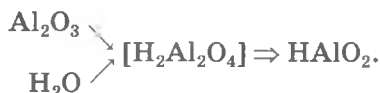
Які властивості виявив цинк гідроксид, прореагувавши з кислотою, із лугом?

Якщо в реакції з лугом бере участь амфотерний оксид (або гідроксид) тривалентного елемента, то можливі два варіанти їхньої взаємодії.

Розглянемо реакції між алюміній оксидом і калій гідроксидом. Продуктом однієї реакції між цими сполуками є сіль, яка походить від алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ як кислоти (H_3AlO_3). Формула солі — K_3AlO_3 :



Продукт іншої реакції — сіль простішого складу. Виведемо її формулу, спочатку з'ясувавши, якою є формула відповідної «кислоти» (насправді — амфотерної сполуки). Для цього складаємо разом усі атоми у формулах алюміній оксиду і води і в отриманій формулі зменшимо індекси удвічі:



Тепер замінюємо у формулі кислоти символ Гідрогену на символ Калію:

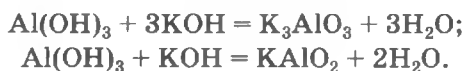


Відповідне хімічне рівняння:



Зіставивши коефіцієнти перед формулами реагентів у рівняннях (1) і (2), бачимо, що ортоалюмінат утворюється при добавлянні до алюміній оксиду утричі більшої кількості лугу.

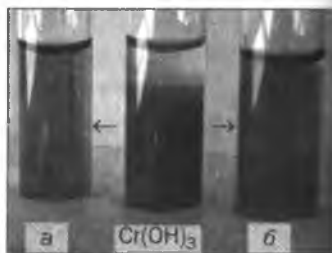
Такі самі солі є продуктами аналогічних реакцій за участю алюміній гідроксиду:



На малюнку 30 показано результат досліду, який підтверджує амфотерність хром(III) гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

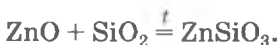
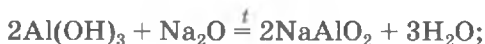
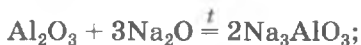
Цікаво знати
Алюмінати
Кальцію
є складовими
цементу.

Мал. 30.
Результат взаємодії
хром(III) гідроксиду:
а — із хлоридною
кислотою;
б — із розчином
натрій гідроксиду



- Складіть рівняння реакцій хром(III) гідроксиду із хлоридною кислотою і натрій гідроксидом.

Амфотерні сполуки взаємодіють (здебільшого при нагріванні) з основними та кислотними оксидами з утворенням солей:



При нагріванні амфотерні гідроксиди, як і нерозчинні основи, розкладаються на відповідні оксиди і воду:

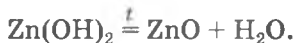


Схема 4.
Хімічні
властивості
амфотерних
сполук

- Напишіть рівняння реакції термічного розкладу алюміній гідроксиду.

Викладений матеріал узагальнює схема 4.



ВИСНОВКИ

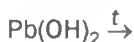
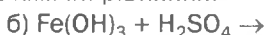
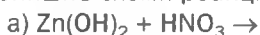
Деякі оксиди та гідроксиди металічних елементів виявляють як основні, так і кислотні властивості. Їх називають амфотерними сполуками.

За фізичними властивостями амфотерні оксиди схожі на основні оксиди, а амфотерні гідроксиди — на нерозчинні основи.

Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотами і лугами, з кислотними та основними оксидами з утворенням солей. Амфотерні гідроксиди розкладаються при нагріванні.

120. Які сполуки називають амфотерними? Назвіть кілька амфотерних оксидів і гідроксидів.

121. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



122. Як можна розпізнати білі порошки гідроксидів Магнію та Цинку, використавши відмінності в їх хімічних властивостях?

123. Амфотерний гідроксид має відносну формульну масу 103. Що це за сполука?

124. Яка маса ферум(III) оксиду містить стільки йонів, скільки молекул міститься в 11 г карбон(IV) оксиду?

125. Під час розкладу 39 г алюміній гідроксиду утворилося 20 г алюміній оксиду. Чи повністю розклалася сполука?

14

Властивості та використання солей

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати фізичні властивості солей;
- засвоїти хімічні властивості солей;

- прогнозувати можливість реакції солі з металом;
- з'ясувати сфери використання солей.



Мал. 31.
Осад
плюмбум(II)
йодиду,
що утворився
після
охолодження
розчину
сполуки

Фізичні властивості солей. Солі, як і інші йонні сполуки, за звичайних умов є кристалічними речовинами. Вони здебільшого мають високі температури плавлення:

NaCl 801 °C; K_2SO_4 1069 °C; CaSiO_3 1544 °C.

Частина солей розчиняється у воді, деякі є малорозчинними (мал. 31), а решта — нерозчинні. Відповідну інформацію вміщено в таблиці розчинності (див. форзац 2 підручника).

Утворення розчинів солей часто супроводжується тепловими ефектами. Наприклад, при розчиненні натрій карбонату виділяється невелика кількість теплоти і розчин трохи нагрівається. А під час приготування розчину натрій нітрату можна зафіксувати незначне зниження температури.

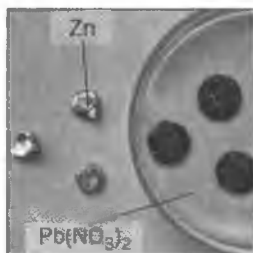
Лише одна сіль — натрій хлорид — має солоний смак. Багато інших розчинних солей гіркі, а солі Плюмбуму і Берилію солодкі, проте надзвичайно отруйні. Виявляючи смак різних солей, деякі алхіміки, напевно, поплалися за це життям.

Солі можуть по-різному впливати на рослини, тварин, людину. Серед них є сполуки, що містять необхідні для рослин елементи. Їх застосовують як добрива. А кухонну сіль ми щоденно вживаємо разом із їжею, щоб поповнити її запаси в організмі (ця сполука постійно виводиться з організму разом із потом і сечею).

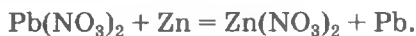
Хімічні властивості солей. Солі беруть участь у різноманітних реакціях із простими і складними речовинами.

Реакції з металами. Сіль у водному розчині може реагувати з металом з утворенням нової солі та іншого металу (мал. 32).

Мал. 32.
Реакція
між розчином
плюмбум(II)
нітрату
і цинком



Часто кажуть, що один метал «витісняє» інший із розчину солі. Реакція відбувається, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт, тобто знаходиться в ряду активності ліворуч від нього (форзац 2):



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 9

Реакція між розчином купрум(II) сульфату і залізом

У пробірку обережно помістіть чистий залізний цвях і налейте трохи розчину купрум(II) сульфату. Що відбувається на поверхні металу? Чи змінюється з часом колір розчину?

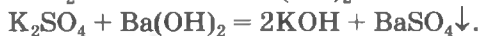
Складіть рівняння реакції. Візьміть до уваги, що один із її продуктів — сполука Феруму(II).



Мал. 33.
Реакція між манган(II) хлоридом і натрій гідроксидом

Вивчаючи основи та кислоти, ви дізналися про реакції цих сполук із солями. Крім того, солі також здатні взаємодіяти одна з одною. Всі згадані реакції належать до реакцій обміну.

Реакції з лугами. Реакція між сіллю і лугом відбувається лише в розчині (нерозчинні солі з лугами не взаємодіють). Вона можлива, якщо один із її продуктів — основа чи сіль — випадає в осад (мал. 33):



Для прогнозування можливості таких реакцій використовують таблицю розчинності (форзац 2).

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 10

Реакція між купрум(II) сульфатом і натрій гідроксидом у розчині

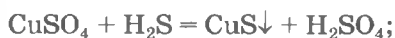
Налійте в пробірку трохи розчину купрум(II) сульфату (якого він кольору?) і додайте до нього при перемішуванні кіль-

ка крапель розчину натрій гідроксиду. Що спостерігаєте? Яка сполука осаджується?

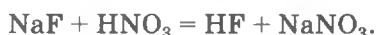
Якщо до розчину купрум(II) сульфату додати стільки розчину лугу, скільки потрібно для повного перетворення солі на купрум(II) гідроксид, то після відстоювання розчин над осадом буде безбарвним. Він міститиме лише натрій сульфат (йони Na^+ і SO_4^{2-}).

Складіть рівняння реакції.

Реакції з кислотами. Сіль (як розчинна, так і нерозчинна) може взаємодіяти з кислотою з утворенням нової солі й нової кислоти. Такі реакції часто супроводжуються виділенням осаду (мал. 34) або газу

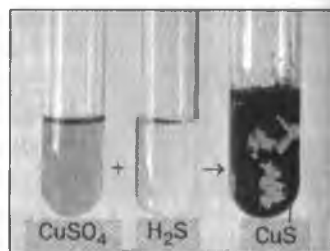


але іноді залишаються непомітними:



Випадки, в яких реакція між сіллю і кислотою є можливою, вказано в § 12 (с. 77—78).

Мал. 34.
Реакція між купрум(II) сульфатом і сульфідною кислотою



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 11

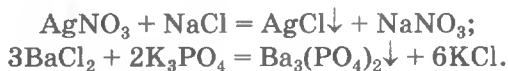
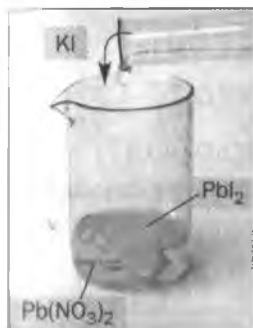
Реакція між розчином натрій карбонату і сульфатною кислотою

Налийте в пробірку трохи розчину натрій карбонату і додайте такий самий об'єм розбавленої розчину сульфатної кислоти. Що спостерігаєте?

Який газ виділяється? Чому він утворюється?

Складіть рівняння здійсненої реакції обміну, вказавши в ньому розклад одного із продуктів.

Реакції з іншими солями. Взаємодія між двома солями відбувається лише в розчині (реагенти мають бути розчинними у воді) з утворенням двох нових солей. Реакція можлива, якщо один із її продуктів випадає в осад (мал. 35), тобто є нерозчинним або малорозчинним. Приклади реакцій між двома солями:



Мал. 35.
Реакція між плумбум(II) нітратом і калій йодидом

ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 12

Реакція між натрій карбонатом і кальцій хлоридом у розчині

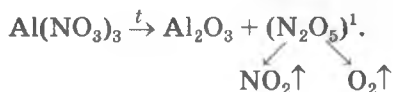
Налийте в пробірку трохи розчину натрій карбонату і додайте до нього кілька крапель розчину кальцій хлориду. Що спостерігаєте?

Складіть рівняння реакції.

Термічний розклад солей. Оксигеновмісні солі, утворені газуватими, леткими чи нестійкими оксидами, при нагріванні розкладаються. Продуктами цих реакцій, як правило, є два відповідні оксиди:



Нітрати, як і нітратна кислота, походять від нітроген(V) оксиду N_2O_5 . Однак під час нагрівання нітратів нітроген(V) оксид не утворюється через свою нестійкість:



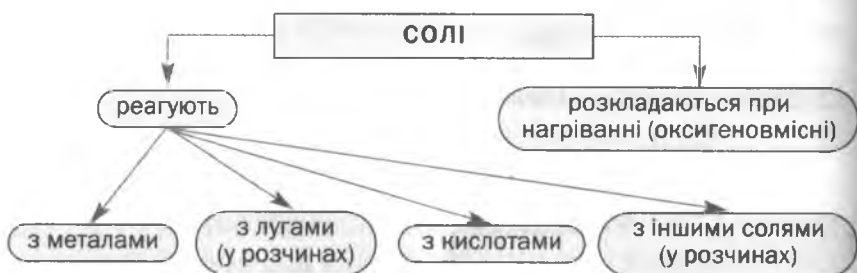
¹ Так розкладаються нітрати металічних елементів від Магнію до Купруму включно (див. ряд активності металів).

Солі лужних елементів або не розкладаються (карбонати, сульфати), або їхній розклад має певні особливості. Деякі з таких реакцій використовують у лабораторії для добування кисню:



Викладений матеріал підсумовує схема 5.

Схема 5.
Хімічні
властивості
солей



Використання солей. Багато солей має різноманітне застосування. Натрій хлорид — важлива сировина в хімічній промисловості для добування хлору, хлоридної кислоти, натрій гідроксиду, соди. Ця сполука незамінна під час приготування їжі, консервування. Хлорид, сульфат, нітрат Калію, фосфати Кальцію, деякі інші солі є мінеральними добривами (мал. 36). Кальцій карбонат у вигляді каменю вапняку використовують у будівництві, а на заводах із нього виробляють вапно. На основі штучно добутої солі виготовляють зубну пасту. У школі пишуть на дошці крейдою, а це — також кальцій карбонат. Кальцій сульфат (гіпс) застосовують у будівництві та медицині. Простим засобом для миття і чищення посуду, предметів домашнього вжитку, пом'якшення води перед пранням є кальцинована сода, або натрій карбонат. Кальциновану соду разом із крейдою або вапняком використовують для виробництва скла.



Мал. 36.
Продукція
заводу
мінеральних
добрив

ВИСНОВКИ

Солі — йонні речовини. Вони мають високі температури плавлення, різну розчинність у воді.

Солі взаємодіють з металами з утворенням іншої солі та іншого металу. Такі реакції відбуваються, якщо метал-реагент активніший за метал-продукт (це визначають за рядом активності металів).

Солі вступають у реакції обміну з лугами, кислотами, іншими солями. Деякі оксигеновмісні солі при нагріванні розкладаються на відповідні оксиди.

Багато солей використовують на практиці.

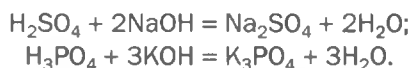
126. Охарактеризуйте фізичні властивості солей. Наведіть приклади розчинних, малорозчинних і нерозчинних у воді солей.
127. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:
- | | |
|--|---|
| а) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$ | б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ | $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ |
| $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ | $\text{MgSO}_3 \xrightarrow{t}$ |
128. Замість крапок напишіть формули солей і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:
- а) $\dots + \text{Mn} \rightarrow \dots + \text{Cu}$;
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3$;
 $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots$;
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$;
 $\dots \rightarrow \text{ZnO} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$.
129. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
- а) $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$;
б) $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$;
в) $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$.
130. Напишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються) між такими сполуками:
- а) калій силікатом і нітратною кислотою;
б) натрій сульфатом і магній нітратом;

- в) купрум(II) хлоридом і барій сульфатом;
 г) хром(III) сульфатом і натрій гідроксидом;
 г) калій сульфідом і меркурій(II) нітратом.
131. Яку максимальну масу ферум(III) фториду можна добути із 4,84 г ферум(III) нітрату? Як би ви здійснили такий експеримент?
132. Чи вистачить 13 г цинкового порошку для повного перетворення 33,1 г плюмбум(II) нітрату на свинець?
133. Після занурення залізної пластинки у розчин купрум(II) сульфату її маса збільшилася на 0,8 г. Обчисліть масу міді, що виділилася на пластинці. Зважте на те, що в результаті реакції утворюється розчинна сіль — ферум(II) сульфат.
134. У результаті нагрівання 28,7 г суміші нітратів Натрію і Калію добули 3,36 л кисню (н. у.). Які маси солей були у вихідній суміші?

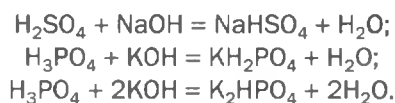
для допитливих

Кислі солі

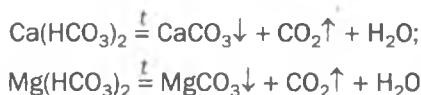
Ви знаєте, що під час реакції кислоти з лугом атоми Гідрогену кожної молекули кислоти «замінюються» на атоми (точніше на йони) металічного елемента:



А чи можливо, щоб у молекулі багатоосновної кислоти відбулася заміна лише частини атомів Гідрогену? Так. У результаті відповідних реакцій утворюються так звані *кислі солі*:



Кислі солі $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ містяться в розчиненому стані у прісній воді. При її кип'ятінні сполуки розкладаються



і на стінках посудини утворюється накип — суміш карбонатів CaCO_3 і MgCO_3 .

Кислі солі Кальцію й ортофосфатної кислоти CaHPO_4 і $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ становлять основу фосфорних добрив — преципітату і суперфосфату відповідно. Кисла сіль Натрію і карбонатної кислоти NaHCO_3 відома кожній домогосподарці; це — питна (харчова) сода (мал. 37).



Мал. 37.
Дві соди:
а — кальцинована (Na_2CO_3);
б — питна, або харчова (NaHCO_3)

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 1

Дослідження властивостей найважливіших класів неорганічних сполук

ВАРІАНТ I

Дослідження хімічних властивостей хлоридної кислоти

ДОСЛІД 1

Дія хлоридної кислоти на індикатор

За допомогою піпетки або скляної палички нанесіть краплю розбавленої хлоридної кислоти на універсальний індикаторний папірець. Як змінюється його забарвлення?

ДОСЛІД 2

Реакція хлоридної кислоти з металом

У пробірку обережно помістіть гранулу цинку і долейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. Вміст пробірки можна трохи підігріти. Що спостерігаєте?

ДОСЛІД 3

Реакція хлоридної кислоти з основним (амфотерним) оксидом

У пробірку насипте трохи кальцій оксиду (ферум(III) оксиду) й долейте 1 мл розбавленої хлоридної кислоти. (Для прискорення реакції пробірку з амфотерним оксидом і кислотою можна підігріти, але не до кипіння розчину.) Які зміни відбуваються з речовинами?

ДОСЛІД 4

Реакція хлоридної кислоти з лугом¹

Налийте в пробірку 1 мл розбавленої хлоридної кислоти і додайте 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. Додавайте по краплях при перемішуванні розчин натрій гідроксиду до появи малинового забарвлення. Про що це свідчить?

ДОСЛІД 5

Реакція хлоридної кислоти із сіллю

Налийте в пробірку 1—2 мл розчину натрій карбонату² і додайте 1—2 мл розбавленої хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

ВАРІАНТ II

Дослідження властивостей нікель(II) сульфату

ДОСЛІД 1

Дослідження фізичних властивостей нікель(II) сульфату

Уважно розгляньте видану вам тверду речовину та опишіть її. Вкажіть характер часточок сполуки (кристалики, порошок, кусочки довільної форми).

З'ясуйте, чи розчиняється нікель(II) сульфат у воді. Для цього у невелику склянку з водою насипте приблизно 1/4 чайної ложки сполуки і перемішайте суміш скляною паличкою. Який результат досліду? Чи узгоджується він із даними, наведеними в таблиці розчинності?

Виготовлений розчин солі розподіліть по чотирьох пробірках.

ДОСЛІД 2

Реакція нікель(II) сульфату з металом

У пробірку з розчином нікель(II) сульфату помістіть гранулу цинку. Нагривайте вміст пробірки протягом 1—2 хв., але

¹ Для досліду замість лугу можна взяти нерозчинну основу або амфотерний гідроксид (їх необхідно добути за реакцією відповідної солі з лугом). У цьому разі до гідроксиду додають кислоту, а індикатор не потрібен.

² Цей розчин можна замінити розчином натрій силікату.

не до кипіння. Чи змінюється поверхня металу, забарвлення розчину?

ДОСЛІД 3

Реакція нікель(II) сульфату з лугом

В іншу пробірку з розчином нікель(II) сульфату додайте такий самий об'єм розчину лугу. Які зміни помічаєте?

ДОСЛІД 4

Реакції нікель(II) сульфату з іншими солями

В одну із двох пробірок із розчином нікель(II) сульфату, які залишилися, додайте розчин натрій карбонату, а в другу — розчин барій хлориду. Що спостерігаєте?

Під час виконання кожного досліду записуйте в подану нижче таблицю свої дії, спостереження (фіксуйте утворення розчину, осаду, виділення газу, наявність чи відсутність запаху, зміну чи появу забарвлення тощо). Після завершення досліду запишіть у таблицю висновки і відповідні хімічні рівняння.

Послідовність дій	Спостереження	Висновок
<i>Дослід 1. Здійснення реакції ... → ...</i>		
...
Рівняння реакції:		

?

135. Чи відбудеться реакція в досліді 2, якщо замість цинку взяти: а) магній; б) срібло? Відповіді обґрунтуйте.
136. Чи відбудеться реакція в досліді 5 (варіант I) або досліді 4 (варіант II), якщо натрій карбонат замінити: а) на кальцій карбонат; б) на натрій нітрат? Відповіді обґрунтуйте.
137. Реакції яких типів ви здійснювали, виконуючи практичну роботу?

15

Способи добування оксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

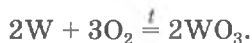
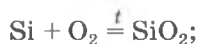
- з'ясувати можливості добування оксидів різними способами;
- зрозуміти вимоги, які висувають до промислових методів добування речовин.

Відомо кілька способів добування оксидів. Деякі з них ґрунтуються на реакціях простих або складних речовин із киснем, інші — на термічному розкладі оксигеновмісних сполук.

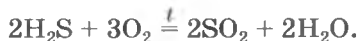
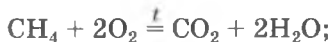
Реакції простих речовин із киснем. У таку реакцію (як правило, при нагріванні) вступають майже всі метали і неметали. У 7 класі ви спостерігали за тим, як горять на повітрі або в кисні сірка, вуглець, магній, фосфор.

- ▶ Напишіть рівняння реакцій горіння сірки і магнію.

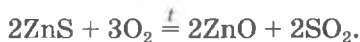
Інші приклади подібних реакцій:



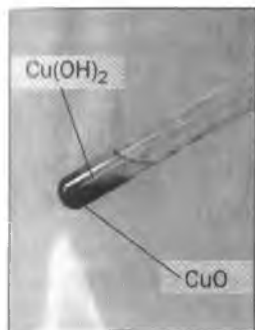
Реакції складних речовин із киснем. Більшість бінарних сполук елементів з Гідроґеном горить у кисні або на повітрі. Продуктами таких реакцій є оксиди і вода:



Із киснем взаємодіють також сульфіді металічних елементів (вони містяться в поліметалічних рудах):



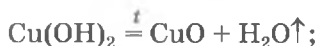
Цікаво знати
Із киснем не реагують золото, платина, інертні гази та галогени.



Мал. 38.
Термічний
розклад
купрум(II)
гідроксиду

Такі реакції використовують у кольоровій металургії для добування оксидів металічних елементів, із яких потім добувають мідь, цинк, кадмій та ін.

Термічний розклад гідроксидів. Основи, оксигеновмісні кислоти та амфотерні гідроксиди є термічно нестійкими сполуками (винятки — гідроксиди лужних елементів). При нагріванні вони розкладаються на відповідні оксиди (мал. 38):



- Напишіть рівняння реакції розкладу ферум(III) гідроксиду.

Термічний розклад оксигеновмісних солей. Солі, утворені газуватими кислотними оксидами (SO_2 , CO_2), при нагріванні розкладаються на оксиди:



Якщо оксид термічно нестійкий, то замість нього утворюються продукти його розкладу (мал. 39):



Оксигеновмісні солі Натрію та Калію під час нагрівання або не розкладаються, або розкладаються, але не на оксиди (с. 92).

Солі, утворені нелеткими кислотними оксидами (наприклад, SiO_2 , P_2O_5) чи амфотерними оксидами (як кислотними), стійкі до нагрівання. Приклади таких солей: CaSiO_3 , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{BO}_2)_2$, $\text{Cu}(\text{AlO}_2)_2$, BaZnO_2 .



Мал. 39.
Термічний
розклад
плумбум(II)
нітрату

Якщо елемент утворює два чи більше оксидів, то один оксид нерідко вдається перетворити на інший за допомогою нагрівання



або здійснивши його реакцію з киснем

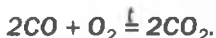
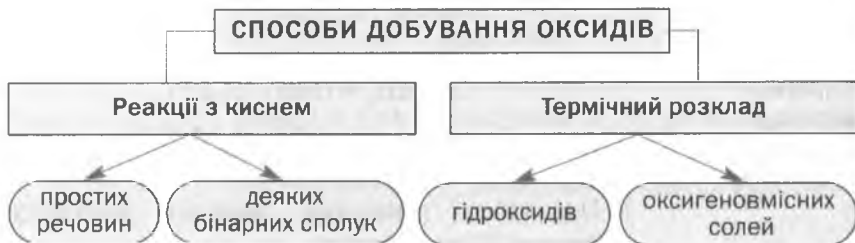


Схема 6.
Добування оксидів

Викладений матеріал узагальнює схема 6.



Добування оксидів у промисловості. Із матеріалу § 9 ви дізналися про застосування деяких оксидів. Їх добувають на хімічних заводах.

На відміну від лабораторних способів добування різних сполук промислова технологія передбачає використання реагентів у великих кількостях і висуває такі вимоги:

1. Вихідні речовини мають бути доступними й дешевими. Найкраще використовувати природну сировину.

2. Енерговитрати при підготовці і здійсненні хімічних реакцій повинні бути мінімальними.

Розглянемо, як добувають негашене вапно, або кальцій оксид. Суть єдиного промислового способу, який використовують не одне століття, полягає у розкладі вапняку CaCO_3 при температурі 900°C . Природних покладів вапняку дуже багато; це доступна і дешева речовина. Температура, за якої розкладається вапняк, не надто висока для промисловості (наприклад, у металургії створюють температуру 1500°C і вище). При слабшому нагріванні розклад вапняку уповільнюється або припиняється.

Чому для виробництва кальцій оксиду не використовують інші реакції? Наприклад, взаємодію кальцію з киснем: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$? Тому що кальцію немає в природі, а добувати цей метал дуже складно. Відомо, що кальцій оксид утворюється при термічному розкладі гіпсу¹. Однак гіпс, хоч і є природною речовиною, дорожчий за вапняк, а температура його розкладу значно вища за 900 °С. Розкласти ж кальцій гідроксид (гашене вапно) з метою добування негашеного вапна ($\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$) недоцільно, оскільки гашене вапно виробляють саме із негашеного.

ВИСНОВКИ

Оксиди добувають за реакціями простих і деяких складних речовин із киснем, а також термічним розкладом гідроксидів і оксигеновмісних солей.

Промислові методи добування оксидів, як і інших сполук, передбачають використання доступних і дешевих речовин при мінімальних можливих енерговитратах.

?

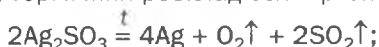
138. Запропонуйте якомога більше способів добування: а) силіцій(IV) оксиду; б) алюміній оксиду. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
139. Вкажіть формули сполук, які розкладаються при нагріванні: H_2SiO_3 , CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{PO}_3)_3$, NaOH , MgCO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 . Напишіть відповідні хімічні рівняння.
140. Допишіть схеми реакцій розкладу і перетворіть їх на хімічні рівняння:
- | | |
|---|--|
| а) ... $\rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; | б) ... $\rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; |
| ... $\rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$; | ... $\rightarrow \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. |

¹ Рівняння реакції: $2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{t} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$.

141. На хімічних заводах сульфатну кислоту добувають, здійснюючи реакцію сульфур(IV) оксиду з киснем, під час якої утворюється сульфур(VI) оксид, а потім — реакцію цього оксиду з водою. Визначте, який із наведених нижче методів добування сульфур(IV) оксиду можна застосовувати у промисловості:



3) термічний розклад солі Аргентуму:



4) випалювання на повітрі сульфідних мінералів (поліметалічних руд): $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$.

Вибір методу обґрунтуйте.

142. Обчисліть об'єми оксидів Карбону(IV) і Сульфуру(IV) (у перерахунку на нормальні умови), які утворюються при згорянні 19 г карбон(IV) сульфід у надлишку кисню.

143. Після прожарювання 2,32 г магній гідроксиду маса твердого залишку становила 1,60 г. Чи повністю розклалася сполука?

144. Визначте відносну густину за повітрям газової суміші, яка утворюється при нагріванні цинк нітрату.

145. У результаті спалювання 8 г суміші сірки та вуглецю утворилося 26 г суміші сірчистого і вуглекислого газів. Обчисліть масові частки простих речовин у суміші.

16 Способи добування основ і амфотерних гідроксидів

Матеріал параграфа допоможе вам:

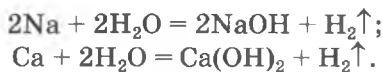
- з'ясувати можливості добування лугів і нерозчинних основ різними способами;
- обирати реагенти для добування амфотерного гідроксиду.

Луги можна добувати трьома способами, а нерозчинні основи — лише одним.

Добування лугів. Один зі способів добування лугів ґрунтується на реакції металу з водою (мал. 40). Крім лугу, утворюється водень:



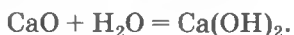
Мал. 40.
Взаємодія
натрію
з водою
(добавлено
фенолфталеїн)



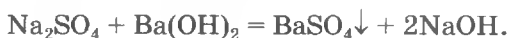
Другий спосіб добування лугів — *взаємодія основного оксиду з водою*:



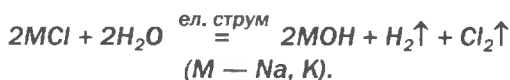
Таким способом добувають гашене вапно на заводах і безпосередньо перед використанням цієї речовини для будівельних робіт, побілки стовбурів дерев:



Луг можна добути й за *реакцією обміну між розчинною сіллю та іншим лугом* (у розчині). Вихідні сполуки добирають так, щоб утворилася нерозчинна сіль:

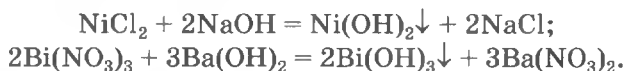


Гідроксиди Натрію і Калію виробляють у промисловості дією постійного електричного струму на водні розчини хлоридів:

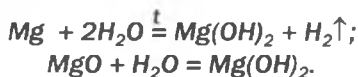


Такий процес називають електролізом.

Добування нерозчинних основ. Нерозчинну основу можна добути лише за *реакцією обміну між сіллю та лугом у розчині*. Оскільки основа випадатиме в осад, то утворювана сіль має бути розчинною у воді (дві нерозчинні сполуки відокремити неможливо):



Малорозчинний магній гідроксид може бути не тільки продуктом реакції обміну. Він, як і луги, утворюється при взаємодії металу або оксиду з водою. Щоправда, обидві реакції відбуваються повільно, а перша — лише при нагріванні:



Викладений матеріал узагальнює схема 7.

