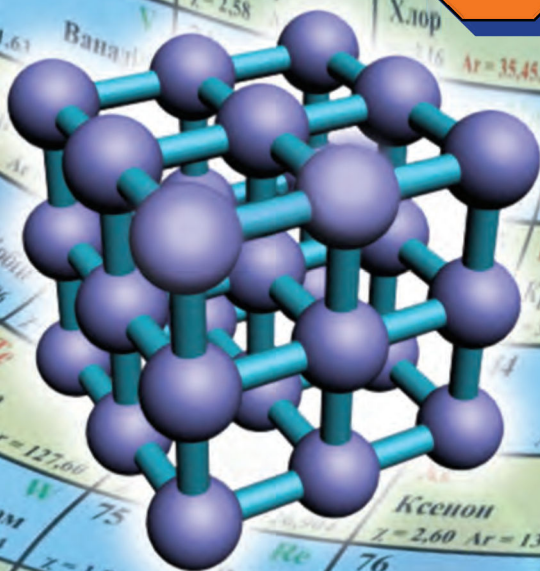


М. М. Савчин

ХІМІЯ

8



УДК 54(075.3)
ББК 24я271
С13

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ МОН України від 10.05.2016 р. № 491)

Експерти, які здійснили експертизу даного підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа «*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України*»:

А. Ю. Бутко, учитель спеціалізованої загальноосвітньої школи № 2 І–ІІІ ступенів з поглибленим вивченням іноземних мов м. Чернігова, учитель-методист;

І. О. Філоненко, завідувач НМЦ природничо-математичної освіти і технологій Інституту післядипломної педагогічної освіти Київського університету імені Бориса Грінченка.

Умовні позначення:



— завдання
для актуалізації знань;



— цікаво знати;



— завдання
для самоконтролю;



— лабораторний дослід;



— запам'ятайте, зверніть увагу;



— практична робота;



— підсумовуємо вивчене;



— досліджуємо вдома.

Савчин М. М.

С13 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. / М. М. Савчин. — К. : Грамота, 2016. — 224 с. : іл.

ISBN 978-966-349-579-8

Підручник створено відповідно до вимог Державного стандарту базової і повної загальної середньої освіти щодо навчального предмета «Хімія» та чинної програми. Зміст навчальних тем скеровано на формування предметних компетентностей учнів. Методичний апарат підручника зорієнтований на вікові особливості дітей, які навчаються у 8 класі, і включає різноманітні види діяльності, що використовуються на різних етапах здобуття знань і досвіду.

Для учнів та інших учасників навчального процесу.

УДК 54(075.3)
ББК 24я271

ISBN 978-966-349-579-8

© Савчин М. М., 2016
© Видавництво «Грамота», 2016

ДОРОГІ ЮНІ ДРУЗІ!

У 8 класі ви продовжуєте вивчати хімію — науку про речовини, їх будову та властивості. Цього року ви детальніше ознайомитеся з періодичним законом і структурою періодичної системи та будовою речовин. Це забезпечить свідоме вивчення неорганічних сполук: оксидів, кислот, основ, солей, їх складу, будови й властивостей.

Під час вивчення хімії у 8 класі ви будете формувати предметні й ключові компетентності, розуміння того, наскільки важливими є хімічні знання для сучасної людини.

Збагатити, розширити й поглибити знання про хімічні елементи й сполуки вам допоможе підручник. Він складається з окремих тем і параграфів, у кожному з яких виокремлено підпункти й рубрики, які вам уже відомі з 7 класу.

Для полегшення роботи з підручником у ньому подано умовні позначення рубрик (*див. с. 2*).

Ознайомтеся зі змістом підручника, зверніть увагу на запропоновані програмою навчальні теми, повторіть основні питання курсу хімії, що розглядалися в 7 класі. У змісті кожного параграфа є рубрика, що зорієнтує на результати, яких необхідно досягти. У тексті параграфів уміщено запитання та завдання, за допомогою яких ви зможете пригадати вже відомий вам матеріал або поглибити свої знання під час вивчення нового. Після кожного параграфа є узагальнення, розроблено завдання для самоконтролю, що розташовані в порядку зростання їх складності. Інші рубрики ставлять за мету допомогти вам навчитися досліджувати властивості речовин і спостерігати результати ваших досліджень, самостійно виконувати практичні роботи, робити обчислення, формулювати висновки, готувати навчальні проекти. Швидко пригадати опрацьований матеріал вам допоможуть подані наприкінці кожної теми узагальнення, підготовлені у вигляді схем. У них сконцентровано всі найважливіші поняття, визначення, формули, що розглядалися в темах.

Допоможуть у роботі «**Словник хімічних термінів**» і «**Предметний покажчик**», подані наприкінці підручника.

Тож запрошую вас у нову подорож світом неорганічної хімії. Бажаю успіхів!

Авторка



ВСТУП

ПОВТОРЕННЯ НАЙВАЖЛИВІШИХ ПИТАНЬ КУРСУ ХІМІЇ 7 КЛАСУ



§ 1. НАЙВАЖЛИВІШІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ. ПРОСТІ Й СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ. РЕАКЦІЇ РОЗКЛАДУ, СПОЛУЧЕННЯ



Повторивши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* хімічні елементи (не більше 20-ти) за сучасною науковою номенклатурою; прості (метали й неметали) та складні (оксиди, основи, кислоти) речовини;
- *формулювати визначення понять*: «речовина», «атом», «молекула», «проста речовина», «складна речовина», «реакція розкладу», «реакція сполучення»;
- *записувати* символи хімічних елементів, формули простих і складних речовин, реакції розкладу та сполучення;
- *складати рівняння реакцій* розкладу та сполучення.



Пригадайте найважливіші хімічні поняття з курсу хімії 7 класу.

Найважливіші хімічні поняття. Вам відомо, що хімія — це наука про речовини, їх склад, будову, властивості й перетворення, що відбуваються з ними. Ви також ознайомилися з поняттями, які є невід’ємними складовими цієї науки.



Пригадайте з курсу хімії 7 класу визначення поняття «речовина».

Становлення хімії як науки відбувалося на основі вивчення складу речовин, іншими словами, учені намагалися встановити, з яких найдрібніших частинок складається кожна з них.



Пригадайте, з яких частинок складаються речовини.

З курсу хімії 7 класу вам відомо, що складовими частинками речовини є молекули, атоми, йони. Поняття «молекула» й «атом» вам уже відомі. З поняттям «йон» ви ознайомитеся, вивчаючи тему «Хімічний зв'язок і будова речовини».



Пригадайте й сформулюйте самостійно визначення понять «молекула», «атом».

Залежно від того, які частинки входять до складу речовини (молекули, атоми чи йони), учені поділили їх на **молекулярні** й **немолекулярні**. Ви, мабуть, пригадуєте, що речовини, котрі складаються з молекул, належать до молекулярних, а ті, в основі будови яких є атоми та йони, — до немолекулярних.

ПРОСТІ й СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ.



Поясніть подану нижче схему класифікації речовин (рис. 1). Сформулюйте визначення простих і складних речовин.



Наведіть приклади відомих вам речовин: а) простих; б) складних; в) металів; г) неметалів.

Як вам уже відомо, речовинам притаманні певні властивості, що проявляються через ознаки. За ними можна встановити, чим речовини відрізняються одна від одної або чим подібні.

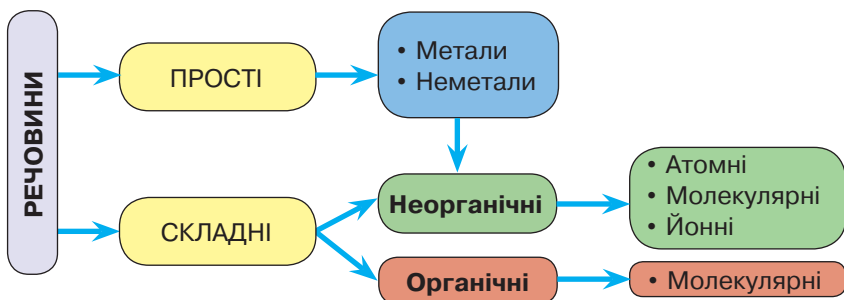


Рис. 1. Схема класифікації речовин



Пригадайте й назвіть відомі вам властивості речовин. Розгляньте й поясніть схему (рис. 2).

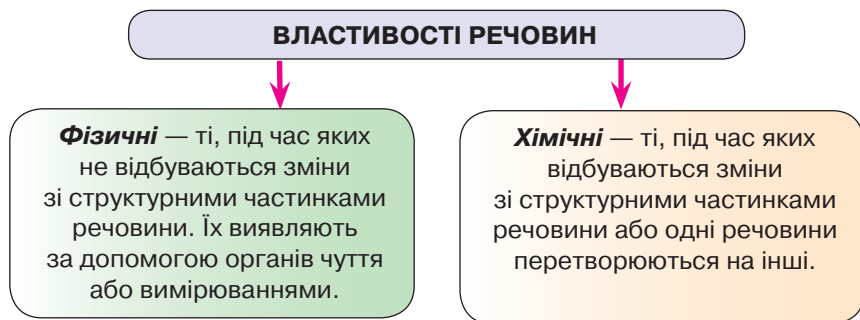


Рис. 2. Схема класифікації властивостей речовин



Наведіть приклади відомих вам фізичних і хімічних властивостей речовин.

ПЕРЕТВОРЕННЯ РЕЧОВИН. РЕАКЦІЇ РОЗКЛАДУ, СПОЛУЧЕННЯ. Під час хімічних реакцій (перетворень), як уже зазначалося, відбувається руйнування одних речовин та утворення інших. Залежно від того, яким чином перегруповуються атоми та які продукти реакцій утворюються, розрізняють різні типи хімічних реакцій. Два з них вам уже відомі (рис. 3).

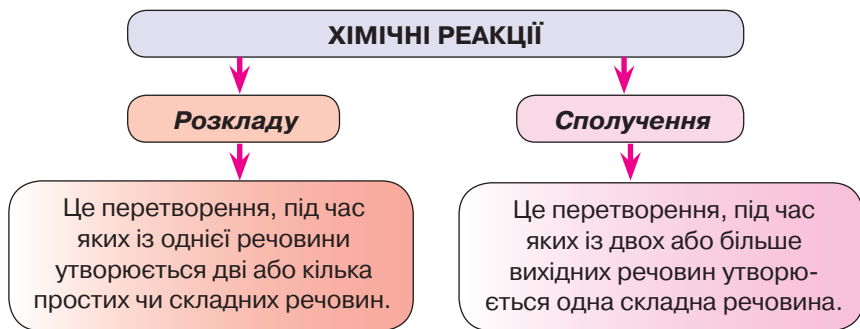


Рис. 3. Схема класифікації вивчених хімічних реакцій



Пригадайте з курсу хімії 7 класу такі реакції: а) добування кисню з гідроген пероксиду; б) взаємодії кисню з простими й складними речовинами.

Ця відома вам реакція добування кисню з гідроген пероксиду характерна тим, що під час нагрівання речовини з участю ката-

лізатора манган(IV) оксиду утворюються дві речовини: вода та кисень.



Напишіть самостійно рівняння реакції добування кисню в лабораторії. Назвіть, до якого типу вона належить.

Вивчаючи хімічні властивості кисню, ви ознайомилися з реакціями взаємодії кисню з простими й складними речовинами, дізналися про взаємодію води з оксидами. Зокрема, ви вже знаєте, що під час взаємодії кисню з воднем, вуглецем, сіркою, магнієм, залізом, міддю утворювалися складні речовини — *оксиди*. До їх складу входили два елементи, один з яких — Оксиген.



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії кисню з простими речовинами: металами й неметалами. Назвіть, до якого типу вони належать, та якими явищами (ознаками) супроводжуються.

Окрім взаємодії з простими речовинами, кисень реагує зі складними: метаном (CH_4), гідроген сульфідом (H_2S). В організмі людини відбувається реакція окиснення глюкози ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Результатом цих реакцій є оксиди елементів, що входять до складу складних речовин.



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії кисню зі складними речовинами, згаданими вище. Чим відрізняються реакції горіння й повільного окиснення?



ПІДСУМОВУЄМО ПОВТОРЕНЕ

- **Речовина** — це те, з чого складаються фізичні тіла.
- **Речовини** мають здатність проявляти фізичні та хімічні властивості. Під час хімічних реакцій відбуваються зміни зі структурними частинками речовин, спричиняючи їх перетворення.
- **Речовини** поділяються на прості й складні за складом, неорганічні й органічні — за походженням. **Прості** речовини утворені хімічними елементами одного виду, **складні** — двома або більше хімічними елементами. До простих речовин належать метали й неметали, до складних — відомі вам оксиди, основи, кислоти.
- **Хімічні реакції** — це перетворення, під час яких відбувається руйнування одних речовин та утворення інших.
- **Реакції розкладу** — перетворення, під час яких з однієї речовини утворюються дві або кілька простих чи складних речовин.
- **Реакції сполучення** — це перетворення, під час яких з двох або більше вихідних речовин утворюється одна складна.

- **Хімічні реакції** супроводжуються зовнішніми ефектами: зміна забарвлення; випадання осаду або його розчинення; виділення газу; випромінювання світла; виділення або поглинання тепла.
- **Реакції горіння** — це реакції, що відбуваються з виділенням тепла й світла.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть, користуючись періодичною системою, перші 20 елементів, розташованих у ній. Визначте серед них металічні та неметалічні елементи.
2. Опишіть фізичні властивості: а) металів; б) неметалів.
3. Прочитайте формули сполук і класифікуйте подані речовини на прості й складні: CaO , H_2CO_3 , Na , KOH , Fe_2O_3 , H_2 , N_2O , C , Zn , H_3PO_4 , N_2 , Ca(OH)_2 , Cu , O_3 , NaOH , H_2SO_4 .
4. Напишіть рівняння реакцій між запропонованими речовинами: а) C і O_2 ; б) CH_4 і O_2 ; в) Si і O_2 ; г) P і O_2 ; ґ) H_2S і O_2 ; д) C і S . Назвіть продукти реакцій.
5. Запропонуйте рівняння розкладу, окрім реакції добування кисню з гідроген пероксиду. Напишіть рівняння реакцій.
6. Напишіть рівняння реакцій між оксидами та водою: а) Na_2O і H_2O ; б) CaO і H_2O ; в) P_2O_5 і H_2O ; г) CO_2 і H_2O . Назвіть утворені продукти.
7. Випишіть із продуктів реакцій завдання 6 окремо: а) основи; б) кислоти. Поясніть, чому їх називають *гідратами оксидів*.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Для розпушування тіста часто додають харчову соду (натрій гідрокарбонат NaHCO_3). Під час випікання продукту тісто «підростає» і стає пухким. Дослідіть, за рахунок чого відбувається розпушування тіста і яка реакція відбувається з натрій гідрокарбонатом за високої температури.

Дослід 2. Придбайте універсальний індикаторний папір і випробуйте ним такі розчини: а) оцтової кислоти; б) шампуню; в) лимонної кислоти; г) гелю для очищування труб. Що спостерігаєте? Зробіть відповідні висновки про дію індикатора на ці речовини.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• У лабораторних умовах добування кисню розкладом гідроген пероксиду зазвичай проводять у присутності манган(IV) оксиду. За його відсутності можна використати шматочки сирої картоплі, яка слугує біокатализатором.



§ 2. ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА МАСА, ЇЇ ОБЧИСЛЕННЯ ЗА ХІМІЧНОЮ ФОРМУЛОЮ. МАСОВА ЧАСТКА ЕЛЕМЕНТА В СКЛАДНІЙ РЕЧОВИНІ



Повторивши матеріал параграфа, ви зможете:

- розрізняти поняття «відносна молекулярна маса», «відносна формульна маса», «масова частка елемента»;
- обчислювати відносну молекулярну масу речовини за її формулою; масову частку елемента в складній речовині.

Відносна молекулярна маса речовини. З курсу хімії 7 класу вам відомо, що атоми елементів мають певну масу. Оскільки молекули й інші структурні частинки речовин складаються з атомів, то їм властива кількісна характеристика. Однак маси атомів, як і маси інших структурних частинок речовин, малі, через це користуватися ними під час обчислень практично дуже важко. Тому вчені запропонували використовувати не абсолютні, а відносні атомні й молекулярні маси. Позначаються вони відповідно так: A_r і M_r .



Пригадайте, у чому різниця між цими поняттями.



Відносна молекулярна маса — це число, яке показує, у скільки разів маса певної молекули більша від $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.

Обчислюють її за сумою відносних атомних мас елементів, з яких складається молекула. Розглянемо приклад.

Вправа 1. Обчисліть відносну молекулярну масу карбонатної кислоти.

$$M_r(\text{H}_2\text{CO}_3) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 12 + 3 \cdot 16 = 2 + 12 + 48 = 62.$$

Для речовин немoleкулярної будови (йонної, атомної) використовують термін «відносна формульна маса», що означає відношення маси формульної одиниці до $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.