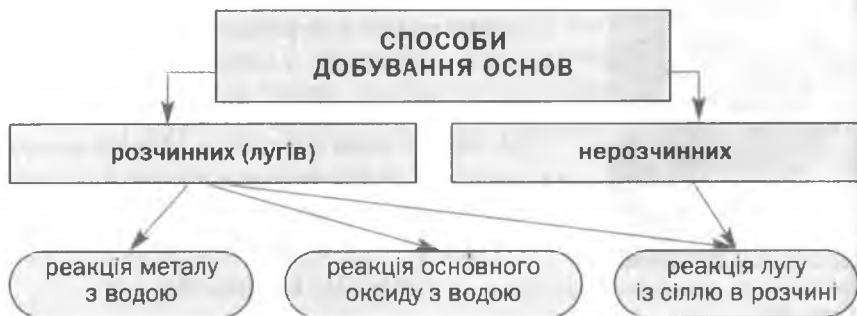
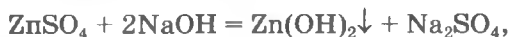
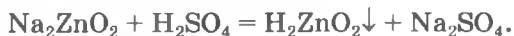


Схема 7.
Добування
основ

Добування амфотерних гідроксидів. Оскільки амфотерний гідроксид виявляє властивості основи й кислоти, його можна добути за допомогою реакцій обміну і як основу



і як кислоту



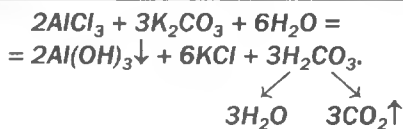
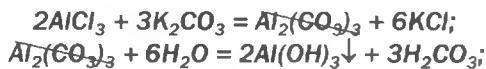
Ці перетворення відбуваються завдяки тому, що всі амфотерні гідроксиди є нерозчинними у воді.

Луг чи кислоту не можна брати в надлишку, оскільки амфотерний гідроксид реагує з обома сполуками. Наприклад, при взаємодії натрій цинкату із надлишком сульфатної кислоти замість цинк гідроксиду утворюється цинк сульфат:



► Напишіть рівняння реакції цинк сульфату із натрій гідроксидом, узятим у надлишку.

Деякі амфотерні гідроксиди можна добути за реакцією обміну між двома солями в розчині, якщо одна із солей — продуктів реакції — розкладається водою (такі відомості є в таблиці розчинності):



ВИСНОВКИ

Луги добувають за реакціями відповідних металів або оксидів з водою.

Загальний метод добування розчинних і нерозчинних основ, а також амфотерних гідроксидів ґрунтується на реакції обміну між лугом і сіллю у розчині. Амфотерні гідрокси́ди добувають ще й взаємодією відповідних солей із кислотами.

- ?
146. Запропонуйте якомога більше способів добування: а) барій гідроксиду; б) манган(II) гідроксиду; в) хром(III) гідроксиду. Напишіть відповідні хімічні рівняння.
 147. Допишіть схеми реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
 - а) $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{LiOH} + \dots$;
 $\text{SrO} + \dots \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$;
 $\text{BaZnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots$.
 148. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$;
 - б) $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.
 149. У хімічному кабінеті є гідрокси́ди Калію та Барію, а також солі Кальцію — карбонат і хлорид. Які сполуки можна використати для добування кальцій гідроксиду? Як здійснити відповідні експерименти?
 150. Вам доручено добути станум(II) гідроксид двома способами із вихідної сполуки — станум(II) оксиду. Які реактиви необхідні для цього? Зважте на те, що сполуки Стануму(II) за розчинністю схожі на сполуки Цинку. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

151. Яка маса барій гідроксиду утворюється при взаємодії 15,3 г барій оксиду з водою?
152. Чи може утворитися 10 г натрій гідроксиду, якщо для здійснення реакції взято 6,9 г натрію і 3,6 г води? Відповідь дайте на підставі обчислень.

17 Способи добування кислот

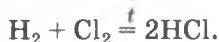
Матеріал параграфу допоможе вам:

- обирати способи добування кислоти залежно від її складу і властивостей;
- визначати умови, за яких можна здійснити реакцію обміну з утворенням кислоти.

Перш ніж обрати спосіб добування кислоти, потрібно з'ясувати, безоксигеновою чи оксигеновмісною вона є, а також — сильною чи слабкою, легкою чи нелегкою, розчинною чи нерозчинною у воді.

- ▶ Які кислоти називають безоксигеновими, оксигеновмісними? Наведіть приклади сильних, слабких, легких, нелегких кислот. (За потреби зверніться до § 7 і 12.)

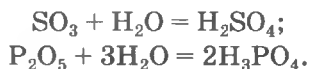
Реакція між воднем і неметалом. Це спосіб добування безоксигенових кислот:



Продукти таких реакцій — хлороводень, сірководень, інші газоподібні сполуки неметалічних елементів VI або VII групи з Гідрогеном — розчиняють у воді й отримують кислоти.

Взаємодію хлору з воднем покладено в основу промислового виробництва хлоридної кислоти.

Реакція між кислотним оксидом і водою.
Таку реакцію використовують для добування кисневмісних кислот¹:



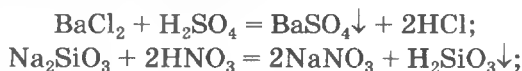
Перша реакція відбувається на завершальній стадії виробництва сульфатної кислоти. Здійснювати аналогічну реакцію між оксидом N_2O_5 і водою для промислового добування нітратної кислоти недоцільно, бо цей оксид є нестійким. Вихідною речовиною слугує нітроген(IV) оксид:



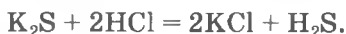
Реакція між сіллю та кислотою. На цій реакції ґрунтується *загальний спосіб* добування кислот — і безкисневих, і кисневмісних. Продуктами є інші сіль і кислота.

Таку реакцію обміну можна здійснити з використанням розчинів солі та кислоти, якщо задовольняється одна із двох умов:

- продукт реакції — нова сіль або нова кислота — нерозчинний у воді (це з'ясовуємо за таблицею розчинності):



- кислота, яку потрібно добути, є слабкою, а кислота, що вступає в реакцію, — сильною (відповідну інформацію вміщено в § 7):



Для добування сильної й легкої кислоти (у тому числі й безкисневої) реакцію здійснюють не в розчині, а між твердою сіллю й нелеткою кислотою. Взаємодії речовин сприяє нагрівання:



¹ Силіцій(IV) оксид з водою не взаємодіє.

ВПРАВА. Чи можна добути хлоридну кислоту за реакцією між калій хлоридом і сульфатною кислотою? Якщо так, то за яких умов?

Розв'язання

Продуктами реакції мають бути нові сіль і кислота:



За таблицею розчинності з'ясуємо, що всі сполуки розчинні у воді. Сульфатна і хлоридна кислоти — сильні, але відрізняються за фізичними властивостями: перша — нелетка, а друга — летка (це водний розчин газу хлороводню).

Реакцію можна здійснити лише за відсутності води. Тоді хлороводень виділятиметься із реакційної суміші.

Отже, для добування хлороводню і хлоридної кислоти потрібно взяти твердий калій хлорид і чисту сульфатну кислоту або її концентрований розчин. Щоб прискорити взаємодію твердої й рідкої речовин, необхідне нагрівання. (У розчині реакції обміну відбуваються миттєво.)

Запишемо відповідне хімічне рівняння, вказавши умови здійснення реакції (мал. 41):

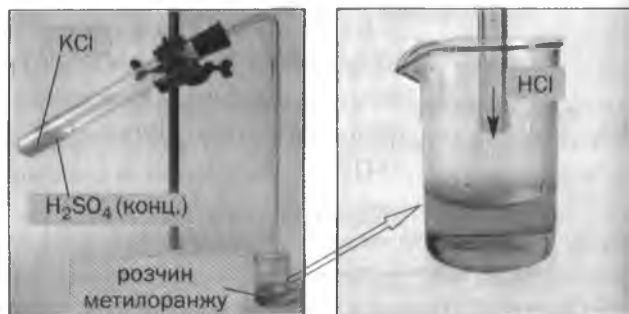


Викладений матеріал узагальнює схема 8.



Схема 8.
Добування кислот

Мал. 41.
Добування хлороводню і хлоридної кислоти

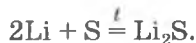


Солі можна добути значно більшою кількістю способів, ніж оксиди, основи чи кислоти.

Три способи добування солей ґрунтуються на хімічних перетвореннях за участю металів.

Спосіб 1: метал + неметал \rightarrow сіль.

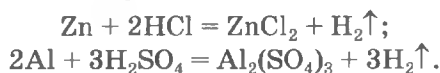
Цим способом можна добувати безоксигенові солі:



► Які неметалічні елементи утворюють солі цього типу? У яких групах періодичної системи вони розміщені?

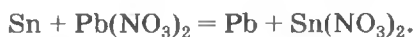
Спосіб 2: метал + кислота (розчин) \rightarrow сіль + водень.

У такі реакції вступають сульфатна (у розбавленому розчині), хлоридна, деякі інші кислоти і метали, які перебувають у ряду активності ліворуч від водню:



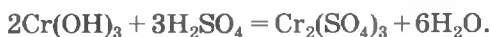
Спосіб 3: метал 1 + сіль 1 (у розчині) \rightarrow метал 2 + сіль 2.

Вам відомо, що така реакція є можливою, якщо метал 1 активніший за метал 2, тобто метал 1 розміщений у ряду активності ліворуч від металу 2:



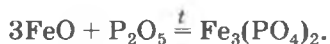
Кілька інших способів добування солей передбачають використання реакцій між сполуками з основними та кислотними властивостями (§ 9, 11—13).

Спосіб 4: основа (амфотерний гідроксид) + кислота (амфотерний гідроксид) \rightarrow сіль + вода¹ (мал. 42):

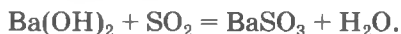


Спосіб 5: основний (амфотерний) оксид + кислотний (амфотерний) оксид \rightarrow сіль¹:

¹ Амфотерні сполуки не взаємодіють одна з одною.



Спосіб 6: основа + кислотний (амфотерний) оксид → сіль + вода:



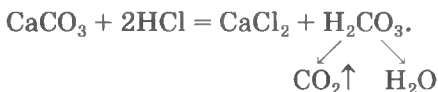
Спосіб 7: кислота + основний (амфотерний) оксид → сіль + вода:



Способи 5 і 6 непридатні для добування солей безоксигенових кислот, оскільки ці кислоти не мають кислотних оксидів.

Солі також добувають, здійснюючи реакції обміну за участю солей (§ 14).

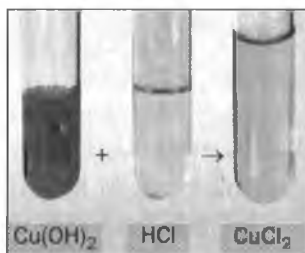
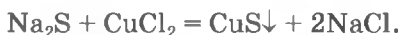
Спосіб 8: сіль 1 + кислота 1 → сіль 2 + кислота 2:



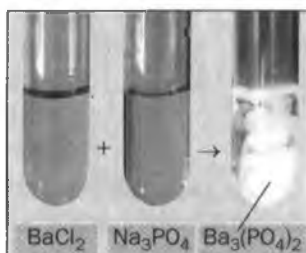
Спосіб 9: сіль 1 + луг → сіль 2 + основа:



Спосіб 10: сіль 1 + сіль 2 → сіль 3 + сіль 4 (мал. 43):



Мал. 42.
Реакція між
основною та кислотою



Мал. 43.
Реакція між
двома солями у розчині

Цікаво знати
Солі $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$,
 FeI_3 та деякі
інші до цього
часу не добуто.

Обираючи способи 8—10, зважають на те, що реакція обміну можлива в разі утворення осаду, газу або слабкої кислоти (§11, 12, 14).

Викладений матеріал узагальнює схема 9.



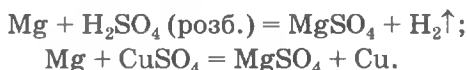
Схема 9.
Добування солей

ВПРАВА. Запропонувати якнайбільше способів добування магній сульфату MgSO_4 .

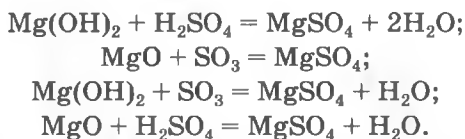
Розв'язання

Магній сульфат — оксигеновмісна сіль, тому спосіб 1 для добування сполуки не підходить.

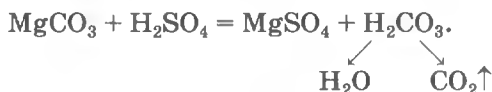
Цю сіль можна добути, взявши за вихідну речовину метал (способи 2 і 3) і врахувавши його розміщення в ряду активності:



Магній сульфат може утворитися в результаті реакцій між відповідними речовинами основного та кислотного характеру (способи 4—7):

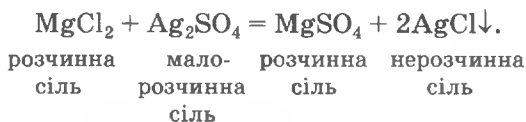


Для реакції солі з кислотою (спосіб 8) потрібно взяти сіль Магнію, утворену слабкою чи легкою кислотою або кислотою, здатною розкладатися з виділенням газу, і сульфатну кислоту:



Реакція солі з лугом (спосіб 9) для добування магній сульфату не підходить, оскільки одним із реагентів має бути гідроксид $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а він є малорозчинною сполукою.

Магній сульфат розчиняється у воді. Зваживши на це, обережно для реакції між двома солями (спосіб 10) такі реагенти:



ВИСНОВКИ

Солі добувають кількома способами. Частина способів ґрунтується на реакціях металів із неметалами, кислотами, солями. Інші способи передбачають здійснення реакцій між сполуками з основними та кислотними властивостями, а також реакцій обміну за участю солей.



159. Сіль якого типу можна добути за допомогою реакції між простими речовинами? Запишіть кілька відповідних хімічних рівнянь.
160. Запропонуйте якомога більше способів добування: а) цинк хлориду; б) купрум(II) сульфату; в) барій карбонату. Напишіть рівняння реакцій.
161. Як із натрій сульфату добути натрій хлорид? Як здійснити протилежне перетворення? Наведіть хімічні рівняння й укажіть умови, за яких відбуваються реакції.
162. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:
 - а) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4$;
 - б) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 - в) $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{NaCl}$;
 - г) $\text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$.
163. Доберіть речовини для здійснення перетворень і напишіть відповідні хімічні рівняння:
 - а) амфотерний гідроксид (як основа) \rightarrow сіль;
 - б) амфотерний гідроксид (як кислота) \rightarrow сіль;
 - в) сіль 1 \rightarrow сіль 2 \rightarrow сіль 3 (усі солі утворені одним і тим самим металічним елементом).
164. Як добути алюміній хлорид, використовуючи літій оксид, алюміній сульфат, воду і хлоридну кислоту? Складіть відповідні хімічні рівняння і вкажіть умови, за яких відбуваються реакції.
165. Чи можна добути алюміній хлорид, якщо у вашому розпорядженні є лише алюміній сульфат і хлоридна кислота? Відповідь поясніть.

166. Яку масу калій сульфату можна добути за реакцією 14 г калій гідроксиду з необхідною кількістю сульфатної кислоти?
167. У результаті взаємодії 14,6 г суміші цинку і цинк оксиду з достатньою кількістю хлоридної кислоти виділилося 2,24 л водню (н. у.). Яка маса солі утворилася?
168. При нагріванні 46,8 г суміші карбонатів Кальцію і Магнію з достатньою кількістю силіцій(IV) оксиду виділилося 11,2 л газу (н. у.). Обчисліть масові частки силікатів у добутий їхній суміші.

19

Узагальнення знань про найважливіші класи неорганічних сполук

Матеріал параграфу допоможе вам:

- цілісно сприйняти класифікацію неорганічних речовин;
- усвідомити зв'язок між типом хімічного елемента і типами його сполук;
- з'ясувати можливості взаємоперетворень сполук одного елемента, які належать до різних класів.

У цьому параграфі підведено підсумки всього того, про що ви дізналися, вивчаючи оксиди, основи, кислоти, амфотерні сполуки, солі, їхні хімічні властивості та взаємоперетворення. Прочитавши його, ви знайдете й нові відомості про названі класи сполук, краще зрозумієте зв'язки, що існують між ними.

Класифікація неорганічних речовин. Вам відомо, що до неорганічних речовин належать багато складних речовин (крім сполук Карбону), а також усі прості речовини — метали і неметали (схема 10).

Оксиди — сполуки елементів з Оксигеном. Хоча вони й подібні за складом, проте відрізняються за хімічними властивостями. Існують основні, кислотні й амфотерні оксиди (схема 11). Їх усіх називають *солетворними*

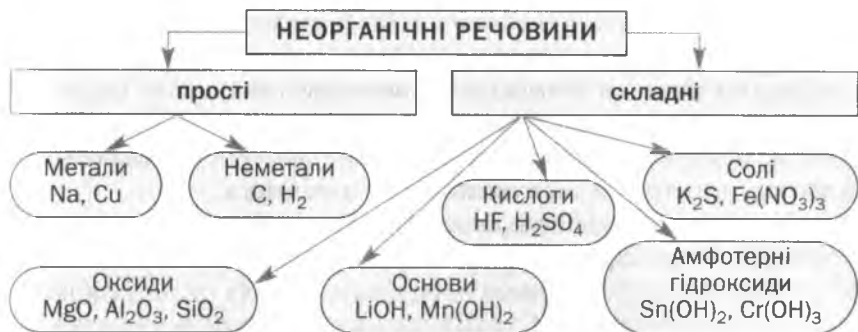


Схема 10.
Класифікація найважливіших неорганічних речовин

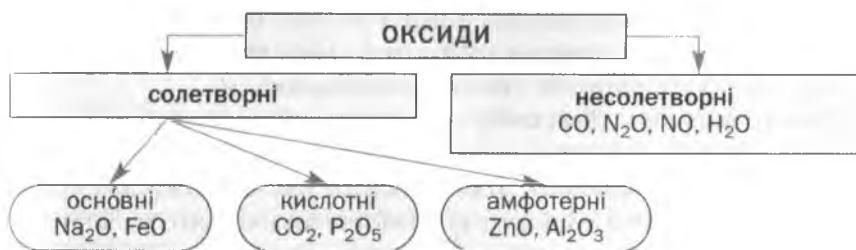


Схема 11.
Класифікація оксидів за хімічними властивостями

оксидами, бо ці сполуки утворюють солі під час реакцій з кислотами або основами (амфотерні оксиди реагують і з кислотами, і з основами). Відомо й кілька *несолетворних оксидів*. Вони не вступають у згадані реакції.

Існує відповідність між типом елемента і типом його оксиду.

Металічні елементи можуть утворювати не тільки основні та амфотерні оксиди, а й кислотні. Серед сполук із загальною формулою M_2O є лише основні оксиди. До оксидів цього типу належить і більшість сполук, склад яких відповідає формулі MO . Оксиди M_2O_3 і MO_2 переважно є амфотерними, а сполуки M_2O_5 , MO_3 і M_2O_7 належать до кислотних оксидів.

Деякі металічні елементи утворюють оксиди всіх трьох типів. Так, для Хрому відомі

основний оксид CrO , амфотерний — Cr_2O_3 і кислотний — CrO_3 .

Неметалічні елементи утворюють кислотні й несолетворні оксиди.

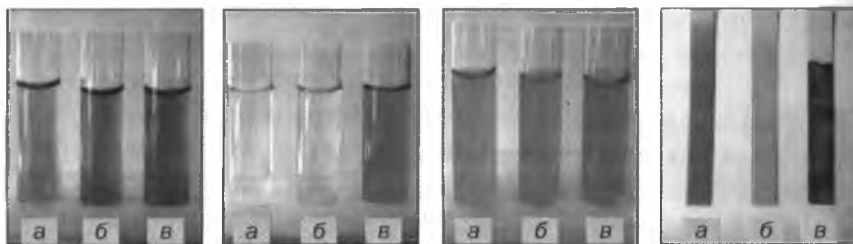
Основні та амфотерні оксиди складаються з йонів, а кислотні — з молекул.

Основи є сполуками, кожна з яких утворена трьома елементами — металічним елементом, Оксигеном і Гідрогеном. До їх складу входять йони M^{n+} і OH^- . Основи поділяють на розчинні (їх називають лугами) і нерозчинні. Луги хімічно активніші за нерозчинні основи, які, наприклад, не реагують із солями, деякими кислотами і кислотними оксидами. Луги є термічно стійкими, а всі нерозчинні основи при нагріванні розкладаються.

Кислоти — сполуки, до складу молекул яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися під час хімічних реакцій на атоми металічних елементів. Частину молекули кислоти — атом або групу атомів, які сполучені з атомом (атомами) Гідрогену, — називають кислотним залишком. Кислоти мають різний склад, неоднакову хімічну активність. Кожну із цих ознак використовують для класифікації кислот.

Розрізнити луги і кислоти у розчинах допомагають речовини-індикатори (мал. 44).

Мал. 44.
Забарвлення індикаторів:
а — у кислому середовищі;
б — у нейтральному середовищі;
в — у лужному середовищі



лакмус

фенолфталеїн

метилоранж

універсальний індикатор

Амфотерні гідроксиди — сполуки із двоїстим хімічним характером (як і амфотерні

оксиди). Вони взаємодіють з кислотами як основи, а з лугами — як кислоти.

Солі — сполуки, що складаються з катіонів металічних елементів і аніонів кислотних залишків. Сіль є продуктом реакції між речовиною з основними властивостями і речовиною з кислотними властивостями.

Запам'ятайте такі важливі закономірності:

- якщо дві сполуки мають аналогічні властивості (наприклад, два основних оксиди, основний оксид і основа), то вони не взаємодіють одна з одною¹;
- реакції між сполуками із протилежними властивостями майже завжди відбуваються;
- амфотерні сполуки реагують зі сполуками як основного, так і кислотного характеру.

Взаємозв'язки між неорганічними речовинами. Деякі прості речовини — метали і неметали — вступають у реакції з утворенням оксидів, лугів, безоксигенових кислот та їхніх солей (схема 12).

Схема 12.
Зв'язки між простими і складними речовинами



Майже всі кислотні й деякі основні оксиди взаємодіють з водою. Продуктом реакції в першому випадку є оксигеновмісна кислота, а в другому — луг. Реакції між амфотерними оксидами і водою не відбуваються.

Кожна сполука — оксид, основа, амфотерний гідроксид, кислота — під час певних реакцій може перетворитися на відповідну сіль. А нагріванням оксигеновмісної кислоти, нерозчинної основи, амфотерного гідроксиду, деяких оксигеновмісних солей можна добути відповідний оксид.

¹ Солі є винятками.

Взаємозв'язки між речовинами, які ґрунтуються на їх походженні і хімічних властивостях, називають *генетичними*¹ зв'язками.

Викладений матеріал узагальнює схема 13.

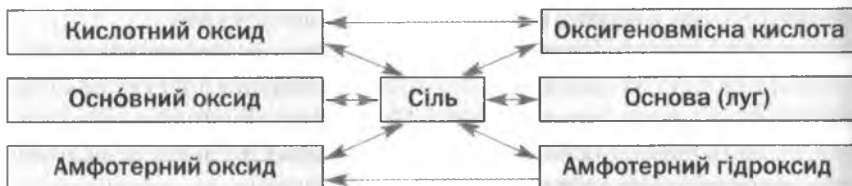


Схема 13.
Генетичні зв'язки між найважливішими класами неорганічних сполук

Стрілки на схемі вказують на відповідність сполук одна одній і на можливості їх взаємоперетворень.

Схема 13 є спрощеною. У ній, наприклад, відсутні безоксигенові кислоти, несолетворні оксиди.

Приклад генетичних зв'язків між сполуками двох елементів наведено на схемі 14.

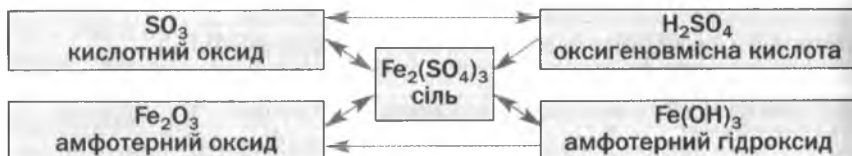


Схема 14.
Генетичні зв'язки між сполуками Феруму(III) та Сульфуру(VI)

На підставі схеми 13 можна складати різні генетичні «ланцюжки». Наводимо запис, який ілюструє взаємозв'язки між основою, сіллю, кислотою і кислотним оксидом:



(Перша стрілка спрямована лише вправо, бо із нерозчинної солі не вдається безпосередньо добути основу.)

Знання й розуміння генетичних зв'язків між класами неорганічних сполук допомагають обирати способи добування оксидів, основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей.

¹ Термін походить від грецького слова *genos* — рід, народження.

ВИСНОВКИ

До неорганічних речовин належать прості речовини (метали, неметали), а також багато складних речовин, які поділяють на класи. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди, солі.

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні, а солетворні оксиди — на основні, кислотні й амфотерні.

Взаємозв'язки між речовинами, які ґрунтуються на їх походженні та хімічних властивостях, називають генетичними зв'язками.

?

169. Заповніть таблицю, записавши у відповідні колонки формули оксидів: Li_2O , Ag_2O , Cl_2O_7 , MgO , PbO , Al_2O_3 , SiO_2 , ZnO , SO_2 , CrO_3 .

Оксиди		
основні	амфотерні	кислотні

170. Складіть генетичні схеми «оксид \rightarrow гідроксид (основа, амфотерний гідроксид, кислота) \rightarrow сіль (солі)» для сполук Літію, Алюмінію і Фосфору.
171. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають останній генетичній схемі, наведеній у тексті параграфа. Як перетворити кальцій карбонат на кальцій гідроксид за допомогою двох послідовних реакцій?
172. Запишіть кілька генетичних схем, у яких першою речовиною є метал або неметал, другою — сіль, а третьою — основа чи кислота.
173. Доберіть дві солі, що взаємодіють одна з одною з утворенням двох нерозчинних солей. Запишіть відповідне хімічне рівняння.
174. Як здійснити такі перетворення:
- а) $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 \rightarrow \text{AgBr}$;
б) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
в) $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
г) $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$;
г) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$

175. Натрій масою 1,15 г повністю прореагував із водою, а продукт цієї реакції — із сульфатною кислотою. Обчисліть кількість речовини кислоти, що вступила у другу реакцію.
176. Яка маса алюміній оксиду утвориться при нагріванні алюміній гідроксиду, добутого за реакцією 21,3 г алюміній нітрату із необхідною кількістю розчину лугу?

ПРАКТИЧНА РОБОТА № 2

Розв'язування експериментальних задач

Хімія немислима без вивчення речовин, здійснення хімічних реакцій. Завдяки дослідам учений отримує нові знання, підтверджує, уточнює або спростовує відому інформацію про речовини та їх перетворення.

Хімічний експеримент — невід'ємна складова вивчення хімії. Під час його виконання кожний учень, безумовно, має дотримуватися правил техніки безпеки.

У 7 класі ви дізналися про те, як досліджують речовини, вивчають хімічні реакції. У цій практичній роботі вам потрібно здійснити кілька перетворень речовин. З'ясуйте:

- які хімічні реакції належить провести;
- які реактиви необхідні;
- які умови треба створити для перебігу кожної реакції;
- чи зашкодить досліді надлишок одного з реагентів, чи він буде необхідним;
- чи потрібно нагрівати реагенти.

Під час досліді спостерігайте за речовинами і перебігом реакції, робіть необхідні записи в зошиті. Після завершення експерименту проаналізуйте отримані результати і запишіть їх разом із висновками.

ВАРІАНТ I

Здійснення реакцій за схемою хімічних перетворень

У вашому розпорядженні — магній оксид¹, хлоридна кислота, розчини натрій хлориду, натрій карбонату і натрій ортофосфату.

¹ Замість магній оксиду можна взяти магній гідроксид.

Завдання. Доберіть реактиви (серед виданих) до схеми перетворень



і здійсніть реакції.

ВАРІАНТ II

Складання схеми

хімічних перетворень і здійснення реакцій

У вашому розпорядженні — розчини ферум(III) хлориду, натрій гідроксиду і натрій ортофосфату, розбавлена сульфатна кислота.

Завдання. Запропонуйте схему перетворень (дозволяється використовувати лише видані розчини):



де *A* — ферум(III) хлорид, *B*, *V* і *G* — інші сполуки Феруму. Здійсніть реакції.

Перед виконанням хімічного експерименту (за варіантом I або II) заповніть таблицю:

Ф о р м у л и	
речовин у схемі перетворень	реактивів (у порядку їх використання)
... → ... → ... → ... (→ ...) (...)

Під час здійснення реакції обміну не беріть надлишок другого реагенту, а добавляйте його розчин по краплях для досягнення необхідного результату. Так можна в деяких дослідах уникнути побічних реакцій між реактивом, який використовуємо, і залишком попереднього.

Ваші дії, спостереження (фіксуйте утворення осаду, його зовнішній вигляд, виділення газу, наявність чи відсутність запаху, зміну чи появу забарвлення тощо), висновки, а також хімічні рівняння запишіть у таблицю:

Послідовність дій	Спостереження	Висновок
Дослід 1. Здійснення реакції	... → ...	
...
Рівняння реакції:		



До варіанта I:

177. Який реактив не використано вами в роботі? Чому?
178. Чи зашкодить надлишок реактиву, взятого для здійснення першого перетворення, перебігу другої реакції? Відповідь аргументуйте.
179. Чи можна із магній оксиду добути магній ортофосфат, використавши лише один із виданих реактивів? Чому?
180. Запропонуйте кілька реактивів, за допомогою яких магній оксид можна безпосередньо перетворити на магній ортофосфат. Напишіть відповідні хімічні рівняння.

До варіанта II:

181. Чи можна із ферум(III) хлориду безпосередньо добути сполуку, записану останньою в запропонованій вами схемі перетворень, якщо взяти лише один із виданих реактивів? У разі позитивної відповіді напишіть рівняння реакції.
182. Які послідовні перетворення можна здійснити за відсутності розчину: а) натрій ортофосфату; б) луку? Відповіді подайте у формі таблиці, наведеної першою в тексті практичної роботи.

З розділ

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома

Хімію неможливо уявити без періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів. Періодичний закон допомагає пояснити багато хімічних фактів, прогнозувати та обґрунтовувати різні закономірності у світі речовин. Цей закон ілюструє періодична система хімічних елементів. Вона містить найважливіші відомості про них, є незамінним путівником з неорганічної хімії не тільки для учня або студента, а й для досвідченого хіміка. Ваше перше знайомство з періодичною системою відбулося в 7 класі. Ви вмієте передбачати хімічний характер елемента, максимальне значення його валентності за розміщенням елемента в періодичній системі. Відтепер сфера її використання для вас розшириться.

Завдяки відкриттям у галузі будови атома періодичний закон отримав потужну теоретичну підтримку. З'ясувалося, що хімічний характер елементів, властивості простих і складних речовин зумовлені складом електронних оболонок атомів. Ви навчилися визначати кількість електронів в атомах і простих йонах, а невдовзі зможете давати повну характеристику будови атомів і йонів найважливіших елементів.

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як розвивалися уявлення про хімічний елемент;
- дізнатися про перші спроби класифікації хімічних елементів.

Розвиток уявлень про хімічний елемент. Давньогрецькі філософи вважали, що всі речовини складаються із чотирьох елементів-першоначал: вогню, повітря, води і землі. На їхню думку, ці «стихії» є носіями певних якостей, притаманних речовинам, — теплоти, холоду, вологості й сухості. Таких поглядів дотримувалися й алхіміки.

Термін «елемент», який за змістом наближається до сучасного, з'явився в науці у XVII ст. Англійський хімік Р. Бойль назвав елементом те, що є межею розкладу речовини. Якби ми жили тоді, то сказали б, що елемент — це атом. Такий смисл вкладав у слово «елемент» і М. В. Ломоносов.

Французький учений А.-Л. Лавуазьє вважав елементом просту речовину, бо її не можна розкласти на інші речовини. Однак нині відомо, що не розкладається й чимало складних речовин, наприклад оксиди SiO_2 , Al_2O_3 , а проста речовина озон легко перетворюється на іншу просту — кисень: $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$. Не розрізняв елемент і просту речовину також англійський учений Дж. Дальтон. Пізніше Д. І. Менделєєв висловив таку думку: «Просте тіло є речовиною ..., а під елементом слід розуміти складові простих і складних тіл».

На початку XX ст. учені встановили, що атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Від-

тоді почали визначати елемент як *вид атомів із певним зарядом ядра*. Нині, характеризуючи якісний склад води, кожен із вас скаже, що ця речовина утворена двома видами атомів (із зарядами ядер +1 і +8), або ж двома елементами — Гідроґеном і Оксигеном.

Перші спроби класифікації хімічних елементів. У часи становлення науки хімії вчені намагалися «навести порядок» серед кількох десятків відомих тоді хімічних елементів, здійснити їх класифікацію.

Класифікація — це розподілення об'єктів (предметів, живих організмів, явищ тощо) на групи або класи за певними ознаками.

У хімії існують класифікації елементів, речовин, хімічних реакцій.

► Які класи неорганічних сполук вам відомі? Чим сполуки одного, обраного вами, класу відрізняються від сполук інших класів?

Класифікацію простих речовин, на основі якої пізніше виникла перша класифікація хімічних елементів, запропонував наприкінці XVIII ст. А.-Л. Лавуазьє. Він поділив прості речовини на *метали* і *неметали* (нині хімічні елементи поділяють на *металічні* і *неметалічні*). Така класифікація була надто загальною й недосконалою. Деякі прості речовини (наприклад, графіт, телур) за одними властивостями нагадували метали, а за іншими — неметали. Однак поділ простих речовин, а також хімічних елементів на дві великі групи відіграв важливу роль у розвитку хімії.

Серед металів і серед неметалів траплялися дуже схожі речовини. Учені об'єднали їх в окремі групи. Прості речовини кожної групи отримали такі загальні назви: лужні метали, лужноземельні метали, галогени, інертні гази.

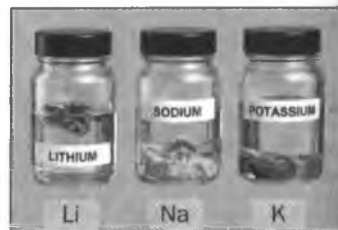
Лужні метали. Це — літій, натрій, калій, рубідій, цезій, францій. Вони легкі, м'які (мал. 45), легкоплавкі. У хімічних реакціях лужні метали виявляють дуже високу активність (мал. 46). Перебуваючи за звичайних умов на повітрі, вони швидко взаємодіють із киснем, водяною парою, іншими речовинами. Тому їх зберігають у гасі в герметично закритих посудинах (мал. 47) або в ампулах, з яких видалено повітря. Указані метали назвали лужними, оскільки вони реагують з водою з утворенням лугів — розчинних основ із загальною формулою MOH .



Мал. 45.
Натрій можна
різати ножем



Мал. 46.
Реакція цезію
з водою



Мал. 47.
Так зберігають
лужні метали

Лужноземельні метали. До цих речовин належать магній, кальцій, стронцій, барій, радій. Вони нагадують лужні метали, реагують із багатьма речовинами, але не так енергійно. Продуктами їх реакцій з водою є луги¹ $M(OH)_2$.

Галогени. Так називають найактивніші неметали — фтор, хлор, бром, йод. Ці прості речовини складаються із двохатомних молекул: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . За звичайних умов фтор і хлор — гази, бром — рідина, а йод — тверда речовина. Найактивнішим серед галогенів та інших неметалів є фтор. Галогени реагують із воднем з утворенням сполук, що мають формули HF , HCl , HBr , HI . Ці сполуки добре роз-

¹ Магній гідроксид до лугів не належить.

чиняються у воді; їхні водні розчини є кислотами. Галогени взаємодіють із багатьма металами. Продукти таких реакцій — солі. Тому назва «галогени» і походить від грецького слова *halas* — сіль.

Цікаво знати
Інертний газ гелій учені спочатку виявили на Сонці, досліджуючи його спектр, і тільки через 13 років — на нашій планеті.

Інертні гази. Ці прості речовини було відкрито у другій половині XIX ст. Вони отримали таку назву, бо не вступали в хімічні реакції. До інертних газів належать гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Вони складаються не з молекул, як інші гази, а з атомів.

Елементи, від яких походять розглянуті прості речовини, мають аналогічні загальні назви: *лужні елементи, лужноземельні елементи, галогени, інертні елементи.*

Наприкінці 20-х років XIX ст. німецький учений В. Деберейнер розподілив частину подібних елементів на трійки, або *тріади*:



У першій тріаді опинилися лужні елементи, у другій — лужноземельні, у четвертій — галогени. Розмістивши елементи у тріадах за збільшенням відносних атомних мас, Деберейнер помітив цікаву закономірність: напівсума відносних атомних мас двох крайніх у тріаді елементів приблизно чи точно дорівнювала відносній атомній масі «центрального» елемента. Покажемо це для першої тріади:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

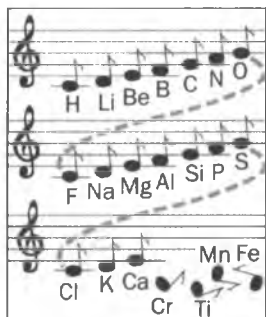
Крім того, властивості простої речовини та сполук цього елемента виявилися «проміжними» порівняно із властивостями простих речовин і сполук двох сусідніх елементів.

Сформувати тріади з інших елементів Деберейнеру не вдалося.

У 1865 р. англійський учений Дж. Ньюлендс розмістив відомі тоді хімічні елементи у ряд за зростанням відносних атомних мас:

H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...

Він помітив, що в багатьох випадках кожний восьмий елемент є подібним до обраного за перший. Схожими були й відповідні прості речовини. (Спробуйте в цьому переконатися.) Таку особливість має звуковий ряд у музиці: кожна перша і восьма ноти мають однакові назви і схоже звучання.



Мал. 48.
«Октави»
хімічних
елементів

Закономірність, виявлену Ньюлендсом, назвали *правилом октав*. Вона спостерігалася на початку ряду елементів, але далі порушувалась (мал. 48). Наприклад, Хром значною мірою відрізнявся від Алюмінію, а Манган і Ферум були зовсім не схожі на Фосфор і Сульфур відповідно. Число 8, як свідчить історія хімії, вважалось тоді магічним, але після з'ясування будови атома отримало наукове пояснення.

Більш вдалу спробу класифікації хімічних елементів здійснив у 1864 р. німецький хімік Л. Мейер. Він запропонував таблицю, в якій розмістив елементи за зростанням відносних атомних мас і відповідно до їх валентності. Однак через те що значення атомних мас і валентності були для деяких елементів помилковими або взагалі невідомими, не всі елементи увійшли до створеної Мейером таблиці.

Розглянуті спроби вчених об'єднати хімічні елементи стали підґрунтям для їх загальної класифікації. Невдовзі Д. І. Менделєєв повідомив про розроблену ним періодичну систему хімічних елементів.

ВИСНОВКИ

Уявлення про хімічний елемент із розвитком науки змінювалися. Раніше хіміки не розрізняли хімічний елемент і просту речовину. Було відомо кілька груп подібних простих речовин: лужні метали, лужноземельні метали, галогени. Пізніше було відкрито інертні гази.

Перші спроби класифікації хімічних елементів охоплювали лише їх частину і не мали серйозного наукового обґрунтування.

?

183. Що раніше вважали хімічним елементом і як визначають його нині?
184. Виберіть ознаки, які було використано А.-Л. Лавуазьє, В. Деберейнером, Дж. Ньюлендсом і Л. Мейєром для класифікації простих речовин та хімічних елементів: властивості простих речовин, поширеність елементів у природі, будова простих речовин, склад характерних сполук, значення відносних атомних мас.
185. Охарактеризуйте розміщення елементів кожної тріади В. Деберейнера в періодичній системі.
186. Зіставте відносну атомну масу Брому з напівсумою відносних атомних мас Хлору і Йоду.
187. Порівняйте ряд елементів Дж. Ньюлендса з їх послідовністю в періодичній системі Д. І. Менделєєва і знайдіть відмінності.

21 Періодичний закон

Матеріал параграфу допоможе вам:

- уявити, як було відкрито Д. І. Менделєєвим періодичний закон;
- зрозуміти зміст періодичного закону;
- з'ясувати, як природний ряд елементів був перетворений на періодичну систему.

Створення періодичної системи хімічних елементів. Проблема класифікації хімічних елементів захопила у 60-ті роки XIX ст. Д. І. Менделєєва. Він шукав закономірності та взаємозв'язки, які б охоплювали всі елементи, а не тільки їх частину.

На той час було відомо 63 хімічні елементи. На кожний із них учений завів «досьє» —

картку, в яку записав відносну атомну масу елемента, значення його валентності, відомості про просту речовину і сполуки.

Менделєєв вважав найважливішою характеристикою елемента масу його атома. Розмістивши елементи в ряд за зростанням відносних атомних мас (мал. 49), учений (як і раніше Ньюлендс) помітив, що через певні інтервали в ньому трапляються елементи, які утворюють схожі прості речовини і сполуки.

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

Мал. 49.
Початок ряду елементів, складеного Менделєєвим¹ (під символом елемента вказано значення відносної атомної маси). На темніших картках — металічні елементи

Ряд починається з неметалічного елемента Гідрогену. За ним розміщені металічні елементи Літій і Берилій, потім — неметалічні елементи від Бору до Флуору, далі — знову металічні елементи і т. д. Як бачимо, *характер елементів у ряду періодично повторюється*. Аналогічні висновки можна зробити щодо максимальних значень валентності елементів, складу і хімічних властивостей вищих оксидів тощо.

Мал. 50.
Два сусідні фрагменти ряду елементів

Менделєєв поділив складений ряд на кілька фрагментів (мал. 50), кожен з яких починався з типового металічного елемента (лужного) і закінчувався типовим неметалічним елементом (галогеном). При цьому учений виявив нову закономірність: *у кожному фрагменті характер елементів, властивості їх простих речовин, а також склад і властивості сполук змінюються поступово*.

Li 7 Li ₂ O	Be 9 BeO	B 11 B ₂ O ₃	C 12 CO ₂	N 14 N ₂ O ₅	O 16 —	F 19 —
Na 23 Na ₂ O	Mg 24 MgO	Al 27 Al ₂ O ₃	Si 28 SiO ₂	P 31 P ₂ O ₅	S 32 SO ₃	Cl 35,5 Cl ₂ O ₇

¹ Інертні елементи було відкрито пізніше.

Розглянемо один із фрагментів ряду елементів (мал. 51). На першому місці у ньому перебуває лужний елемент Натрій. Він є одновалентним, утворює основний оксид Na_2O і луг NaOH . За Натрієм розміщений двовалентний Магній, від якого походять основний оксид MgO і малорозчинна основа $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Третє місце посідає тривалентний Алюміній, оксид і гідроксид якого є амфотерними. Наступні елементи — неметалічні: Силіцій, Фосфор, Сульфур і Хлор. Максимальні значення валентності цих елементів зростають від 4 до 7, а кислотні властивості оксидів і відповідних кислот посилюються.

Мал. 51.
Фрагмент
ряду елементів

У кожному фрагменті металічний характер елементів посилюється справа наліво, а неметалічний характер — зліва направо.

Посилення металічного характеру елементів

Na I Na_2O NaOH	Mg II MgO $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Al III Al_2O_3 $\text{Al}(\text{OH})_3$	Si IV SiO_2 H_2SiO_3	P V P_2O_5 H_3PO_4	S VI SO_3 H_2SO_4	Cl VII Cl_2O_7 HClO_4
---	--	--	--	---	---	---

Посилення неметалічного характеру елементів

Після того як ряд елементів було поділено на фрагменти, Менделєєв розмістив другий фрагмент під першим, третій — під другим і т. д. Утворилася таблиця, а в її стовпчиках опинилися подібні елементи: лужні, лужноземельні, галогени тощо. Так у 1869 р. було створено *періодичну систему хімічних елементів*. Докладно про неї йтиметься в наступному параграфі.

Д. І. Менделєєв назвав ряд елементів, складений за зростанням атомних мас, *природним рядом*, тобто таким, що існує незалежно від людини в самій природі.

Періодичний закон. Створивши періодичну систему хімічних елементів, Д. І. Менделєєв у 1871 р. сформулював *закон періодичності, або періодичний закон:*

властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас.

Періодичність у хімії — це повторення (але не копіювання) хімічного характеру елементів, особливостей будови атомів, складу, будови і властивостей речовин через певну кількість елементів у їхньому природному ряду.

У часи Менделєєва рівень розвитку науки був не досить високим. Тому вченому не вдалося розкрити причину періодичності. Однак він вірив, що згодом це обов'язково станеться. Нині загальновідомо, що *періодичність у світі хімічних елементів зумовлена електронною будовою атомів.*

Менделєєв не обмежувався фактичним матеріалом, що мала хімічна наука. У разі порушення елементом загальної закономірності у природному ряду він радив хімікам перевірити значення його атомної маси. Учений передбачив не тільки відкриття нових елементів, а й значення їхніх атомних мас, властивості простих речовин, існування сполук у природі тощо.

Варто зазначити, що розміщення кількох елементів у природному ряду не відповідає зростанню відносних атомних мас. Менделєєв розмістив, наприклад, Телур перед Йодом, хоча маса атома Телуру трохи більша. Учений враховував, що проста речовина йод є активнішим неметалом, ніж проста речовина телур, теж неметал. Отже, неметалічний характер сильніше виражений у елемента Йоду, і його місце — після Телуру.

У своїй періодичній системі Д. І. Менделєєв залишив порожні клітинки і вважав, що вони

мають належати ще не відкритим, але існуючим у природі елементам. Невдовзі було відкрито перший елемент, передбачений Менделєєвим (його назвали Галієм), потім — другий (Скандій), третій (Германій). Це був триумф періодичного закону, який виявив не тільки узагальнювальну, а й передбачувальну силу.

Періодичний закон — один із основних законів природи. Він розкриває єдність хімічних елементів і взаємозв'язок між ними. Вивчаючи хімію, ви будете часто звертатися до цього закону, знаходити нові факти, що підтверджують його, і, користуючись ним, передбачати хімічні властивості простих і складних речовин, можливості їх хімічних перетворень.

Цікаво знати
Періодичну систему ще називають «великим узагальненням» елементів.

ВИСНОВКИ

Розмістивши хімічні елементи в ряд за зростанням відносних атомних мас, Д. І. Менделєєв відкрив періодичний закон. Учений сформулював його так: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень атомних мас.

Періодичний закон — один із основних законів природи, який розкриває єдність хімічних елементів і взаємозв'язок між ними.



188. Як ви розумієте значення слова «періодичність»? Які зміни у природі можна охарактеризувати цим словом? Зіставте його зі словами «безперервність», «поступовість».
189. Розмістіть елементи F, C, B, O, N у порядку послаблення їх неметалічного характеру.
190. У якого з елементів — Калію чи Кальцію, Берилію чи Літію — металічний характер виражений яскравіше? Який із відповідних металів має бути активнішим у хімічних реакціях?

191. Skorиставшись періодичною системою, скажіть, на скільки більше елементів відомо сьогодні, ніж було відомо Менделєєву.
192. Знайдіть у періодичній системі кілька пар елементів, у кожній з яких елемент із більшим порядковим номером має меншу відносну атомну масу.

22

Періодична система хімічних елементів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- користуватися різними варіантами періодичної системи;
- добувати інформацію про хімічні елементи із періодичної системи;
- передбачати характер елемента за його розміщенням у періодичній системі.

Періодична система — джерело відомостей про хімічні елементи. Періодична система хімічних елементів є невід’ємним атрибутом шкільного хімічного кабінету. Її можна знайти в кожному підручнику з хімії. Періодичною системою постійно користуються учні, студенти, викладачі, науковці, оскільки в ній наведено найважливіші відомості про хімічні елементи. За розміщенням елемента у ній можна з’ясувати будову його атома, передбачити хімічні властивості простої речовини, різних сполук.

Періодична система має форму таблиці. Тому її називають *табличним виразом періодичного закону*. Існують *короткий* (форзац I) і *довгий* (додаток) варіанти системи. *Короткий* варіант використовують частіше, оскільки він зручніший і компактніший.

Кожний елемент розміщено у певній клітинці періодичної системи (винятком є Гідроген). Вам відомо, що в ній записана така інформація:

Цікаво знати
Гідроген розміщують у двох клітинках, які знаходяться у лівому і правому верхніх кутах періодичної системи.

- символ елемента;
- його порядковий номер;
- назва елемента;
- значення відносної атомної маси;
- назва простої речовини, якщо вона відрізняється від назви елемента.

► Які відомості можна отримати з періодичної системи про елемент № 9?

Зазначимо, що клітинки короткого варіанта періодичної системи містять дані про електронну будову атомів. Її розглядатимемо пізніше.

У клітинках довгого варіанта системи наведено лише порядкові номери, символи і назви елементів, а також назви деяких простих речовин.

Будова періодичної системи. Складовими періодичної системи є *періоди* і *групи*.

Період — це фрагмент природного ряду елементів від лужного елемента¹ до інертного.

Кожний варіант періодичної системи має сім періодів. У довгому варіанті періодом є один рядок системи, а в короткому — один чи два сусідні рядки. Останній період містить порожні клітинки (відповідні елементи ще не відкрито).

Перший період (у ньому 2 елементи), другий і третій (містять по 8 елементів) називають *малими періодами*, а четвертий, п'ятий (по 18 елементів), шостий (32 елементи) і сьомий (у ньому поки що 29 елементів) — *великими*.

Періоди нумерують арабськими цифрами.

Група — стовпчик елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті.

¹ Перший період започатковує Гідроген.

Періодична система містить вісім груп елементів. Їх прийнято нумерувати римськими цифрами. Кожна група складається із двох підгруп — головної та побічної. Головні підгрупи позначено в періодичній системі літерою *a*, а побічні — літерою *b*. У короткому варіанті системи символи елементів головних підгруп зміщено ліворуч від центра клітинок, а символи елементів побічних підгруп — праворуч. Головній підгрупі належить більше елементів, ніж побічній. Розпізнати підгрупи можна так: клітинки елементів головних підгруп забарвлені в рожевий або жовтий колір, а елементів побічних підгруп — у синій або зелений.

Частини двох варіантів періодичної системи подано на мал. 52.

Мал. 52.
Періоди, групи і підгрупи у фрагментах довгого (а) і короткого (б) варіантів періодичної системи

головні підгрупи
побічні підгрупи

Групи	Ia	IIa	IIIb	IVb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
Період 1	H											He
2	Li	Be					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

головні підгрупи

Групи	a I b	a II b	a III b	a IV b
Період 1	H			
2	Li	Be	B	C
3	Na	Mg	Al	Si
4	K	Ca	Sc	Ti
	Cu	Zn	Ga	Ge
5	Rb	Sr	Y	Zr
	Ag	Cd	In	Sn
6	Cs	Ba	La	Hf
	Au	Hg	Tl	Pb
7	Fr	Ra	Ac	Rf
	Rg	Uub		Uuq

побічні підгрупи

- Назвіть елементи I і IV груп, які належать:
а) до головних підгруп; б) до побічних підгруп.

У нижній частині короткого і довгого варіантів періодичної системи є два окремі рядки, у кожному з яких перебувають 14 елементів. У верхньому рядку розміщено елементи із загальною назвою «лантаноїди» (тобто схожі на Лантан), а в нижньому — «актиноїди» (схожі на Актиній). Більшість цих елементів було відкрито в XX ст. Вони входять до природного ряду елементів і належать до побічної підгрупи III групи. Лантаноїди — елементи 6-го періоду, актиноїди — 7-го. Для зручності (щоб не ділити клітинки Лантану й Актинію на 15 частин для розміщення в них Лантану та лантаноїдів, Актинію й актиноїдів) ці елементи винесено за межі основного поля періодичної системи.

Знаючи місце елемента в періодичній системі, можна робити різні передбачення. Одне з них стосується хімічного характеру елемента. У 7 класі ви дізналися, що в довгому варіанті системи є ламана лінія, ліворуч і нижче від якої перебувають металічні елементи, а праворуч і вище — неметалічні. Деякі елементи, розміщені поблизу цієї лінії (Ge, Sb, Po), утворюють прості речовини, які за певними властивостями нагадують метали, а за іншими — неметали. У головних підгрупах містяться як металічні, так і неметалічні елементи, а в побічних підгрупах — лише металічні елементи¹.

- Елементи яких типів знаходяться у підгрупах Ia, Ib, IVa, IVb?

Найбільш схожими є елементи однієї підгрупи, а між елементами головної та побічної підгруп кожної групи нерідко існують суттєві відмінності.

¹ Елементи побічних підгруп називають *перехідними*.

Періодична система хімічних елементів є табличним виразом періодичного закону.

Існують два варіанти періодичної системи — короткий і довгий. Кожний варіант системи складається із періодів і груп, а кожна група містить головну та побічну підгрупи.

Період — це фрагмент природного ряду елементів. Його започатковує лужний елемент, а завершує інертний. Група — стовпчик елементів у короткому варіанті періодичної системи або два стовпчики в довгому варіанті. У групах (підгрупах) містяться подібні елементи.

Ламана лінія в довгому варіанті періодичної системи поділяє її на дві частини. Ліворуч і нижче від цієї лінії розміщені металічні елементи, а праворуч і вище — неметалічні елементи.



193. Яку частину періодичної системи називають періодом? Скільки періодів існує? Порівняйте їх за кількістю елементів.
194. Що називають групою хімічних елементів? Скільки груп у періодичній системі? Скільки підгруп має кожна група? Як їх називають і розрізняють?
195. Яка група періодичної системи містить найбільше елементів?
196. Назвіть елементи, які розміщено:
 - а) у 2-му періоді, V групі;
 - б) у 5-му періоді, IV групі, головній підгрупі;
 - в) у 4-му періоді, VII групі, побічній підгрупі;
 - г) у 6-му періоді, VIII групі, побічній підгрупі.
 Для кожного елемента вкажіть порядковий номер.
197. Серед наведених чисел знайдіть ті, які відповідають порядковим номерам металічних і неметалічних елементів: 1, 6, 16, 30, 35, 58, 92, 110.
198. Виходячи з розміщення в періодичній системі Бром, Магній, Манган, Селен, вкажіть, металічним чи неметалічним є кожний елемент.
199. Назвіть по два елементи, що є найбільш подібними до таких елементів: а) Стронцію; б) Ніобію; в) Стануму; г) Хлору.

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати будову атома і склад його ядра;
- визначати кількість частинок кожного типу в атомах різних елементів.

Складові атома. Уявлення давніх філософів про атом як найдрібнішу однорідну й неподільну частинку не змінювалися протягом століть. Однак у другій половині XIX ст. вчені виявили, що в атомі містяться ще дрібніші частинки.

Із курсу хімії 7 класу вам відомо:

- атом — це найменша електронейтральна частинка речовини, яка складається із позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього (мал. 53);
- величина заряду ядра і кількість електронів в атомі збігаються із порядковим номером елемента;
- ядро в десятки тисяч разів менше за атом.



Мал. 53.
Модель атома Гідрогену — елемента № 1

Подальші дослідження будови атома на початку XX ст. показали, що в ядрі містяться частинки двох типів — *протони*¹ і *нейтрони*². Їх загальна назва — *нуклони*³.

Протон має такий самий за значенням заряд, як і електрон, але позитивний: +1. Кількість протонів визначає заряд ядра атома; вона дорівнює кількості електронів. Нейтрон — незаряджена частинка. Протон позначають p^+ , а нейтрон — n^0 .

¹ Термін походить від грецького слова *prōtos* — перший, найпростіший.

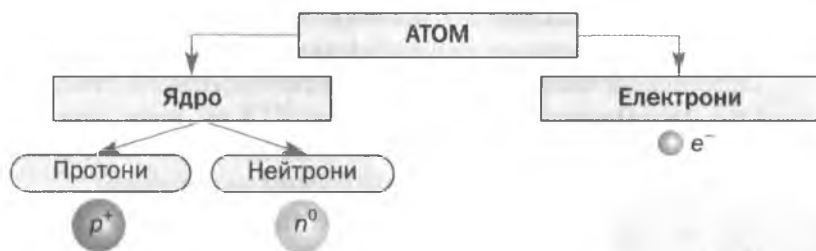
² Термін походить від латинського слова *neutrum* — ні те ні інше.

³ Термін походить від латинського слова *nucleus* — ядро.

Для характеристики частинок, що входять до складу атомів, як і для самих атомів, використовують не абсолютні, а відносні маси. Маси протона і нейтрона приблизно однакові і майже у 2000 разів більші за масу електрона. Значення відносних мас протона і нейтрона дорівнюють одиниці.

Схема 15.
Складові атома

Отже, в атомі співіснують частинки трьох типів — із позитивним, негативним зарядами, а також ті, що не мають заряду (схема 15).



Електрони притягуються до атомного ядра так званими електростатичними силами, однак не падають на нього, бо рухаються з високою швидкістю. Протони й нейтрони утримуються разом у ядрі завдяки дії особливих, «ядерних», сил. Природу цих сил повністю з'ясувати ще не вдалося.

Протонне і нуклонне числа. Кількість протонів в атомі називають *протонним числом*. Його вказують нижнім індексом ліворуч від символу елемента: ${}_4\text{Be}$.

► Які значення протонних чисел мають елементи Флуор і Натрій?

Зважаючи на будову атома, можна дати таке означення хімічного елемента:

хімічний елемент — вид атомів із певним протонним числом.

Сумарну кількість протонів і нейтронів в атомі називають *нуклонним числом*. Його по-

$$N(n^0) = A_r - Z.$$

кількість нейтронів	=	A_r	-	$Z.$
		відносна атомна маса		порядковий номер елемента

Прості йони елементів містять стільки протонів і нейтронів, скільки й атоми, але відрізняються від них за кількістю електронів. Так, в аніоні F^- міститься на 1 електрон більше, ніж в атомі F, а в катіоні Be^{2+} — на 2 електрони менше, ніж в атомі Be.

► Скільки протонів, нейтронів і електронів у йонах Al^{3+} і I^- ?

Цікаво знати
Нестійкі ядра також містяться в атомах Технецію (елемент 5-го періоду) і Прометію (елемент 6-го періоду).

Ядра з великою кількістю протонів (понад 83) є нестійкими. Вони розпадаються на менші ядра, окремі частинки. Цей процес називають *радіоактивним розпадом*. Його ви розглядатимете на уроках фізики. Нестійкість великих ядер є причиною того, що в природі немає елементів з порядковими номерами, що перевищують 92. Їхні атоми було добуто вченими в лабораторіях з використанням унікального обладнання, яке дає змогу фіксувати частинки, що існують лише частку секунди.

ВИСНОВКИ

Атом складається з ядра і електронів. Ядро має позитивний заряд; у ньому містяться протони та нейтрони і зосереджена майже вся маса атома. Кількість протонів і електронів в атомі однакова і збігається з порядковим номером елемента. Кількість нейтронів в атомі (для двадцяти елементів) дорівнює різниці між відносною атомною масою і кількістю протонів.

Електронів у простих катіонах менше, а у простих аніонах — більше, ніж у відповідних атомах.

Ядра атомів, у яких кількість протонів перевищує 83, є нестійкими. Вони зазнають радіоактивного розпаду.