Позначають, як і відносну молекулярну масу, — M_r , обчислюють аналогічно. Розглянемо приклад.

Вправа 2. Обчисліть відносну формульну масу калій ортофосфату K_3PO_4 .

$$M_r(K_3PO_4) = 3A_r(K) + A_r(P) + 4A_r(O) = 3 \cdot 39 + 31 + 4 \cdot 16 = 212.$$

ОБЧИСЛЕННЯ МАСОВОЇ ЧАСТКИ ЕЛЕМЕНТА В СКЛАДІ РЕЧОВИНИ.

Масові частки елементів у складі речовини обчислюють за хімічною формулою.

Як вам відомо, **масова частка елемента** — це відношення маси елемента до маси сполуки. Виражається формулою:

$$w(E) = \frac{nA_r}{M_r},$$

де $w(E)$ — масова частка; n — число атомів елемента; A_r — відносна атомна маса; M_r — відносна молекулярна (формульна) маса. Якщо ж необхідно обчислити масову частку у відсотках — отриманий результат треба помножити на 100 %. Пригадати, як обчислюють масову частку елемента, вам допоможе задача.

Задача. Обчисліть масову частку Карбону в карбон(IV) оксиді.

Спочатку робимо короткий запис умови задачі (ліворуч), у якому вказуємо, що відомо й що потрібно обчислити.

Відомо:	Розв'язання
CO_2	1. Обчислюємо відносну молекулярну масу сполуки:
$w(C) = ?$	$M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O) = 12 + 2 \cdot 16 = 44.$
	2. Обчислюємо масову частку Карбону за формулою:
	$w(E) = \frac{nA_r}{M_r} \quad w(C) = \frac{12}{44} \cdot 100 \% = 27,27 \%.$
	Відповідь: $w(C) = 27,27 \%$.



ПІДСУМОВУЄМО ПОВТОРЕНЕ

- **Відносна молекулярна маса** — це число, яке показує, у скільки разів маса певної молекули більша від $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону.

Обчислюється за сумою відносних атомних мас елементів, що входять до складу сполуки. Застосовується під час обчислення відносних молекулярних мас речовин із молекулярною будовою.

- **Відносна формульна маса** — відношення маси формульної одиниці до $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону. Позначається й обчислюється, як відносна молекулярна маса. Застосовується для сполук із немoleкулярною будовою (атомних і йонних).
- **Масова частка елемента** — це відношення маси елемента до маси сполуки, що виражається формулою: $w(E) = \frac{nA_r}{M_r}$.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть відносні молекулярні (формульні) маси сполук:
а) N_2 , SO_2 , CuO , $NaCl$;
б) SO_3 , B_2O_3 , Mn_2O_7 , HNO_3 ;
в) H_3PO_4 , Na_2CO_3 , $Al(OH)_3$, $Al_2(SO_4)_3$.
2. Обчисліть масові частки елементів у сполуках: а) Літію — у літій оксиді; Кальцію — у кальцій хлориді $CaCl_2$; Натрію — у натрій гідроксиді $NaOH$; б) Магнію — у магній оксиді; Фосфору — у фосфор(V) оксиді; Нітрогену — у нітратній кислоті HNO_3 ; в) Сульфуру — у натрій сульфіді Na_2S ; Алюмінію — в алюміній оксиді; Фосфору — в ортофосфатній кислоті H_3PO_4 .
3. Обчисліть масові частки елементів у сполуках: а) Фосфору й Гідрогену — у фосфіні PH_3 ; Барію й Оксигену — у барій карбонаті $BaCO_3$; Кальцію й Оксигену — у кальцій гідроксиді $Ca(OH)_2$; б) Купруму й Оксигену — у купрум(І) оксиді; Калію та Сульфуру — у калій сульфаті K_2SO_3 ; Калію й Гідрогену — у калій гідроксиді KOH .



§ 3. МАСОВА ЧАСТКА РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ В РОЗЧИНІ



Повторивши матеріал параграфа, ви зможете:

- розрізняти поняття «розчин», «розчинена речовина», «маса розчину», «маса розчиненої речовини»;
- обчислювати масову частку речовини в розчині; масу розчиненої речовини.





Пригадайте з курсу хімії 7 класу, що означають поняття «розчин», «розчинник», «розчинена речовина».

Розчин і його компоненти. З побуту та з теми «Вода», що вивчалася в 7 класі, вам відомо, що вода є розчинником багатьох речовин. Доведено, що в ній розчиняються тверді, рідкі й газоподібні речовини. Так, готуючи страви (а всі вони містять воду), ви підсолюєте їх, щоб покращити смакові властивості їжі. Кухонна сіль (натрій хлорид) розчиняється у воді. Виготовлення фізіологічного розчину в медицині теж пов'язане з розчиненням натрій хлориду у воді. Для зниження концентрації оцтової кислоти до неї доливають воду. Карбон(IV) та сульфур(IV) оксиди, частково розчиняючись у воді, утворюють слабку H_2CO_3 та нестійку H_2SO_3 кислоти.

У всіх наведених прикладах вода є **розчинником**, а натрій хлорид, оцтова кислота, карбон(IV) та сульфур(IV) оксиди — це **розчинені речовини**. Розчинник і розчинена речовина утворюють **розчин**.

Якщо ж узяти розчинник і розчинену речовину в певних масових кількостях, то сума цих мас утворить **масу розчину**, що можна записати за допомогою формули:

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

Наприклад: якщо у воді масою 100 г розчинити цукор масою 15 г, то утворений розчин матиме масу 115 г.



На основі прочитаного сформулюйте самостійно визначення поняття «розчин».

Масова частка розчиненої речовини в розчині. Розчини мають велике практичне значення в житті людини й у природі. Вони є складниками нашої їжі. Поживні речовини, необхідні для росту й розвитку рослин, надходять до їх організмів теж у вигляді розчинів. Багато лікарських препаратів є розчинами фізіологічно діючих речовин. Можна наводити й інші приклади.

У багатьох випадках на різних виробництвах є потреба використовувати розчини з відповідною кількістю розчиненої речовини. Тому важливо вміти визначати вміст розчиненої речовини в розчині. У хімії його визначають масовими частками та іншими способами.



Масова частка розчиненої речовини W (читається — «дубль-ве») — це відношення маси цієї речовини до маси розчину, що виражається математичним виразом:

$$W = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100 \, \%.$$

Наприклад: якщо масова частка речовини в розчині становить 0,25, або 25 %, це означає, що в розчині масою 100 г міститься розчинена речовина масою 25 г.



Поясніть, що означають вирази:

- а) масова частка кухонної солі в розчині становить 0,2;
- б) масова частка оцтової кислоти в оцті становить 9 %.

Обчислення масової частки розчиненої речовини в розчині.

Наведемо приклад обчислення масової частки речовини в розчині, користуючись поданим вище математичним виразом.

Задача 1. Обчисліть масову частку лимонної кислоти в розчині, якщо у воді масою 120 г розчинили кислоту масою 5 г.

Відомо:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 120 \, \text{г}$$

$$m(\text{кислоти}) = 5 \, \text{г}$$

$$W(\text{кислоти}) = ?$$

Розв'язання

1. Знайдемо масу розчину:

$$m(\text{розчину}) = 120 \, \text{г} + 5 \, \text{г} = 125 \, \text{г}.$$

2. Обчислимо масову частку речовини

$$\text{в розчині: } W = \frac{5 \, \text{г}}{125 \, \text{г}} \cdot 100 \, \% = 4 \, \%.$$

Відповідь: $W(\text{кислоти}) = 4 \, \%$.

Обчислення маси розчиненої речовини в розчині. Масу розчиненої речовини в розчині обчислюють за формулою, похідною від формули, за якою обчислювали масову частку:

$$m(\text{речовини}) = \frac{m(\text{розчину})}{100 \, \%} \cdot W.$$

Наведемо приклад.

Задача 2. Обчисліть масу натрій хлориду (кухонної солі) у розчині масою 180 г, якщо масова частка солі становить 22 %.

Відомо:

$$m(\text{розчину NaCl}) = 180 \text{ г}$$
$$W(\text{NaCl}) = 22 \%$$

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

Розв'язання

1. Знайдемо масу розчиненої речовини $m(\text{NaCl})$ за формулою:

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

2. Підставляємо значення у формулу:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{180 \text{ г}}{100 \%} \cdot 22 \% = 39,6 \text{ г}.$$

Відповідь: $m(\text{NaCl}) = 39,6 \%$.

Складніші задачі можуть суміщати обчислення й маси речовини, й масової частки. Розглянемо приклад.

Задача 3. До розчину калій гідроксиду масою 230 г із масовою часткою 0,2 долили воду об'ємом 70 мл. Обчисліть масову частку речовини в новому розчині.

Відомо:

$$m(\text{розчину KOH}) = 230 \text{ г}$$

$$W(\text{KOH}) = 0,2$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 70 \text{ мл}$$

$$W(\text{KOH}) = ?$$

Розв'язання

1. Знайдемо масу розчиненої речовини $m(\text{KOH})$ за формулою:

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

2. Підставляємо значення у формулу:

$$m(\text{KOH}) = 230 \text{ г} \cdot 0,2 = 46 \text{ г}.$$

3. Знаходимо масу нового розчину:
 $m_1 = 230 \text{ г} + 70 \text{ г} = 300 \text{ г}.$

Оскільки густина води становить 1 г/мл, то об'єм 70 мл відповідає масі 70 г.

4. Знаходимо масову частку калій гідроксиду в новому розчині:

$$W = \frac{46 \text{ г}}{300 \text{ г}} \cdot 100\% = 15,3 \%.$$

Відповідь: $W(\text{KOH}) = 15,3 \%$.

ПІДСУМОВУЄМО ПОВТОРЕНЕ

- **Розчин** — це однорідна суміш, що складається з розчинника й розчиненої речовини. Вода є розчинником багатьох речовин.

- **Масова частка розчиненої речовини W** (читається — «дубль-ве») — це відношення маси цієї речовини до маси розчину, що виражається формулою:

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

Виражається в частках від одиниці або у відсотках.

- **Маса речовини** обчислюється за формулою:

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

і виражається в грамах (г), кілограмах (кг), тоннах (т).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

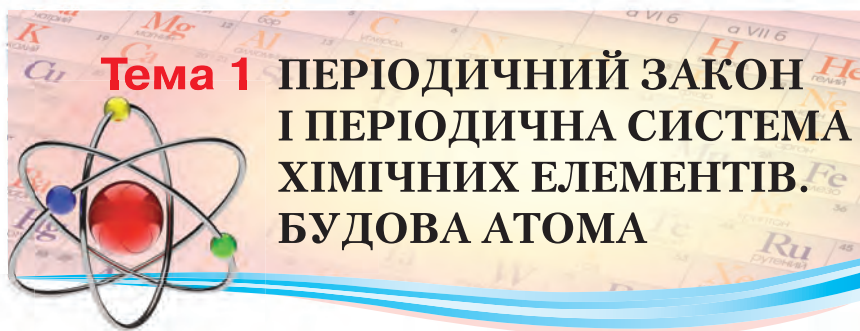
1. Обчисліть масову частку речовини в розчині масою 80 г, у якому розчинена кухонна сіль масою 4 г.
2. Обчисліть масову частку речовин у розчині масою 35 г, у якому розчинений калій гідроксид масою 7 г.
3. Калій гідроксид масою 20 г розчинили у воді об'ємом 140 мл. Обчисліть масову частку калій гідроксиду в розчині.
4. У розчині натрій гідроксиду масою 80 г масова частка речовини становить 0,3. Обчисліть масу натрій гідроксиду в розчині.
5. Під час обробки емальованого посуду розчином натрій хлориду використали сіль масою 25 г і воду об'ємом 1000 мл. Після кип'ятіння впродовж деякого часу маса розчину зменшилася на 100 г. Обчисліть масові частки натрій хлориду в розчині до й після кип'ятіння.
6. До розчину масою 150 г із масовою часткою нітратної кислоти 0,15 долили розчин масою 50 г із масовою часткою кислоти 0,25. Обчисліть масову частку кислоти в новому розчині.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Узимку в природі відсутні квіти, з яких можна зробити букет. Щоб прикрасити приміщення на новорічне свято, можна виготовити оригінальний букет, скориставшись розчином кухонної солі. Для його приготування треба взяти воду об'ємом 200 мл і сіль масою 70 г. У підготовлений розчин опустити гілку хвойного дерева та залишити на кілька днів.

Опишіть спостереження та поясніть, що утворилося на гілці. Дайте назву дослід. Обчисліть масову частку солі в такому розчині.



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



§ 4. КОРОТКІ ІСТОРИЧНІ ВІДОМОСТІ ПРО СПРОБИ КЛАСИФІКАЦІЇ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. ПОНЯТТЯ ПРО ЛУЖНІ, ІНЕРТНІ ЕЛЕМЕНТИ, ГАЛОГЕНИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* передумови відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону та створення таблиці класифікації елементів — періодичної системи;
- *наводити приклади* лужних, інертних елементів, галогенів;
- *знати* найважливіших представників лужних та інертних елементів, галогенів; розташування лужних та інертних елементів, галогенів у періодичній системі; зміни властивостей їх сполук із Оксигеном і гідроксидів.



Пригадайте, про що можна довідатися з однієї клітинки періодичної системи хімічних елементів, запропонованої Д. І. Менделєєвим.

Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. У 7 класі ви частково ознайомилися з будовою періодичної системи хімічних елементів. Вам відомо, що будь-яка наука починається зі збирання й накопичення наукових фактів, а, маючи достатньо цих даних, здійснює їх класифікацію. Відкриття все більшої кількості хімічних елементів, вивчення їх простих і складних речовин поставило вчених-хіміків перед фактом, що існуюча класифікація елементів на металічні та неметалічні, а простих речовин — на метали й неметали (А.-Л. Лавуазьє) є надто узагальненою та неточною.

У пошуках чинників, які можна взяти за основу класифікації, німецький учений *Й. Деберейнер*, працюючи над дослідженням властивостей Брому, виявив у 1829 р., що цей елемент займає проміжне місце між Хлором та Йодом. Він установив поступову зміну їх атомної маси. Згодом дослідник виділив ще кілька подібних трійок елементів, які назвав «тріадами». Це: **Li, Na, K; Ca, Sr, Ba; P, As, Sb; S, Se, Te; Fe, Co, Ni**. Першою була «тріада» **Cl, Br, I**. З'ясувалося, що атомна маса середнього елемента, що входить до складу кожної з «тріад», приблизно дорівнювала середньому арифметичному атомних мас двох крайніх елементів. Однак ученому не вдалося охопити всі елементи «тріадами», тому інші відомі на той час елементи залишалися поза ними.

Деберейнер Йоганн Вольфганг (1780–1849) — видатний німецький хімік. Знання з хімії він здобув самостійно завдяки наполегливій праці. У 1810 р. йому запропонували посаду професора хімії в Єнському університеті. Університет став місцем наукових відкриттів Деберейнера. Він виявив каталітичну дію подрібненої платини, що приголомшливо вплинуло на хіміків Європи, адже тоді ще не знали про каталізatori й каталітичні реакції. У 1832 р. Деберейнер довів, що подрібнена платина є каталізатором реакції окиснення сульфур(IV) оксиду в сульфур(VI) оксид, з якого можна добувати сульфатну кислоту. Дослідник виявив «тріади» подібних елементів, про що ви вже довідалися. «Тріади Деберейнера» стали першою спробою класифікації елементів за їх атомними масами. Працював учений і як хімік-технолог.



Англійський учений-хімік *Дж. Ньюлендс* розташував елементи за зростанням їх атомних мас в один ряд. Аналізуючи їх властивості й властивості утворених ними простих речовин, він звернув увагу на те, що кожний восьмий елемент і його проста речовина проявляють подібність до обраного першого, тобто існує деяка закономірність. Учений назвав її «законом октав» (за аналогією до октави в музиці, що містить вісім нот). Однак жодних обґрунтувань виявлених ним закономірностей цей дослідник не дав.



Ньюлендс Джон (1837–1898) здобув освіту в хімічному коледжі. У 1857 р. Ньюлендс стає асистентом хіміка в Королівському сільськогосподарському товаристві. На початку 1860 р. він познайомився зі Станіслао Канніццаро, який привернув увагу Ньюлендса до проблеми атомних мас елементів. Досліджуючи її, учений склав таблицю, де розташував усі відомі елементи в порядку збільшення їх атомних мас (за даними Канніццаро). У 1864 р. дослідник зазначив, що в цьому ряду елементів спостерігається періодична поява хімічно подібних. Так уперше було висловлено ідею періодичної зміни властивостей елементів і здійснено констатацію цього факту, що знайшло відображення в «законі октав». Окрім цього, учений уперше запропонував термін «порядковий номер» елемента, не вкладаючи в нього особливого фізичного змісту.