200. Які частинки входять до складу атома? Чим вони відрізняються? Який склад атомного ядра?
201. Яких частинок у будь-якому атомі однакова кількість?
202. Чи існують елементи, в атомах яких немає: а) протонів; б) нейтронів?
203. Заповніть порожні клітинки в таблиці:

Елемент				Кількість в атомі		
назва	символ	порядковий номер (протонне число)	нуклонне число	протонів	електронів	нейтронів
Цезій						
			75			
		83				

204. Порівняйте кількість частинок кожного типу в йонах Na^+ і P^{3-} .
205. Укажіть елемент, атом якого має найбільшу кількість електронів: Si, B, N, Cl.
206. Знайдіть у переліку елемент, атом якого має найменшу кількість протонів: C, Mg, K, Ar.
207. Укажіть елемент, атом якого має найбільшу кількість нейтронів: Sc, As, Mn.
208. Скільки електронів у таких йонах: S^{2-} , H^+ , H^- , Mg^{2+} ?
209. Обчисліть у складних йонах OH^- і NH_4^+ кількість: а) протонів; б) електронів.
210. Запишіть символи елементів Кобальту, Ауруму і Бісмуту разом із відповідними протонними і нуклонними числами.

24 Ізотопи

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що таке ізотопи і нукліди;
- обчислювати відносну атомну масу елемента за його ізотопним складом;

- переконалися в тому, що поняття «відносна атомна (молекулярна, формульна) маса» і «моль» потребують уточнення;
- з'ясувати, що таке радіонукліди і якої шкоди вони завдають живій природі.

Ізотопи. Ви знаєте, що атоми складаються із частинок трьох типів — протонів, нейтронів і електронів. Атоми одного елемента містять однакову кількість протонів і електронів, але не завжди однакову кількість нейтронів.

Види атомів одного елемента з різною кількістю нейтронів називають *ізотопами*¹.



Мал. 55.
Ізотопи
Гідрогену:
а — Протій Н;
б — Дейтерій D;
в — Тритій Т

Для елемента Гідрогену відомі три ізотопи. Кожний із них отримав назву і позначення (мал. 55). У природі найбільше атомів Гідрогену, ядра яких складаються лише із протона. На кілька тисяч таких атомів трапляється атом, у ядрі якого, крім протона, міститься ще й нейтрон. Ці два види атомів — Протій і Дейтерій — є природними ізотопами Гідрогену. Фізикам вдалося добути в лабораторії атоми цього елемента із двома нейтронами у ядрі. Такий, штучний, вид атомів Гідрогену названо Тритієм.

Нуклонні числа (сумарні кількості протонів і нейтронів) для ізотопів Гідрогену становлять 1, 2 і 3. Отже, *ізотопи* — це види атомів одного елемента із різними нуклонними числами.

Речовини, утворені ізотопами елемента, дещо відрізняються за фізичними властивостями. Густина «важкої» води, яка складається з молекул D_2O , становить $1,104 \text{ г/см}^3$, а температура кипіння (за нормального тиску) — $+101,43 \text{ }^\circ\text{C}$. Для звичайної води (H_2O) ці фізичні характеристики вам добре відомі — $1,000 \text{ г/см}^3$ і $+100 \text{ }^\circ\text{C}$.

¹ Термін походить від грецьких слів isos — однаковий і topos — місце. Ізотопи «належать» одній клітинці періодичної системи.

Хімічні ж властивості обох речовин однакові. «Важка» вода, як і звичайна, взаємодіє із натрієм, кальцій оксидом, фосфор(V) оксидом, іншими сполуками.

У природі багато елементів представлено кількома видами атомів, тобто ізотопами, а для двадцяти елементів, згаданих у попередньому параграфі, існує лише по одному виду атомів (атоми кожного із цих елементів абсолютно однакові).

Ізотопи позначають за допомогою символів або назв елементів з обов'язковим зазначенням нуклонного числа. Його записують верхнім індексом ліворуч від символу елемента (^1H , ^2H , ^3H) або після назви елемента через дефіс (Хлор-35, Хлор-37). Використовують і повні позначення ізоотопів — ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H , $^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$ (нижній індекс — заряд ядра, або протонне число).

Ізотопи

^1H , ^2H , ^3H

Будь-який вид атомів називають *нуклідом*.

Нукліди

^1H , ^{12}C , ^{40}K

Нуклідами є види атомів різних елементів: ^1H , ^{12}C , D, ^{23}Na , ^{238}U , ^{13}C , ^{35}Cl , ^{37}Cl та ін. Загальна кількість відомих нині нуклідів становить майже 2300.

Ізотопи — це нукліди (види атомів) одного елемента:

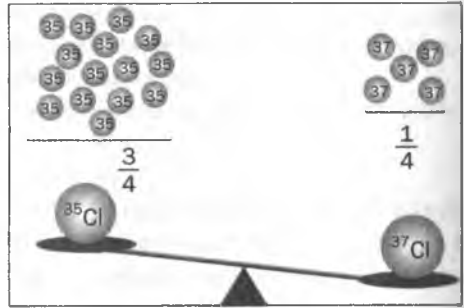
^1H , ^2H , ^3H — ізотопи Гідрогену;

^{12}C , ^{13}C — ізотопи Карбону.

Обчислення відносних атомних мас елементів, які мають ізотопи. У природі існують два нукліди Хлору. Для одного виду атомів нуклонне число (відносна атомна маса) дорівнює 35, для іншого — 37. Учені виявили, що «легкі» атоми Хлору становлять три чверті від загальної кількості атомів цього елемента, а «важкі» атоми — одну чверть (мал. 56). За цими даними можна розрахувати відносну атомну масу Хлору:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35,5.$$

Мал. 56.
Ізотопи
елемента
Хлору



Числа $\frac{3}{4}$ і $\frac{1}{4}$ називають *атомними частками* ізотопів. Вони є відношеннями кількості атомів кожного нукліда до загальної кількості атомів елемента. Наведені атомні частки для ізотопів Хлору можна виразити й у відсотках: 75 %, 25 %.

Цікаво знати
Бром, як і Хлор, має два природні нукліди — ^{79}Br і ^{81}Br . Їхні атомні частки майже однакові (50,5 і 49,5 %).

Атомну частку позначають грецькою літерою χ (читається «хі»). Знаючи атомні частки ізотопів елемента (χ_1, χ_2 і т. д.) у їхній природній суміші та відповідні нуклонні числа (A_1, A_2 і т. д.), можна обчислити відносну атомну масу елемента:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n.$$

Помітне відхилення значення відносної атомної маси елемента від цілого числа вказує на існування ізотопів. Так, Купрум ($A_r = 63,546$) має два ізотопи (^{63}Cu і ^{65}Cu), Цинк ($A_r = 65,38$) — п'ять (^{64}Zn , ^{66}Zn , ^{67}Zn , ^{68}Zn і ^{70}Zn), Станум ($A_r = 118,71$) — десять.

Уточнення важливих хімічних понять. Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що відносні атомна, молекулярна, формульна маси є відношеннями мас атома, молекули, формульної одиниці до $1/12$ маси атома Карбону. Однак атоми цього елемента, що існують у природі, неоднакові. Карбон має два нукліди — ^{12}C (атомів цього виду — 98,89 % від загальної кількості атомів Карбону) і ^{13}C . За атомну одиницю маси обрано $1/12$ маси атома Карбону-12. Наводимо уточнені означення вказаних вище фізичних величин:

відносні атомна, молекулярна, формульна маси є відношеннями маси атома, молекули, формульної одиниці до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Одна із відповідних розрахункових формул має такий вигляд:

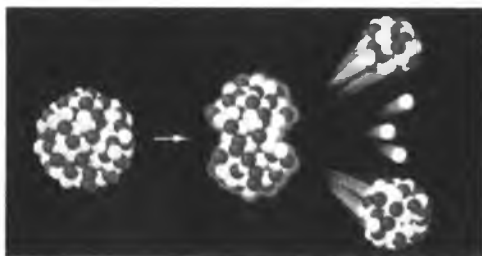
$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}$$

Уточнюємо також означення одиниці вимірювання кількості речовини:

моль — порція речовини, що містить стільки формульних одиниць (тобто атомів, молекул, комбінацій атомів або йонів), скільки атомів міститься у 12 г нукліда ^{12}C .

Радіонукліди. Чимало нуклідів є нестійкими; ядра відповідних атомів мимовільно розпадаються на менші ядра, окремі частинки (мал. 57). Таке явище називають радіоактивним розпадом (про нього згадувалося в попередньому параграфі). Тому нукліди поділяють на стабільні й радіоактивні. Останні називають радіонуклідами.

Мал. 57.
Розпад
ядра
нукліда
 $^{236}_{92}\text{U}$



Для більшості елементів відомі ізотопи обох типів. Наприклад, нукліди Літію ^6Li і ^7Li є стабільними, а ^9Li — радіоактивний. Елементи із порядковими номерами 43, 61, а також 84 і вище мають лише радіоактивні ізотопи. У клітинках періодичної системи вміщено (у квадратних дужках) нуклонні числа тих нуклідів, що розпадаються найповільніше.

Цікаво знати

За вмістом радіонукліда ^{14}C у викопних рештках рослин, тварин, первісної людини визначають їхній вік.

Використання радіонуклідів. Радіонукліди використовують у біології, хімії, медицині, археології, сучасній техніці, а також у фізичних експериментах із добування нових елементів. Важлива сфера застосування радіоактивних ізотопів — атомна енергетика. Атомні електростанції в Україні виробляють майже половину всієї електроенергії.

Під час розпаду нестійких ядер атомів виникає випромінювання, невеликі дози якого спричиняють серйозні захворювання, а високі — загибель усього живого. Тому робота з радіоактивними речовинами вимагає особливої уваги, обережності і повинна передбачати захист людей і навколишнього середовища від цього випромінювання.

Окремі радіоактивні ізотопи, наприклад Карбон-14, Калій-40, трапляються в природі, але, на щастя, в дуже незначній кількості. Вони повільно розпадаються й не шкодять живим організмам.

Атомні катастрофи. Атом може бути не тільки мирним. Явище радіоактивного розпаду атомів Урану, Плутонію було використано для створення атомної (ядерної) зброї. Таку зброю застосували Сполучені Штати Америки у 1945 р. проти мирного населення. Було скинуто дві атомні бомби на японські міста — Хіросіму і Нагасакі. В одну мить загинули тисячі людей, на значній території було зруйновано всі будівлі. Людство дізналося про променеву хворобу, від якої померло протягом кількох десятиліть багато мешканців цих міст.

У світі вживають заходів з обмеження виробництва ядерної зброї. Діють міжнародні угоди про заборону її випробувань. Людство має докласти максимум зусиль, щоб не допустити виникнення атомного конфлікту. В іншому разі життя на нашій планеті може назавжди зникнути (мал. 58).

Мал. 58.
Людство
пам'ятає про
небезпечний
атом



У 1986 р. в Україні сталася аварія на Чорнобильській атомній електростанції (ЧАЕС). Вона призвела до зруйнування 4-го блоку станції (мал. 59) і викиду в навколишнє середовище значних мас радіоактивних речовин. За кілька днів загинули десятки людей, які гасили пожежу, що виникла, працювали поблизу атомного реактора. Пізніше втратили здоров'я або померли тисячі людей, які ліквідували наслідки аварії.

Мал. 59.
4-й блок ЧАЕС
після аварії



Значна частина території України, забруднена радіонуклідами, поступово відновлюється природним шляхом. Однак у зоні, прилеглій до ЧАЕС, досі заборонено проживати людям. Здійснюється постійний контроль за станом захисної споруди, яку зведено над зруйнованим реактором.

Необхідні умови для розвитку атомної енергетики — максимальна безпека людей і надійність обладнання.

ВИСНОВКИ

Види атомів одного елемента із різною кількістю нейтронів називають ізотопами, а будь-який вид атомів — нуклідом. Ізотопи — це нукліди одного елемента.

Відносні атомна, молекулярна, формульна маси є відношеннями маси атома, молекули чи формульної одиниці до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Моль — порція речовини, яка містить стільки формульних одиниць, скільки атомів міститься у 12 г нукліда ^{12}C .

Нукліди бувають стабільними і радіоактивними. Радіонукліди використовують у різних галузях науки, техніки, в енергетиці, медицині, військовій справі.

Радіоактивні речовини становлять серйозну небезпеку для людей, усієї живої природи.

?

211. Що таке ізотопи, нукліди? Як їх позначають? Відповідь проілюструйте прикладами.
212. Скільки протонів, нейтронів і електронів має кожний із таких нуклідів: ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{40}K , ^{40}Ca , ^{192}Pt ?
213. Наведіть повні позначення таких нуклідів: Нітроген-15, Сульфур-33, Неон-22.
214. Враховуючи, що в природі існують два нукліди Гідрогену (^1H , ^2H) і три нукліди Оксигену (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), визначте, скільки може бути різновидів молекул води. Напишіть їх хімічні формули з позначенням нуклідів (на зразок $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$). Скільки значень маси може мати молекула води?
215. Один учень сказав, що відносна маса атома дорівнює відносній атомній масі відповідного елемента, наведеній у періодичній системі, а другий йому заперечив. Хто з учнів правий? Відповідь аргументуйте.
216. Природний Магній складається з ізотопів ^{24}Mg , ^{25}Mg та ^{26}Mg . Атомна частка першого нукліда становить 78,7 %, а другого — 10,1 %. Визначте відносну атомну масу елемента.
217. Елемент Бор має два природних нукліди. Атомна частка нукліда ^{11}B становить 80,43 %. Використавши точне значення відносної атомної маси Бору, наведене в періодичній системі, визначте другий нуклід цього елемента.
218. Що таке радіонукліди? Яке явище називають радіоактивним розпадом?
219. У медицині використовують радіонуклід, атом якого містить 54 заряджені й 33 електронейтральні частинки. Наведіть позначення цього радіонукліда.

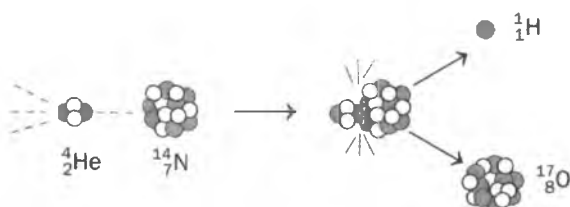
для допитливих

Ядерні реакції

Елементи, яких немає в природі (їх понад 20), називають штучними. Вони «народилися» в наукових лабораторіях у результаті ядерних реакцій — перетворень, під час яких змінюються ядра атомів.

Учені намагаються сполучити атомні ядра із протонами, нейтронами, іншими (легкими) ядрами. Ці частинки розганяють до високої швидкості у спеціальних установках (прискорювачах) і бомбардують ними ядра-мішені. Під час таких експериментів іноді утворюються атоми нових елементів. Зазначимо, що при хімічних реакціях елементи залишаються незмінними.

Уперше ядерну реакцію здійснив англійський фізик Е. Резерфорд у 1919 р. Він «опромінював» атоми Нітрогену α -частинками (це — ядра атомів Гелію) і виявив утворення ядер одного із нуклідів Оксигену, а також протонів (мал. 60):



Мал. 60.
Умовне
зображення
ядерної реакції

Рівняння ядерної реакції відрізняється від хімічного рівняння наявністю індексів зліва від символу кожного елемента. Верхній індекс як вам відомо, є нуклонним числом, а нижній — протонним числом. Суми однойменних індексів у лівій і правій частинах рівняння ядерної реакції однакові. Наприклад, для наведеного вище рівняння вони є такими:

$$4 + 14 = 17 + 1; \quad 2 + 7 = 8 + 1.$$

Відкриття Резерфорда ініціювало здійснення багатьох експериментів з метою добування нових невідомих науці елементів.

У другій половині минулого століття й на початку нинішнього фізики за допомогою ядерних реакцій добули низку елементів, які «зайняли» порожні клітинки в періодичній системі після Урану. Їх назвали трансурановими елементами.

Мал. 61.
«Місця
перебування»
електрона в
атомі Гідрогену



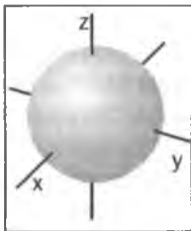
Матеріал параграфу допоможе вам:

- зрозуміти, що таке орбіталь, енергетичний рівень і підрівень;
- з'ясувати форми і розміщення орбіталей у просторі;
- визначити максимальну кількість електронів на енергетичному рівні та підрівні.

Результати досліджень електронів свідчать про те, що ці частинки відрізняються від звичайних фізичних тіл. Електрон має властивості і частинки, і хвилі. Точно визначити його розмір, траєкторію руху й координати у просторі неможливо.

Електронні орбіталі. Електрон може знаходитися в будь-якій точці атома (мал. 61).

Частину простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають *орбіталлю*.

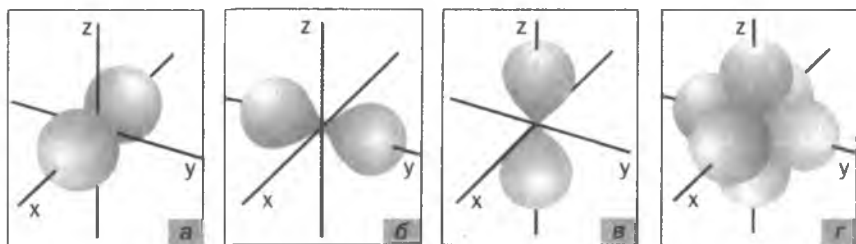


Мал. 62.
Сферична
орбіталь
(s-орбіталь)

Орбіталь із електроном схожа на мікроскопічну хмару (існує термін «електронна хмара»). У ній розподілені і маса, і заряд електрона.

Орбіталі можуть мати кілька форм¹. Найпростіша серед них — *сферична* (мал. 62), тобто форма кулі (у її центрі розміщене ядро атома). Таку орбіталь позначають літерою *s*, а електрон у ній називають *s*-електроном. Другий різновид форми — *гантелеподібна* (мал. 63). Її має *p*-орбіталь. Такі орбіталі розміщені в просторі вздовж осей *x*, *y*, *z*, тому їх ще називають *p_x*-, *p_y*-, *p_z*-орбіталями. У них перебувають *p*-електрони. Існують ще й *d*- і *f*-орбіталі складніших форм.

¹ Форми орбіталей визначено за допомогою розрахунків.



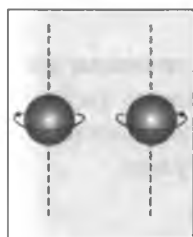
Мал. 63.

Гантелеподібні орбіталі (p -орбіталі):

$a, б, в$ — p -орбіталі з різним розміщенням у просторі; $г$ — три p -орбіталі в одному атомі

Будь-яку орбіталь спрощено зображують маленьким квадратом \square , а електрон у ній — стрілкою: \uparrow .

У кожній орбіталі може перебувати один або два електрони. Ці два електрони відрізняються між собою за ознакою, яку називають *спіном*¹. Її спрощено подають як обертання електрона навколо власної осі (так обертається наша планета, внаслідок чого відбувається зміна дня і ночі). Один із електронів обертається навколо цієї осі за годинниковою стрілкою, інший — проти годинникової стрілки, тобто має протилежний спін (мал. 64). Ці електрони позначають в орбіталі протилежно спрямованими стрілками:



Мал. 64.

Електрони з різними спінами



Орбіталь, у якій містяться два електрони, є заповненою. Якщо в орбіталі один електрон, то його називають *неспареним*, а якщо два — *спареними*.

Енергетичні рівні. Найважливішою характеристикою електрона, яку можна визначити досить точно, є його *енергія*. Електрони, що займають в атомі одну чи кілька орбіталей однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

¹ Термін походить від англійського слова spin — обертатися.

Чим компактніша орбіталь і чим ближче до ядра перебуває електрон, тим його енергія менша.

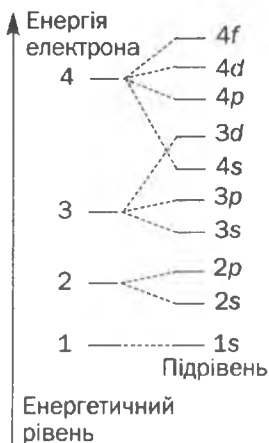


Схема 16.
Енергетичні
рівні

Сучасна модель атома враховує енергію електронів. У ній ці частинки розподіляють за так званими *енергетичними рівнями* (схема 16). Кожний енергетичний рівень заповнюють електронами з однаковою чи дуже близькою енергією. Електрони першого рівня мають найменшу енергію; вони перебувають найближче до ядра атома. Другий рівень займають електрони з вищою енергією, третій — із ще вищою і т. д.

Замість терміна «енергетичний рівень» нерідко використовують інший — «електронна оболонка».

Енергетичні рівні складаються з *підрівнів*, причому номер рівня вказує на кількість підрівнів. Так, у першого рівня є один підрівень, у другого — два, у третього — три (схема 16) і т. д.

Розподіл електронів за енергетичними рівнями. Кожний енергетичний рівень вміщує обмежену кількість електронів. Їх максимальну кількість визначають за формулою

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

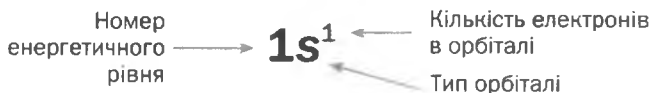
де n — номер рівня.

На *першому енергетичному рівні* може перебувати не більше $2 \cdot 1^2 = 2$ електронів. Вони розміщуються в одній орбіталі (сферичній), є s -електронами, мають одну й ту саму енергію, але відрізняються за своїми спінами.

Заповнення електронами першого енергетичного рівня проілюструємо так званими електронними формулами (мал. 65) та їх графічними варіантами:



Мал. 65.
Електронна
формула

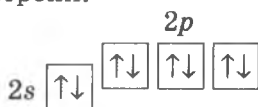


Другий енергетичний рівень може вмістити максимум $2 \cdot 2^2 = 8$ електронів. Два з них займають одну s -орбіталь, але більшого об'єму, ніж та, що належить першому рівню. Вони також мають протилежні спіни. Решта (шість) електронів другого рівня є p -електронами. Оскільки в кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів, то p -орбіталей повинно бути $6 : 2 = 3$. Це орбіталі одного енергетичного рівня; вони мають однаковий об'єм і розміщені вздовж осей координат (мал. 63).

Електронна формула заповненого другого енергетичного рівня —



Сферична орбіталь для електрона вигідніша за гантелеподібну. Тому s -електрони другого енергетичного рівня мають трохи нижчу енергію, ніж p -електрони:



Отже, другий енергетичний рівень складається із двох підрівнів. Їх позначають так само, як і відповідні електрони: s -підрівень, p -підрівень (схема 16).

Третій енергетичний рівень вміщує не більше $2 \cdot 3^2 = 18$ електронів. На ньому є три підрівні — $3s$, $3p$ і $3d$. Якщо на s -підрівні може бути не більше 2-х електронів, на p -підрівні — не більше 6-ти, то максимальна кількість електронів на d -підрівні становитиме $18 - 2 - 6 = 10$. Це — d -електрони; вони займають п'ять орбіталей.

Цікаво знати
Електрони починають надходити у $3d$ -орбіталі після заповнення $4s$ -орбіталі.

- Запишіть електронну формулу та її графічний варіант для третього енергетичного рівня, повністю заповненого електронами.

Сучасна модель атома дає змогу відтворити його електронну будову, визначити можливості сполучення атома з іншими атомами, а також втрати атомом електронів чи їх приєднання ним. Усе це зумовлює хімічні властивості простих і складних речовин.

ВИСНОВКИ

Частину простору в атомі, де перебування електрона найімовірніше, називають орбіталю. Орбіталі мають кілька форм — сферичну (у такій орбіталі містяться *s*-електрони), гантелеподібну (у ній перебувають *p*-електрони) та деякі інші. Орбіталь може містити один або два електрони.

Властивість електрона, яка нагадує обертання навколо власної осі, називають спіном.

У сучасній моделі атома електрони розподіляють за енергетичними рівнями та підрівнями. Кожний рівень і підрівень вміщує обмежену кількість електронів.

?

220. Що таке орбіталь? Які форми мають *s*- і *p*-орбіталі?
221. Як розміщені у просторі *p*-орбіталі одного атома? Чому позначення *s*-орбіталі не має індексу (наприклад, s_x)?
222. Знайдіть відповідність:
- | | |
|--|--------------------------------------|
| 1) <input type="checkbox"/> | а) заповнена орбіталь; |
| 2) <input type="checkbox" value="↑"/> | б) спарені електрони; |
| 3) <input type="checkbox" value="↑↓"/> | в) електрони з протилежними спінами; |
| | г) неспарений електрон; |
| | г) порожня (вакантна) орбіталь. |
223. Назвіть характеристики, за якими один електрон може відрізнитися від іншого чи бути подібним до нього.
224. Енергія якої частинки менша: *s*-електрона на 1-му енергетичному рівні чи *p*-електрона на 2-му енергетичному рівні? Відповідь поясніть.

225. Чи завжди енергія електрона 3-го енергетичного рівня більша, ніж електрона 2-го рівня? Чи зміниться відповідь, якщо порівнювати енергію електрона 4-го рівня і електрона 3-го рівня? Використайте схему 16.
226. Який запис дає більше інформації про електрони: електронна формула чи її графічний варіант? Чому?
227. Серед указаних підрівнів назвіть ті, які в атомі неможливі: $6p$, $2d$, $1p$, $5s$.

26

Будова електронних оболонок атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- скласти електронні формули атомів;
- прогнозувати значення валентності елемента за електронною будовою атома;
- розрізнити основний і збуджений стани атома.

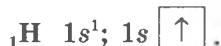
Розміщення електронів в атомах. Усе в навколишньому світі прагне перейти у стан із найменшою енергією. Такий стан є найстійкішим і тому найвигіднішим. Принцип найменшої енергії визначає й електронну будову атома.

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їх енергія була мінімальною.

Розглянемо, як заповнюють електрони енергетичні рівні та підрівні в атомах різних елементів.

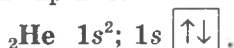
Атом елемента № 1 Гідрогену містить лише один електрон. Згідно із принципом найменшої енергії цей електрон має перебувати якомога ближче до ядра, тобто належати до першого енергетичного рівня й займати $1s$ -орбіталь.

Електронна формула атома Гідрогену¹ та її графічний варіант такі:



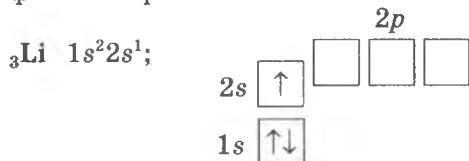
Атом елемента № 2 Гелію містить два електрони. Чи може другий електрон надійти на перший енергетичний рівень? Так, бо максимальна «ємність» першого рівня — 2 електрони. Ці частинки матимуть різні спіни.

Запишемо електронну формулу атома Гелію та її графічний варіант:



В атомі елемента № 3 Літію — 3 електрони. Два електрони займають $1s$ -орбіталь (схема 16). Перший енергетичний рівень є заповненим, і третій електрон надходить на другий рівень. Із орбіталей $2s$ - і $2p$ - він «обирає» ту, яка має нижчу енергію, тобто $2s$ -орбіталь.

Електронна формула атома Літію та її графічний варіант такі:



Електрони на останньому енергетичному рівні атома називають *зовнішніми*. В атомі металічного елемента Літію — один зовнішній електрон; він перебуває у $2s$ -орбіталі.

Щоб виділити в атомі зовнішні електрони, використовують скорочений запис електронної формули. Для атома Літію він є таким: $[\text{He}]2s^1$. Символ елемента Гелію у квадратних дужках означає, що внутрішня частина електронної оболонки атома Літію така сама, як і електронна оболонка атома Гелію ($1s^2$). Скорочені записи електронних формул атомів містяться в короткому варіанті періодичної системи (форзац I, мал. 66).

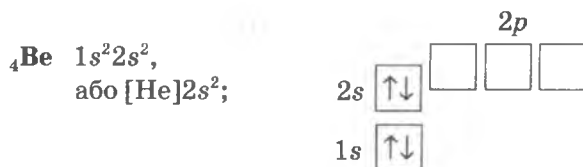
Мал. 66.
Клітинка
елемента
Літію

Li	3
Літій	6,941
$[\text{He}]2s^1$	

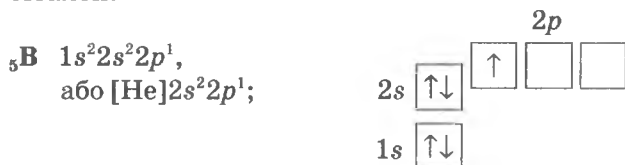
¹ Запис електронної формули атома ще називають електронною конфігурацією.

Іноді електронні формули атомів записують, зазначаючи лише зовнішні електрони. Така формула для атома Літію — ... $2s^1$.

В атомі елемента № 4 Берилію — 4 електрони. Четвертий електрон «складає пару» третьому й розміщується у $2s$ -орбіталі:



Атом елемента № 5 Бору має 5 електронів. П'ятий електрон належить другому енергетичному рівню й розміщується в одній із p -орбіталей:



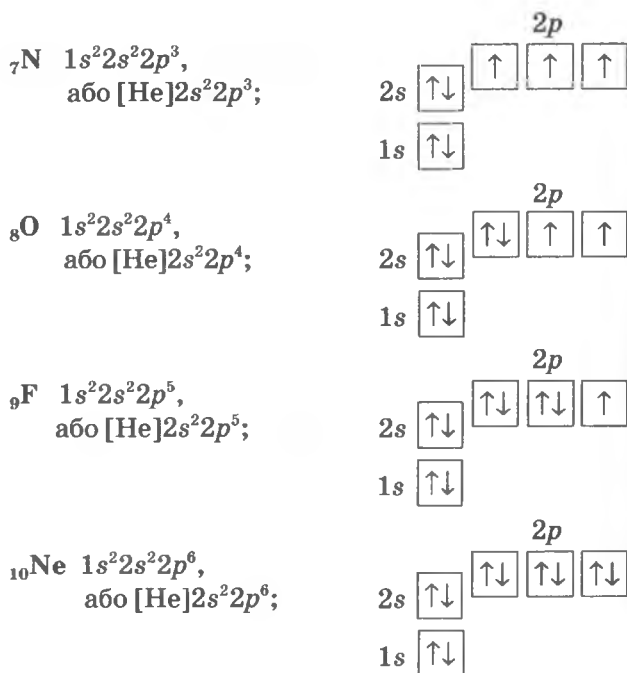
В атомі елемента № 6 Карбону з'являється шостий електрон. Він може або «підселитися» до п'ятого електрона в одну p -орбіталь, або зайняти іншу p -орбіталь. Реалізується друга можливість: електрони, маючи однойменні заряди, відштовхуються один від одного; їм вигідніше зайняти різні орбіталі.

Електронна формула атома Карбону та її графічний варіант:

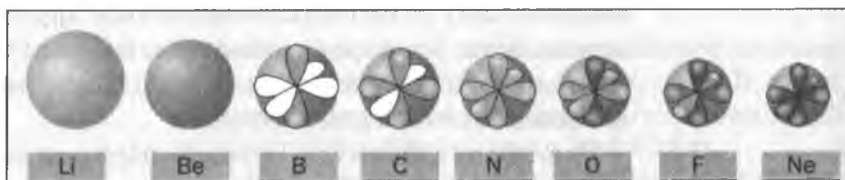


Цікаво знати
Електронну будову атомів елементів, відкритих останнім часом, остаточно не з'ясовано.

Враховуючи те, що кожний електрон намагається зайняти вакантну орбіталь останнього підрівня, а в разі її відсутності «підселяється» до іншого електрона (із протилежним спіном), запишемо електронні формули атомів решти елементів 2-го періоду:

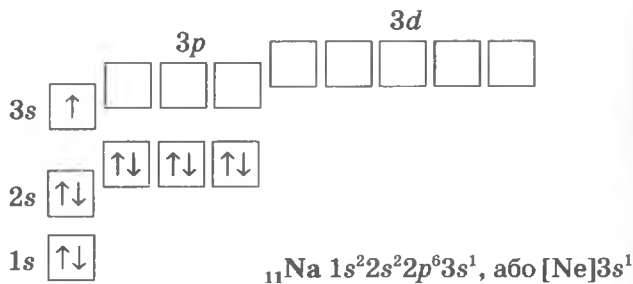


Заповнення електронами орбіталей зовнішнього енергетичного рівня в атомах елементів 2-го періоду показано на малюнку 67.



Мал. 67.
Атоми елементів 2-го періоду

В атомі елемента № 11 Натрію починається заповнення третього енергетичного рівня. На ньому з'являється один електрон:



- Виведіть електронні формули атомів решти елементів 3-го періоду.

Корисно запам'ятати: кількість енергетичних рівнів атома, на яких перебувають електрони, збігається з номером періоду, де міститься елемент.

При складанні електронних формул атомів елементів 4-го періоду потрібно враховувати, що енергія підрівнів зростає в такому порядку (схема 16):

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p,$$

а на останньому енергетичному рівні в атомі не буває більше 8 електронів.

Стан атома, в якому орбіталі заповнені електронами згідно із принципом найменшої енергії, називають *основним*.

Зовнішні електрони атома і валентність елемента. Існує зв'язок між розміщенням електронів на останньому енергетичному рівні атома і значеннями валентності елемента. Не випадково зовнішні електрони називають *валентними*.

Зіставимо деякі факти. Атом Гідрогену має один електрон; значення валентності елемента дорівнює 1. На зовнішньому енергетичному рівні атома Літію — теж один електрон, а атома Флуору — сім електронів, серед яких один — неспарений. Літій і Флуор — одновалентні елементи. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні — два неспарені електрони; цей елемент — двовалентний.

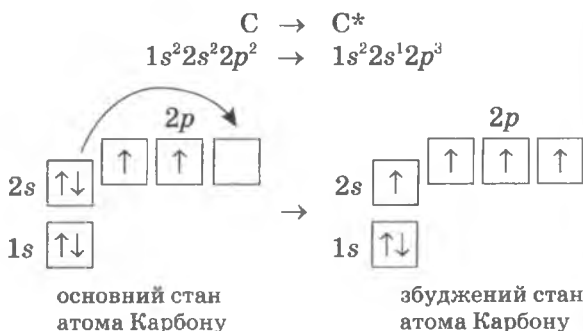
Кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе значення валентності елемента.

Атом Карбону містить два неспарені електрони (с. 159). Проте цей елемент у своїх сполуках (крім чадного газу CO) виявляє валентність 4. Отже, в атомі Карбону має бути не два,

Цікаво знати
Окремий атом, що перебуває у збудженому стані, швидко повертається в основний стан, втрачаючи при цьому частину своєї енергії.

а чотири неспарені електрони. Вони з'являються в результаті роз'єднання пари $2s$ -електронів: один із електронів, отримавши порцію енергії, переходить у вакантну p -орбіталь.

Процес переходу електрона з однієї орбіталі в іншу (у межах одного енергетичного рівня) називають *збудженням атома*. Збуджений стан атома позначають зірочкою вгорі після символу елемента:



В атомах Оксигену і Флуору немає вакантних орбіталей. Тому руйнування пар $2s$ - і $2p$ -електронів неможливе. Значення валентності цих елементів збігається з кількістю неспарених електронів в атомах: 2 — для Оксигену і 1 — для Флуору.

В атомах Гелію і Неону в усіх орбіталах перебувають лише пари електронів, а вільних орбіталей немає. Ці елементи не виявляють такої властивості як валентність; їхні атоми нездатні сполучатися один з одним і з іншими атомами.

ВИСНОВКИ

Електрони в атомі розміщуються так, щоб їхня енергія була мінімальною. На кожному енергетичному рівні електрони спочатку заповнюють s -орбіталі, а потім — p -орбіталі.

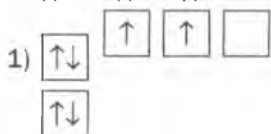
Кількість неспарених електронів в атомі вказує на можливе значення валентності елемента.

Атом за наявності вільних орбіталей на останньому енергетичному рівні може переходити у

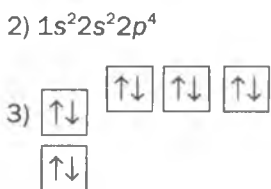
збуджений стан. При цьому за рахунок роз'єднання електронних пар кількість неспарених електронів в атомі зростає і виникає передумова підвищення елементом своєї валентності.



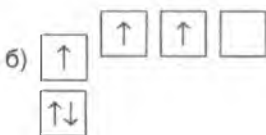
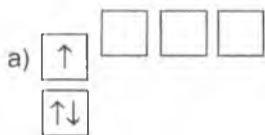
228. Атом елемента 2-го періоду має на останньому енергетичному рівні 6 електронів. Скільки серед них спарених електронів, а скільки — неспарених?
229. Атоми яких елементів 2-го періоду в основному стані мають один неспарений електрон, два неспарені електрони?
230. Назвіть елемент, атом якого має таку електронну формулу: а) $1s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; в) $[\text{He}] 2s^2 2p^5$; г) $[\text{Ne}] 3s^1$.
231. Назвіть два елементи, в атомах яких в основному стані кількість усіх s - і всіх p -електронів однакова.
232. Чи може існувати збуджений стан для атомів Гідрогену, Силіцію, Нітрогену? Відповіді обґрунтуйте.
233. Знайдіть відповідність:



- а) основний стан атома;
 б) збуджений стан атома.



234. Напишіть електронну формулу та зобразіть її графічний варіант для збудженого атома Бору.
235. Яке значення валентності виявляє атом із такою електронною формулою:



27

Періодичний закон і електронна будова атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, чим сучасне формулювання періодичного закону відрізняється від того, що дав Менделєєв;
- зрозуміти фізичну суть періодичного закону;
- засвоїти зв'язок між номером періоду і кількістю енергетичних рівнів в атомі, а також між номером групи і кількістю електронів на зовнішньому енергетичному рівні;
- пояснити зміну радіусів атомів елементів у періодах і групах.

Сучасне формулювання періодичного закону. Д. І. Менделєєв, як і його сучасники, ще не знав, яку будову має атом. Однак він був упевнений в тому, що причину періодичності у змінах хімічного характеру елементів і властивостей речовин слід шукати в самих атомах. Учений розумів, що періодичний закон потребує глибшого пізнання.

Відкриття складної будови атома допомогло встановити, що фундаментальною характеристикою кожного елемента є заряд ядра атома, а не маса, оскільки більшість елементів має ізотопи. Тому нині періодичний закон формулюють так:

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

Відомо, що Менделєєв розмістив у періодичній системі Йод після Телуру, хоча маса атома Йоду трохи менша. Основними критеріями для вченого були, крім атомної маси, хімічний характер елементів і властивості утворених

ними речовин. Тепер ми знаємо, що в ядрі атома Йоду міститься на один протон більше, ніж у ядрі атома Телуру, і тому порядковий номер Йоду має бути на одиницю більшим.

У періодичній системі є ще кілька пар елементів, які за значеннями атомних мас слід було б поміняти місцями. Серед них — Аргон і Калій. Атом Калію містить на один протон більше. Але чому його відносна атомна маса менша, ніж Аргону? Обидва елементи мають по три природні нукліди. Аргон майже цілком складається із «важкого» нукліда ^{40}Ar ; таких атомів — 99,6 % від їх загальної кількості (існують ще нукліди ^{36}Ar і ^{38}Ar). У Калію ж переважає «легкий» нуклід ^{39}K , на який припадає 93,2 % усіх атомів (існують ще нукліди ^{40}K і ^{41}K).

Мал. 68.
Фрагмент
періодичної
системи

Фізична суть періодичного закону. Звернемо увагу на зовнішні електронні оболонки атомів перших 18 елементів (мал. 68).

Групи Період	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H $1s^1$ (I) ^a							2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$ (I)	4 Be $2s^2$ (II)	5 B $2s^2 2p^1$ (III)	6 C $2s^2 2p^2$ (IV)	7 N $2s^2 2p^3$ (V)	8 O $2s^2 2p^4$ (VI)	9 F $2s^2 2p^5$ (VII)	10 Ne $2s^2 2p^6$
3	11 Na $3s^1$ (I)	12 Mg $3s^2$ (II)	13 Al $3s^2 3p^1$ (III)	14 Si $3s^2 3p^2$ (IV)	15 P $3s^2 3p^3$ (V)	16 S $3s^2 3p^4$ (VI)	17 Cl $3s^2 3p^5$ (VII)	18 Ar $3s^2 3p^6$

* У дужках наведено значення валентності елемента (єдине або максимальне).

Як бачимо, у природному ряду хімічних елементів кількість зовнішніх електронів в атомах та їх розміщення в орбіталях періодично повторюються. Наприклад, в атомах Гідрогену (елемент № 1), Літію (№ 3), Натрію (№ 11) на останньому енергетичному рівні перебуває один s -електрон, в атомах Гелію (№ 2), Берилію (№ 4), Магнію (№ 12) — два s -електрони.

За кількістю зовнішніх електронів можна передбачити хімічний характер елемента. В атомах елементів 2-го і 3-го періодів Літію,

Берилію, Натрію, Магнію, Алюмінію на останньому енергетичному рівні перебуває невелика кількість електронів — від 1 до 3 (мал. 68). Це металічні елементи. В атомах неметалічних елементів кількість зовнішніх електронів більша — від 4 до 8.

Оскільки склад зовнішньої електронної оболонки атома впливає на хімічний характер елемента, то періодичність зміни електронної будови атомів елементів спричиняє періодичність зміни складу і властивостей речовин. У цьому полягає *фізична суть періодичного закону*.

Класифікація елементів за електронною будовою атомів. В основу однієї з класифікацій хімічних елементів покладено електронну будову атомів. Залежно від типу орбіталі, в якій розміщуються електрони з найбільшою енергією (зовнішні електрони), розрізняють *s-елементи*, *p-елементи*, *d-елементи* і *f-елементи*. Клітинки елементів кожного типу в періодичній системі мають певний колір — рожевий (*s-елементи*), жовтий (*p-елементи*), синій (*d-елементи*) або зелений (*f-елементи*).

s-Елементи (крім Гелію) належать до головних підгруп I та II груп, а *p-елементи* — до головних підгруп III—VIII груп. В усіх побічних підгрупах містяться *d-елементи*, а *f-елементи* належать до побічної підгрупи III групи. Це — лантаноїди та актиноїди; їх винесено за межі основного поля періодичної системи.

Періодична система, електронна будова атомів і валентність елементів. З електронною будовою атомів узгоджуються номери періодів і груп:

- номер періоду, в якому розміщений елемент, указує на кількість енергетичних рівнів (електронних оболонок) у його атомі;
- номер групи, в якій перебуває *s-* чи *p-*елемент, збігається із кількістю електронів на зовнішній оболонці атома¹ й указує на

¹ Для *d-елементів* III—VII груп номери груп збігаються із сумарною кількістю електронів на двох останніх підрівнях (*d-* і *s-*).

максимальне значення валентності елемента (мал. 68).

Існує кілька елементів, максимальні значення валентності яких відрізняються від номерів відповідних груп періодичної системи. Нітроген — елемент V групи, але значення його валентності не перевищує 4. Сталі значення валентності Оксигену (2) і Флуору (1) також не відповідають номерам груп (VI і VII). Причину цього розглянуто в попередньому параграфі.

Зміна радіусів атомів елементів у періодах і групах. Атом у нашій уяві є мікроскопічною кулькою із певним радіусом¹.

Радіус атома — це відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої торкаються орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

Радіуси атомів залежать від зарядів ядер і кількості енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони.

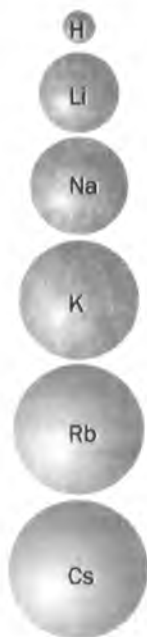
Атоми елементів одного періоду мають однакову кількість енергетичних рівнів, але різні радіуси (мал. 67, 69). Заряди ядер атомів елементів у періоді зростають. *Чим більший заряд ядра, тим ближче до нього перебувають електрони й тим радіус атома менший.* Таку залежність пояснює закон фізики, згідно з яким частинка з більшим зарядом сильніше притягує (або відштовхує) іншу.

Мал. 69.
Атоми
елементів
3-го періоду



Радіуси атомів елементів у періоді зменшуються зліва направо.

¹ Радіуси окремого атома і такого, який міститься в речовині, різні.



Мал. 70.
Атоми
елементів
головної
підгрупи
I групи

► Скориставшись малюнком 69, зіставте радіуси атомів металічних і неметалічних елементів 3-го періоду.

Тепер порівняємо атоми елементів однієї групи (підгрупи). У них зі збільшенням порядкового номера зростає кількість енергетичних рівнів, на яких розміщені електрони. Це приводить до збільшення розмірів атомів (мал. 70). *Чим більше енергетичних рівнів має атом, тим його радіус більший.*

Радіуси атомів елементів у групі (підгрупі) зростають зверху донизу.

Зверніть увагу на заряди ядер атомів Літію, Натрію і Калію. Вони різко зростають: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). Це має посилити притягання електронів до ядра і спричинити зменшення радіусів атомів. Однак зростаючі заряди ядер значною мірою екрануються зарядами електронів внутрішніх оболонок, ніби нейтралізуються ними. А кількість цих електронів від Літію до Калію збільшується майже так само, як і заряди ядер. Тому визначальним чинником, який впливає на радіуси атомів елементів однієї групи (підгрупи), є кількість енергетичних рівнів.

ВИСНОВКИ

Періодичний закон нині формулюють так: властивості хімічних елементів, простих речовин, а також склад і властивості сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.

Фізична суть періодичного закону полягає в тому, що зі зростанням зарядів ядер періодично змінюється електронна будова атомів, що зумовлює періодичну зміну хімічного характеру елементів, їх валентності, властивостей простих речовин і сполук.

За електронною будовою атомів розрізняють *s*-, *p*-, *d*- і *f*-елементи.

Номер періоду, в якому розміщений елемент, вказує на кількість енергетичних рівнів у його атомі, а номер групи — на кількість електронів на зовнішньому рівні й максимальне значення валентності.

Радіуси атомів елементів у періоді зменшуються зліва направо, а в групі (підгрупі) зростають зверху донизу.

?

236. Поступово чи періодично змінюється зі зростанням порядкового номера елемента:
- загальна кількість електронів в атомі;
 - кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні?
237. Яка, на вашу думку, причина того, що відносна атомна маса Телуру більша, ніж Йоду, хоча в атомі Телуру міститься на 1 протон і 1 електрон менше?
238. Випишіть у стовпчик усі символи елементів, що починаються з літери N. Після кожного символу вкажіть назву і тип відповідного елемента (*s*-, *p*-, *d*- чи *f*-елемент).
239. Не складаючи електронних формул, укажіть кількість електронів на останньому енергетичному рівні в атомах Cl, Pb, As, Kr.
240. Яку інформацію про хімічний елемент можна отримати з електронної формули атома?
241. Елементом яких типів належать такі електронні формули атомів: а) $1s^22s^22p^63s^2$; б) $1s^22s^22p^1$; в) $1s^22s^22p^63s^23p^4$?
242. Що таке радіус атома? Від яких чинників залежить його значення?
243. Атом якого елемента в кожній парі має більший радіус: Si — P, F — Br, H — He, Na — Be? Відповіді поясніть.
244. Передбачивши характер зміни радіусів атомів у рядах елементів Be — Mg — Al і Be — B — Al, виберіть правильну відповідь:
- радіус атома Берилію більший, ніж атома Алюмінію;
 - радіус атома Алюмінію більший, ніж атома Берилію;
 - радіуси атомів Берилію та Алюмінію майже однакові.
245. Назвіть елемент, атом якого, на вашу думку, має: а) найменший радіус; б) найбільший радіус. Поясніть ваш вибір.

28

Характеристика елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, що розуміють під характеристикою хімічного елемента;
- скласти характеристику елемента й визначити тип його простої речовини за місцем елемента в періодичній системі та будовою атома.

Усвідомивши суть періодичного закону, знаючи, яку інформацію про елементи містить періодична система, і спираючись на електронну будову атома, ви можете скласти характеристику елемента, визначити тип його простої речовини. Покажемо, як це зробити, і наведемо необхідні роз'яснення.

План характеристики елемента

1. Місце елемента в періодичній системі (номер періоду, номер групи, головна чи побічна підгрупа).

2. Відносна атомна маса.

3. Склад атома, тобто кількість протонів, нейтронів (якщо елемент належить до двадцяти елементів, які мають по одному природному нукліду) й електронів. Імовірність існування природних ізотопів (за відхиленням значення відносної атомної маси від найближчого цілого числа).

4. Електронна будова атома, тобто розміщення електронів на енергетичних рівнях і підрівнях.

5. Тип елемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), його хімічний характер (металічним чи неметалічним є елемент).

6. Максимальне і мінімальне значення валентності (за номером групи періодичної

системи, у якій міститься елемент, і кількістю неспарених електронів в атомі). Можливість перебування атома у збудженому стані.

7. Тип простої речовини, утвореної елементом (метал чи неметал).

ВПРАВА. Скласти характеристику Фосфору за місцем елемента в періодичній системі та будовою атома.

Розв'язання

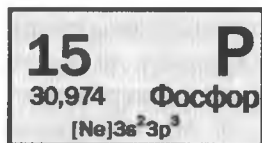
1. Елемент Фосфор міститься в 3-му періоді, у V групі, головній підгрупі. У відповідній клітинці періодичної системи (мал. 71) знаходимо символ елемента — P. Оскільки назви простої речовини у клітинці немає, то вона збігається із назвою елемента — фосфор¹.

2. Відносна атомна маса елемента — 30,974.

3. Порядковий номер елемента (протонне число) — 15. До складу атома Фосфору входять 15 протонів і 15 електронів.

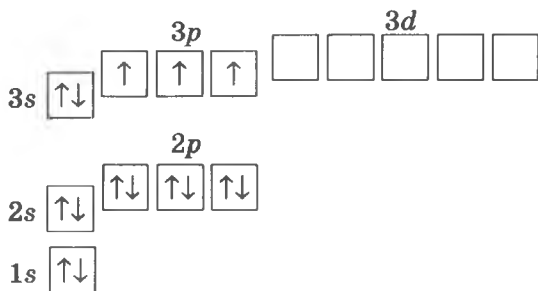
Фосфор перебуває серед тих двадцяти елементів (§ 23), які мають по одному природному нукліді. Нуклонне число для нукліда Фосфору отримуємо, округлюючи значення відносної атомної маси елемента до цілого числа: $30,974 \approx 31$. Позначення нукліда — ^{31}P . Кількість нейтронів у ядрі нукліда дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами: $31 - 15 = 16$.

4. Оскільки Фосфор міститься в 3-му періоді, то електрони в його атомі розміщені на 3-х енергетичних рівнях. Перший і другий рівні заповнені; на них перебуває відповідно 2 і 8 електронів (такою є електронна будова атома елемента № 10 Неону). На третьому, зовнішньому, рівні містяться 5 електронів (їх кількість для елемента головної підгрупи збігається з номером групи): 2 електрони — на 3s-підрівні і 3 — на 3p-підрівні. Електронна формула атома Фосфору — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Її графічний варіант із зображенням не тільки заповнених, а й вакантних орбіталей останнього енергетичного рівня (3d-орбіталей) має такий вигляд:



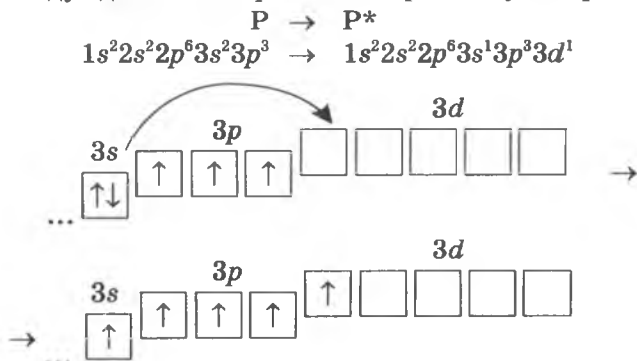
Мал. 71.
Клітинка Фосфору
в періодичній системі

¹ Існує кілька простих речовин цього елемента. Найважливіші серед них — червоний і білий фосфор.



5. Фосфор — p -елемент, оскільки при забудові енергетичних рівнів атома останній електрон надходить у p -орбіталь. Фосфор належить до неметалічних елементів; він перебуває в довгому варіанті періодичної системи праворуч і вище від ламаної лінії.

6. Мінімальне значення валентності Фосфору дорівнює 3 (такою є кількість неспарених електронів в атомі). Існує можливість переходу одного електрона із $3s$ -орбіталі у $3d$ -орбіталь:



Кількість неспарених електронів у збудженому атомі збільшується до п'яти. Тому максимальне значення валентності Фосфору дорівнює 5.

7. Оскільки Фосфор — неметалічний елемент, то його проста речовина є неметалом.

Характеристика Гідрогену. Елемент № 1 — єдиний, який розміщують у двох клітинках періодичної системи. Його можна знайти в головних підгрупах I та VII груп.

Кожний варіант розміщення Гідрогену має свої підстави.

Гідроген схожий на елементи головної підгрупи I групи — лужні елементи. Він є одновалентним, його атом містить на останньому

(єдиному) енергетичному рівні один електрон.

Гідроген подібний і до елементів головної підгрупи VII групи — галогенів. Це — неметалічний елемент. Постійне значення його валентності збігається з мінімальним значенням валентності галогенів. Проста речовина Гідрогену — газ водень H_2 — за своїми властивостями має багато спільного із фтором F_2 і хлором Cl_2 .

Якому ж варіанту розміщення Гідрогену в періодичній системі слід надати перевагу? Одностайної думки немає. Тому цей елемент можна виявити і в I, і в VII групі.

При складанні характеристики елемента Гідрогену слід враховувати обидва варіанти його розміщення в періодичній системі.

ВИСНОВКИ

Хімічний елемент характеризують, вказуючи його місце в періодичній системі, відносну атомну масу, склад і електронну будову атома, хімічний характер, тип (за електронною будовою), значення валентності (з урахуванням можливості перебування атома у збудженому стані), а також тип простої речовини.



246. Охарактеризуйте Літій і Сульфур за планом, наведеним у параграфі. Зважте на те, що атом Сульфуру може перебувати у двох збуджених станах.
247. Назвіть кілька елементів, які мають значення валентності 7.
248. Для яких елементів максимальні значення валентності не збігаються з номерами груп, де вони розміщені?
249. У чому схожі водень і хлор? Чим відрізняється водень від натрію?

29

Періодична система, хімічний характер елементів і властивості простих речовин

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, як змінюється характер елементів у періодах і групах;
- передбачати хімічні властивості простих речовин та їх активність з урахуванням розміщення елементів у періодичній системі.

Ви знаєте, що існують металічні та неметалічні елементи. Перші містяться в періодичній системі на початку кожного періоду і в середині великих періодів. Їхні атоми мають на зовнішньому енергетичному рівні, як правило, від одного до трьох електронів. Неметалічні елементи завершують періоди. Зовнішніх електронів у їхніх атомах більше — від 4 до 8:

Групи	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Період								
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^23p^1$	Si $3s^23p^2$	P $3s^23p^3$	S $3s^23p^4$	Cl $3s^23p^5$	Ar $3s^23p^6$
	Металічні елементи			Неметалічні елементи				

Металічні елементи утворюють прості речовини метали, а неметалічні — прості речовини неметали. *Хімічний характер елемента визначають передусім за хімічними властивостями його простої речовини, тобто враховують, чи вступає вона в реакції, характерні для металів або неметалів, а якщо вступає, то наскільки активно.*

Хімічна активність металів — простих речовин елементів одного періоду. З'ясуємо, як змінюється активність простих речовин металічних елементів 3-го періоду в реакціях з водою і хлоридною кислотою.

Вам добре відомо, що натрій бурхливо взаємодіє з водою за звичайних умов. Магній вступає в аналогічну реакцію тільки при нагріванні (мал. 72), а алюміній навіть у киплячій воді залишається незмінним¹. Отже, хімічна активність металів щодо води зростає у ряду алюміній — магній — натрій.

Мал. 72.
Відношення магнію до води:
а — холодної;
б — гарячої.
Утворення магній гідроксиду виявляє фенолфталеїн



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД № 13

Порівняння хімічної активності магнію й алюмінію в реакції з кислотою

Помістіть в одну пробірку трохи магнієвої стружки, а в іншу — алюмінієвої (замість неї можна взяти алюмінієву фольгу). Налийте в обидві пробірки по 1—2 мл розбавленої хлоридної кислоти. Що спостерігаєте?

Якщо в одній із пробірок реакція не відбувається, нагрійте її вміст, але не до кипіння.

За інтенсивністю виділення газу (якого?) й умовами перебігу реакцій зробіть висновок про те, який метал активніший — магній чи алюміній. Зіставте розміщення відповідних металічних елементів у періодичній системі.

Складіть рівняння реакцій.

¹ Алюміній починає взаємодіяти з водою при потраплянні на нього ртуті.

Хімічна активність металів — простих речовин елементів головної підгрупи. Звернемо увагу на реакції з водою простих речовин елементів головної підгрупи II групи.

Переконалися в різній активності магнію і кальцію можна, здійснивши такий експеримент. У дві пробірки наливають трохи води і додають по 1—2 краплі розчину фенолфталеїну. В одну пробірку вносять невеликий шматочок кальцію, а в іншу — магнієву стружку. З водою реагуватиме тільки кальцій. Якщо пробірку з магнієм і водою нагріти, то і в ній розпочнеться реакція.

► Зіставте хімічну активність магнію і кальцію з розміщенням відповідних елементів у періодичній системі. Складіть рівняння реакцій магнію і кальцію з водою.

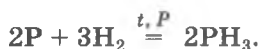
Дослідивши інші реакції металів (наприклад, із неметалами, солями), можна виявити таку закономірність:

металічний характер елементів і хімічна активність металів посилюються в періодах справа наліво, а в головних підгрупах — згори донизу.

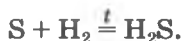
Аналізуючи цю закономірність, доходимо висновку: *типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті довгого варіанта періодичної системи.* Це — Францій, Цезій, Радій.

Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів одного періоду. Порівняємо особливості перебігу реакцій простих речовин неметалічних елементів 3-го періоду з воднем.

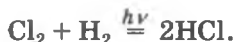
Силіцій не реагує з воднем, а фосфор вступає з ним у реакцію при температурі понад 300 °С і підвищеному тиску:



Сірка починає взаємодіяти з воднем при температурі 200 °С:



Суміш хлору з воднем при освітленні вибухає (у темряві реакція не відбувається):



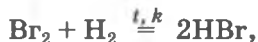
Ці та інші факти свідчать про те, що активність неметалів у ряду силіцій — фосфор — сірка — хлор зростає.

Аналогічну зміну хімічної активності спостерігаємо для неметалів, утворених елементами 2-го періоду. Азот реагує з воднем при нагріванні й за наявності каталізатора (продукт реакції — аміак NH_3). Суміші кисню і водню, фтору і водню вибухають: перша — при підпалюванні, а друга — за звичайних умов і навіть у темряві.

► Складіть рівняння відповідних реакцій.

Хімічна активність неметалів — простих речовин елементів головної підгрупи. Зіставимо перебіг реакцій із воднем галогенів — простих речовин елементів головної підгрупи VII групи.

Про реакції фтору і хлору з воднем ішлося вище; фтор виявляє більшу активність, ніж хлор. Бром взаємодіє з воднем лише при нагріванні й за наявності каталізатора



а реакція йоду з воднем не відбувається повністю за будь-яких умов:



Отже, хімічна активність простих речовин зростає в ряду йод — бром — хлор — фтор.

Неметалічний характер елементів і хімічна активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

Типові неметалічні елементи перебувають у правому верхньому куті довгого варіанта періодичної системи. Це — Флуор, Хлор, Оксиген. Матеріал параграфа підсумовує схема 17.

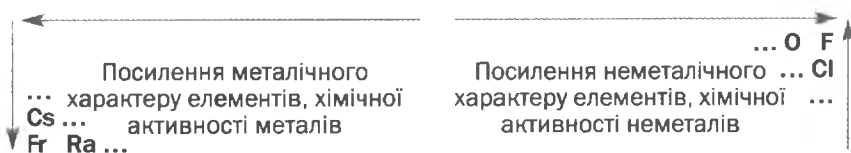


Схема 17.

Зміна хімічного характеру елементів і активності простих речовин у періодичній системі (довгий варіант)

ВИСНОВКИ

Хімічний характер елемента зумовлений хімічними властивостями його простої речовини.

Металічний характер елементів і активність металів посилюються в періодах справа наліво, а в головних підгрупах — згори донизу.