Французький геолог *О. Е. де Шанкуртуа* (1820–1886) створив так звану «гвинтову» модель класифікації елементів, узявши за основу, знову ж таки, атомні маси. Він виявив, що подібні елементи потрапляють у вертикальні стовпці.

Німецький хімік *Ю. Л. Мейєр* (1830–1895) найбільше наблизвся до природної класифікації елементів. Він побудував графік залежності властивостей елементів від величини атомних мас, який мав вигляд хвиль. Кожна хвиля піднімається гострим піком у місцях розташування лужних металічних елементів, а потім відбувається спуск. Кожний спуск і підйом відповідає періоду в сучасній періодичній системі. Другий і третій періоди включали по сім елементів і практично відповідали «октавам» Дж. Ньюлендса.

Але Ю. Л. Мейєр виявив, що це властиво тільки вказаним періодам, а далі «закон октав» уже не міг діяти, оскільки наступні періоди вміщували більшу кількість елементів.

У 1864 р. дослідник запропонував таблицю класифікації елементів за зростанням атомних мас, обмежившись 28 елементами, щоб підкреслити закономірність, закладену в «тріадах». Через шість років Ю. Л. Мейєр подав нову таблицю, що складалася з 9 стовпців, у яких подібні елементи розташовувалися горизонтально. У деяких клітинках елементи були відсутні. Ця таблиця була найбільше наближена до природної класифікації хімічних елементів.

А 1865 р. вчені дійшли висновку про те, що за основу класифікації треба взяти відносні атомні маси як єдину сталу характеристику атома.

Через 4 роки після вже описаних робіт російський учений Д. І. Менделєєв, виявивши періодичність змін елементів, зумів пояснити залежність між величиною атомної маси елемента й властивостями простих і складних речовин, утворених цим елементом.

Ця закономірність лягла в основу відкриття періодичного закону та побудови таблиці класифікації хімічних елементів. У 1871 р. як узагальнення виявлених закономірностей ученим було сформульовано періодичний закон.

Лужні елементи та їх прості речовини. У таблиці класифікації хімічних елементів кожний ряд починається лужним металічним елементом.



Подумайте та висловіть своє припущення, чому саме так назвали ці елементи.

Які з елементів належать до лужних? Родина лужних металів представлена шістьма елементами, зокрема: **Літієм Li, Натрієм Na, Калієм K, Рубідієм Rb, Цезієм Cs, Францієм Fr**. Останній із них, добутий штучно, є радіоактивним. Через високу хімічну активність ці метали не існують у вільному стані.



Визначте розташування цих металів у періодичній системі.

Як видно з таблиці, вони утворюють цілу підгрупу в першому вертикальному ряду елементів. Це означає, що лужні елементи характеризуються подібністю як фізичних, так і хімічних властивостей, у сполуках завжди одновалентні. Усі прості речовини, утворені цими елементами, є типовими металами.



Пригадайте, які фізичні властивості характерні для металів.

Отже, для лужних металів характерним є металічний блиск, висока пластичність, низькі температури плавлення й кипіння, які зі зростанням їх порядкових номерів і відносної атомної маси знижуються. Лужні метали належать до легких, оскільки їх густина становить від 0,53 до 2,3 г/см³. Звідси можна зробити

висновок про те, що зі збільшенням відносних атомних мас лужних елементів змінюються фізичні властивості їх простих речовин (табл. 1). Зважаючи на те, що лужні метали є хімічно активними речовинами, вони легко окиснюються киснем повітря. Загальна формула утворених ними оксидів — R_2O , де R — відповідний метал.

Таблиця 1

Зміна властивостей лужних металів, їх оксидів і гідроксидів

Хімічний елемент		Проста речовина			Умови горіння	Зміна активності	Сполуки лужних елементів		
Назва елемента й простої речовини	A _r	Густина, г/см ³	t плав-лення, °С	t ки-піння, °С			Фор-мули окси-дів	Фор-мули гідро-ксидів	Зміна розчин-ності у воді
Літій Li	7	0,53	180	1370	За нагрі-вання	Посилюється ↓	Li ₂ O	LiOH	Зростає ↓
Натрій Na	23	0,79	98	900			Na ₂ O	NaOH	
Калій K	39	0,85	63	776			K ₂ O	KOH	
Рубідій Rb	85	1,5	38	705	Rb ₂ O		RbOH		
Цезій Cs	133	1,9	28	688	Cs ₂ O		CsOH		
Францій Fr	233	2,3	20	650	Fr ₂ O	FrOH			
Назви співпада-ють	зрос-тає	зрос-тає	знижуються		Актив-ність висока	У сполуках одновалентні			



Напишіть формули оксидів лужних елементів і з'ясуйте, до якої з груп (основних чи кислотних) вони належать.

Важливо зазначити, що оксиди лужних металів взаємодіють із водою, унаслідок чого утворюються *гідроксиди* — основи, розчинні у воді. Загальна формула гідроксидів, утворених лужними металічними елементами — ROH , де R — йон металічного елемента.



Пригадайте взаємодію основних оксидів із водою. Напишіть рівняння реакцій натрій і калій оксидів із водою.

Гідроксиди лужних металів добре розчинні у воді та змінюють забарвлення фенолфталеїну на малинове.



Який характер проявляють гідроксиди лужних металів? Звідки, на вашу думку, походить назва «луги»?

Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , Fr_2O — це основні оксиди.

LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH — типові основи (луги).

Спостерігаються певні закономірні зміни в хімічних властивостях сполук лужних металів. Зокрема, зі зростанням відносних атомних мас елементів посилюється здатність оксидів і гідроксидів легше загорятися на повітрі, зростає розчинність у воді (табл. 1, с. 20).

ГАЛОГЕНИ ТА ЇХ ПРОСТІ РЕЧОВИНИ. Друга родина хімічних елементів — **галогени**, на противагу лужним, складається з типових неметалічних елементів. До неї входять **Флуор F**, **Хлор Cl**, **Бром Br**, **Йод I**, **Астат At** (радіоактивний). Назва родини походить від грецьких слів «галос» — сіль і «генос» — походження, що означає: «ті, що народжують сіль». Молекули простих речовин галогенів складаються з двох атомів.



Напишіть ряд простих речовин, утворених галогенами, і дайте їм назви.

Зі зростанням порядкових номерів зростає відносна молекулярна маса простих речовин. Відповідно змінюються їх фізичні властивості: підвищуються температури плавлення й кипіння, збільшується густина. Змінюється й агрегатний стан: фтор F_2 і хлор Cl_2 — це гази жовтого та жовто-зеленого кольору відповідно, бром Br_2 — рідина червонувато-бурого кольору, а йод I_2 — тверда, чорно-сірого кольору, з металічним блиском речовина. Галогени, крім кольору, характеризуються й наявністю різкого запаху. Вдихання парів галогенів призводить до отруєння. Наприклад, від хлору, який у Першу світову війну використовували як хімічну зброю, постраждала велика кількість людей.



Пригадайте фізичні властивості, характерні для неметалів. Порівняйте їх із властивостями галогенів.

Галогени, як і лужні метали, проявляють високу хімічну активність, тому легко реагують із багатьма простими речовинами. Оксиди, у яких вони проявляють вищу валентність (за винятком Флуору та Брому), можна представити загальною формулою R_2O_7 , де R — відповідний неметалічний елемент.

Прості речовини галогени під час реакцій з воднем за певних умов утворюють леткі сполуки складу ***HF, HCl, HBr, HI***. Водень згоряє у хлорі голубим полум'ям, унаслідок чого утворюється гідроген хлорид (*рис. 4*) — газ, добре розчинний у воді. Розчинення цього газу у воді супроводжується утворенням фонтану (*рис. 5*). Усі гідроген галогеніди добре розчинні у воді гази. Їх водні розчини змінюють забарвлення лакмусу та метилоранжу на червоний і рожевий кольори відповідно, що свідчить про наявність кислого середовища. Іншими словами — у розчинах гідроген галогеніди є кислотами.



Напишіть рівняння взаємодії галогенів з натрієм і воднем. Укажіть тип хімічних реакцій.

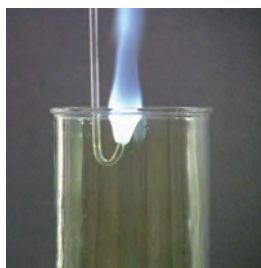


Рис. 4. Горіння водню в атмосфері хлору



Рис. 5. Розчинення хлороводню у воді (дослід «Фонтан»)

Важливо знати, що хімічна активність галогенів є неоднаковою. Зі зростанням відносних атомних мас елементів вона послаблюється від Флуору до Йоду. Відповідно послаблюється утворення сполук галогенів із воднем.

ІНЕРТНІ ЕЛЕМЕНТИ. У VIII групі періодичної системи знаходяться *інертні елементи*. Це **Гелій He, Неон Ne, Аргон Ar, Криптон Kr, Ксенон Xe**. Вони утворюють головну підгрупу (A) цієї групи. Характерною особливістю цих елементів є те, що їх атоми не сполучаються між собою і не утворюють сполук ні з Гідроеном, ні з металічними елементами. Символи хімічних елементів і формули їх молекул — ідентичні. Прості речовини цих елементів відомі під назвою «благородні гази». Під час пропускання крізь них електричного струму вони світяться різними кольорами. Ця властивість застосовується в рекламній галузі.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- З нагромадженням фактів про хімічні елементи з'явилася потреба їх класифікації. Попередниками **Д. І. Менделєєва** були німецький учений **Й. Деберейнер**, англійський учений-хімік **Дж. Ньюлендс**, французький геолог **О. Е. де Шанкуртуа** та німецький хімік **Ю. Л. Мейєр**, які виявили, що за основну ознаку класифікації необхідно взяти єдину сталу характеристику атома — **відносну атомну масу**.
- Дослідивши подібність окремих хімічних елементів, їх простих і складних речовин, учені виокремили кілька родин подібних елементів, зокрема: **лужні й інертні елементи, галогени**.
- **Лужні елементи** — природна родина елементів, що утворюють подібні між собою за властивостями прості й складні речовини. Прості речовини — типові метали, їх оксиди **R_2O** проявляють **основні** властивості, а сполуки оксидів із водою — гідроксиди **ROH** добре розчинні у воді та є **лугами**.
- **Хімічна активність** лужних металів посилюється зі зростанням відносної атомної маси елементів.
- **Галогени** — природна родина активних неметалічних елементів, що утворюють прості речовини типових неметалів, молекули яких двоатомні. Зі зростанням відносної атомної маси елементів хімічна активність послаблюється. Галогени реагують із воднем й іншими простими речовинами.
- **Інертні елементи** — природна родина елементів, що виявляють стійку інертність до інших речовин. Утворені ними прості речовини одноатомні, перебувають у газоподібному стані. Під час пропускання крізь них електричного струму світяться різними кольорами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть учених, які до відкриття Д. Менделєєвим періодичного закону намагалися здійснити класифікацію хімічних елементів.
2. Поясніть історичні передумови відкриття періодичного закону.
3. Укажіть першу класифікацію елементів, яку було запропоновано в хімії: а) поділ елементів на «тріади» за значенням їх атомних мас; б) поділ на металічні та неметалічні елементи.
4. Назвіть два-три представники: а) лужних та інертних елементів; б) галогенів.
5. Напишіть формули простих речовин, що утворені Флуором, Хлором, Бромом, і прочитайте їх.
6. Назвіть природні групи хімічних елементів, подібних за властивостями.

7. Перелічіть подібні властивості: а) лужних металів; б) галогенів.
8. Поясніть, як змінюється хімічна активність із зростанням відносних атомних мас елементів: а) металів; б) неметалів.
9. Охарактеризуйте подібні хімічні властивості: а) лужних металів; б) галогенів.
10. Напишіть рівняння реакцій між простими речовинами: Na і Cl_2 ; H_2 і Br_2 . Укажіть, до якого типу вони належать.
11. Охарактеризуйте властивості інертних елементів.
12. Поясніть, чому ви вивчаєте три групи елементів, що належать до найтипівіших металічних, неметалічних та інертних.
13. Обґрунтуйте на конкретних прикладах подібність і відмінність властивостей: а) металів; б) неметалів.
14. Напишіть, скориставшись зразком реакції взаємодії натрій оксиду з водою, рівняння реакцій: а) літій оксиду; б) калій оксиду з водою. Обчисліть масову частку Оксигену в літій гідроксиді.
15. Поясніть, як уникнути отруєння хлором, знаючи, що цей газ має відносно молекулярну масу 71.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Через високу хімічну активність лужні метали зберігають у запаяних ампулах.
- Натрій і калій у вільному стані добув англійський учений Г. Деві в 1808 р. Йому ж належить і вивчення їх властивостей.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Користуючись картою корисних копалин України та вашими знаннями з географії, знайдіть, де в Україні залягають мінерали, які вміщують солі хлору.



§ 5. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати визначення* періодичного закону Д. І. Менделєєва;
- *розуміти* залежність зміни властивостей хімічних елементів та їх сполук від атомних мас елементів;
- *пояснювати* періодичність зміни властивостей елементів та їх сполук.



Пригадайте з курсу хімії 7 класу, з яких складових побудована періодична система.

Перелічіть, які відомості про хімічні елементи 11 і 15 можна отримати з періодичної системи.

Відкриття періодичного закону. Вам відомо, що періодичною системою хімічних елементів можна користуватися як довідковою таблицею для визначення назви елемента та його простої речовини, відносних атомних мас елементів. Проте ви ще не ознайомлені з основними закономірностями, що спостерігаються в періодах і групах, а також із тим, чому властивості елементів і їх сполук змінюються залежно від величини атомних мас елементів.

На час відкриття періодичного закону було відомо 63 хімічні елементи. Багато з них знаходилося поза вже відомими класифікаціями. Д. І. Менделєєв зробив висновок про те, що між усіма елементами існує взаємозв'язок. Щоб довести це, за основу класифікації він обрав відносну атомну масу як єдину, сталу на той час, характеристику атома.

Учений виготовив картки, у яких позначалися символи елементів, відносні атомні маси, фізичні властивості простих речовин, вищі оксиди та гідрати оксидів відповідних елементів. Ці картки Д. І. Менделєєв розташував у ряд за зростанням їх відносних атомних мас. Аналізуючи всі відомості, він звернув увагу на повторюваність властивостей через певне число елементів.

Щоб краще зрозуміти відкритий Д. І. Менделєєвим періодичний закон, простежимо шлях від його відкриття до створення таблиці класифікації хімічних елементів, що отримала назву *періодична система*.

Зміну властивостей елементів і їх сполук показано в *таблиці 2 (с. 26)*. Проаналізувавши подані в ній відомості, ви зрозумієте хід думок Д. І. Менделєєва. Як бачимо, через певну кількість елементів властивості їх періодично повторюються. Аналогічно спостерігається зміна властивостей сполук: вищих оксидів, гідратів оксидів, летких сполук з Гідрогеном. Від Літію до Нітрогену зростає валентність елементів за Оксигеном від 1 до 4, а від Натрію до Хлору — від 1 до 7. Так само відбувається зміна валентності елементів у гідратах оксидів. У сполуках неметалічних елементів із Гідрогеном (летких сполуках) валентність атомів елементів спадає від 4 до 1.

Таблиця 2

**Зміна властивостей елементів та їх сполук
зі зростанням відносних атомних мас**

Символ хімічного елемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Відносна атомна маса	7	9	11	12	14	16	19	20
Вищий оксид	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	N ₂ O ₅	—	—	—
Гідрат вищого оксиду	LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃	—	—	—
Летка сполука з Гідрогеном	—	—	—	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	—
Символ хімічного елемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Гідрат вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Летка сполука з Гідрогеном	—	—	—	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl	—
Загальна формула вищого оксиду	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	—
Загальна формула леткої сполуки з Гідрогеном	—	—	—	RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR	—

Д. І. Менделєєв пронумерував складений ряд елементів, унаслідок чого кожний із них отримав свій **порядковий номер**. Далі вчений виділив ряди, що починаються лужним металічним елементом і закінчуються галогеном (інертні елементи на цей час ще не були відкриті), і побачив, що через деякий проміжок їх властивості періодично повторюються. Ці ряди було названо **періодами**. Розмістивши їх один під одним, учений склав таблицю, яка отримала назву **періодична система хімічних елементів**.

Досліджуючи й надалі властивості елементів і утворених ними сполук, а також довівши існування природних груп, Дмитро Менделєєв виявлену закономірність сформулював як **періодичний закон**.

У трактуванні Д. І. Менделєєва, яке він сформулював 18 лютого 1869 р., закон звучав так:



Властивості елементів, а тому й властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від величини їх атомних ваг.