Неметалічний характер елементів і активність неметалів посилюються в періодах зліва направо, а в головних підгрупах — знизу догори.

Типові металічні елементи перебувають у лівому нижньому куті довгого варіанта періодичної системи, а типові неметалічні елементи — у правому верхньому куті.

?

250. У чому виявляється хімічний характер металічних елементів, неметалічних елементів?
251. Який елемент 3-го періоду утворює найактивніший метал, а який — найактивніший неметал? Назвіть порядкові номери цих елементів і номери груп, у яких вони розміщені.
252. Яка проста речовина має бути активнішою в хімічних реакціях: літій чи натрій, калій чи кальцій, сірка чи селен, телур чи йод?
253. Назвіть елементи, які завершують періоди. До якого типу елементів вони належать і які прості речовини утворюють? Що ви знаєте про хімічну активність цих речовин?

30

Періодична система і хімічні властивості сполук

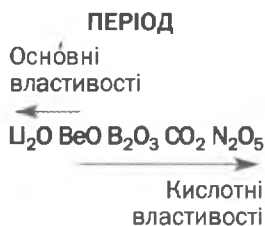
Матеріал параграфу допоможе вам:

- передбачати хімічні властивості вищих оксидів і гідроксидів за розміщенням елементів у періодичній системі;
- дізнатися, як змінюється характер вищих оксидів елементів у періодах і групах;
- з'ясувати хімічні властивості найважливіших сполук елементів з Гідрогеном.

Оксиди. Найхарактернішими для елементів є *вищі оксиди*. У такому оксиді елемент виявляє максимально можливе для нього значення валентності. Воно збігається з номером групи періодичної системи, де розміщений елемент.

Простежимо, як змінюються властивості вищих оксидів залежно від розміщення елементів у періодичній системі.

Розглянемо вищі оксиди елементів 2-го періоду (табл. 5). Перший елемент цього періоду — металічний Літій. Він утворює основний оксид Li_2O . Другим є Берилій, теж металічний елемент. Його оксид BeO — амфотерний. Інші елементи цього періоду належать до неметалічних елементів. Бор, Карбон і Нітроген утворюють кислотні оксиди — B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 . У перших двох сполук кислотні властивості виражені слабо, а у третьої — повною мірою. Оксиду Оксигену, зрозуміло, не існує.



У періодах кислотні властивості вищих оксидів посилюються зліва направо, а основні властивості — у протилежному напрямі.

Вищі оксиди елементів 2-го періоду

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксиду	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—*	—
Тип оксиду	Оснóвний	Амфо-терний	Кислотний			—		

* Сполука OF₂ до оксидів не належить; її назва — оксиген фторид.

- Напишіть формули вищих оксидів елементів 3-го періоду і зіставте оснóвні й кислотні властивості цих сполук. Чи підтверджується щойно зроблений висновок (с. 179)?

Властивості вищих оксидів у головних підгрупах кожної групи елементів теж змінюються поступово. Для прикладу візьмемо оксиди елементів III групи (табл. 6).

Таблиця 6

Вищі оксиди елементів головної підгрупи III групи

Елемент	Формула оксиду	Тип оксиду
B	B ₂ O ₃	Кислотний
Al	Al ₂ O ₃	Амфотерний
Ga	Ga ₂ O ₃	
In	In ₂ O ₃	
Tl	Tl ₂ O ₃	Оснóвний

У головних підгрупах оснóвні властивості вищих оксидів посилюються згори донизу, а кислотні властивості — навпаки.

- Зіставте оснóвні та кислотні властивості вищих оксидів елементів головної підгрупи II групи. Чи підтверджується щойно зроблений висновок?

Гідроксиди. Гідроксид, або гідрат оксиду, — це сполука оксиду з водою. Про відповідність

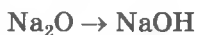
ГОЛОВНА ПІДГРУПА

Оснóвні властивості

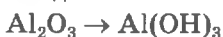


Кислотні властивості

властивостей оксидів і гідроксидів ішлося раніше (с. 35, 41—42, 83). Якщо гідроксид походить від оснóвного оксиду, то він є основою, якщо від амфотерного оксиду — амфотерним гідроксидом, а якщо від кислотного — оксигеновмісною кислотою:



оснóвний оснóвна
оксид



амфотерний амфотерний
оксид гідроксид



кислотний кислота
оксид

Звідси випливає такий висновок: зміни оснóвних і кислотних властивостей гідратів оксидів у періодах і групах (головних підгрупах) мають бути такими самими, що й для оксидів.

У періодах кислотні властивості гідроксидів посилюються зліва направо, а оснóвні властивості — у протилежному напрямі.

У головних підгрупах оснóвні властивості гідроксидів посилюються згори донизу, а кислотні властивості — у протилежному напрямі.

Проілюструємо ці висновки даними про хімічний характер гідратів вищих оксидів елементів 2-го і 3-го періодів (табл. 7).

Сполуки елементів з Гідрогеном. Вам відомо лише кілька таких сполук, зокрема хлороводень HCl , сірководень H_2S . Однак вони існують для більшості елементів. Їхні будова і властивості неоднакові, вони змінюються в періодах і групах, але не так просто й наочно, як властивості оксидів чи гідроксидів.

Розглянемо сполуки елементів 3-го періоду з Гідрогеном (табл. 8).

Гідроксиди елементів 2-го і 3-го періодів

Періоди	Групи						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH луг	Be(OH) ₂ амф. гідроксид	H ₃ BO ₃ кислота *	H ₂ CO ₃ кислота *	HNO ₃ кислота ***	—	—
3	NaOH луг	Mg(OH) ₂ основа	Al(OH) ₃ амф. гідроксид	H ₂ SiO ₃ кислота *	H ₃ PO ₄ кислота **	H ₂ SO ₄ кислота ***	HClO ₄ кислота ***

Примітка. Однією зірочкою позначено слабкі кислоти, двома — кислотою середньої сили, трьома — сильні кислоти.

Сполуки елементів 3-го періоду з Гідрогеном

Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Формула сполуки	NaN	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Будова	Йонна		Атомна	Молекулярна				—
Агрегатний стан за звичайних умов	Твердий			Газуватий				—

Перший елемент у цьому періоді — Натрій. Він утворює сполуку NaN (натрій гідрид), яка складається з йонів Na⁺ і H⁻. За будовою, деякими властивостями і навіть зовнішнім виглядом (біла кристалічна речовина) натрій гідрид нагадує солі, зокрема натрій хлорид NaCl. Сполука Магнію, наступного елемента в періоді, має формулу MgH₂. Це також йонна речовина, яка подібна до солей. Сполука Алюмінію з Гідрогеном AlH₃ має атомну будову і від солей відрізняється.

Силіцій і Фосфор перебувають у середині періоду. Силан SiH₄ і фосфін PH₃ — гази, які

майже не розчиняються у воді й не реагують із нею. Ці речовини складаються з молекул.

Далі в періоді розміщені Сульфур і Хлор. Їхні сполуки з Гідрогеном — сірководень H_2S і хлороводень HCl — є молекулярними речовинами. Це — гази, які розчиняються у воді; їхні розчини поведуться як кислоти.

Будова і властивості більшості сполук елементів 2-го періоду з Гідрогеном такі самі, що й сполук елементів 3-го періоду. Наведемо кілька прикладів. Літій гідрид LiH — йонна кристалічна речовина, що нагадує сіль (як і NaH). Метан CH_4 — газоподібна молекулярна сполука, не розчиняється у воді (як і SiH_4). Фтороводень HF — газ, який складається з молекул. Його водний розчин виявляє кислотні властивості; це — фторидна кислота. Як бачимо, фтороводень подібний до хлороводню HCl .

Проте дві сполуки елементів 2-го періоду з Гідрогеном — аміак NH_3 і вода H_2O — відрізняються від фосфіну PH_3 і сірководню H_2S відповідно. Аміак хоч і є газом, але його розчин нагадує дуже розбавлений розчин лугу. А вода — сполука нейтрального характеру.

Цікаво знати
Рідкий аміак
($t_{\text{кип.}} = -33^\circ C$)
реагує
з лужними
металами
подібно
до кислот (із
виділенням
водню).

ВИСНОВКИ

Існує зв'язок між хімічними властивостями вищих оксидів, відповідних гідроксидів і розміщенням елементів у періодичній системі.

Оснóвні властивості вищих оксидів і гідроксидів посилюються в періодах справа наліво, у головних підгрупах — згори донизу, а кислотні властивості — у протилежних напрямках.

Сполуки типових металічних елементів з Гідрогеном мають йонну будову і нагадують солі. Сполуки типових неметалічних елементів з Гідрогеном складаються з молекул. Їхні водні розчини є кислотами.

?

254. Чи містить періодична система інформацію про оксиди? Якщо так, то яку саме і який її варіант — довгий чи короткий?
255. Напишіть хімічні рівняння, які підтверджують амфотерність:
а) берилій оксиду; б) хром(III) гідроксиду.
256. У якій зі сполук основні (кислотні) властивості мають бути виражені яскравіше: а) Li_2O чи Na_2O ; б) SiO_2 чи P_2O_5 ; в) KOH чи $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) H_2TeO_4 чи H_2SeO_4 ?
257. Які оксид, основа і кислота мають найбільші масові частки Оксигену серед сполук свого класу? Обчисліть їхні значення.
258. Який об'єм займають за нормальних умов такі оксиди: сірчистий газ масою 4 г, вода масою 36 г?
259. Поясніть наявність пропусків у рядку періодичної системи, назва якого — «Леткі сполуки з Гідрогеном».
260. Запишіть формули сполук Кальцію з Гідрогеном і Арсену з Гідрогеном. Яку будову повинна мати кожна сполука — молекулярну, йонну? Спрогнозуйте деякі фізичні властивості цих сполук.
261. Масова частка Гідрогену в сполуці з іншим елементом становить 10 %. Визначте елемент і обчисліть масову частку Оксигену в оксиді цього елемента.

31

Значення періодичного закону. Життя та діяльність Д. І. Менделєєва

Матеріал параграфу допоможе вам:

- усвідомити значення періодичного закону;
- дізнатися про життєвий шлях видатного вченого Д. І. Менделєєва.

Значення періодичного закону. Сучасну хімію неможливо уявити без періодичного закону і періодичної системи елементів. Періодичний закон, або закон періодичності, акумулює найважливіші знання про хімічні елементи, утворені ними прості речовини і сполуки.

Він дає змогу пояснити багато хімічних фактів, допомагає усвідомити та обґрунтувати різні закономірності у світі хімічних елементів, речовин та їхніх перетворень, передбачити можливості добування невідомих сполук.

Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону спонукало до пошуків причин періодичності серед елементів, простих речовин і однотипних сполук. Учені сконцентрували свої зусилля на дослідженні атомів, їх природи. Виявлення на рубежі XIX—XX ст. складної будови атома, а пізніше — і атомного ядра привело до розкриття фізичної суті періодичного закону. Менделєєв писав, що «періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудову й розвиток обіцяє».

Значення періодичного закону для хімічної науки величезне. Його успішно використовують і в інших науках; цей закон допомагає досягнути наукову картину матеріального світу. Вчені-біологи довели, що подібні елементи та їхні сполуки можуть виконувати схожі функції в організмі, іноді — замінювати одне одного. На підставі хімічного аналізу гірських порід, мінералів, руд геологи виявили, що подібні елементи часто трапляються в природі разом. Досліджуючи сполуки аналогічного складу, фізики встановили подібність їх будови і фізичних властивостей.

Цікаво знати
Існує кілька сотень варіантів і різновидів періодичної системи хімічних елементів.

Періодичний закон і періодична система становлять основу неорганічної хімії. Учніам і студентам не варто запам'ятовувати склад і хімічні властивості великої кількості речовин. Це й неможливо зробити. Потрібно навчитися виділяти, розуміти і передбачати головне про елементи і речовини, використовуючи періодичний закон і періодичну систему.

Життя і діяльність Д. І. Менделєєва. Дмитро Іванович Менделєєв народився в сибірському місті Тобольськ у 1834 р. Його батько був учителем, згодом — директором місцевої гім-

назії. Дмитро, навчаючись у цій гімназії, найбільше цікавився математикою і фізикою.



Мал. 73.
Менделєєв-
студент

У 1850 р. Д. І. Менделєєв вступив на фізико-математичний факультет Санкт-Петербурзького головного педагогічного інституту (мал. 73). Тут він захопився хімією. У 1855 р. Менделєєв закінчив інститут із золотою медаллю і був направлений на роботу вчителем гімназії до Сімферополя. Через Кримську війну він переїхав до Одеси, учителював у Рішельєвській гімназії, а потім повернувся до Петербурга, де захистив магістерську дисертацію. У 1857 р.

Менделєєву присуджують звання доцента; він читає лекції в Петербурзькому університеті.

У 1859—1861 рр. Менделєєв перебував у відрядженні в Гейдельберзькому університеті (Німеччина), де досліджував фізичні властивості газів і рідин. Він встановив, що існує температура, вище якої речовина не може перебувати в рідкому стані навіть за високого тиску (так звана критична температура кипіння). Учений вивів рівняння стану ідеального газу, яке нині називають рівнянням Менделєєва — Клапейрона. У 1860 р. Менделєєв узяв участь у I Міжнародному з'їзді хіміків у Карлсруе.

Повернувшись у 1861 р. до Петербурга, учений працював в університеті, написав підручник «Органічна хімія», розробив хімічну теорію розчинів. У 1865 р. Менделєєв захистив докторську дисертацію, а в 1868 р. став професором Санкт-Петербурзького університету. Учений ініціював створення Російського фізико-хімічного товариства (воно існує й донині і носить ім'я Менделєєва). У нього було багато учнів — молодих хіміків.

У 1869 р. у віці 35 років Д. І. Менделєєв відкрив періодичний закон. Періодичну систему він включив до свого знаменитого



Мал. 74.
Обкладинка
підручника
Д. І. Менделєєва
«Основы хімії»

підручника «Основы хімії» (мал. 74), у якому виклав найважливіші хімічні знання на основі періодичного закону. Менделєєв перетворив сукупність хімічних елементів на струнку систему. Із того часу наука хімія набула цілості й логічної досконалості. «Основы хімії» було видано у Росії за життя вченого 8 разів, а також у багатьох інших країнах. Автор постійно доповнював і вдосконалював свій підручник.

Менделєєв мав широке коло наукових інтересів у різних галузях природознавства і промисловості. Він висунув теорію мінерального (неорганічного) походження нафти, запропонував промисловий спосіб її переробки, транспортування нафти трубопроводом, винайшов спосіб виготовлення бездимного пороху. Видатний учений також досліджував зміну тиску в атмосфері з висотою, вдосконалював техніку різноманітних вимірювань, підвищував точність зважувань, змінюючи конструкції терезів. Він організував Головну палату мір і ваг. Д. І. Менделєєв постійно надавав корисні рекомендації щодо видобування нафти, вирощування зернових культур, створив програму розвитку промисловості Росії, розробляв ідеї розвитку різних галузей господарства, наполягав на ретельному вивченні природних ресурсів.

Учений підтримував тісні зв'язки з Україною, хіміками Київського та Харківського університетів, був обраний почесним членом рад Київського, Харківського й Одеського університетів. У 1898 р. Менделєєв узяв участь у створенні Київського політехнічного інституту. Він вивчав роботу вуглевидобувної промисловості в Донбасі, запропонував ідею підземного перетворення вугілля на газоподібне паливо. Серед його друзів були відомі українські художники. Менделєєв трохи знав українську мову.

Цікаво знати
Російський поет О. Блок писав про Менделєєва: «...Він давно все знає... Його знання найбільш повне. Воно походить від геніальності...».

Д. І. Менделєєв був найосвіченішою, висококультурною людиною. Його обрали своїм почесним членом понад 70 академій наук і наукових товариств різних країн. Вченому присвоїли звання професора Оксфордський, Кембриджський та кілька інших найпрестижніших університетів світу (мал. 75). Повне зібрання наукових праць Менделєєва налічує 25 великих томів.

Наприкінці життя Менделєєв писав: «...періодичний закон, дослідження пружності газів, розуміння розчинів як асоціацій, “Основи хімії”. Тут усе моє багатство. Воно не відняте в когось, а створене мною, це мої діти...» (мал. 76).



Мал. 75.
Д. І. Менделєєв у мантії професора Единбурзького університету (Англія). Із картини художника І. Рєпіна



Мал. 76.
Менделєєв в останні роки життя

Помер Менделєєв у 1907 р.

На честь видатного вченого, визнаючи його заслуги перед світовою наукою, було вирішено дати відкритому американськими вченими в 1955 р. хімічному елементу № 101 назву *Менделєвій*.

Періодичний закон — основний закон хімії. Він встановлює зв'язок між усіма хімічними елементами, дає змогу передбачити їх характер, властивості простих речовин і сполук.

Періодичний закон використовують фізики, біологи, геологи, учені інших спеціальностей.

Вивчати хімію, не спираючись на періодичний закон і періодичну систему елементів, неможливо.

Дмитро Іванович Менделєєв, відкривши періодичний закон і створивши періодичну систему елементів, став одним із видатних хіміків. Він багато зробив для розвитку хімічної науки, промисловості, освіти, підтримував тісні зв'язки з Україною.



262. Чому періодичний закон сприяв відкриттю нових хімічних елементів?
263. Які можливі причини знаходження подібних елементів в одному мінералі?
264. Чому хіміку Менделєєву вдалося зробити багато корисного для різних галузей промисловості, висунути ідеї раціонального освоєння природних ресурсів?
265. Дізнайтеся з літератури, сайтів Інтернету про те, які вищі навчальні заклади, науково-дослідні інститути названі іменем Менделєєва, які поштові марки і монети випущено на честь ученого, відкритого ним періодичного закону та створеної періодичної системи. Розкажіть про результати свого пошуку на уроці хімії.

4 розділ

Хімічний зв'язок і будова речовини

Атоми майже всіх елементів не можуть довго існувати поодиноці. Вони сполучаються з такими самими або іншими атомами. Багато атомів металічного елемента, сполучаючись разом, утворюють метал. Алмаз, графіт, червоний фосфор містять з'єднані між собою атоми неметалічних елементів. Два атоми Оксигену сполучаються в молекулу O_2 ; із таких молекул складається газ кисень. Вода містить молекули H_2O , утворені двома атомами Гідрогену й одним атомом Оксигену. Натрій хлорид $NaCl$ складається не з молекул, а з великої кількості йонів Na^+ та Cl^- .

Сполучення будь-яких частинок відбувається з виділенням енергії.

Взаємодію між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом, називають *хімічним зв'язком*.

Чому і як сполучаються атоми? Чим зумовлене перетворення електронейтральних атомів на заряджені частинки — йони? Як залежать фізичні властивості речовин від їхньої будови? Відповіді на ці та інші запитання ви знайдете в матеріалі цього розділу. Дізнаєтесь і про те, що при утворенні хімічного зв'язку електронні оболонки атомів зазнають певних змін.

32

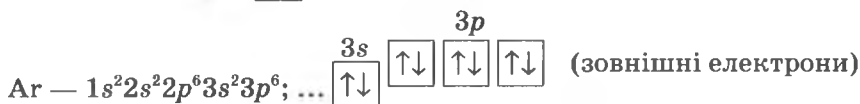
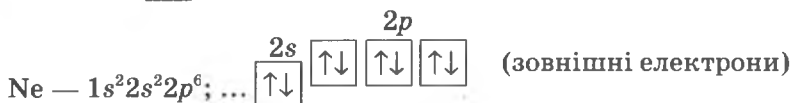
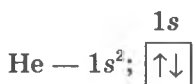
Стійкість електронних оболонок. Перетворення атомів на йони

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, які електронні оболонки атомів і йонів є найстійкішими;
- визначати електронну будову простих катіонів і аніонів;
- з'ясувати, чим йони відрізняються від атомів.

Електронна будова атомів інертних елементів. Серед усіх простих речовин лише інертні гази — гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон — складаються з окремих атомів. Протягом тривалого часу вченим не вдавалося здійснити хімічні реакції за участю інертних газів; їхні атоми «не бажали» сполучатися з атомами інших елементів¹. Причина хімічної пасивності цих речовин стала зрозумілою після відкриття будови атомів.

Електронна будова атомів перших трьох інертних елементів є такою:



Два електрони в атомі Гелію заповнюють перший енергетичний рівень. Електронна оболонка атома Неону складається із двох заповнених рівнів: перший містить 2 електрони, а

¹ Порівняно недавно було добуто деякі сполуки Криптону, Ксенону й Радону із Флуором і Оксигеном.

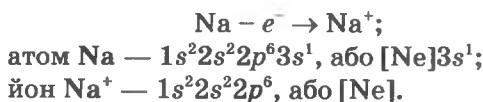
другий — 8. В атомі Аргону, крім цих рівнів, є третій, незавершений. На ньому розміщуються 8 електронів, які заповнюють 3s- та 3p-підрівні.

Атоми Криптону, Ксенону і Радону теж мають на останньому (незавершеному) енергетичному рівні по 8 електронів (серед них — два s-електрони та шість p-електронів).

Узявши до уваги хімічну пасивність інертних газів і будову атомів відповідних елементів, доходимо такого висновку: *зовнішня 8-електронна оболонка є для атома вигідною і стійкою*¹. Її часто називають *електронним октетом*².

Утворення позитивно заряджених йонів. Натрій (елемент № 11) розміщений у періодичній системі за інертним елементом Неоном. Електронна формула атома Натрію — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. На останньому енергетичному рівні в атомі міститься лише один електрон, а на передостанньому — октет електронів ($2s^2 2p^6$). Не дивно, що атом Натрію легко втрачає 3s-електрон. Яка ж частинка утворюється при цьому? Ядро атома залишається незмінним (а отже, і сам елемент). У ньому міститься 11 протонів (заряд ядра дорівнює +11), а електронів стає на один менше, тобто 10 (їхній сумарний заряд дорівнює -10). Електронейтральний атом перетворюється на частинку, яка має заряд: $+11 - 10 = +1$. Це — йон Натрію Na^+ . Його електронна будова така сама, що й атома інертного елемента Неону; йон Натрію є стійкою частинкою із зовнішнім електронним октетом.

Запишемо схему перетворення атома Натрію на йон і електронні формули цих частинок:



¹ Стійкість атома Гелію забезпечує єдина, заповнена двома електронами, 1s-орбіталь.

² Слово походить від латинського octo — вісім.

Електронний октет міг би утворитися інакше — в результаті приєднання до єдиного зовнішнього електрона атома Натрію ще семи. Однак цього не відбувається. Очевидно, атому легше віддати один електрон, ніж приєднати сім.

Ви знаєте, що позитивно заряджені йони називають катіонами. У кожному катіоні міститься більше протонів, ніж електронів.

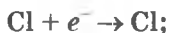
Катіони Na^+ входять до складу майже всіх сполук Натрію, серед яких — оксид Na_2O , гідроксид NaOH , різні солі.

- Напишіть схему перетворення атома Магнію на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

Атоми металічних елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні невелику кількість електронів (як правило, від одного до трьох) і здатні віддавати їх, перетворюючись на катіони.

Утворення негативно заряджених йонів. В атомі елемента № 17 Хлору на зовнішньому енергетичному рівні розміщено 7 електронів ($3s^23p^5$). Цей атом здатний приєднати один електрон (який може віддати йому, наприклад, атом Натрію) і перетворитися на йон Cl^- . Електронна будова йона Хлору така сама, що й атома інертного елемента Аргону.

Схема перетворення атома Хлору на йон та електронні формули цих частинок такі:



атом Cl — $1s^22s^22p^63s^23p^5$, або $[\text{Ne}]3s^23p^5$;

йон Cl^- — $1s^22s^22p^63s^23p^6$, або $[\text{Ar}]$.

Негативно заряджені йони називають аніонами. До складу кожного аніона входить більше електронів, ніж протонів.

Аніони Cl^- містяться в солях хлоридної кислоти — натрій хлориді NaCl , кальцій хлориді CaCl_2 та ін.

- Напишіть схему перетворення атома Оксигену на відповідний йон і наведіть електронні формули обох частинок.

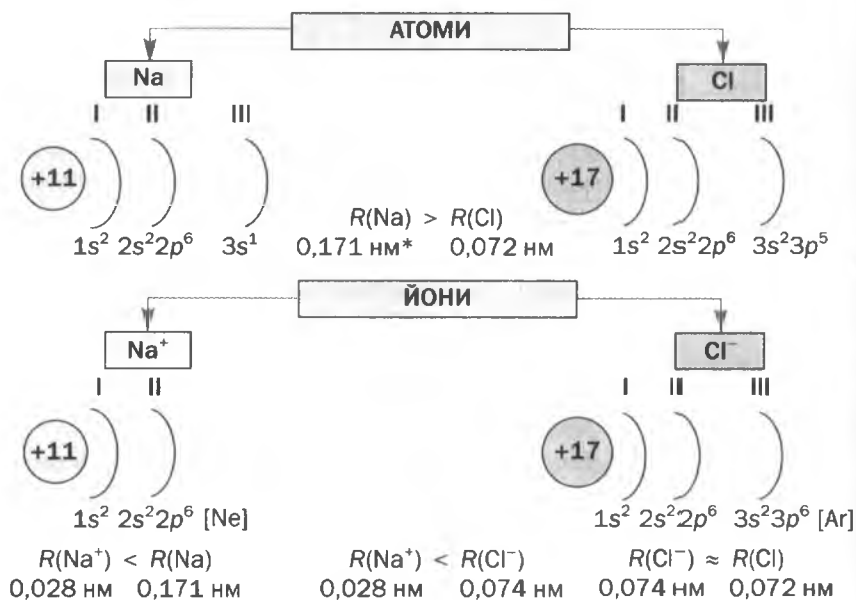
Атоми неметалічних елементів (крім інертних) мають на зовнішньому енергетичному рівні від чотирьох до семи електронів і здатні приєднувати додаткові електрони, перетворюючись на аніони.

Більшість простих (одноатомних) йонів містять на зовнішньому енергетичному рівні октет електронів.

Відмінності йонів від атомів. Катіон і атом Натрію мають однакові заряди ядер (+11), аніон і атом Хлору — теж (+17). Однак склад електронних оболонок, розміри (радіуси), властивості простого йона і атома кожного елемента різні. Крім того, йони — заряджені частинки, а атоми — електронейтральні.

Електронну будову атомів Na і Cl, йонів Na⁺ і Cl⁻, а також радіуси цих частинок наведено на схемі 18.

Схема 18.
Характеристики атомів і йонів Натрію та Хлору



* 1 нм (нанометр) становить 10^{-9} м.

Зіставивши радіуси атомів і йонів, катіонів і аніонів, можна виявити такі закономірності:

- радіуси катіонів менші, ніж відповідних атомів;
- радіуси аніонів і відповідних атомів майже однакові;
- радіуси більшості аніонів перевищують радіуси катіонів.

Порівнюємо деякі властивості катіона і атома Гідрогену. Йони H^+ містяться у водному розчині будь-якої кислоти і надають йому кислого смаку. Атоми H такої властивості не мають. На відміну від йонів вони легко сполучаються одне з одним у молекули H_2 , з яких складається проста речовина — водень.

ВИСНОВКИ

Найстійкіша зовнішня електронна оболонка атома чи простого йона містить вісім електронів.

Атоми металічних елементів здатні віддавати електрони зовнішньої оболонки й перетворюватися на катіони, а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на аніони.

Катіони мають менші радіуси, ніж відповідні атоми. Аніони за своїми радіусами майже не відрізняються від атомів.



266. Що спільного в електронній будові атомів інертних елементів?
267. Яка частинка містить більше електронів: а) атом чи відповідний катіон; б) атом чи відповідний аніон?
268. Які з елементів — Rb , Mg , Ar , S , N , Al — здатні утворювати катіони, а які — аніони? Визначте заряд йона кожного елемента і напишіть формули цих частинок.
269. Складіть електронні формули йонів Be^{2+} , P^{3-} , F^- і K^+ .

270. Назвіть три катіони і два аніони, які мають таку саму електронну оболонку, що і йон F^- .
271. Який атом має таку саму електронну будову, що і йон Алюмінію? Напишіть електронну формулу частинки та зобразіть її графічний варіант.
272. В атомі якого елемента міститься на 2 електрони менше, ніж у йоні Магнію?
273. Складіть електронну формулу частинки, яка має 16 протонів і 18 електронів. Назвіть цю частинку.
274. Гідроген — єдиний елемент, для якого відомі і катіон, і аніон. Напишіть хімічні формули цих йонів і схеми їх утворення з атома. Яка частинка має найменший радіус — катіон, аніон чи атом Гідрогену? Чому?
275. Укажіть частинку із найбільшим і найменшим радіусом: атом Ag , йони K^+ , Ca^{2+} , Cl^- . Відповідь обґрунтуйте.

33

Йонний зв'язок. Йонні сполуки

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати, як сполучаються йони один з одним;
- зрозуміти будову йонних речовин;
- пояснювати фізичні властивості сполук, які складаються з йонів.

Йонний зв'язок. Йонні сполуки. Багато речовин складається з йонів. Позитивно заряджені йони в результаті дії електростатичних сил сполучаються з негативно зарядженими.

Взаємодію між протилежно зарядженими йонами в речовині називають *йонним зв'язком*.

Катіон і аніон притягуються один до одного тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту — чим менші їхні радіуси.

Про це свідчить один із законів фізики, який ви будете вивчати в 9 класі.

Сполуки, що складаються з йонів, називають *йонними сполуками*.

До йонних сполук належать основні й амфотерні оксиди, луги, солі. Усі ці речовини містять катіони металічних елементів (наприклад, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}). Аніонами в йонних оксидах є йони O^{2-} , в лугах — OH^- , а в солях — йони кислотних залишків (Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} та ін.).

Зауважимо, що з йонів складаються деякі інші бінарні сполуки, утворені типовими металічними елементами, наприклад Li_3N , Mg_3P_2 , NaN . Водночас жодна сполука двох неметалічних елементів, наприклад хлороводень HCl , вуглекислий газ CO_2 , йонів не містить.

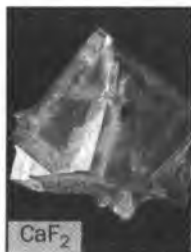
Ви вже навчилися складати формули йонних сполук — оксидів металічних елементів, основ, солей. Нагадаємо, що для цього потрібно знати склад і заряди відповідних катіона й аніона. Пам'ятайте: *в йонній сполуці сума зарядів усіх катіонів і аніонів дорівнює нулю*.

► Складіть формулу ферум(III) сульфату.

Формула йонної сполуки вказує на співвідношення в ній катіонів і аніонів.

Будова йонних сполук. Усі йонні сполуки за звичайних умов є, як правило, *кристалічними* речовинами. Аналогічну будову мають багато молекулярних і атомних речовин, а також метали.

Із курсу хімії 7 класу вам відомо, що кристал — природне тверде тіло, яке має плоскі грані (поверхні) та прямі ребра (стики поверхонь). Така форма тіла є результатом чіткої послідовності в розміщенні атомів, молекул або йонів у речовині.



Мал. 77.
Природні
кристали

Кристали кожної речовини мають характерну форму (мал. 77). Якщо подивитися на кухонну сіль крізь збільшувальне скло, то побачимо багато безбарвних прозорих кубиків.

Крім кристалічних, існують аморфні тверді речовини. До них, зокрема, належить скло. Воно складається з катіонів Na^+ , Ca^{2+} і аніонів різних силікатних кислот. Навіть у виготовленому скляному кубіку або предметі іншої правильної форми відсутній порядок у розміщенні йонів. Якщо скляний предмет розбити, то осколки матимуть довільну несиметричну форму; їх поверхні не будуть плоскими, а ребра — прямими.

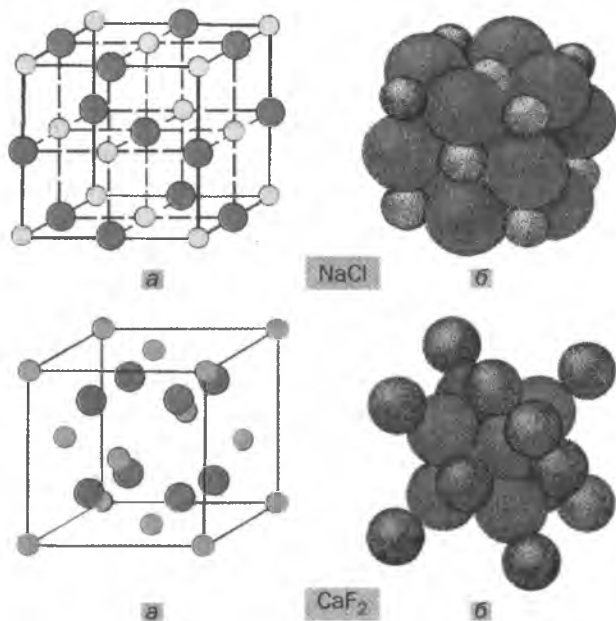
У кристалі йонної речовини кожний катіон перебуває в контактi з певною кількістю аніонів, а аніон — із такою самою або іншою кількістю катіонів. У будь-якому напрямку спостерігається чітке чергування катіонів та аніонів.

Послідовність розміщення йонів усередині кристала залежить від складу речовини, тобто співвідношення катіонів та аніонів, а також від співвідношення радіусів цих частинок.

Кристалічні ґратки. Внутрішню будову кристалів описують за допомогою моделі, назва якої — *кристалічні ґратки*. Це схема чи об'ємний макет розміщення частинок у невеликій частині кристала (мал. 78). За такою моделлю можна відтворити будову речовини в цілому.

Кульки в кристалічних ґратках імітують частинки речовини — йони, атоми, молекули. Вони розміщені у так званих вузлах кристалічних ґраток. У спрощених моделях (мал. 78, а) кульки мають довільні розміри й не торкаються одна одної. Існують ще й масштабні моделі (мал. 78, б). В них радіуси кульок пропорційні радіусам частинок і найближчі кульки контактують одна з одною (частинки, як правило, щільно «упаковані» в кристалі).

Мал. 78.
Кристалічні
гратки йонних
сполук:
а — спрощені
моделі;
б — масштабні
моделі.
Жовті кульки —
катиони Na^+ ,
«цегляні» —
 Ca^{2+} ; зелені —
аніони Cl^- ,
сині — F^-



Спрощена модель є наочнішою, бо маленькі кульки в ній не заважають «зазирнути» всередину кристала. Її ми будемо використовувати частіше.

Фізичні властивості йонних сполук. Йони сполучаються один з одним досить міцно. Для того щоб зруйнувати йонний зв'язок, необхідно затратити чималу енергію. Цим пояснюють високі температури плавлення і кипіння більшості йонних речовин. Під час плавлення кристали руйнуються, зв'язки між йонами послаблюються, а під час кипіння йони відокремлюються один від одного й «вилітають» із рідини. Натрій хлорид NaCl плавиться за температури $+801^\circ\text{C}$ (її не можна досягти, нагріваючи речовину за допомогою спиртівки чи лабораторного газового пальника), а кипить за температурі 1440°C . Температури плавлення і кипіння іншої йонної сполуки — магній оксиду MgO — ще вищі: 2825 і 3600°C . Пояснити це можна так. Йони Mg^{2+} і O^{2-} мають більші заряди і менші радіуси, ніж йони Na^+ і Cl^- відповідно, і

Цікаво знати
Деякі солі Літію мають невисокі температури плавлення: LiNO_3 253 °С, LiClO_3 129 °С, LiClO_4 247 °С.

тому міцніше сполучаються. Для того щоб розплавити магній оксид, треба нагріти сполуку до вищої температури.

Йонні речовини у твердому стані не проводять електричний струм, а в рідкому (розплавленому) стані є електропровідними.

Відомо, що електричний струм — це напрямлений рух заряджених частинок (електронів, йонів). У кристалі йони займають фіксовані положення й переміщуватися не можуть. Під час плавлення речовини кристали перетворюються на рідину, в якій йони рухаються в довільних напрямках. При зануренні в розплав електродів, з'єднаних із джерелом постійного струму (акумулятором), катіони починають рухатися до негативно зарядженого електрода, аніони — до позитивно зарядженого. Так у розплавленій йонній речовині виникає електричний струм.

Речовини атомної та молекулярної будови в будь-якому агрегатному стані не проводять електричний струм, бо складаються з електронейтральних частинок — атомів, молекул.

ВИСНОВКИ

Йонний зв'язок — це взаємодія між протилежно зарядженими йонами в речовині.

До йонних сполук належать багато оксидів металічних елементів, луги, солі, а також інші бінарні сполуки типових металічних елементів.

Більшість йонних сполук за звичайних умов перебуває у кристалічному стані. Їх будову описує модель — кристалічні ґратки. Кожний йон у кристалі йонної сполуки оточений кількома протилежно зарядженими йонами.

Йонний зв'язок досить міцний. Тому йонні речовини мають високі температури плавлення і кипіння. У розплавленому стані вони проводять електричний струм.

?

276. Який хімічний зв'язок називають йонним? Що таке йонні сполуки?
277. Укажіть хімічні формули, які належать йонним речовинам: CO_2 , O_2 , Al_2O_3 , NH_3 , Na_2S , HCl , BaF_2 , Fe . Поясніть свій вибір.
278. Напишіть формули йонів, з яких складаються:
- оксиди ZnO , Cr_2O_3 ;
 - основи LiOH , Ba(OH)_2 ;
 - солі NaNO_3 , $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$.
279. Складіть формули сполук, утворених такими йонами:
- Ag^+ та O^{2-} ;
 - Sr^{2+} та OH^- ;
 - Fe^{3+} та NO_3^- ;
 - K^+ та SO_4^{2-} .
280. Що таке кристалічні ґратки? Які частинки розміщені у вузлах кристалічних ґраток таких речовин: CaS , Mg_3N_2 , NaNH ?
281. Зі спрощеної моделі кристала натрій хлориду (мал. 78, а) видно, що аніон Cl^- , який розміщений у центрі куба, оточений шістьма найближчими катіонами Na^+ . Враховуючи, що кожна із граней цього куба належить також іншому такому самому кубу, скажіть:
- скільки йонів Cl^- оточує йон Na^+ , який знаходиться в правій нижній вершині куба;
 - скільки йонів Na^+ контактує з лівим верхнім йоном Cl^- .
282. Яка зі сполук, на вашу думку, має вищу температуру плавлення: а) Li_2O чи Na_2O ; б) MgO чи MgF_2 ? Відповіді обґрунтуйте.
283. Обчисліть масові частки йонів у таких сполуках: Mg_3N_2 , K_2CO_3 , Ba(OH)_2 .

34

Ковалентний зв'язок

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, як сполучаються атоми один з одним;
- розрізнати простий, подвійний і потрійний ковалентний зв'язок.

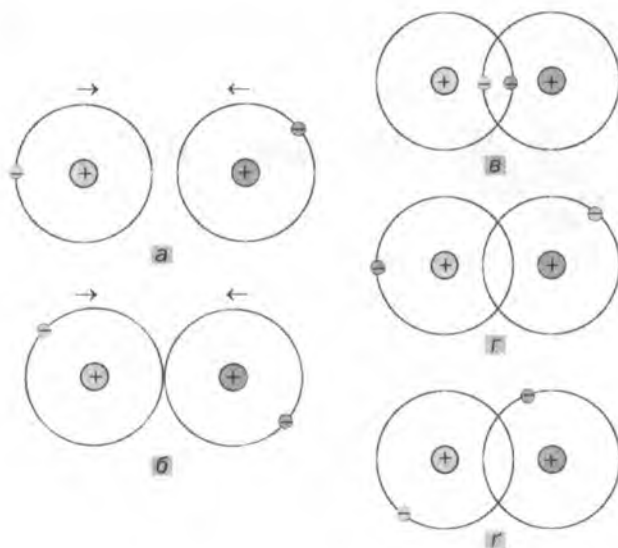
Сполучатися можуть не тільки протилежно заряджені йони, а й електронейтральні атоми — однакові чи різні. Завдяки цьому

існують речовини молекулярної та атомної будови.

Зв'язок у молекулі H_2 . Розглянемо, як утворюється молекула водню H_2 із двох атомів Гідрогену. Кожний із них має один електрон (мал. 79, *а*). Електронна формула атома Гідрогену — $1s^1$, а її графічний варіант — $1s \uparrow$.

Для того щоб утворилася молекула H_2 , двом атомам Гідрогену необхідно зблизитися. Зі зменшенням відстані між ними посилюється притягання електрона кожного атома до ядра іншого атома. У певний момент орбіталі двох атомів сконтактують (мал. 79, *б*), а потім почнуть проникати одна в одну. При цьому зростатиме відштовхування між однойменно (позитивно) зарядженими ядрами атомів. Коли сили притягання і відштовхування зрівняються, атоми зупиняться (мал. 79, *в*). Через ділянку перекривання орбіталей електрони переходитимуть від одного атома до іншого (мал. 79; *в, з, г*). Сформувалася спільна для двох атомів електронна пара. Кожний атом Гідрогену «придбав» додатковий електрон і вигідну електронну оболонку (як у атома Гелію).

Мал. 79.
Утворення молекули H_2 :
а — два окремі атоми Гідрогену;
б — контакт атомів;
в, г, г — молекула H_2 із перекритими орбіталями і різним розміщенням електронів



Зв'язок між атомами, зумовлений утворенням спільних електронних пар, називають *ковалентним¹ зв'язком*.

Цікаво знати
У металах існує особливий хімічний зв'язок. Його назва — металічний.

Зв'язок у молекулі водню зображують двома способами: $\text{H} : \text{H}$ або $\text{H} - \text{H}$. Перший запис називають *електронною формулою молекули*; у ньому кожний електрон позначають крапкою. Другий запис — *графічна формула*; він знайомий вам із курсу хімії 7 класу. Відтепер ви знатимете, що рискою позначають спільну електронну пару.

Утворення молекули водню із атомів можна зобразити за допомогою такої схеми:



Зв'язок у молекулі HCl . Розглянемо, як сполучаються два різні атоми — Гідрогену і Хлору.

► Запишіть електронні формули цих атомів.

В атомі Гідрогену міститься один електрон, а в атомі Хлору на зовнішньому енергетичному рівні — 7 електронів, із яких один є неспареним. Атомам вигідно отримати по додатковому електрону. Перший атом заповнить свій єдиний енергетичний рівень, а другий матиме зовнішній електронний октет ($3s^2 3p^6$).

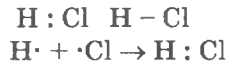
У результаті зближення атомів відбувається перекривання $1s$ -орбіталі атома Гідрогену і $3p$ -орбіталі атома Хлору (мал. 80); із відповідних неспарених електронів формується спільна електронна пара.



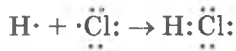
Електронна і графічна формули молекули хлороводню, а також схема утворення молекули з атомів такі:

Мал. 80.
Перекривання орбіталей атомів при утворенні молекули HCl :
а — $1s$ -орбіталь атома H ;
б — $3p$ -орбіталь атома HCl із неспареним електроном

¹ Слово походить від латинського префікса *со* (в перекладі — з, разом) і терміна «валентність».

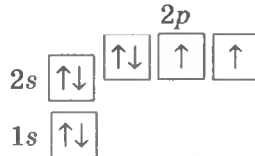


Формулу молекули з позначенням спільної електронної пари називають *спрощеною* електронною формулою. Якщо вказати всі зовнішні електрони кожного атома, то отримуємо *повну* електронну формулу. Відповідна схема утворення молекули хлороводню має такий вигляд:

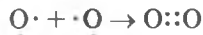


Зв'язок у молекулах O_2 і N_2 . Між атомами Оксигену в молекулі кисню O_2 існує ковалентний зв'язок, який відрізняється від зв'язків у молекулах H_2 і HCl .

Електронна формула атома Оксигену — $1s^2 2s^2 2p^4$, її графічний варіант —



У *p*-орбіталах атома знаходяться два неспарені електрони. При сполученні двох атомів Оксигену ці електрони утворюють дві спільні електронні пари:



Тепер кожний атом має октет зовнішніх електронів. Повна електронна формула молекули кисню — $\overset{\cdot\cdot}{\text{O}} :: \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$, а графічна — $\text{O}=\text{O}$.

Цікаво знати
Подвійний і потрійний зв'язки називають кратними зв'язками.

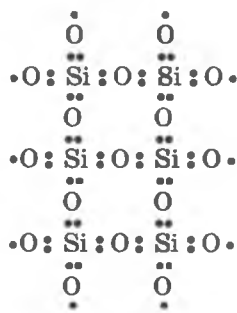
Ковалентний зв'язок, що реалізується за допомогою однієї спільної електронної пари (наприклад, у молекулах H_2 , HCl), називають *простим* зв'язком, а за допомогою двох пар (у молекулі O_2) — *подвійним*. Існує ще й *потрійний* зв'язок, який здійснюється за рахунок трьох спільних електронних пар. Ним сполучені атоми в молекулі азоту N_2 :



Із викладеного вище випливає, що необхідною умовою для утворення ковалентного

зв'язку між атомами є наявність у кожного з них одного або кількох неспарених електронів. Запам'ятайте: *ковалентним зв'язком сполучаються атоми неметалічних елементів.*

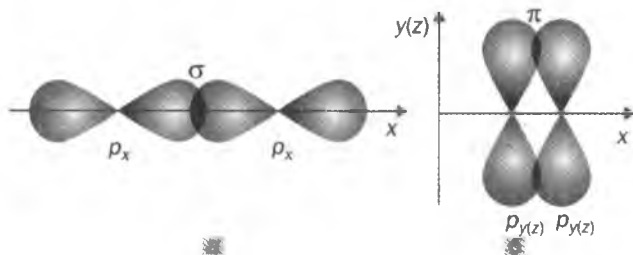
Мал. 81.
Ковалентні зв'язки в силіцій(IV) оксиді SiO_2



Мал. 82.
 σ -Зв'язок у молекулі водню



Мал. 83.
 σ -Зв'язок (а) та π -зв'язок (б) у молекулі кисню



Ковалентний зв'язок існує в простих і складних речовинах не тільки молекулярної, а й атомної будови (мал. 81). Він відсутній лише в інертних газах.

σ -Зв'язок¹ і π -зв'язок. У молекулі водню H_2 ділянка перекривання s -орбіталей атомів Гідрогену розміщена на шляху прямої, яка з'єднує центри атомів. Такий зв'язок називають σ -зв'язком (мал. 82). Він існує і в молекулі HCl , де перекриваються s -орбіталь атома Гідрогену і p -орбіталь атома Хлору (мал. 80).

Розглянемо перекривання орбіталей із неспареними електронами в молекулі кисню. Пара p -орбіталей, спрямованих одна до одної (мал. 83, а), утворює одну спільну ділянку. Це σ -зв'язок. Дві p -орбіталі, розміщені паралельно одна до одної (мал. 83, б), перекриваються з утворенням двох спільних ділянок. Такий зв'язок називають π -зв'язком.

Якщо простий зв'язок завжди є σ -зв'язком, то подвійний зв'язок складається з одного σ -зв'язку й одного π -зв'язку. Складовими потрійного зв'язку (наприклад, у молекулі N_2) є один σ -зв'язок і два π -зв'язки.

¹ Літера грецького алфавіту σ читається «сигма».

Область перекривання орбіталей у разі σ -зв'язку більша, ніж при π -зв'язку. А чим більша частина простору одночасно належить двом орбіталям, тим частіше електрони переходять від одного атома до іншого. Тому σ -зв'язок міцніший і вигідніший за π -зв'язок.

ВИСНОВКИ

Ковалентний зв'язок реалізується внаслідок утворення однієї, двох або трьох спільних електронних пар за рахунок неспарених електронів атомів.

Зв'язок між атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називають простим, двох пар — подвійним, трьох пар — потрійним.

Ковалентними зв'язками сполучаються один з одним атоми неметалічних елементів.

Якщо орбіталі неспарених електронів перекриваються на одній ділянці простору, то зв'язок називають σ -зв'язком, а якщо на двох ділянках — π -зв'язком. Простий ковалентний зв'язок завжди є σ -зв'язком, подвійний зв'язок складається із σ - і π -зв'язків, а потрійний — із σ -зв'язку і двох π -зв'язків.



284. Який зв'язок називають ковалентним? Між якими частинками він реалізується?
285. Чому не можуть брати участь в утворенні ковалентного зв'язку: а) атом Магнію; б) атом Неону?
286. Серед наведених формул укажіть ті, які належать речовинам із ковалентним зв'язком: I_2 , H_2O , $NaBr$, BaS , K_2O , Ca_3N_2 , NH_3 .
287. Запишіть спрощені й повні електронні формули, а також графічні формули молекул F_2 , PH_3 і SO_2 .
288. Розгляньте утворення ковалентного зв'язку при сполученні двох атомів Хлору в молекулу Cl_2 . Назвіть орбіталі, які зазнають перекривання. Опишіть особливості цього зв'язку.

289. Скільки існує варіантів перекривання: а) двох s -орбіталей; б) s -орбіталі й p -орбіталі; в) двох p -орбіталей? Намалюйте схеми перекривання орбіталей, укажіть σ - і π -зв'язки.
290. Охарактеризуйте хімічний зв'язок у молекулі води. Складіть схеми утворення цієї молекули з атомів Гідрогену і Оксигену, використавши спрощені та повні електронні формули частинок. Зобразіть графічну формулу молекули води.

35

Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність атомів

Матеріал параграфа допоможе вам:

- зрозуміти, чому в молекулі на атомах різних елементів виникають електричні заряди;
- з'ясувати, яку властивість атома називають електронегативністю.

Складних речовин існує значно більше, ніж простих. Тому ковалентний зв'язок між різними атомами трапляється частіше, ніж між однаковими.

Чи може атом одного елемента «перетягувати» спільну електронну пару від атома іншого елемента?

Щоб відповісти на поставлене запитання, розглянемо молекулу хлороводню HCl . Згідно з результатами досліджень, у цій молекулі два електрони ковалентного зв'язку частіше перебувають в атомі Хлору, ніж в атомі Гідрогену. Спільна електронна пара виявляється зміщеною до атома Хлору. Цей атом набуває невеликого негативного заряду, меншого за одиницю (він дорівнює $-0,2$), а атом Гідрогену — такого самого заряду за значенням, але позитивного ($+0,2$). Дробові заряди на атомах позначають грецькою літерою δ (дельта) разом зі знаком «плюс» або «мінус».

Розглянуту особливість ковалентного зв'язку зображують так:



Ковалентний зв'язок, в якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік одного з атомів, називають *полярним зв'язком*, а за відсутності такого зміщення — *неполярним*.

Властивість атома елемента зміщувати у свій бік електронну пару, спільну з іншим атомом, називають *електронегативністю*.

З огляду на полярність ковалентного зв'язку в молекулі HCl можна стверджувати, що Хлор — більш електронегативний елемент, ніж Гідроген.

Для кількісної оцінки електронегативності елементів використовують таблицю, складену американським ученим Л. Полінгом (табл. 9). Згідно з нею найменш електронегативним елементом є Цезій, а найбільш електронегативним — Флуор. Металічні елементи мають нижчі значення електронегативності, ніж неметалічні. Це й зрозуміло, бо атоми металічних елементів здатні втрачати електрони й перетворюватися на катіони, а атоми неметалічних елементів — приєднувати електрони й перетворюватися на аніони.

Таблиця 9

Значення електронегативності елементів 1—3 періодів

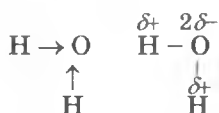
Групи Періоди	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —

У періодах електронегативність елементів зростає зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.

У таблиці 9 відсутні значення електронегативності Гелію, Неону, Аргону. Атоми цих елементів не здатні сполучатися з іншими атомами, а також перетворюватися на катіони чи аніони.

Передбачити полярність чи неполярність ковалентного зв'язку, користуючись таблицею електронегативності, дуже просто. Якщо атоми мають однакову електронегативність, то зв'язок між ними неполярний. неполярні ковалентні зв'язки існують, наприклад, у молекулах N_2 , PH_3 , CS_2 . Атоми з різною електронегативністю сполучаються полярними зв'язками.

Розглянемо молекулу води H_2O . Між атомом Оксигену і кожним атомом Гідрогену існує простий ковалентний зв'язок; таких зв'язків у молекулі — два. Оскільки Оксиген має вищу електронегативність (3,5), ніж Гідроген (2,1), то його атом зміщує до себе спільні електронні пари:



Отже, ковалентні зв'язки у молекулі води є полярними.

Чим більша різниця електронегативності елементів, тим полярніший зв'язок між атомами.

Цікаво знати
Електричний заряд на кожному атомі Гідрогену в молекулі води становить +0,17, а на атомі Оксигену -0,34.

ВИСНОВКИ

Якщо ковалентний зв'язок утворюється між атомами різних елементів, то вони зазвичай набувають невеликих зарядів. Їх поява спричинена зміщенням спільних електронних пар від одних

атомів до інших. Такий ковалентний зв'язок називають полярним. Якщо зміщення спільних електронних пар немає, то зв'язок є неполярним.

Властивість атома зміщувати до себе електронну пару, спільну з іншим атомом, називають електронегативністю. Електронегативність елементів зростає в періодах зліва направо, а в групах (головних підгрупах) — знизу догори.



291. Чому на атомах, сполучених ковалентним зв'язком, можуть виникати невеликі заряди? Який ковалентний зв'язок називають полярним, а який — неполярним?
292. Що таке електронегативність елемента?
293. У кожній із формул речовин підкресліть символ найбільш електронегативного елемента: AlCl_3 , CF_4 , SO_2 , NaN , N_2O_5 , MgCO_3 , LiOH , HClO_4 .
294. Серед наведених формул укажіть ті, що відповідають речовинам із йонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язком: HF , CO_2 , MgO , Li_3N , Br_2 , NCl_3 . Поясніть ваш вибір.
295. Позначте заряди на атомах, використавши літеру δ , у таких молекулах: OF_2 , NH_3 , SCl_4 , SiH_4 . Який зі зв'язків у цих молекулах найбільш полярний, а який — найменш полярний?
296. За даними таблиці 9 складіть ряд неметалічних елементів, у якому електронегативність зменшується зліва направо.
297. Як змінюється електронегативність елементів у періодах і групах періодичної системи?
298. Укажіть правильне закінчення речення «Значення електронегативності Калію та Кальцію становлять відповідно...»:
- а) 0,8 і 1,0;
 - б) 1,0 і 0,8;
 - в) 1,0 і 1,2;
 - г) 0,8 і 0,6.
- Візьміть до уваги і порівняйте значення електронегативності елементів, подібних до Калію і Кальцію, скориставшись таблицею 9.
299. Елементи в хімічних формулах часто записують у порядку зростання їх електронегативності. Укажіть серед наведених формул такі, в яких дотримано цю послідовність: Na_2CO_3 , NH_3 , SiO_2 , H_2S , NaOH , CH_4 , HNO_3 .

Матеріал параграфу допоможе вам:

- з'ясувати будову кристалічних молекулярних речовин;
- розрізняти найпростішу та істинну формули сполуки;
- пояснювати фізичні властивості речовин молекулярної будови.

Міжмолекулярна взаємодія. Речовина незалежно від її будови може перебувати у трьох агрегатних станах. Твердий і рідкий стани молекулярних речовин існують завдяки тому, що молекули притягуються одна до одної. Таке явище називають *міжмолекулярною взаємодією*.

На відміну від міцних ковалентного та йонного зв'язків взаємодія між молекулами досить слабка. Вона полягає у взаємному притяганні атомів із невеликими позитивними і негативними зарядами (§ 35), що належать різним молекулам. Така взаємодія існує, наприклад, у воді, кислотах, білках. Вона є важливою умовою для існування живих організмів на нашій планеті.

Фізичні властивості молекулярних речовин. Внаслідок того, що молекули слабо притягуються одна до одної, речовини молекулярної будови істотно відрізняються від йонних речовин за фізичними властивостями. Для молекулярних речовин характерні леткість, низька твердість, невисокі температури плавлення і кипіння. Деякі молекулярні речовини при нагріванні переходять із твердого стану у газуватий, минаючи рідкий. Таке явище називають *сублімацією*¹. Цю властивість мають, наприклад, йод I_2 , карбон(IV) оксид CO_2 (мал. 84).



Мал. 84.
Сублімація
йоду (а)
і карбон(IV)
оксиду (б)

¹ Термін походить від латинського слова *sublimare* — піднімати вгору.

Твердий карбон(IV) оксид називають «сухим льодом». При підвищенні температури він перетворюється не на рідину, а на газ (вуглекислий), тобто не тане, а випаровується («висихає») (мал. 84, б). Сухий лід раніше використовували у торгівлі для охолодження морозива.

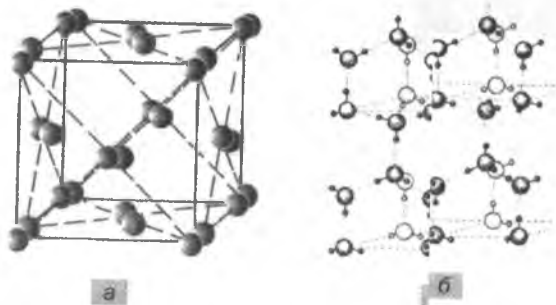
Звичайний лід за температури нижче 0°C також перетворюється на пар, що правда, повільно. Завдяки цьому випрана білизна висихає і на морозі.

Чимало молекулярних речовин має запах. Вам добре відомий різкий запах сульфур(IV) оксиду, або сірчастого газу SO_2 ; речовина утворюється при запалюванні сірника (сірка входить до складу його головки). Газ аміак NH_3 також легко впізнати за запахом. Він виділяється із водного розчину цієї сполуки — нашатирного спирту. Не можна сплутати з іншими запах оцтової кислоти CH_3COOH , розчин якої (оцет) використовують у домашньому господарстві.

Молекулярні речовини не проводять електричного струму. (Спробуйте це пояснити.)

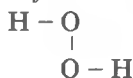
Кристалічний стан молекулярних речовин характеризується впорядкованим розташуванням молекул у кристалі (мал. 85).

Найпростіша та істинна формули. Хімічні формули молекулярних речовин указують на склад їхніх молекул і в деяких випадках можуть мати кратні індекси.



Мал. 85.
Кристалічні
гратки (спрощені
моделі)
молекулярних
речовин:
а — йоду I_2 ;
б — льоду H_2O

За приклад візьмемо гідроген пероксид (перекис водню) H_2O_2 . Молекули саме такого складу (а не HO) містяться в цій речовині. Кожний атом Гідрогену сполучений зі «своїм» атомом Оксигену простим ковалентним зв'язком; таким самим зв'язком сполучені й атоми Оксигену:



Формулу H_2O_2 , яка показує реальний склад молекули, називають *істинною* (формула HO є *найпростішою*).

Відомі випадки, коли одна й та сама найпростіша формула відповідає кільком молекулярним речовинам із різними істинними формулами. Так, ацетилен C_2H_2 (газ, що використовують для зварювання металів) і бензен C_6H_6 (поширений органічний розчинник; його традиційна назва — бензол) мають однакові найпростіші формули — CH .

Для більшості молекулярних речовин істинні формули збігаються з найпростішими.

ВИСНОВКИ

Молекули притягуються одна до одної, але досить слабо. Тому речовини молекулярної будови мають низькі температури плавлення і кипіння.

Для деяких молекулярних сполук існують дві хімічні формули — найпростіша та істинна. Індокси в найпростішій формулі вказують на співвідношення атомів елементів у молекулі.

?

300. Що таке міжмолекулярна взаємодія? Чим вона зумовлена?
301. Сполука X за звичайних умов перебуває у твердому стані, має запах, а за слабого нагрівання плавиться. Молекулярною чи йонною є ця сполука? Який тип хімічного зв'язку в ній реалізований? До відповіді дайте пояснення.