Однак виявлена закономірність спостерігалася не в усіх періодах. Виникали певні порушення зі значенням відносних атомних мас, які потребували уточнень. Окрім цього, у таблиці з'являлися вільні клітинки. Це свідчило про те, що вчений передбачив існування ще не відомих на той час елементів. Для деяких із них Дмитро Менделєєв визначив можливі значення відносних атомних мас, склад і властивості простих і складних сполук, указав місце в періодичній системі.

Подальші наукові відкриття довели універсальність класифікації на основі періодичного закону. Згодом були відкриті Галій Ga (№ 31), передбачуваний Д. І. Менделєєвим, Скандій Sc (№ 21), Германій Ge (№ 32). Відкриття цих елементів послужило визнанню періодичного закону, а періодичну систему почали вважати справді природною класифікацією хімічних елементів.

Пізніше у визначенні періодичного закону термін «вага» замінено на «маса» через те, що вага залежить від того, у якому місці проводиться зважування. Маса ж є незмінною характеристикою атома. Тому в новому трактуванні закон читається так:



Властивості елементів, а тому й властивості утворених ними простих і складних тіл, перебувають у періодичній залежності від величини їх атомних мас.

Отже, створена Д. І. Менделєєвим періодична система є графічним відображенням періодичного закону. Подальші наукові дослідження з будови атома не заперечили відкриття періодичного закону, а, як і передбачав учений, дали йому нове життя — «надбудову і розвиток».



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Періодичний закон** відкрито Д. І. Менделєєвим на основі природної класифікації хімічних елементів і їх сполук.
- **Ознакою класифікації** обрано відносну атомну масу — єдину сталим характеристикою елементів.
- Розташування елементів у порядку зростання їх відносних атомних мас сприяло виявленню періодичності повторення властивостей елементів і сполук, утворених ними. Це дозволило сформулювати періодичний закон.
- **Періодичний закон** є універсальним законом природи. Завдяки цьому закону створено підґрунтя для подальших наукових відкриттів не тільки в хімії, а й в інших природничих науках. Доведено існування в природі нових, не відомих на той час, хімічних елементів і штучно добутих радіоактивних. Його подальший розвиток забезпечує розуміння взаємозв'язків між елементами та їх сполуками, сприяє відкриттю й застосуванню нових сполук і матеріалів на їх основі.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, яку основну ознаку Д. І. Менделєєв обрав для класифікації хімічних елементів і чому.
2. Сформулюйте визначення періодичного закону.
3. Поясніть, чому графічне відображення періодичного закону Д. І. Менделєєв назвав *періодичною системою*.
4. Наведіть приклади підтвердження правильності періодичного закону.
5. Поясніть, користуючись *таблицею 2 (с. 26)*, зміну валентності елементів у вищих оксидах, гідратах оксидів, летких сполуках неметалічних елементів з Гідроґеном.



§ 6. СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати*, чому саме таке графічне зображення має таблиця періодичної зміни хімічних елементів — періодична система;
- *розрізняти* великі й малі періоди, головні (А) й побічні (Б) підгрупи;

- *пояснювати* періодичність зміни властивостей хімічних елементів;
- *використовувати* інформацію, закладену в періодичній системі, для класифікації елементів (металічний або неметалічний) і визначення їх валентності; класифікації простих речовин (метал або неметал); визначення хімічного характеру оксидів (кислотний, амфотерний, основний), гідратів оксидів (кислота, амфотерний гідроксид, основа), летких сполук неметалічних елементів з Гідроґеном.

СТРУКТУРА ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. Періодичний закон знайшов своє відображення в численних варіантах періодичної системи (*див. короткий і довгий варіанти на форзацах*). Щоб краще зрозуміти, чому таблицю назвали періодичною системою, з'ясуємо, що ж таке система. Поняття «система» означає цілісність, що складена з частин, проте ці частини взаємопов'язані певними залежностями. Тому основне наше завдання — знайти ті залежності між елементами та їх сполуками, які уможливають твердження, що відомості про них є дійсно системними.

Розташовані в ряд хімічні елементи в порядку зростання відносних атомних мас Дмитро Менделєєв пронумерував і, як уже відомо, назвав **порядковим номером**. Після цього він поділив утворений ряд на коротші ряди, у яких спостерігалася зміна властивостей від типових металічних (лужних) до типових неметалічних (галогенів) елементів. Ці ряди було названо **періодами**. Після відкриття благородних газів їх розташували за галогеном, тому в сучасній періодичній системі вони завершують кожний період.



Періоди — це горизонтальні ряди елементів, розташовані в порядку зростання їх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом.

Періоди вміщують 2, 8, 18 або 32 елементи. Залежно від кількості елементів їх поділяють на малі та великі (*див. форзаци*). Періодична система вміщує 7 періодів, що утворюють десять рядів. Сьомий період до недавнього часу був незавершений і містив 26 елементів.

Періоди, у яких елементи розташовані в один ряд, називають **малими**. **Великі** періоди складаються з двох рядів (рис. 6).

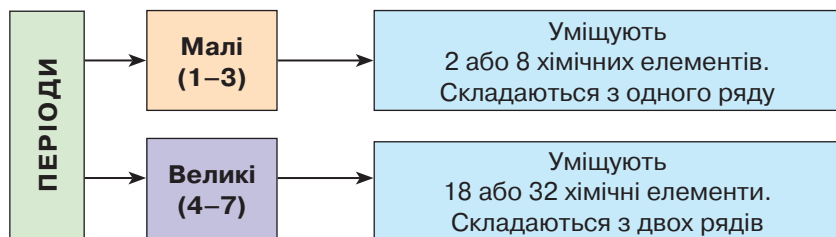


Рис. 6. Схема класифікації періодів



Назвіть, користуючись періодичною системою, малі та великі періоди.

Розташовані один під одним періоди утворюють таблицю, у якій чітко вирізняються вертикальні стовпці — **групи**. До них потрапляють елементи, подібні за властивостями (табл. 2, с. 26).



Групи — це вертикальні стовпці хімічних елементів, подібних за властивостями.



Назвіть самостійно три відомі вам природні родини елементів.

У періодичній системі (короткий варіант) є вісім груп. Усі вони пронумеровані римськими цифрами від I до VIII. Кожна з груп поділяється на дві **підгрупи**: **головну (А)** і **побічну (Б)**. Схематично це можна подати так (рис. 7).

Періоди	Ряди	II група А Б
2	2	Be
3	3	Mg
4	4	Ca
	5	Zn
5	6	Sr
	7	Cd
6	8	Ba
	9	Hg
7	10	Ra

а

Періоди	Ряди	VII група А Б
2	2	F
3	3	Cl
4	4	Br
	5	Mn
5	6	I
	7	Tc
6	8	At
	9	Re
7	10	Bh

б

Рис. 7. Схема розташування елементів у підгрупах:

а — II групи; б — VII групи

Із поданої вище схеми видно, що елементи II групи (рис. 7 а, с. 30) поділені на дві підгрупи. До складу головної підгрупи входять елементи малих (1–3) та великих (4–7) періодів. Сюди можуть входити металічні та неметалічні елементи. Вони розташовані ліворуч. До побічної підгрупи входять елементи лише великих періодів: Цинк, Кадмій, Меркурій, тобто тільки металічні.



Назвіть самостійно, користуючись періодичною системою, елементи головної та побічної підгруп VII групи.

Особливу будову має VIII група (рис. 8). Її побічна підгрупа включає три тріади металічних елементів, що отримали назву *родина Феруму*, а всі інші — платинових елементів. Головна підгрупа — інертні елементи, якими завершується кожний період.

Періоди	Ряди	VIII група		
		А	Б	
1	1	He		
2	2	Ne		
3	3	Ar		
4	4	Fe	Co	Ni
	5	Kr		
5	6	Ru	Rh	Pd
	7	Xe		
6	8	Os	Ir	Pt
7	9	Rn		
	10	Hs	Mt	Ds
	11	Uuo		

Рис. 8. Схема розташування елементів у підгрупах VIII групи



Сформулюйте самостійно визначення головних і побічних підгруп.

ІНШІ СТРУКТУРНІ ЧАСТИНИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ. У періодичній системі під 7 періодом розташовані 2 ряди **загальних формул**: вищі оксиди й леткі сполуки елементів з Гідрогеном. Це означає, що елементи, які входять до цієї групи, проявляють вищу валентність, що відповідає номеру групи. Таким чином, за номером групи легко визначити **вищу валентність** елемента (окрім Гідрогену, Оксигену, Флуору).

Леткі сполуки елементів з Гідроеном утворюють неметалічні елементи. У періодах вони розташовані в А підгрупах IV–VII груп. За загальними формулами цих сполук визначають **валентність елемента за Гідроеном**.

І, щоб у вас не виникли сумніви щодо неповної структури періодичної системи, необхідно зазначити, що вона завершується ще двома рядами елементів під назвами «Лантаніди» та «Актиніди». Вони об'єднані в родини, названі за подібністю до Лантану (№ 57) та Актинію (№ 89), і проявляють подібні до них властивості. Через те, що в одну клітинку періодичної системи вони не поміщаються, їх винесено окремими рядками.

Отже, розташування елементів за групами полегшує їх вивчення. Знаючи будову та властивості одного, можна передбачувати будову та властивості всіх інших, що входять до складу групи чи підгрупи.



Пригадайте, у чому проявляється подібність властивостей природних груп металічних і неметалічних елементів та їх сполук.



Треба згадати й про довгий варіант періодичної системи. На відміну від короткого, періодом є кожний горизонтальний ряд елементів. Він також уміщує 18 груп, поділ на підгрупи тут відсутній (див. *форзац 2*).

Закономірності періодів і груп. У періодах спостерігаються певні закономірності. У малих періодах, зліва направо, зі зростанням відносних атомних мас елементів відбувається **послаблення їх металічних і посилення неметалічних** властивостей. Аналогічні зміни відбуваються з властивостями оксидів і гідроксидів, утворених цими елементами. **Оснóвні** властивості **послаблюються**, а **кислотні — посилюються**. Наприклад, проаналізуємо III період (*табл. 3, с. 33*).

У головних підгрупах теж спостерігаються певні зміни у властивостях елементів. Зі зростанням відносних атомних мас зверху вниз **посилюються металічні властивості й послаблюються неметалічні**. Тому **хімічна активність** для металів посилюється, а для неметалів — послаблюється. У зв'язку з цим в оксидах і гідратах оксидів, утворених металічними елементами, **посилюються оснóвні властивості**. Для оксидів і гідратів оксидів неметалічних елементів спостерігається **послаблення їх кислотного характеру**.

Таблиця 3

Зміна характеру властивостей елементів та їх сполук у III періоді

Символ елементів	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Відносна атомна маса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Проста речовина	метал	метал	подвійні властивості	неметал	неметал	неметал	неметал	інертний
<p style="text-align: center;">  Зі зростанням атомних мас металічні властивості послаблюються, неметалічні — посилюються. </p>								
Вищий оксид	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇	—
Гідрат вищого оксиду	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Характер окиду та гідроксиду	основний, основа	основний, основа	амфотерний	кислотний, слабка кислота	кислотний, кислота	кислотний, кислота	кислотний, кислота	—
<p style="text-align: center;">  Послаблюються основні та посилюються кислотні властивості оксидів і гідроксидів, а для летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном посилюються кислотні властивості водних розчинів. </p>								

Як уже відомо, за номером групи можна визначити вищу валентність елемента в сполуках. Однак треба пам'ятати про те, що існують винятки для елементів деяких підгруп. Такими винятками є елемент I групи побічної підгрупи Купрум та елемент головної підгрупи VII групи Флуор.

Окрім цього, урахувуючи хімічні властивості елементів і їх сполук, Д. І. Менделєєв зробив деякі правки, що суперечили загальній закономірності. Тому Аргон Ar учений розташував перед Калієм K, Телур Te — перед Йодом I, Кобальт Co — перед Нікелем Ni.



Знайдіть у періодичній системі значення відносних атомних мас цих елементів і поясніть, які саме порушення ви спостерігаєте.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Періодичний закон**, відкритий Д. І. Менделєєвим, знайшов своє графічне відображення в таблиці, яка дістала назву «Періодична система хімічних елементів».
- **Періодична система** має чітку структуру, де кожний елемент отримав своє місце й відповідну характеристику. Складовими періодичної системи є періоди та групи.
- **Періоди** — це горизонтальні ряди елементів, розташовані в порядку зростання їх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом. Періоди, залежно від кількості елементів, поділяють на **малі** (2 або 8 елементів) і **великі** (18 або 32 елементи).
- **Групи** — це вертикальні стовпці хімічних елементів, подібних за властивостями. Групи поділяються на **головні (А)** і **побічні (Б) підгрупи**. До головних віднесено ті підгрупи, які вміщують елементи малих і великих періодів. У побічні підгрупи входять елементи тільки великих періодів.
- **У періодах** зі зростанням відносних атомних мас елементів послаблюються металічні властивості й посилюються неметалічні. Для оксидів і гідратів оксидів відбувається послаблення основних і посилення кислотних властивостей. Посилюється кислотний характер розчинів летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном.
- **У головних підгрупах** зі зростанням відносних атомних мас елементів посилюються металічні властивості й послаблюються неметалічні. Для оксидів і гідратів оксидів відбувається послаблення кислотних властивостей.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) періоду; б) групи.
2. Назвіть, користуючись періодичною системою, елементи 1–3 періодів.
3. Поясніть, які зміни спостерігаються в періоді від лужних металічних до інертних елементів.
4. Поясніть, які ознаки покладено в основу класифікації елементів Д. І. Менделєєвим і чому.
5. Обґрунтуйте, чому відкритий Д. І. Менделєєвим закон дістав назву періодичного закону, а таблиця, що є графічним його відображенням, названа *періодичною системою*.
6. Поясніть, як зі зростанням відносних атомних мас елементів змінюються властивості елементів, їх оксидів і гідратів оксидів у: а) періодах; б) головних підгрупах.

7. Доведіть на прикладі: а) лужних металічних елементів; б) галогенів, що в групах об'єднані елементи, подібні за властивостями.



§ 7. БУДОВА АТОМА. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* будову атомів, склад атомних ядер; сучасне трактування періодичного закону;
- *розрізняти* поняття «протони», «нейтрони», «електрони», «нуклони», «нукліди»;
- *пояснювати* фізичний зміст порядкового номера елемента;
- *уміти* визначати будову атома, заряд його ядра, користуючись періодичною системою хімічних елементів.



З'ясуйте, що вам відомо про будову атомів хімічних елементів з попередніх класів.

Ядро й електронна оболонка. Під час вивчення поняття «хімічний елемент» ви вже частково ознайомилися з будовою атома. Вам відомо, що першопочаткова назва «атом», яка в перекладі означає «неподільний», на сьогоднішній день є умовною. Дійсно, цю частинку тривалий час вважали неподільною. Однак неподільність атома заперечили наукові дослідження французького фізика *А. Беккереля* (1852–1908), якому належить відкриття явища радіоактивності (1896 р.). На це відкриття спирався відомий англійський фізик *Е. Резерфорд* (1871–1937) для підтвердження складності будови атома. Досліджуючи природу радіоактивного випромінювання, у 1911 р. вчений запропонував **ядерну** (планетарну) модель будови атома. Складовими частинами атома є **ядро** й **електронна оболонка**. Ядро, що має позитивний заряд, знаходиться в центрі атома, а навколо нього на певних віддальх (орбітах) обертаються негативно заряджені електрони (рис. 9).

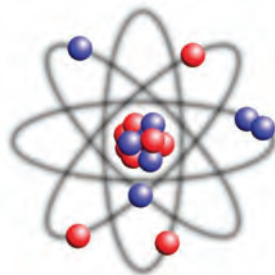


Рис. 9. Ядерна (планетарна) модель будови атома (за Е. Резерфордом)

Ураховуючи те, що атом є електронейтральною частинкою, позитивний заряд ядра компенсується відповідною кількістю електронів.

Склад атомних ядер. Відкриття будови атома дало поштовх до подальших досліджень його будови. Через кілька років Е. Резерфорд виявив, що й ядро атома є складним утворенням. У ядрі містяться позитивно заряджені частинки — **протони p** , що мають заряд $+1$. Інший англійський учений *Дж. Чедвік* (1891–1974) експериментально виявив і нейтральну частинку ядра та дав їй назву **нейтрон n** .

Установлено: маса нейтрона така сама, як маса протона.

Оскільки протони є позитивно зарядженими частинками із зарядом $+1$, а нейтрони — електронейтральними, то **заряд ядра атома визначається числом протонів у ядрі**. В атома Карбону заряд ядра — $+6$, а в Оксигену — $+8$. Отже, заряд ядра атома відповідає порядковому номеру елемента в періодичній системі. У цьому полягає **фізичний зміст** порядкового номера елемента. Враховуючи те, що порядковий номер елемента вказує на заряд ядра атома, учені сформулювали сучасне трактування періодичного закону.



Властивості хімічних елементів і їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини зарядів їх атомних ядер.

Загальна назва протонів і нейтронів у ядрі атома — **нуклон**.

Спрощено будову ядра атома Карбону подано на *рисунку 10*. Ядра атомів — це **система нуклонів (A)**, що взаємопов'язана між собою ядерною силою.

Від кількості нуклонів, які містяться в ядрі, залежить утворення різних видів атомних ядер — **нуклідів**. Нуклід характеризується певною кількістю протонів (Z) і нейтронів (N).

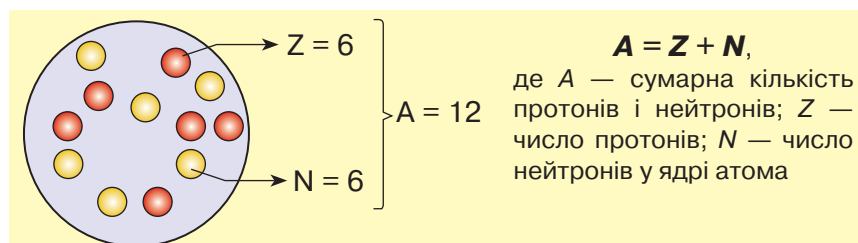


Рис. 10. Схема будови ядра атома Карбону

Загальну кількість протонів і нейтронів у ядрі називають **нуклонним числом**.

Кількість протонів у ядрі визначається **протонним числом**. Ураховуючи те, що основою атома є ядро, його позначають символом елемента, біля якого вгорі зліва проставляють *нуклонне*, а внизу зліва — *протонне* числа (рис. 11).



Рис. 11. Символьне позначення ядер атомів Оксигену й Карбону

Вам уже відомо, що атом — електронейтральна частинка. Тому позитивний заряд ядра атома компенсується негативно зарядженими електронами, які безперервно рухаються навколо ядра. Науковцями виявлено, що електрони рухаються не безладно, а на певній віддалі від ядра, яка зумовлюється запасом їх енергії.

Віддалі, на яких рухаються електрони відносно ядра атома, називають **енергетичними рівнями**. Певна кількість енергетичних рівнів утворює **електронну оболонку атома**.

Отже, ураховуючи будову атомів хімічних елементів, можна зробити подані нижче висновки.

1. Атом є складною системою, яка складається з ядра й електронної оболонки.
2. Ядро атома вміщує певну кількість нуклонів, що дорівнює сумі протонів (Z) і нейтронів (N).
3. Вид атомів одного хімічного елемента з певним числом протонів і нейтронів називають нуклідом.
4. Навколо ядра атома рухаються електрони, кількість яких відповідає величині заряду ядра. Сукупність усіх електронів утворює електронну оболонку атома.
5. Електрони в електронній оболонці знаходяться на певних віддальх від ядра, так званих енергетичних рівнях.

Ізотопи. Якщо ви звернули увагу на значення відносних атомних мас елементів у періодичній системі, то побачили, що вони виражені дробовими, а не цілими числами. «Як це пояснити? — запитаете ви. — Адже ми з'ясували, що нуклонне число відповідає сумі протонів і нейтронів, маса кожного з яких дорівнює 1».

Ученими доведено, що більшість елементів складаються не з одного, а з кількох нуклідів. Наприклад, у природі трапляються по три різновиди атомів Гідрогену, Оксигену, Карбону, два різновиди атомів Хлору тощо. Вони характеризуються однаковими зарядами ядра атома, але різними нуклонними числами. Суть цього явища полягає в тому, що до складу атомних ядер може входити різна кількість нейтронів. Наприклад, Гідроген утворює різновиди атомів з нуклонними числами 1, 2, 3, які дістали, відповідно, назви Протій ${}^1_1\text{H}$, Дейтерій ${}^2_1\text{H}$ (D), Тритій ${}^3_1\text{H}$ (T). Із наведених позначень видно, що в Протію у ядрі атома є лише 1 протон, у Дейтерію — 1 протон і 1 нейтрон, а в Тритію — 1 протон і 2 нейтрони.



Різновиди атомів одного й того самого хімічного елемента, що мають однаковий заряд ядра (протонне число), але різні нуклонні числа, називають **ізотопами**.

Існуванням ізоотопів і пояснюються дробові значення відносних атомних мас, оскільки їх обчислюють з урахуванням масової частки кожного нукліда в природі. Наприклад, у Хлорі масова частка легкого ізоотопу ${}^{35}\text{Cl}$ становить приблизно 75,53 %, а важкого — ${}^{37}\text{Cl}$ — 24,47 %. Звідси округлено відносна атомна маса Хлору дорівнює 35,5. А з огляду на те, що елементи з однаковим зарядом ядра проявляють однакові властивості, ізоотопний склад під час їх вивчення не беруть до уваги.

Ураховуючи факт існування ізоотопів, було уточнено визначення поняття «хімічний елемент».



Хімічний елемент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).

Існують два види ізоотопів, класифіковані за здатністю до випромінювання, а саме: стабільні та радіоактивні.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• *Стабільні ізотопи* наявні в більшості хімічних елементів. *Радіоактивні ізотопи* характеризуються тим, що вони проявляють здатність самовільно розкладатися на атоми (нукліди) інших елементів, вивільняючи при цьому радіоактивне випромінювання, що має велику проникну здатність і згубно впливає на живі організми. Проникаючи всередину організму, воно викликає патогенні зміни, що передаються генетично з покоління в покоління. Навіть невисокі, але довготривалі дози радіоактивного випромінювання викликають різні захворювання: пневмонію, анемію, діабет, порушують роботу імунної системи тощо. Кожна культурна людина має знати, як можна зменшити вплив радіації на організм. Для цього необхідно дотримуватися особистої гігієни; споживати якісні, не забруднені радіонуклідами продукти харчування й воду, дбати про чистоту одягу, взуття, приміщень. Особливо треба берегтись у зонах підвищеної радіації та ретельно дотримуватися порад спеціалістів щодо збереження здоров'я в цих складних умовах.

Визначення будови атома за періодичною системою. Будову атомів хімічних елементів дуже зручно визначати, користуючись періодичною системою. Кількість протонів визначається за протонним числом (у Д. І. Менделєєва — порядковий номер елемента). Якщо від числового значення відносної атомної маси елемента, що теж внесена у періодичну систему, відняти число протонів, то отримана різниця відповідає кількості нейтронів у ядрі атома. Число електронів в електронній оболонці відповідає числу протонів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Дослідження радіоактивного випромінювання змінили усталену думку вчених про неподільність атома. Е. Резерфорд установив, що атом складається з позитивно зарядженого **ядра** й **електронної оболонки**, яка компенсує заряд ядра, а тому атом є **електронейтральною частинкою**.
- До складу ядра атома входять **протони** — позитивно заряджені частинки з зарядом $+1$ та масою 1 і **нейтрони** — електронейтральні частинки з масою 1. Загальна назва протонів і нейтронів у ядрі — **нуклон**. Від кількості нуклонів у ядрі залежить утворення різних видів атомних ядер — **нуклідів**.
- Заряд ядра атома визначається числом протонів у ядрі, протонним числом, що відповідає порядковому номеру елемента. У цьому полягає **фізична суть** порядкового номера елемента.

- Різновиди атомів одного й того самого хімічного елемента, що мають однаковий заряд ядра (протонне число), але різні нуклонні числа, називають **ізотопами**.
- **Хімічний елемент** — це вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть складові частинки атомів хімічних елементів.
2. Сформулюйте визначення періодичного закону:
а) у трактуванні Д. І. Менделєєва;
б) у сучасному трактуванні з погляду будови атома.
3. Нарисуйте в зошиті ядерну модель будови атома Нітрогену та вкажіть його складові.
4. Назвіть частинки, що входять до складу ядра атома, опишіть його будову.
5. Поясніть фізичну суть порядкового номера елемента в періодичній системі.
6. Обґрунтуйте, чому в періодичній системі відносні атомні маси виражені дробовими числами.
7. Позначте, користуючись періодичною системою, числове значення протонного числа в атомі Фосфору:
А 30; Б 15; В 16; Г 31.
8. Охарактеризуйте, користуючись періодичною системою, будову атома елемента з порядковим номером 20.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Опромінення насіння злакових культур сприяло виведенню великої кількості сортів, що є стійкими до захворювань. Для них притаманні такі властивості: висока якість зерна, раннє його досягання, міцні стебла рослин, підвищена врожайність.
- Середні індивідуальні дози опромінення населення становлять від 5 до 10 бер. У 1,5 млн людей, за даними Всесвітньої організації охорони здоров'я, дози опромінення щитоподібної залози становлять до 30 бер, що набагато перевищує допустимі норми.
- За участю радіоактивних ізоотопів ученими розроблено метод «мічених атомів». У хімії за його допомогою з'ясовують механізми перебігу хімічних реакцій. У медицині його використовують для встановлення правильного діагнозу та з лікувальними цілями. У техніці — для виявлення тріщин у недоступних місцях різних приладів.



§ 8. СТАН ЕЛЕКТРОНІВ В АТОМІ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, що електрони в атомі перебувають у постійному русі; поняття «електронна орбіталь», «електронна густина»; форми орбіталей та їх просторове розташування;
- *розуміти* поняття «спін», «антипаралельні спіни»;
- *розрізняти* *s*- і *p*-електрони; форми *s*- і *p*-орбіталей.

Подальше вивчення будови атома підтвердило те, що електрони в атомі перебувають у постійному русі. Однак ядерна (планетарна) модель будови атома виявилася недосконалою, оскільки не дала чітких уявлень про розподіл електронів у просторі, який утворюється навколо ядра атома, та їх рух. Окрім цього, під час обертання навколо ядра електрони мали б втрачати енергію та впасти на ядро, чого насправді не відбувається. Це спонукало дослідників будови атома до нових роздумів і наштотувало на думку про те, що електрон проявляє подвійну природу, зокрема, як установив французький фізик *Л. де Бройль* (1892–1987), окрім властивостей мікрочастинки, він має властивості хвилі. Отже, було зроблено висновок: фізичні закони про рух великих тіл не відповідають уявленням про рух електронів.

СТАН ЕЛЕКТРОНІВ В АТОМІ. Науковими дослідженнями встановлено, що електрон, рухаючись в атомі, не описує чітко виражену траєкторію, а утворює певний об'єм простору навколо ядра — *електронну орбіталь*. Тому можна описати більшу чи меншу ймовірність (до 90 %) перебування його в цьому просторі.



Електронна орбіталь — це об'єм простору навколо ядра атома, у якому найбільш імовірно перебування електрона.

Отже, електрон перебуває в певний проміжок часу на електронній орбіталі. Унаслідок того, що електрон, крім властивостей частинки, наділений і властивостями хвилі, одночасно визначити швидкість і напрямок його руху неможливо. Досліджено, що швидкий рух електрона навколо ядра спричиняє утворення

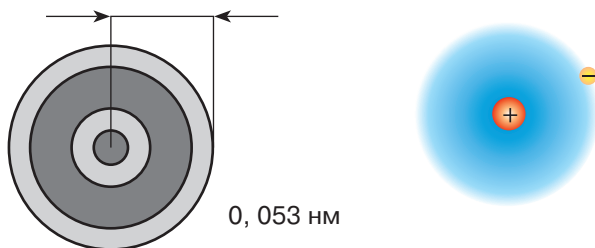


Рис. 12. Віддаль від ядра до найбільшої густини електронної хмари в атомі Гідрогену

«електронної хмари» (уявіть собі рух прив'язаної до нитки кульки, яку швидко обертають). Ця хмара характеризується певною густиною негативного заряду, що ніби розтягується в об'ємі руху електрона. Там, де ймовірність перебування електрона найбільша, густина хмари велика, але з віддаленням його від ядра атома густина цієї хмари швидко зменшується (рис. 12).



Поясніть, чому хмара, утворена рухом електрона, має негативний заряд.

Електронні хмари, що виникають унаслідок руху окремих електронів у атомі, у сумі утворюють **електронну оболонку атома**. З'ясовано, що під час хімічних реакцій ядра атомів не зазнають жодних змін. Змінюються електронні оболонки й, відповідно, властивості елементів. Тому, щоб зрозуміти та пізнати суть хімічного перетворення, потрібно знати про стан електронів в атомі.

ХАРАКТЕРИСТИКА ОРБІТАЛЕЙ. Утворену рухом електрона електронну хмару називають **орбіталлю** (відповідно сучасну модель будови атома називають **орбітальною**, або **квантово-механічною**). Орбіталі відрізняються за формою, тому електрони по-різному рухаються навколо ядра.

За сучасними відомостями про стан електронів в атомі, виокремлюють такі форми орбіталей: *s*- (читається — «ес»), *p*- (читається — «пе»), *d*- (читається — «де»), *f*- (читається — «еф»). ***s*-орбіталі** (від *англ.* сфера) мають сферичну форму, тобто форму кулі. У її центрі розташовується ядро атома. Електрони сферичної форми називають ***s*-електронами**. ***p*-орбіталі** (від *англ.* перпендикуляр) описують під час руху навколо ядра форму правильної вісімки (гантелі). Електрони з гантелеподібною орбіталлю називають ***p*-електронами**.

***d*- і *f*-електрони** рухаються навколо ядра, описуючи ще складніші конфігурації електронних хмар.

Оскільки ви вивчаєте будову електронних оболонок атомів хімічних елементів № 1–20, то для них властиві тільки *s*- і *p*-орбіталі.

Іншою, досить важливою характеристикою орбіталі, є *запас енергії електрона*. Запас енергії залежить від того, на якій віддалі від ядра рухається електрон. Найменший запас енергії має той електрон, який розташовується найближче до ядра атома. У міру віддалення від нього енергія електрона зростає. Віддаль від ядра, на якій найбільш імовірно перебування електрона, називають **енергетичним рівнем**. Енергетичний рівень утворюють електрони, що характеризуються приблизно однаковою енергією. Синонімом до поняття «енергетичний рівень» є поняття «електронний шар». Енергетичний рівень, найбільш віддалений від ядра атома, називають **зовнішнім**.

Енергетичні рівні нумерують так: найближчий до ядра — перший, йому ж відповідає найближча орбіталь. Другий рівень розташований на більшій віддалі від ядра, порівняно з першим, третій — ще далі від другого і т. д. Тому для орбіталей з різним запасом енергії властиві різні розміри.

Схематично *s*- і *p*-орбіталі можна зобразити так, як подано на *рисунках 13 і 14*.

Необхідно звернути увагу на те, що кожна орбіталь має певну просторову орієнтацію. Для *p*-орбіталей (*рис. 14*) характерним є розташування в трьох взаємно перпендикулярних площинах.

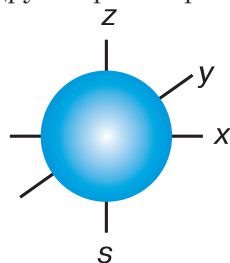


Рис. 13. Форма *s*-орбіталі та розташування її в просторі

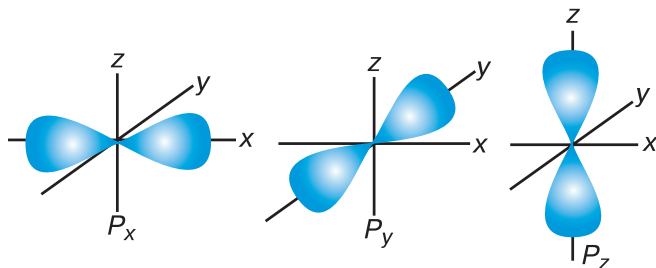


Рис. 14. Форми *p*-орбіталей і їх розташування в просторі

Підсумовуючи сказане, можна стверджувати, що електрони під час руху характеризуються певною формою орбіталі, запасом енергії та відповідною орієнтацією в просторі. Однак ученими досліджено, що жоден із відомих атомів не має двох однакових електронів.



Пригадайте з курсу географії, що спостерігається під час обертання Землі навколо власної осі. Чи можна такі зміни назвати періодичними?

Окрім того, що електрони рухаються навколо ядра, їм властиво рухатися навколо власної осі. Рух електрона навколо власної осі можна порівняти з рухом Землі навколо її осі. Це ще одна характеристика електрона.

Рух електрона навколо власної осі називають **спіном** (від *англ.* обертання).

Якщо ж два електрони обертаються навколо своєї осі в одному напрямку (наприклад, за годинниковою стрілкою), то їх називають електронами з **паралельними спінами**. Однак їх рух може відбуватися у взаємно протилежному напрямку (один рухається за годинниковою стрілкою, другий — проти). Тоді говорять про те, що ці електрони характеризуються **антипаралельними спінами**.

Кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома визначають за номером періоду, у якому розташований елемент. Наприклад, Силіцій — елемент 3 періоду, тому електрони розташовуються на трьох енергетичних рівнях.

Отже, можемо зробити висновок про те, що номер періоду — це фізична величина, яка вказує на кількість енергетичних рівнів в атомі.