302. Укажіть серед перелічених речовин молекулярні: парафін, ацетон, кальцинована сода, азот, олово, силіцій(IV) оксид. Обґрунтуйте свій вибір.
303. Чи можна зробити висновок про будову речовини (йонну, молекулярну) за її зовнішнім виглядом, агрегатним станом? Відповідь поясніть.
304. Знайдіть відповідність:
- | | |
|------------------|---------------------------|
| формула речовини | температура плавлення, °С |
| 1) NaH; | а) 638; |
| 2) HCl; | б) -114. |
- Дайте необхідні пояснення.
305. Спробуйте пояснити, чому прості речовини галогени за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах: фтор F_2 і хлор Cl_2 — гази, бром Br_2 — рідина, йод I_2 — кристалічна речовина.
306. Як ви вважаєте, молекулярною чи йонною речовиною є гідразин N_2H_4 (сполуку використовують як ракетне паливо)? Наведіть два аргументи на користь вашого припущення.
307. Газ етан — сполука Карбону з Гідрогеном. Його молекула містить утричі більше атомів Гідрогену, ніж Карбону. Знайдіть формулу етану, якщо відносна молекулярна маса сполуки становить 30. Чи є ця формула найпростішою?
308. Хлороводень HCl та фтор F_2 мають молекули приблизно однакової маси (підтвердьте це), але істотно відрізняються за температурами кипіння: $-84\text{ }^\circ\text{C}$ (HCl) та $-187\text{ }^\circ\text{C}$ (F_2). Поясніть таку відмінність.

37

Ступінь окиснення

Матеріал параграфа допоможе вам:

- з'ясувати, що називають ступенем окиснення елемента;
- складати формули сполук за значеннями ступенів окиснення елементів;
- визначати ступені окиснення елементів за хімічними формулами сполук.

Атоми — електронейтральні частинки. Вони залишаються такими, сполучаючись у молеку-

ли простих речовин. Однак на атомах, які містяться в складних речовинах, як правило, зосереджуються невеликі заряди — як позитивні, так і негативні. Це є наслідком зміщення спільних електронних пар до атомів більш електронегативних елементів.

У § 35 було докладно розглянуто молекулу хлороводню HCl. У ній існує ковалентний полярний зв'язок; спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного атома Хлору (H :Cl, H → Cl). На цьому атомі є невеликий негативний заряд, а на атомі Гідрогену — такий самий за значенням, але позитивний заряд: $\overset{+\delta}{\text{H}}\overset{-\delta}{\text{Cl}}$ ($\delta = 0,2$).

Якщо спільну електронну пару повністю «передати» атому Хлору (тоді вона вже не буде спільною), то до цього атома повернеться його електрон, який брав участь у ковалентному зв'язку, і надійде електрон від атома Гідрогену. За рахунок останнього атом Хлору отримає заряд -1 , а атом Гідрогену, втративши свій єдиний електрон, набуде заряду $+1$.

Умовний цілочисельний заряд атома в речовині називають ступенем окиснення елемента.

Ступінь окиснення вказують у хімічній формулі над символом елемента, записуючи спочатку знак (плюс або мінус), а потім — число:



ВПРАВА 1. Обчислити ступені окиснення елементів у карбон(IV) оксиді.

Розв'язання

Карбон(IV) оксид — молекулярна сполука. У молекулі CO₂ чотиривалентний атом Карбону сполучений подвійними ковалентними зв'язками із кожним атомом Оксигену:



Зв'язок C=O є полярним, бо елементи відрізняються за електронегативністю: Оксиген більш електронегативний, ніж Кар-

бон (табл. 9). Передаємо усі чотири спільні електронні пари двом атомам Оксигену. В результаті кожний атом Оксигену отримує заряд -2 , оскільки до нього, крім двох своїх електронів, надходять два «чужі» — від атома Карбону. Атом Карбону набуває заряду $+4$, бо він втрачає чотири електрони, передавши їх атомам Оксигену. Запишемо формулу сполуки зі знайденими ступенями окиснення елементів:



Якщо речовина є йонною і складається із простих (одноатомних) йонів, то в ній ступінь окиснення кожного елемента збігається із зарядом відповідного йона, тобто є реальним зарядом частинки, а не умовним. Наприклад, ступені окиснення Натрію і Хлору в натрій хлориді NaCl становлять відповідно $+1$ і -1 , Алюмінію й Оксигену в алюміній оксиді Al_2O_3 — $+3$ та -2 . Запишемо формули сполук разом зі ступенями окиснення елементів:



(Заряд йона, як відомо, записують угорі і праворуч від символу елемента, причому спочатку вказують цифру (одиницю опускають), а потім знак: Na^+ , Al^{3+} , Cl^- , O^{2-} .)

Сума ступенів окиснення всіх атомів у кожній речовині дорівнює нулю.

Це — *правило електронейтральності речовини*. Про нього згадувалося раніше, але стосовно йонних речовин. Щойно наведене його формулювання поширюється на речовини будь-якої будови — йонної, молекулярної, атомної. Правило електронейтральності використовують при складанні формул хімічних сполук або для їх перевірки. Так, формулу алюміній оксиду Al_2O_3 слід вважати правильною, оскільки сума ступенів окиснення всіх атомів (сума зарядів усіх йонів) у формульній одиниці сполуки становить $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$.

Ступінь окиснення елемента може дорівнювати й нулю. *Нульові значення ступеня окиснення мають елементи у простих речовинах* — водні H_2 , сірці S_8 , залізі Fe і т. д. (поясніть це), а також у сполуках, утворених елементами з однаковою електронегативністю, — фосфіні PH_3 , карбон(IV) сульфіді CS_2 та ін.

Щоб визначати ступені окиснення елементів у сполуках за їхніми хімічними формулами, а також складати формули сполук, потрібно знати такі закономірності:

1) металічні елементи мають у сполуках лише позитивні ступені окиснення;

2) ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з неметалічними елементами, як правило, становить $+1$, а в сполуках із металічними елементами дорівнює -1 ;

3) Оксиген майже в усіх сполуках має ступінь окиснення -2 ;

4) Флуор як найелектронегативніший елемент завжди має в сполуках ступінь окиснення -1 ;

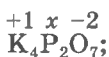
5) максимальний (позитивний) ступінь окиснення елемента збігається з номером групи, в якій він знаходиться;

6) мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює номеру групи мінус 8.

ВПРАВА 2. Визначити ступені окиснення елементів у калій дифосфаті $K_4P_2O_7$.

Розв'язання

Калій — металічний елемент. Його ступінь окиснення у сполуці має бути позитивним (закономірність 1) і становить $+1$, оскільки Калій — елемент I групи (закономірність 5). Ступінь окиснення Оксигену у сполуці становить -2 (закономірність 3). Ступінь окиснення Фосфору обчислюємо, скориставшись правилом електронейтральності речовини:



$$4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0;$$

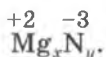
$$x = (14 - 4) : 2 = 5.$$

• Формула калій дифосфату зі знайденими ступенями окиснення елементів — $\overset{+1}{\text{K}}_4\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

ВПРАВА 3. Скласти формулу сполуки Магнію з Нітрогеном.

Розв'язання

Магній — металічний елемент; він перебуває в II групі та має у сполуках ступінь окиснення +2 (закономірності 1 і 5). Нітроген є неметалічним елементом; він належить V групі. У сполуці з металічним елементом Нітроген виявляє негативний ступінь окиснення, який становить $5 - 8 = -3$ (закономірність 6). Записуємо формулу сполуки з невідомими індексами і вказуємо ступені окиснення елементів:



Далі діємо так, як при складанні формули бінарної сполуки за валентностями елементів. Знаходимо найменше число, яке ділиться без залишку на значення ступенів окиснення елементів; це число 6. Поділивши його на 2, отримуємо кількість атомів Магнію у формулі сполуки ($6 : 2 = 3$), а поділивши на 3, отримуємо кількість атомів Нітрогену ($6 : 3 = 2$).

Формула сполуки — Mg_3N_2 .

Значення ступеня окиснення і валентності елемента нерідко збігаються (наприклад, Гідрогену — в сполуці HCl , Карбону — в сполуці CO_2). Проте їх не можна плутати й замінювати одне одним, бо поняття «ступінь окиснення» та «валентність» є різними за змістом. Ступінь окиснення дедалі ширше використовують як універсальну й однозначну величину, зручну для класифікації речовин, хоча для речовин молекулярної й атомної будови вона має умовний характер. Поняття «валентність» поступово втрачає своє значення в хімії, але залишиться в історії хімічної науки як одне з її перших фундаментальних понять.

ВИСНОВКИ

Ступінь окиснення елемента — це умовний цілочисельний заряд атома в речовині. Його розраховують, повністю зміщуючи спільні електронні пари до атомів більш електронегативних елементів. Ступінь окиснення елемента у простому йоні збігається із зарядом йона.

Сума ступенів окиснення всіх атомів у кожній речовині дорівнює нулю. Це — правило електронейтральності. Його використовують при складанні формул різних сполук.

Значення ступеня окиснення і валентності елемента часто збігаються.

?

309. Що таке ступінь окиснення елемента?
310. Якого мінімального та максимального значень може набувати ступінь окиснення: а) металічного елемента; б) неметалічного елемента?
311. Які максимальні та мінімальні ступені окиснення можуть мати Силіцій, Калій, Манган, Селен, Неон, Фосфор?
312. Визначте і вкажіть у наведених формулах речовин ступені окиснення елементів: NaH , P_2S_5 , O_3 , OF_2 , CCl_4 , H_2S , Li_3N , AlP .
313. Складіть формули: а) трьох сполук Хлору з Оксигеном, у яких Хлор має ступені окиснення +1, +4 і +7; б) двох сполук Арсену із Сульфуром, у яких перший елемент має ступені окиснення +3 та +5, а другий –2.
314. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках за графічними формулами їхніх молекул:
- | | | |
|--|--|---|
| а) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$; | б) $\text{O}=\underset{\text{Cl}}{\text{C}}-\text{Cl}$; | в) $\text{H}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-\text{O}-\text{H}$. |
|--|--|---|
315. Визначте ступені окиснення елементів у сполуках із такими формулами: CaCO_3 , NaNO_2 , H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, H_2SO_4 .
316. Чим відрізняються поняття «валентність» і «ступінь окиснення»?
317. Визначте ступені окиснення елементів у гідроген пероксиді. Використайте наведену в § 36 графічну формулу молекули сполуки. Яке значення валентності кожного елемента у гідроген пероксиді?

Післямова

Завершився навчальний рік, другий рік вивчення вами хімії. Ми впевнені, що вам було цікаво на уроках із цього предмета.

Ви дізналися, що в хімії порції речовин оцінюють не тільки за їхньою масою чи об'ємом, а й за кількістю частинок — атомів, молекул, йонів. Вам стало відомо про галузь хімічної науки, яку називають неорганічною хімією, а також про існування найважливіших класів неорганічних сполук — оксидів, основ, кислот, амфотерних сполук, солей. Сподіваємося, що кожний із вас навчився складати формули цих сполук, прогнозувати їхні хімічні властивості, пропонувати способи добування сполук, розв'язувати різноманітні задачі.

Ви з'ясували, яку інформацію про хімічні елементи містить періодична система Д. І Менделєєва, і зрозуміли, наскільки важливо вміти нею користуватися. Вона ілюструє відкритий видатним ученим Д. І. Менделєєвим періодичний закон — основний закон хімії. Цей закон допомагає відкривати нові хімічні елементи, добувати нові речовини, передбачати їхні склад і властивості.

Будова атома вже не є для вас секретом. Знаєте й про те, як і чому сполучаються частинки речовини одна з одною. Читаючи підручник, ви «зазирнули» всередину кристалів і переконалися, що частинки речовини розміщені в них у певному порядку.

Матеріал з хімії в 9 класі буде не менш цікавим. Ви отримаєте уявлення про розчини, дізнаєтесь про особливості перебігу хімічних реакцій. Відбудеться ваше ознайомлення з органічними речовинами, багато з яких трапляється в живій природі — рослинах, тваринах, людині.

Бажаємо вам добре відпочити влітку, а в 9 класі досягти нових успіхів у вивченні хімії, отримати задоволення від пізнання її таємниць і здійснення цікавих хімічних дослідів.

Автори

Відповіді до задач і вправ

6. Ні — для простих речовин атомної будови; так — для складних речовин, а також простих речовин молекулярної будови.
7. $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{23}$.
8. $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/3$ моль.
9. а) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль; б) $n(\text{CH}_4) = 0,3$ моль; в) $n(\text{CH}_4) = 1$ моль.
10. а) $n(\text{NaCl}) = 0,2$ моль; б) $n(\text{NaCl}) = 3$ моль; в) $n(\text{NaCl}) = 0,6$ моль.
22. $N(\text{атомів}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$.
24. Кількість йонів SO_4^{2-} найменша.
32. $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$.
35. $\rho(\text{пов.}) = 1,295$ г/л.
40. Газ важчий за метан в 1,06 рази.
42. $D_N(\text{газу}) = 1,57$.
51. $V(\text{CO}_2) = 560$ л.
54. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1$ г.
59. У барій гідроксиді.
78. Найбільше йонів — у барій хлориді.
79. б.
84. а) $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$; б) $\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
94. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 32,8$ г.
97. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71$ г; $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78\%$.
98. $m(\text{SO}_2) = 0,64$ г; $m(\text{CO}_2) = 0,88$ г.
102. а) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; б) $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
103. Можливі 3 реакції.
106. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,8$ г.
107. $V(\text{SO}_2) = 4,48$ л.
109. $w(\text{NaOH}) = 31,9\%$.
112. б) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
114. Можливі 3 реакції.
116. Візьміть до уваги властивості утворюваної кислоти.
118. $w(\text{Ag}) = 79,7\%$.
119. $m(\text{HNO}_3) = 25,2$ г.
121. а) $\text{SnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$.
123. $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
124. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8$ г.
125. Ні.
130. Відбуваються 3 реакції.

132. Так.
133. $m(\text{Cu}) = 6,4$ г.
134. $m(\text{NaNO}_3) = 8,5$ г; $m(\text{KNO}_3) = 20,2$ г.
139. При нагріванні розкладаються 5 сполук.
142. $V(\text{CO}_2) = 5,6$ л; $V(\text{SO}_2) = 11,2$ л.
143. Так.
144. $D_{\text{пов.}}(\text{суміші}) = 1,49$.
150. Використайте амфотерність станум(II) оксиду.
152. Ні.
158. $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2$ моль.
165. Можна, здійснивши не одну, а дві реакції.
167. $m(\text{солі}) = 27,2$ г.
168. $w(\text{CaSiO}_3) = 63,5$ %.
175. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025$ моль.
176. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1$ г.
199. а) до Стронцію подібні Кальцій і Барій.
208. У йоні S^{2-} — 18 електронів.
209. У йоні NH_4^+ сумарна кількість протонів становить 11, а електронів — 10.
210. ${}_{27}^{59}\text{Co}$.
214. Можливі 9 різновидів молекул води і 5 значень маси молекул.
215. Зважте на те, що атоми однакової маси мають лише 20 хімічних елементів.
216. $A_r(\text{Mg}) = 24,32$.
219. ${}_{27}^{60}\text{Co}$.
221. s -Орбіталь є сферою; вона однакова в усіх напрямках.
225. Не завжди. $4s$ -електрон має трохи нижчу енергію, ніж $3d$ -електрон.
231. Оксиген, Магній.
238. Такі символи мають 8 елементів.
257. H_2O , LiOH , H_3BO_3 .
261. $w(\text{O}) = 47,1$ %.
272. В атомі Оксигену.
281. а) 6; б) 6.
282. б) MgO .
298. а.
305. Температури плавлення і кипіння речовин залежать від маси молекул (подумайте, як це можна пояснити).
307. Знайдена формула етану не є найпростішою.
314. а) у сполуці HCN ступінь окиснення Карбону +2.
315. У сполуці $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ступінь окиснення Нітрогену +5.

Словничок термінів

Амфотерність — здатність сполуки (оксиду, гідроксиду) виявляти як оснóвні, так і кислотні властивості.

Аніон — негативно заряджений йон.

Атомна частка нукліда — відношення кількості атомів нукліда до загальної кількості атомів елемента.

Безоксигенові кислоти — кислоти, у молекулах яких відсутні атоми Оксигену.

Вищий оксид — оксид, у якому елемент виявляє найбільше значення валентності.

Відносна атомна маса — відношення маси атома до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Відносна густина газу за іншим газом — відношення маси певного об'єму газу до маси такого самого об'єму іншого газу (за однакових температури і тиску).

Відносна молекулярна маса — відношення маси молекули до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Відносна формульна маса — відношення маси формульної одиниці речовини до $1/12$ маси атома ^{12}C .

Галогени — елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи (Флуор, Хлор, Бром, Йод), а також відповідні прості речовини.

Генетичний зв'язок — взаємозв'язок між речовинами, який ґрунтується на їх походженні і хімічних властивостях.

Група (періодичної системи) — стовпчик у періодичній системі.

Електрон — негативно заряджена частинка, складова атома.

Електронегативність — властивість атома елемента зміщувати до себе електронну пару, спільну з атомом іншого елемента.

Електронна формула — запис, який відображає електронну будову атома чи молекули.

Електронний октет — 8-електронна оболонка атома.

Енергетичний рівень (електронна оболонка) — фрагмент сучасної моделі атома, який об'єднує електрони з майже однаковою енергією.

Збудження атома — процес переходу електрона з однієї орбіталі в іншу в межах одного енергетичного рівня.

Зовнішні електрони — електрони останнього енергетичного рівня атома.

Ізотопи — нукліди одного елемента, або види атомів з однаковою кількістю протонів і різною кількістю нейтронів.

Індикатор — речовина, яка змінює забарвлення під дією лугу (кислоти).

Інертні елементи — елементи головної підгрупи VIII групи періодичної системи (Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон). Прості речовини цих елементів називають інертними газами.

Істинна формула — формула, яка показує справжній склад молекули.

Йонний зв'язок — зв'язок між протилежно зарядженими йонами в речовині.

Катіон — позитивно заряджений йон.

Кислота — сполука, у молекулі якої містяться один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на один або кілька атомів металічного елемента.

Кислотний залишок — частина молекули кислоти, з якою сполучені атоми Гідрогену.

Кислотний оксид — оксид, який відповідає оксигеновмісній кислоті.

Кислототворний елемент — елемент, який утворює кислоту.

Кількість речовини — фізична величина, яка визначається кількістю частинок (атомів, молекул, йонів) у певній порції речовини.

Класифікація — розподілення об'єктів (предметів, явищ тощо) на групи або класи за певними ознаками.

Ковалентний зв'язок — зв'язок між атомами, зумовлений існуванням спільних електронних пар.

Кристалічні ґратки — модель будови кристалічної речовини.

Луг — водорозчинна основа.

Лужні елементи — елементи головної підгрупи I групи періодичної системи (Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій). Прості речовини цих елементів називають лужними металами.

Лужноземельні елементи — елементи головної підгрупи II групи періодичної системи (Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій). Прості речовини цих елементів називають лужноземельними металами.

Моль — одиниця вимірювання кількості речовини; порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її формульних одиниць.

Молярна маса — маса 1 моль речовини. Виражена у грамах, чисельно дорівнює відносній атомній, молекулярній чи формульній масі.

Молярний об'єм — об'єм 1 моль речовини. Для різних газів є однаковим за одних і тих самих температури й тиску.

Найпростіша формула — формула, яка відображає співвідношення кількості атомів або йонів у сполуці.

Нейтрон — електронейтральна частинка, складова атома. Міститься в атомному ядрі.

Неорганічна хімія — галузь хімічної науки, яка вивчає неорганічні речовини.

Неполярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар не зміщені в бік одного з атомів.

Несолетворний оксид — оксид, який не взаємодіє з кислотами, основами й не утворює солей.

Нормальні умови — температура 0 °С і тиск 101,3 кПа (760 мм рт. ст.).

Нуклід — будь-який вид атомів.

Нуклон — загальна назва частинок (протона і нейтрона), з яких складаються ядра атомів.

Нуклонне число — сумарна кількість протонів і нейтронів в атомі.

Оксигеновмісна кислота — кислота, у молекулі якої містяться атоми Оксигену.

Оксид — сполука, утворена двома елементами, одним із яких є Оксиген.

Орбіталь — частина простору в атомі, де перебування електрона найбільш імовірне.

Основа — сполука, яка складається з катіонів металічного елемента й аніонів OH^- .

Оснóвний оксид — оксид, який відповідає основі.

Оснóвний стан атома — стан атома, в якому орбіталі заповнені електронами згідно із принципом найменшої енергії.

Оснóвність — характеристика кислоти, яка визначається кількістю атомів Гідрогену в молекулі, здатних заміщуватися на атоми металічного елемента.

Період — фрагмент природного ряду елементів від лужного елемента до інертного.

Підгрупа — частина групи періодичної системи.

Підрівень — частина енергетичного рівня з електронами однакової енергії.

Подвійний зв'язок — зв'язок між атомами, утворений двома спільними електронними парами.

Полярний ковалентний зв'язок — ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщуються в бік одного з атомів.

Потрійний зв'язок — зв'язок між атомами, утворений трьома спільними електронними парами.

Природний ряд — ряд елементів, складений за зростанням атомних мас.

Простий зв'язок — зв'язок між атомами, утворений однією спільною електронною парою.

Протон — позитивно заряджена частинка, складова атома. Міститься в атомному ядрі.

Протонне число — кількість протонів в атомі.

Радіоактивний розпад — явище мимовільного розпаду ядер атомів на менші ядра, окремі частинки.

Радіонуклід — нуклід, здатний до радіоактивного розпаду.

Радіус атома — відстань від центра ядра до сферичної поверхні, якої торкаються орбіталі з електронами останнього енергетичного рівня.

Реакція заміщення — реакція між простою і складною речовинами, в результаті якої утворюються нові проста і складна речовини.

Реакція нейтралізації — реакція між основою та кислотою.

Реакція обміну — реакція між двома сполуками, під час якої вони обмінюються своїми складовими.

Ряд активності металів — ряд, у якому метали розміщені за зменшенням їх хімічної активності.

Сіль — сполука, що складається з катіонів металічного елемента й аніонів кислотного залишку.

Солевтворний оксид — оксид, який взаємодіє з кислотами або (і) основами й утворює солі.

Спін — властивість електрона, яку умовно подають як обертання навколо власної осі.

Ступінь окиснення — умовний цілочисельний заряд атома в речовині.

Сублімація — перетворення твердої речовини при нагріванні на газ, мінаючи рідкий стан.

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

Хімічний зв'язок — взаємодія між атомами, молекулами, йонами, завдяки якій частинки утримуються разом.

Число Авогадро — $6,02 \cdot 10^{23}$ (кількість формульних одиниць в 1 моль речовини).

Ядерна реакція — перетворення, під час якого змінюються ядра атомів.

Предметний покажчик

А

Амфотерні сполуки 83
добування 104

Амфотерність 83

Аніон 30

Атомна частка 146

В

Валентність 161

Відносна атомна маса 147

Відносна густина газу 23

Відносна молекулярна
маса 147

Відносна формульна маса 147

Г

Галогени 126

Генетичний зв'язок 118

Гідроксид 52, 180

Група

(періодичної системи) 135

Е

Електронегативність 208

Електрони

зовнішні 158

неспарені 153

спарені 153

Електронна оболонка 154

Електронна формула

атома 154

молекули 203, 204

Електронний октет 192

Електронні орбіталі

(*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 152, 153

Елементи

інертні 127

лужні 127

лужноземельні 127

Енергетичний

підрівень 154

рівень 154

З

Закон Авогадро 19

Зв'язок

йонний 196

ковалентний 203

неполярний 208

подвійний 204

полярний 208

потрійний 204

простий 204

σ -зв'язок 205

π -зв'язок 205

І

Ізотопи 144

Індикатор 66

Інертні гази 127

К

Катіон 30

Кислоти 37

безоксигенові 40

добування 106

класифікація 40

назви 41

оксигеновмісні 40

середньої сили 40

сильні 40

склад 37

слабкі 40

фізичні властивості 73

хімічні властивості 74

Кислотний залишок 37

Кислототворний елемент 38

Кількість речовини 6

Класифікація 125

неорганічних речовин 114

хімічних елементів 125,

127, 166

Кристалічні ґратки 198

- Л**
Луги 65
 добування 102
- М**
Метали 125
 лужні 126
 лужноземельні 126
Міжмолекулярна взаємодія 211
Моль 6, 7, 147
Молярна маса 12
Молярний об'єм 17
- Н**
Нейтрон 139
Неметали 125
Нормальні умови 18
Нуклід 145
Нуклон 139
Нуклонне число 140
- О**
Оксиди 29, 179
 амфотерні 83
 вищі 31, 179
 добування 98
 кислотні 42
 класифікація 115
 назви 31
 несолетворні 115
 основні 35
 солетворні 114
 фізичні властивості 48
 хімічні властивості 49
Орбіталь 152
Основи 34
 добування 102
 назви 35
 фізичні властивості 64
 хімічні властивості 66
- П**
Період 135
Періодична система 134
 довгий варіант 134
 короткий варіант 134
Періодичний закон 132, 164
 значення 184
 фізична суть 166
Підгрупа 136
Правило електронейтральності 216
 «октав» 128
Принцип найменшої енергії 157
Природний ряд елементів 131
Протон 139
Протонне число 140
- Р**
Радіоактивний розпад 142
Радіонуклід 147
Радіус атома 167
Реакція заміщення 75
 нейтралізації 68
 обміну 51
 ядерна 151
Ряд активності металів 75
- С**
Солі 44
 добування 109
 назви 45
 фізичні властивості 88
 хімічні властивості 88
Спін електрона 153
Стала Авогадро 8
Стан атома збуджений 162
 основний 161
Ступінь окиснення 215
- Т**
Таблиця розчинності 65
- Х**
Хімічна формула істинна 213
 найпростіша 213
Хімічний елемент 140
Хімічний зв'язок 190

Зміст

Дорогі восьмикласники! 3

1 розділ

Кількість речовини.

Розрахунки за хімічними формулами

§ 1. Кількість речовини.....	5
§ 2. Молярна маса.....	12
§ 3. Молярний об'єм. Закон Авогадро.....	16
<i>Для допитливих.</i> Співвідношення об'ємів газів у хімічних реакціях.....	22
§ 4. Відносна густина газу.....	23
<i>Для допитливих.</i> Про середню відносну молекулярну масу повітря.....	27

2 розділ

Найважливіші класи неорганічних сполук

§ 5. Оксиди.....	29
§ 6. Основи.....	34
§ 7. Кислоти.....	36
§ 8. Солі.....	44
§ 9. Властивості та використання оксидів.....	48
<i>Для допитливих.</i> Кислотні опади.....	57
§ 10. Розрахунки за хімічними рівняннями.....	58
§ 11. Властивості та використання основ.....	64
§ 12. Властивості та використання кислот.....	73
<i>Експериментуємо вдома.</i> Природні індикатори.....	81
§ 13. Амфотерні оксиди та гідроксиди.....	83
§ 14. Властивості та використання солей.....	87
<i>Для допитливих.</i> Кислі солі.....	94

Практична робота № 1.	
Дослідження властивостей найважливіших класів неорганічних сполук	95
Варіант I. Дослідження хімічних властивостей хлоридної кислоти	95
Варіант II. Дослідження властивостей нікель(II) сульфату	96
§ 15. Способи добування оксидів	98
§ 16. Способи добування основ і амфотерних гідроксидів.....	102
§ 17. Способи добування кислот.....	106
§ 18. Способи добування солей.....	109
§ 19. Узагальнення знань про найважливіші класи неорганічних сполук	114
Практична робота № 2.	
Розв'язування експериментальних задач	120
Варіант I. Здійснення реакцій за схемою хімічних перетворень	120
Варіант II. Складання схеми хімічних перетворень і здійснення реакцій.....	121

3 розділ

Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва.

Будова атома

§ 20. Перші спроби класифікації хімічних елементів.....	124
§ 21. Періодичний закон	129
§ 22. Періодична система хімічних елементів.....	134
§ 23. Будова атома.....	139
§ 24. Ізотопи.....	143
<i>Для допитливих. Ядерні реакції.....</i>	<i>151</i>
§ 25. Сучасна модель атома.....	152
§ 26. Будова електронних оболонок атомів.....	157
§ 27. Періодичний закон і електронна будова атомів.....	164

§ 28. Характеристика елемента за його місцем у періодичній системі та будовою атома.....	170
§ 29. Періодична система, хімічний характер елементів і властивості простих речовин.....	174
§ 30. Періодична система і хімічні властивості сполук.....	179
§ 31. Значення періодичного закону. Життя та діяльність Д. І. Менделєєва.....	184

4 розділ

Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 32. Стійкість електронних оболонок. Перетворення атомів на йони.....	191
§ 33. Йонний зв'язок. Йонні сполуки.....	196
§ 34. Ковалентний зв'язок.....	201
§ 35. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Електронегативність атомів.....	207
§ 36. Молекулярні речовини.....	211
§ 37. Ступінь окиснення.....	214
Післямова.....	220
Відповіді до задач і вправ.....	221
Словничок термінів.....	223
Предметний покажчик.....	227

Попель П. П.

Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. / П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ВЦ «Академія», 2008. — 232 с. : іл.

ISBN 978-966-580-263-1

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—11 класів загальноосвітніх навчальних закладів. У ньому розглянуто матеріал із розділів «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Найважливіші класи неорганічних сполук», «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома», «Хімічний зв'язок і будова речовини». Містить практичні роботи, лабораторні досліді, запитання, вправи, задачі, завдання для домашнього експерименту, додатковий матеріал для допитливих, а також словничок хімічних термінів і предметний покажчик.

ББК 24. 1я 721

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за державні кошти.
Продаж заборонено

Редактор А. А. Даниленко
Технічний редактор Т. І. Семченко
Коректор В. П. Мусійченко
Художнє оформлення В. М. Штогриня
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Підписано до друку
з оригінал-макета 25.06.2008.
Формат 60×90/16.
Папір офс. № 1.
Гарнітура Шкільна. Друк офсетний.
Ум.-друк. арк. 14,5.
Обл.-вид. арк. 10,4. Зам. № 8-301.
Наклад 183 400 прим.

Видавничий центр «Академія»
04119, м. Київ-119, а/с 37.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia-pc@svitonline.com
Свідоцтво: серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

ВАТ «Білоцерківська книжкова фабрика».
09117, м. Біла Церква, вул. Леся Курбаса, 4.