Електрони характеризуються різним запасом енергії залежно від того, на скільки енергетичний рівень віддалений від атомного ядра. Чим ближче вони перебувають до ядра атома, тим запас їх енергії менший, і навпаки: у більш віддалених — більший. Тому для орбіталей з різним запасом енергії властиві й **різні розміри**.

Під час хімічних перетворень за певних умов електрони здатні займати вищі енергетичні рівні, ніж ті, на яких вони перебували. Про це ви дізнаєтеся далі.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Науковими дослідженнями встановлено, що електрон характеризується подвійною природою — мікрочастинки та хвилі — і під час руху навколо ядра утворює **електронну орбіталь**.

- **Електронна орбіталь** — це об'єм простору навколо ядра атома, у якому найбільш імовірно перебування електрона. За сучасними даними про стан електронів в атомі, існують чотири форми орбіталей: **s**-, **p**-, **d**-, **f**-. На одній орбіталі можуть перебувати тільки два електрони з **антипаралельними спінами**.
- Електрони рухаються не тільки навколо ядра, а й навколо власної осі. Рух електрона навколо власної осі називають **спіном**.
- Електрони, що мають однаковий запас енергії, утворюють **енергетичний рівень**. Кількість енергетичних рівнів в атомі визначають за номером періоду, у якому розташований елемент. Залежно від запасу енергії електронів вони різняться розмірами.
- **Стан електрона** в атомі характеризується формою орбіталей та їх просторовим розташуванням, спіном, розмірами залежно від запасу енергії.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть, якими характеристиками описують стан електрона в атомі.
2. Назвіть орбіталі, що утворюють електрони під час їх руху навколо ядра атома. Чим вони відрізняються?
3. Сформулюйте визначення: а) електронної орбіталі; б) понять «спін», «енергетичний рівень».
4. Поясніть, як ви розумієте поняття «паралельні спіни», «антипаралельні спіни».
5. Охарактеризуйте форми s- і p-орбіталей та їх розташування в просторі.
6. Обґрунтуйте, чи можуть електрони різних енергетичних рівнів характеризуватися однаковим запасом енергії.
7. Обґрунтуйте відмінність сучасних уявлень про модель будови атома від тих, які існували раніше.



§ 9. БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. РАДІУС АТОМА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* закономірності розподілу електронів у електронних оболонках атомів;
- *пояснювати* залежність величини сил притягання між ядром атома і електронами зовнішнього енергетичного рівня в періоді та групі;

- *записувати* електронні та графічні електронні формули атомів хімічних елементів малих періодів; розподіл електронів за енергетичними комірками.



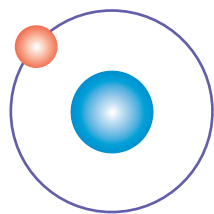
Пригадайте будову атома. Поясніть, як виявити кількість електронів в атомі за періодичною системою.

Поясніть, що ви розумієте під поняттям «енергетичний рівень».

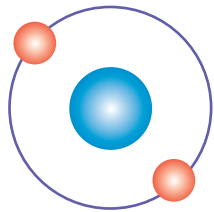
Розташування електронів за енергетичними рівнями в елементів 1–3 періодів. Розглянемо, як побудовані електронні оболонки атомів перших двадцяти хімічних елементів періодичної системи.

З попередніх параграфів ви дізналися про те, що електрони залежно від запасу їх енергії розташовуються на різних віддальх від ядра атома: одні рухаються ближче до ядра, інші — далі від нього. Унаслідок цього утворюються енергетичні рівні. Відомо, що на одному енергетичному рівні можуть перебувати електрони, що мають однакові (H, He) або різні (Li — Ne; Na — Ar) орбіталі. Тому кожний енергетичний рівень складається з **підрівнів**, кількість яких залежить від видів електронних орбіталей.

Простежимо, як заповнюються енергетичні рівні в атомів елементів перших трьох періодів.



a



б

Рис. 15.

Моделі атомів:

a — Гідрогену;

б — Гелію

Як ви вже знаєте, *перший період* складається з двох елементів: Гідрогену та Гелію. Атом Гідрогену має заряд ядра +1 і навколо нього на віддалі 0,053 нм (нанометр, що означає 1×10^{-9} метра) рухається один *s*-електрон. У Гелію заряд ядра зростає на одиницю й становить +2. На такий самий віддалі від ядра, як і в Гідрогену, рухаються два *s*-електрони. Цей енергетичний рівень є **завершеним** і повторюється в усіх розташованих за Гелієм хімічних елементах.

Схематично моделі атомів можна зобразити так, як показано на *рисунку 15*.

Елементи *другого періоду* характеризуються тим, що електрони, які прибувають у зв'язку зі зростанням заряду ядра атома на одиницю, розташовуються на більший віддалі від ядра атома. Відповідно вони мають більший запас енергії й утворюють другий енергетичний рівень. У Літію

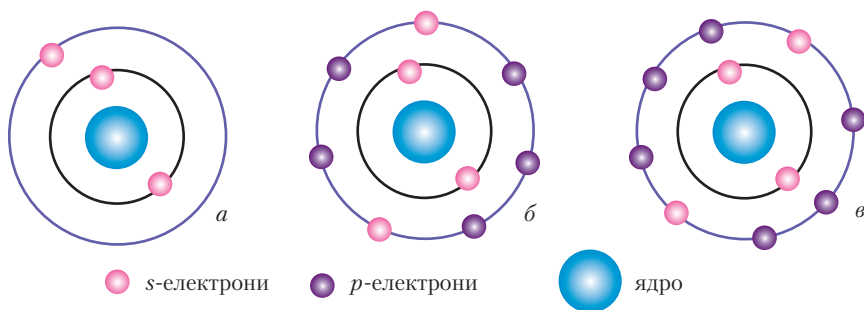


Рис. 16. Модель атомів:

а — Літій; б — Флуору; в — Неону

як елемента другого періоду формується **другий енергетичний рівень** (рис. 16 а). Від Берилію до Неону електрони плавно накопичуються до восьми. Наприклад, в атома Флуору — їх сім (рис. 16 б), а в Неону — вісім (рис. 16 в). Другий рівень теж завершений.

Ви, мабуть, здогадалися, що після завершення енергетичного рівня в наступних елементах знову з'являється новий енергетичний рівень. Відповідно в елементів від Натрію до Аргону електрони поступово заповнюють **третій енергетичний рівень**.

Зобразимо все описане вище схематично (табл. 4), розташувавши елементи так, як у періодичній системі. Кружечок із цифрою в ньому — це ядро з відповідним зарядом, дужки вказують на кількість енергетичних рівнів, а цифри під дужками — на число електронів відповідного рівня.

Таблиця 4

Схеми заповнення електронами енергетичних рівнів елементів 1–3 періодів

Групи елементів							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H (+1) 1							He (+2) 2
Li (+3) 2 1	Be (+4) 2 2	B (+5) 2 3	C (+6) 2 4	N (+7) 2 5	O (+8) 2 6	F (+9) 2 7	Ne (+10) 2 8
Na (+11) 2 8 1	Mg (+12) 2 8 2	Al (+13) 2 8 3	Si (+14) 2 8 4	P (+15) 2 8 5	S (+16) 2 8 6	Cl (+17) 2 8 7	Ar (+18) 2 8 8

Зі схем добре видно, що з переходом від періоду до періоду електрони розташовуються на дальших віддальх від ядра атома.

Віддаль від ядра атома до зовнішнього енергетичного рівня називають **радіусом атома**.

Отже, з переходом від періоду до періоду з'являється новий енергетичний рівень, і радіуси атомів відповідно зростають. Чим більший радіус атома, тим більше **послаблюються сили притягання** між ядром і електронами зовнішнього енергетичного рівня. Унаслідок того, що заряди атомних ядер у періоді зростають, від його початку до кінця **радіус незначно зменшується**.

СТРУКТУРА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ. Заповнення електронних оболонок відбувається в певному порядку відповідно до послаблення запасу енергії електрона. На одному енергетичному рівні спочатку заповнюються *s*-орбіталі, а потім — *p*-орбіталі. Спарення відбувається за умови, коли на орбіталі вже наявний один електрон.

Заповнення енергетичних рівнів можна подати за допомогою *електронних і графічних електронних формул*. Квадратик, у якому розташовують стрілки, називають **енергетичною коміркою**. Електронну й електронну графічну формули енергетичного рівня Гідрогену прийнято записувати так, як показано на *рисунках 17 і 18*.

Під час наукових досліджень з'ясовано, що на кожній орбіталі **не може бути більше двох електронів з однаковим запасом енергії, формою й орієнтацією в просторі**. Такі електрони, які мають три однакові характеристики, але різняться спіном, називають **спареними**. Якщо ж на орбіталі наявний лише один електрон, то він **неспарений**. Отже, в атома Гідрогену на пер-

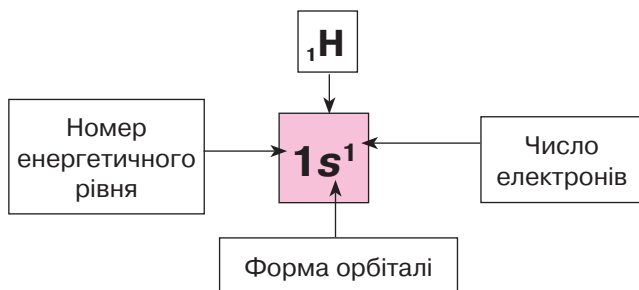


Рис. 17. Електронна формула Гідрогену



Рис. 18.
Графічна
електронна
формула
Гідрогену

шому енергетичному рівні є один неспарений електрон. У квадратику проставляється одна стрілка.

В інертного елемента Гелію заряд ядра атома — +2, на першому енергетичному рівні перебувають два електрони, і він — завершений. Електронною (рис. 19) і графічною електронною (рис. 20) формулами це зображається так:

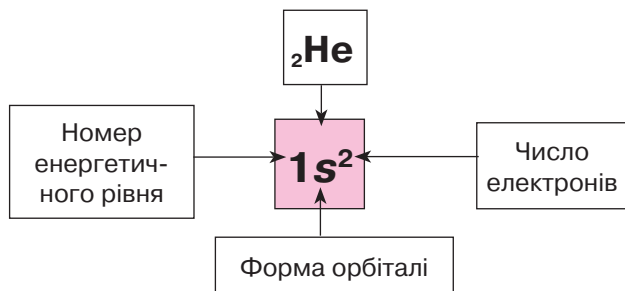


Рис. 19. Електронна формула Гелію, s-електрони



Рис. 20. Графічна електронна формула Гелію, спарені електрони

Послідовність заповнення енергетичних рівнів електронами.

Тепер розглянемо, як відбувається заповнення енергетичних рівнів в елементах перших трьох періодів (табл. 5).

Таблиця 5

Електронні формули 1–3 періодів

Періоди	Групи елементів							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	${}^1_1\text{H}$ $1s^1$							${}^2_2\text{He}$ $1s^2$
2	${}^3_3\text{Li}$ $1s^2 2s^1$	${}^4_4\text{Be}$ $1s^2 2s^2$	${}^5_5\text{B}$ $1s^2 2s^2 2p^1$	${}^6_6\text{C}$ $1s^2 2s^2 2p^2$	${}^7_7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$	${}^8_8\text{O}$ $1s^2 2s^2 2p^4$	${}^9_9\text{F}$ $1s^2 2s^2 2p^5$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$ $1s^2 2s^2 2p^6$
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	${}^{13}_{13}\text{Al}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	${}^{14}_{14}\text{Si}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	${}^{15}_{15}\text{P}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	${}^{16}_{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

■ Елементи s-підрівня. Заповнюються електронами s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

■ Елементи p-підрівня, у яких поступово заповнюється p-підрівень.

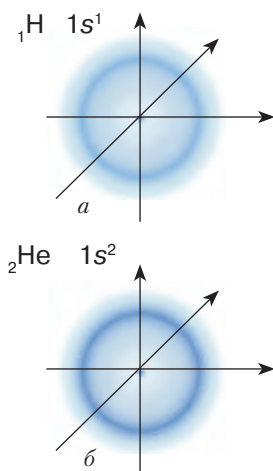


Рис. 21. Розташування s -електронів у просторі:

a — в атомі Гідрогену;
 $б$ — в атомі Гелію

Скористаємося електронними формулами, поданими в *таблиці 5* (с. 49), і простежимо послідовність заповнення енергетичних рівнів у елементів 1–3 періодів.

1 період. Як пояснено вище, в елемента Гідрогену ${}_1\text{H}$ є один неспарений електрон, розміщений найближче до ядра атома, оскільки запас його енергії — найменший. Записується $1s^1$. У Гелію ${}_2\text{He}$, завдяки зростанню заряду ядра атома на 1, на цьому ж рівні є два s -електрони. Вони утворюють приблизно однакові за формою та розміром електронні хмари, які накладаються одна на одну. Однак ці дві хмари різняться напрямком руху навколо власної осі (спіном). Якщо уявити, що один із цих електронів рухається за годинниковою стрілкою, то другий — проти. Такі електрони є спареними й позначаються формулою $1s^2$.

Зовнішній енергетичний рівень елементів 1 періоду можна зобразити так, як показано на *рисунку 21*.

2 період. У Літію формується другий (новий) енергетичний рівень, більш віддалений від ядра. Новоприбулий електрон займає $2s$ -орбіталь, тому запас його енергії більший, відповідно й радіус атома зростає. Це неспарений s -електрон. В атома Берилію хмара другого s -електрона накладається на s -електронну хмару зовнішнього енергетичного рівня Літію. Електрони спарені, а $2s$ -орбіталь — завершена.

Зовнішній енергетичний рівень елементів 2 періоду Літію та Берилію можна зобразити так, як це показано на *рисунку 22*.

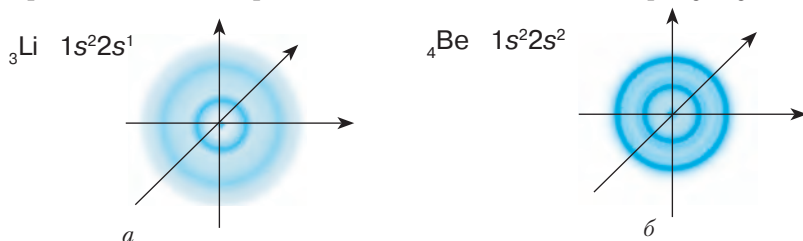
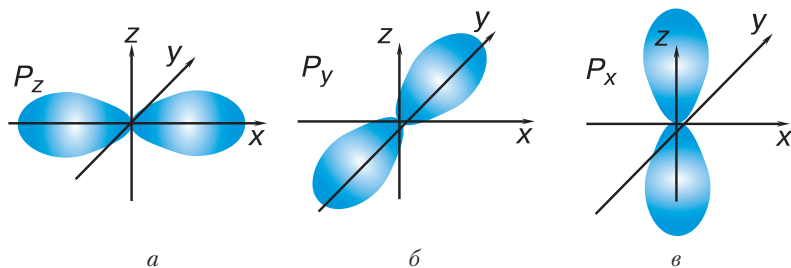


Рис. 22. Розташування s -електронів у просторі:

a — в атомі Літію; $б$ — в атомі Берилію

Рис. 23. Розташування p -електронів у просторі:

a – в атомі Бору; $б$ – в атомі Карбону; $в$ – в атомі Нітрогену

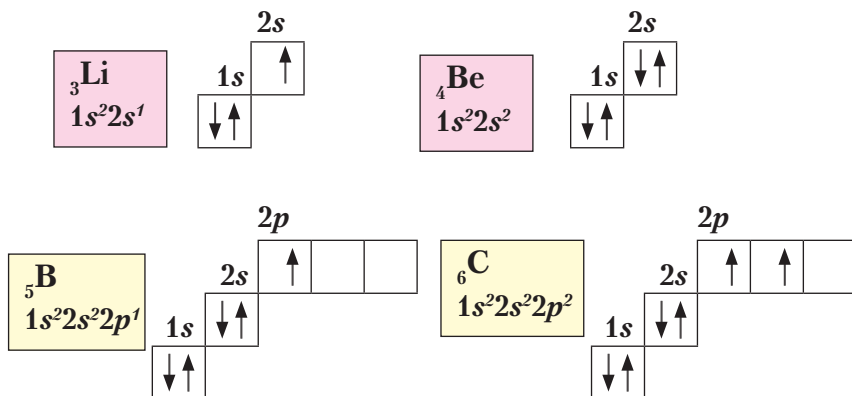
Далі заповнюється p -підрівень. Від Бору В до Нітрогену N електрони розташовуються по орбіталях x, y, z . Такі електрони – неспарені (рис. 23), а від Оксигену О до Неону Ne p -електрони (їх спіни антипаралельні) поступово дозаповнюють орбіталі p -підрівня. У Неону всі електрони – спарені.

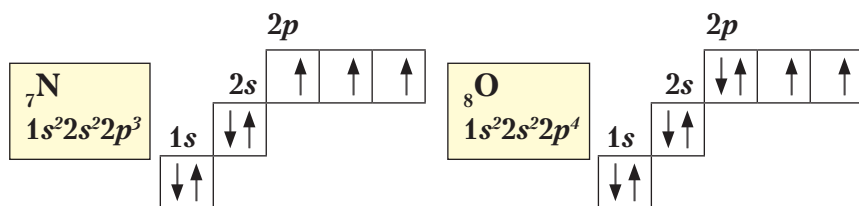
Отже, якщо на орбіталях усі електрони спарені, то їх кількість є вдвічі більшою, ніж число орбіталей. Тому на першому енергетичному рівні спостерігається один підрівень, де максимальна кількість електронів – 2. В елементів другого періоду з'являється другий енергетичний рівень, на якому максимальна кількість електронів – 8, і вони розташовуються на одній s - і трьох p -орбіталях.



Розгляньте подані графічні формули елементів 2 періоду (с. 51–52).

Електронні графічні формули елементів 2 періоду





Запишіть самостійно графічні електронні формули Флуору F і Неону Ne та поясніть, як завершується p -підрівень в елементах 2 періоду.

Аналогічно йтиме заповнення підрівнів у електронній оболонці елементів **3 періоду**.

Отже, в елементах 2 і 3 періодів спостерігається плавне накопичення електронів від 1 до 8 на зовнішній енергетичний рівень.

Наступний, **4 період**, починається лужним металічним елементом (19) Калієм К. Подібно до Літію та Натрію, його електронна оболонка складається з s - і p -підрівнів. 1–3 енергетичні рівні залишаються такі самі, як і в Аргону. Новий s -електрон, що має більший запас енергії, ніж попередні, рухається навколо ядра на більший віддалі, утворюючи s -орбіталь. Унаслідок цього зростає радіус атома. У Кальцію Са (елемент 20) із зростанням заряду ядра атома новий s -електрон, обертаючись навколо ядра, утворює s -орбіталь, за формою й розміром та орієнтацією в просторі приблизно однакову з Калієм. Починаючи зі Скандію Sc, заповнюються $3d$ -орбіталі.



Нарисуйте модель атомів Калію та Кальцію за допомогою кружечків. Напишіть електронні й графічні електронні формули будови електронних оболонок цих атомів.

Зверніть увагу на той факт, що в **елементів однієї підгрупи є однакова кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні**. Цим пояснюється явище періодичності властивостей елементів і сполук, утворених ними.

За періодичною системою можна встановити й **будову електронної оболонки**.

Зокрема, на число енергетичних рівнів в електронній оболонці вказує **номер періоду**, у якому розташований хімічний

елемент. А якщо елемент знаходиться в головній підгрупі, то номер групи відповідає **числу електронів** на зовнішньому енергетичному рівні. Наприклад, металічні елементи Літій, Натрій, Калій — елементи головної підгрупи I групи. На зовнішньому енергетичному рівні цих елементів є по одному *s*-електрону.



Порівняйте самостійно кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементів Карбону й Силіцію, Оксигену й Сульфуру, Флуору й Хлору та зробіть відповідні висновки.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Електрони розташовуються на різних віддальх від ядра атома, утворюючи енергетичні рівні залежно від запасу їх енергії. Кожний енергетичний рівень складається з **підрівнів**, кількість яких залежить від видів атомних орбіталей. Елементи 1–3 періодів містять *s*- і *p*-підрівні.
- Заповнення енергетичних рівнів відбувається поступово зі зростанням заряду ядра атома. Рівень, що має 2 або 8 електронів, є **завершеним**, а всі електрони в ньому — **спарені**.
- На кожній орбіталі **не може бути більше двох електронів з однаковими запасом енергії, формою та орієнтацією в просторі**. Такі електрони, які мають три однакові характеристики, але різняться спіном, називають **спареними**. Якщо на орбіталі наявний один електрон, то він — **неспарений**.
- У кожному новому періоді починається **новий енергетичний рівень**, який поступово заповнюється завдяки послабленню притягання електронів ядром атома: спочатку *s*-, а потім *p*-підрівні електронних оболонок атомів.
- З появою нового енергетичного рівня зростає **радіус атома** й послаблюється зв'язок із ядром.
- За допомогою **електронних формул атомів** унаочнюються заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів. **Графічні електронні формули** відображають розподіл електронів за енергетичними комірками.
- На кількість енергетичних рівнів в атомі елемента вказує номер періоду, у якому він розташований. Якщо елемент знаходиться в головній підгрупі, то її номер відповідає числу електронів зовнішнього енергетичного рівня.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

- Назвіть відомі вам підрівні в електронній оболонці атома та вкажіть, від чого залежить їх число.

2. Охарактеризуйте форми електронних хмар s - і p -електронів. Назвіть підрівні, утворені цими електронами.
3. Поясніть, що впливає на розташування електронів на різних від-
далях від ядра атома і як це позначається на будові атома.
4. Поясніть, як відбувається заповнення енергетичних рівнів у еле-
ментів 1–3 періодів. Які електрони називають спареними?
5. Поясніть порядок розташування електронів на орбіталях.
6. Обґрунтуйте, як за періодичною системою можна визначити
кількість енергетичних рівнів в електронній оболонці атома й
кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні.
7. Обґрунтуйте, як відбувається розподіл електронів в атомі за орбі-
талями на прикладі електронних і графічних електронних формул.
8. Укажіть, користуючись періодичною системою: а) кількість енер-
гетичних рівнів в елементів Берилію, Карбону, Магнію, Кальцію;
б) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні в Нат-
рію, Алюмінію, Фосфору, Броду.
9. Обґрунтуйте, що спільне та що відмінне в будові електронної
оболонки атомів елементів: а) Літію та Натрію; б) Нітрогену й
Фосфору; в) Гелію та Неону.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- В елементів великих періодів заповнення енергетичних рівнів електронами відбувається складніше. Наприклад, 4 період починається Калієм, у якого з'являється s -електрон на новому рівні, та в Кальцію прибуває ще один електрон на s -підрівень. Починаючи зі Скандію, завершується поступово третій d -підрівень, п'ять орбіталей якого можуть розташувати максимум 10 електронів. Таке заповнення здійснюється від Скандію до Цинку. Від Галію до Криптону завершення енергетичного рівня повторюється, як в елементів 2 і 3 періодів. У Криптоні зовнішній рівень завершений, як і в інших інертних елементів, і містить два s - і шість p -електронів.



§ 10. ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК ВІД ЕЛЕКТРОННОЇ БУДОВИ АТОМІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* фізичну сутність порядкового номера елемента, номера періоду, групи, підгруп;

- *розуміти* залежність властивостей елементів і їх сполук від періодичної зміни електронних структур атомів;
- *пояснювати* зміну властивостей елементів і простих речовин у періодах і групах залежно від будови атома елемента; причину періодичної зміни властивостей елементів;
- *порівнювати* зміну властивостей елементів, простих речовин, оксидів і гідратів оксидів, що відбуваються зі зростанням зарядів атомних ядер у періоді та радіусів атомів у групах;
- *визначати* вищу валентність елемента за Оксигеном і Гідрогеном залежно від розташування елемента в періодичній системі.



Пригадайте, як заповнюються енергетичні рівні елементів перших трьох періодів.

Учення про будову атомів допомогло розшифрувати фізичний зміст періодичного закону. Не порядковий номер елемента та відносна атомна маса є його основними характеристиками, а **заряд ядра атома**. Саме він визначає певну кількість електронів, структуру електронної оболонки, та, відповідно, і властивості елементів.

Періодичність зміни властивостей елементів, а також їх сполук не важко пояснити, якщо добре розуміти й знати будову атомів і структуру електронних оболонок.

У 7 класі ви довідково ознайомилися з періодичною системою і навчилися зчитувати інформацію з однієї клітинки. Тепер, знаючи будову атомів елементів і структуру електронних оболонок, ви зможете легко виявляти й інші характеристики атома, зокрема:

- заряд ядра атома та кількість електронів в електронній оболонці;
- кількість енергетичних рівнів (що відповідає номеру періоду);
- число електронів на зовнішньому енергетичному рівні (якщо елемент розташований у головній підгрупі);
- вищу валентність за Оксигеном (за номером групи);
- валентність за Гідрогеном у летких сполуках неметалічних елементів з Гідрогеном (8 мінус номер групи);
- скласти формулу вищого оксиду та леткої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном тощо.

Розглянемо взаємозв'язок між розташуванням елементів у періодичній системі та їх властивостями.

Як уже відомо, кожний період починається лужним металічним елементом і закінчується інертним. Зі зростанням заряду атомних ядер відбувається **плавне накопичення електронів** на зовнішньому енергетичному рівні. У зв'язку з цим спостерігається **плавна зміна металічних властивостей елементів на неметалічні**.

Фізичний зміст номера періоду полягає в тому, що він відповідає числу енергетичних рівнів атомів цього періоду. Отже, у періодичній системі сім разів повторюється структура зовнішнього енергетичного рівня атома Гідрогену ns^1 . Окрім Гідрогену, усі інші елементи з такою структурою є **лужними металічними елементами**. Характерною ознакою їх будови є найменша кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Наприкінці періодів, перед інертними елементами, розташовані найактивніші неметалічні елементи — **галогени**. Їх електронні оболонки можна подати загальною формулою ns^2np^5 . До **завершення зовнішнього енергетичного рівня бракує одного електрона**. Це зумовлює подібність неметалічних властивостей. І, насамкінець, в інертних елементів енергетичний рівень **завершений** — ns^2np^6 . Цим пояснюється причина їх хімічної інертності. Періодичне повторення властивостей хімічних елементів та їх сполук можна пояснити появою нового енергетичного рівня, що має однакову будову при переході від періоду до періоду. Тоді відбувається **різка зміна властивостей** на проміжку «галоген — інертний елемент — лужний метал».

Поділ елементів на підгрупи теж пояснюється особливістю заповнення електронами енергетичних рівнів. В елементів головних підгруп **заповнюються s - та p -підрівні** зовнішніх енергетичних рівнів, у побічних — **d - та f -підрівні** передостанніх рівнів. Тобто в кожній підгрупі об'єднано елементи **з подібною структурою зовнішнього енергетичного рівня**. В елементів головних підгруп число електронів на зовнішньому рівні, як уже згадувалося, відповідає номеру групи. У побічних підгрупах елементи містять по одному або по два електрони на зовнішньому рівні, тому вони різняться властивостями. Наприклад, галогени є типовими неметалічними елементами, а елементи підгрупи Марганцю — металічні. Отже, у побічних підгрупах розташовані лише **металічні елементи**.

Спільною властивістю елементів однієї групи є здатність віддавати максимальну кількість електронів зовнішнього енергетичного рівня на утворення хімічних зв'язків з іншими елементами. Отже, номер групи вказує на максимальну валентність елемента за Оксигеном. Якщо від числа 8 відняти числове значення номера групи, то можна обчислити валентність атомів елементів за Гідрогеном. У цьому полягає **фізичний зміст номера групи**.

Ураховуючи вищесказане, можемо зробити висновок про те, що в періодичній системі існують закономірності періодів і груп. Ці закономірності впливають із будови атомів елементів.



У **періодах** зліва направо **послаблюються металічні властивості елементів і їх простих речовин і посилюються неметалічні**.

У **підгрупах** зверху вниз зі зростанням зарядів атомних ядер **посилюються металічні властивості й послаблюються неметалічні**.

ЗАЛЕЖНІСТЬ ВЛАСТИВОСТЕЙ ПРОСТИХ РЕЧОВИН І СПОЛУК З ОКСИГЕНОМ І ГІДРОГЕНОМ ВІД РОЗТАШУВАННЯ ЕЛЕМЕНТА В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ.

Звернемося знову до періодичної системи й простежимо, як поведуть себе прості речовини, утворені елементами третього періоду, та оксиди, гідроксиди й леткі сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном (табл. 6, с. 58).

Зробимо висновки за даними *таблиці 6*. Зі зростанням зарядів атомних ядер і накопиченням електронів на зовнішній енергетичний рівень у періоді для простих речовин характерним є:

- 1) зміна металічних властивостей на неметалічні;
- 2) для оксидів і гідроксидів — послаблення основних і посилення кислотних властивостей;
- 3) у водних розчинах летких сполук неметалічних елементів із Гідрогеном посилюються кислотні властивості.

У вертикальні стовпці періодичної системи (підгрупи) потрапляють елементи, що мають однакову кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Тому утворені ними прості речовини проявляють подібні властивості. Зокрема, для простих речовин — металів із зростанням зарядів атомних ядер і, відповідно, радіусів атомів **посилюється їх хімічна активність**.



Таблиця 6

Зміна властивостей простих речовин, вищих оксидів, гідроксидів і легких сполук неметалічних елементів з Гідроеном в елементів 3 періоду

Прості речовини елементів 3 періоду	Групи елементів							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
3 період	Na метал	Mg метал	Al сполуки амфотерні	Si неметал	P сильніше виражений неметал	S неметал	Cl₂ неметал	Ar благородний газ
	Послаблюються металічні властивості →			Посилюються неметалічні властивості →				Хімічно інертний
Вищі оксиди	Na₂O основний	MgO основний	Al₂O₃ амфотерний	SiO₂ кислотний	P₂O₅ кислотний	SO₃	Cl₂O₇	–
Закономірності	Послаблюється основний характер →			Посилюється кислотний характер →				
Гідрати вищих оксидів	NaOH основа (луг)	Mg(OH)₂ нерозчинна у воді основа	Al(OH)₃ амфотерний	H₂SiO₃ слабка кислота	HNO₃ сильна кислота	H₂SO₄ сильна кислота	HClO₄ сильна кислота	
Закономірності	Послаблюються основні властивості →			Сила кислот зростає →				
Легкі сполуки з Гідроеном				SiH₄	PH₃	H₂S	HCl	

В оксидів і гідратів оксидів (основ), утворених цими елементами, **посилюється** основний характер.

Для простих речовин — неметалів зі зростанням зарядів атомних ядер і радіусів атомів хімічна активність **послаблюється**. В оксидів і гідратів оксидів (кислот), утворених цими елементами, кислотний характер посилюється.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- У межах одного періоду із зростанням зарядів атомних ядер спостерігається **плавна зміна металічних властивостей елементів на неметалічні**. Металічні властивості послаблюються, а неметалічні — посилюються. Різка зміна властивостей спостерігається на проміжку галоген — інертний елемент — лужний метал.
- В оксидах і гідратах оксидів основні властивості послаблюються, а кислотні — посилюються.
- У водних розчинах летких сполук неметалічних елементів з Гідрогеном послаблюються основні й посилюються кислотні властивості.
- Валентність елементів за Оксигеном у періодах зростає від 1 до 7, для елементів головних підгруп — відповідає номеру групи (окрім Гідрогену, Оксигену, Флуору).
- Валентність неметалічних елементів у летких сполуках з Гідрогеном зменшується від 4 до 1.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, що означають для розкриття будови атома: а) порядковий номер елемента; б) номер періоду; в) номер групи, у якій розташований елемент.
2. Позначте назву структурної частини періодичної системи, що починається лужним і закінчується інертним елементами:
А ряд; **Б** період; **В** група; **Г** підгрупа.
3. Укажіть найбільш повну відповідь на запитання: «Як змінюються властивості оксидів елементів на проміжку $Li - C$?»
А Посилюються основні властивості;
Б посилюються кислотні властивості;
В послаблюються основні властивості через амфотерні посилюються кислотні;
Г посилюються кислотні властивості через амфотерні послаблюються основні.
4. Позначте, у якому із запропонованих рядів елементів посилюються металічні властивості:
А Li, Be, B; **Б** Na, Mg, Al; **В** Na, K, Rb; **Г** Cu, Zn, Ga.

5. Позначте, у якому випадку посилюються основні властивості гідратів вищих оксидів:

A NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$;
Б $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$;
В $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$;
Г $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

6. Установіть відповідність між символом елемента, кількістю енергетичних рівнів в атомі та вищою валентністю за Оксигеном:

Символ елемента	Кількість енергетичних рівнів	Вища валентність за Оксигеном
A Al;	1 4;	I III;
Б Br;	2 3;	II 0;
В Ne;	3 2;	III VII.

7. Розташуйте гідрати вищих оксидів у порядку зростання кислотних властивостей:

A H_3PO_4 ; **Б** H_2CO_3 ; **В** HNO_3 ; **Г** H_2SiO_3 .



§ 11. ХАРАКТЕРИСТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ЇХ МІСЦЕМ У ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ ТА БУДОВОЮ АТОМА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* хімічні елементи за місцем у періодичній системі та будовою атома;
- *прогнозувати* властивості інших елементів, що входять до головних підгруп великих періодів.



Пригадайте, як залежать властивості елементів і їх сполук від електронної будови атомів.

З'ясуєте фізичну суть порядкового номера елемента, номерів періоду та групи.

Ви вже переконалися, що періодична система хімічних елементів є універсальною природною класифікацією усіх нині відомих науці елементів. Вона містить надзвичайно багато інформації про хімічні елементи й утворені ними прості та

складні речовини. Тому за розташуванням елемента в періодичній системі можна подати досить широку його характеристику.

Розташування хімічних елементів у періоді та групі. Для прикладу візьмемо елемент 12 — Магній Mg.

Магній — це елемент 3 (малого) періоду, 3 ряду. У періоді він межує з Натрієм та Алюмінієм. Ураховуючи таке розташування, Магній є **металічним** елементом. У нього слабше виявлені металічні властивості, ніж у Натрію, але сильніше, ніж в Алюмінію.



Поясніть самостійно, чому це так.

Магній — елемент головної підгрупи II групи. У підгрупі знаходиться між Берилієм і Кальцієм. З огляду на таке оточення, можна дійти висновку про те, що в Магнії, порівняно з Берилієм, **металічні** властивості проявляються **сильніше**, але **слабше**, ніж у Кальцію.



Поясніть самостійно цю особливість.

Отже, можемо зробити висновок: **Магній — металічний елемент**. Проста речовина цього елемента — метал магній.



Пригадайте, з якими речовинами Магній може вступати в хімічну взаємодію. Напишіть рівняння реакцій.

Визначення будови атома. У періодичній системі знаходиться й ключ до визначення будови атомів хімічних елементів.

Розглянемо як приклад будову атома Магнію. Порядковий номер елемента — 12. Це означає, що протонне число Магнію — теж 12, а воно показує заряд ядра атома — +12. Електронна оболонка має 12 електронів, які розташовуються на трьох енергетичних рівнях (елемент знаходиться в третьому періоді). На зовнішньому енергетичному рівні в елементів головних підгруп кількість електронів відповідає номеру групи. Відповідно в атома Магнію — 2. Знаючи порядок заповнення електронами енергетичних рівнів, легко виявити, що на першому — їх 2, на другому — 8 і на третьому — 2. Перший і третій енергетичні рівні містять по два s-електрони, тобто утворюють під час руху навколо ядра s-орбіталі. Електрони на цих орбіталях спарені. Другий енергетичний рівень

містить 8 електронів, з них два — *s*-електрони та шість — *p*-електронів. Усі вони спарені. Третій енергетичний рівень — незавершений. До завершення бракує 6 електронів.

У періодичну систему часто вносять дані про будову електронних оболонок. Поглянувши на число електронів зовнішнього рівня, зразу можна виявити характер елемента — металічний чи неметалічний. У металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні перебуває від 1 до 3 електронів.

Відносна атомна маса Магнію A_r — 24. Отже, у ядрі, крім 12 протонів, міститься 12 нейтронів.



Напишіть електронну та графічну електронну формули будови електронної оболонки атома Магнію.

УТВОРЕННЯ СКЛАДНИХ СПОЛУК ТА ЇХ ХІМІЧНИЙ ХАРАКТЕР. Для Магнію, як і для інших металічних елементів, властиво утворювати складні речовини — оксид і гідрат оксиду. Оскільки Магній розташований у головній підгрупі II групи, то його вища валентність за Оксигеном відповідає номеру групи — II. Отже, формула магній оксиду — MgO , а його гідрату — Mg(OH)_2 . Характер оксиду — основний, відповідно гідрат оксиду — це основа.



Установіть за таблицею розчинності, розчинний чи нерозчинний у воді магній гідроксид.

Як типовий метал, Магній летких сполук з Гідрогеном *не утворює*.

Отже, характеристику елемента та його сполук за їх місцем у періодичній системі можна подати за таким *алгоритмом*.

1. Розташування в періодичній системі, порівняння хімічного характеру з сусідніми елементами в періоді та групі, характер простої речовини:

а) приклади рівнянь реакцій, що підтверджують характер простої речовини.

2. Характеристика будови атома:

а) протонне число, заряд ядра атома, кількість нейтронів у ядрі, число електронів в електронній оболонці;

б) число енергетичних рівнів, підрівнів в електронній оболонці;

- в) число електронів на зовнішньому енергетичному рівні, завершений він чи ні;
- г) число електронів, яких бракує до завершення зовнішнього енергетичного рівня.

3. Характер складних речовин:

- а) формула оксиду й гідрату оксиду; валентність елемента в сполуках за Оксигеном;
- б) хімічний характер оксиду й гідроксиду: основний чи кислотний; приклади рівнянь реакцій, що підтверджують характер сполук;
- в) формула леткої сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном; валентність елемента в ній.

Охарактеризуємо неметалічний елемент **Сульфур** за поданим вище алгоритмом.

Сульфур — це елемент головної підгрупи VI групи. У підгрупі межує з Оксигеном і Селеном. Ці два елементи проявляють неметалічні властивості, тому й Сульфур є **неметалічним елементом**. Однак, урахувуючи те, що в періодах металічні властивості елементів послаблюються, а неметалічні — посилюються, у нього сильніше виявлені неметалічні властивості, ніж у Фосфору, але слабше, ніж у Хлору.

Сульфур як елемент 3 (малого) періоду, 3 ряду в підгрупі межує з Оксигеном і Селеном. Це означає, що порівняно з Оксигеном у нього **слабше** проявляються **неметалічні** властивості, але **сильніше**, ніж у Селену. Проста речовина — **неметал**. У періодичній системі порядковий номер Сульфуру — 16, що відповідає протонному числу в ядрі атома й одночасно вказує на його заряд — +16. Електронна оболонка має 16 електронів. Вони розташовуються на трьох енергетичних рівнях: на першому рівні — 2, на другому — 8 і на третьому (зовнішньому) — 6. Із цих електронів 2s- — спарені, 2p- — спарені й 2p- — неспарені. Енергетичний рівень незавершений. До завершення не вистачає двох електронів. Оскільки в неметалічних елементів кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні становить від 4 до 8, то Сульфур — типовий неметалічний елемент, а його проста речовина сірка — неметал.

Відносна атомна маса Сульфуру A_r — 32. У ядрі його атома міститься 16 нейтронів.

Формула вищого оксиду — SO_3 ; гідрату оксиду — H_2SO_4 . Максимальна валентність за Оксигеном — VI. Це кислотний оксид, а його гідрат — сульфатна кислота. З курсу хімії 7 класу вам відомо, що, накопичуючись в атмосфері, сульфур(VI) оксид сполучається з водою, утворюючи кислоту й спричиняючи тим самим кислотні дощі.



Пригадайте, яку шкоду завдають кислотні дощі довкіллю.

Формула леткої сполуки Сульфуру з Гідрогеном — H_2S , валентність елемента за Гідрогеном — 2. Гідроген сульфід горить з утворенням двох оксидів.



Напишіть самостійно рівняння реакції горіння гідроген сульфіду.

Треба зазначити, що зовнішній енергетичний рівень неметалічних елементів близький до завершення.



Охарактеризуйте самостійно елемент 15 за місцем у періодичній системі та будовою атома.

Добре знаючи характеристики елементів малих періодів, ви зможете за поданим алгоритмом характеризувати будову й властивості елементів великих періодів, що входять до головних підгруп періодичної системи.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За місцем елемента в періодичній системі можна охарактеризувати цей елемент й утворені ним прості та складні речовини.
- Для повної характеристики будови атома необхідно володіти інформацією про фізичний зміст періодичного закону, зокрема: а) порядковий номер елемента; б) номер групи; в) у якій підгрупі елемент знаходиться.
- Характеристики простої та складних речовин, утворених елементом, здійснюють, ураховуючи те, з якими елементами він межує в періоді, підгрупі, закономірності періодів і груп, будову атома, хімічний характер речовин.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Визначте заряди ядер атомів і число електронів в електронній оболонці елементів із порядковим номером 6 і 11. Назвіть ці елементи.

2. Укажіть, який елемент проявляє сильніше виражені металічні властивості: а) Літій чи Берилій; б) Натрій чи Алюміній; в) Натрій чи Калій; г) Магній чи Кальцій; ґ) Калій чи Скандій.
3. Укажіть, який елемент проявляє сильніше виражені неметалічні властивості: а) Карбон чи Силіцій; б) Фосфор чи Сульфур; в) Нітроген чи Флуор; г) Силіцій чи Хлор.
4. Поясніть, як змінюються властивості елементів, їх простих речовин і сполук на проміжку $\text{Na} - \text{Mg} - \text{Al}$.
5. Охарактеризуйте за місцем у періодичній системі та будовою атомів хімічні елементи: а) 13; б) 17; в) 20.
6. Оберіть самостійно три елементи головної підгрупи II групи та поясніть зміну їх властивостей і сполук, утворених ними, залежно від будови атома.
7. Оберіть самостійно один металічний і один неметалічний елементи й охарактеризуйте їх за місцем у періодичній системі та будовою атомів.



§ 12. ЗНАЧЕННЯ ПЕРІОДИЧНОГО ЗАКОНУ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* наукові факти, що розкривають взаємозв'язки між елементами, їх простими та складними речовинами; значення класифікації в науці;
- *оцінювати* наукове значення періодичного закону.

Відкриття Д. І. Менделєєвим періодичного закону (1869 р.) стало справжнім науковим вибухом, відіграло величезну роль у становленні хімії як науки. Це найзагальніший закон природи, на основі якого виявлено та встановлено взаємозв'язки між усіма хімічними елементами.

Насамперед відкриття періодичного закону вказало шлях до природної класифікації елементів й утворених ними простих і складних речовин. Виявивши періодичну подібність елементів та їх сполук за властивостями, Д. І. Менделєєв створив таблицю класифікації, яка дозволила пояснити взаємозв'язок між поняттями «елемент» і «проста речовина». Цей взаємозв'язок став фундаментом для об'єднання всіх елементів у систему. Пропущені в таблиці клітинки створили можливість прогнозувати існування ще не

відомих науці хімічних елементів. Відкриття Галію, Скандію та Германію підтвердило прогнози вченого ще за його життя.

Вивчаючи розташування елементів у періодичній системі, їх відносні атомні маси, Д. І. Менделєєв установив, що серед них є неточно визначені, та виправив ці дані. Прикладом може бути розташування Берилію, що не відповідало його відносній атомній масі 13,5. Через деякий час ученим вдалося уточнити відносну атомну масу Берилію і цим самим підтвердити правильність розташування цього елемента в періодичній системі. Як бачимо, крім наукового значення щодо першої природної класифікації елементів, періодичний закон виконує ще й прогностичну функцію.

Свій подальший розвиток періодичний закон отримав після відкриття будови атома. Це відкриття розкрило фізичну суть періодичного закону, указавши на те, що атоми складаються з однакових елементарних частинок. Цей факт ще раз підтверджує внутрішній взаємозв'язок між усіма елементами, об'єднуючи їх у єдину систему.

Відкриття періодичного закону дало поштовх до розвитку теорії будови атома, що, у свою чергу, відкрило можливість створення моделей атомів. І навпаки, знання про будову атома розширило розуміння суті періодичного закону й створило умови для нових відкриттів. Закономірності, закладені в періодичній системі, послугували розвитку інших природничих наук, зокрема геохімії, космічної хімії. Вивчення ядерних реакцій дозволило добувати штучні елементи, які теж віднайшли своє місце в періодичній системі.

На прикладі періодичного закону, що знайшов своє відображення в періодичній системі хімічних елементів, розкриваються об'єктивні закони розвитку природи, як-от: закон єдності та боротьби протилежностей, заперечення заперечення, переходу кількісних змін у якісні. Наведемо приклади.

Закон єдності та боротьби протилежностей пояснюється на прикладі будови самого атома (існування позитивних частинок у ядрі й негативних — в електронній оболонці), існування речовин подвійної хімічної природи (явище амфотерності, яке ви будете вивчати пізніше).

Закон заперечення заперечення, чи подвійного заперечення, відстежується, по-перше, під час переходу від хімічно активного неметалічного елемента (галогену) до інертного (інертні гази),

а по-друге, від інертного елемента — до хімічно активного металічного. Іншими словами, подвійне заперечення відбувається на проміжках «галоген — інертний елемент — лужний метал» у кожному випадку. Чим пояснюється така різка зміна властивостей? Перший раз — незавершеністю зовнішнього енергетичного рівня. У галогенів до його завершення бракує одного електрона, тобто найменшої кількості. Різка зміна на проміжку «інертний елемент — лужний металічний», тобто другий раз, — появою в металічного елемента нового енергетичного рівня.

Підтвердження *закону переходу кількісних змін у якісні* легко спостерігати, досліджуючи зміни зарядів атомних ядер. З появою нового протона в ядрі атома, а відповідно й нового електрона на зовнішньому енергетичному рівні, утворюється новий хімічний елемент. У цьому полягає світоглядне значення періодичного закону, підтвердження існування об'єктивних законів природи.

Періодичний закон має велике практичне значення. Періодичною системою, створеною на основі закону, користуються науковці під час наукових досліджень не тільки в галузі хімії, а й у фізиці, геології, оскільки він акумулює знання всіх природничих наук. У школі ви користуєтеся періодичною системою хімічних елементів як довідником і як наочним посібником не тільки на уроках хімії, а й фізики, щоб пояснити будову атома. Інформація, закладена в періодичній системі, розкриває закономірності, за участю яких можна передбачати й прогнозувати появу нових хімічних елементів і їх сполук.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Учениця Марії Склодовської-Кюрі, французька вчена Маргарита Перей, відома як радіохімік. По закінченню Паризького університету працювала в Інституті радіо (1929). Наукові роботи вченої були присвячені вивченню радіоактивних елементів. У 1939 р. відкрила передбачуваний Д. І. Менделєєвим новий хімічний елемент, який на честь її країни запропонувала назвати Францієм. Це елемент із протонним числом +87 у періодичній системі.
- Періодичний закон продовжує своє «життя» у сучасних наукових дослідженнях. Здійснено відкриття чотирьох нових хімічних елементів: 113, 115, 117 і 118, які вже внесені в періодичну систему (*див. форзаци*). Вони отримали тимчасові назви: 113 — унунтрій Uut; 115 — унунпентій Uup; 117 — унунсептій Uus і 118 — унуноктій Uuo. Тому 7 період періодичної системи завершений.



Життя й наукова діяльність Д. І. Менделєєва. *Дмитро Іванович Менделєєв* (1834–1907) — великий російський учений, який з юнацьких років проявляв інтерес до вивчення природничих наук. По закінченню гімназії й природничо-математичного факультету Петербурського педагогічного інституту він працює вчителем природознавства в м. Сімферополі, потім — у Першій одеській гімназії при

Ришельєвському ліцеї, а в 23-річному віці стає викладачем Петербурського університету.

Наукову діяльність Д. І. Менделєєв розпочав рано. Захистивши магістерську дисертацію «Про питомі об'єми», продовжував дослідження стану та властивостей речовин. Під час наукового стажування в Німеччині досліджував властивості газів і довів, що за певної температури вони перетворюються на рідини.

Повернувшись із Німеччини, Д. І. Менделєєв проводить численні експерименти з вивчення властивостей розчинів і в 1865 р. захищає докторську дисертацію «Про з'єднання спирту з водою». Через два роки він уже очолює кафедру неорганічної хімії університету. З-під його пера виходить перший підручник — «Основи хімії» для вищих навчальних закладів, що перевидавався 8 разів у Росії та 5 разів англійською, німецькою та французькою мовами — за кордоном.

У 1869 р., маючи тільки 35 років, учений публікує таблицю елементів під назвою «Досвід системи елементів, заснованої на їхній атомній вазі і хімічній схожості». Таблиця — графічний вираз відкритого ним періодичного закону.

У 1890 р. змушений покинути роботу в Петербурському університеті через конфлікт з міністром освіти. Через три роки (1893 р.) Д. І. Менделєєв очолює Головну палату мір і ваги.

Наукова діяльність Д. І. Менделєєва не обмежувалася тільки хімією. Він працював у різних галузях науки й скрізь одержував високі результати. Відомі праці вченого з економіки та розвитку промисловості. Багато уваги приділив розвитку нафтової промисловості, вивчав американський досвід її функціонування. З цією ж метою дослідник відвідував кавказькі родовища нафти. Д. І. Менделєєв проводив низку цікавих досліджень із вивчення складу й способів переробки нафти, використання продуктів її

переробки для промислового виробництва товарів. Після відвідання Донбасу вивчає економічний стан регіону, пропонує низку заходів для раціонального використання ресурсів краю, запропонував також ідею підземної газифікації вугілля.

Велику увагу Д. І. Менделєєв приділяв розвитку освіти. Зокрема, він брав участь у створенні Київського політехнічного інституту, тісно співпрацював з науковцями Харківського університету. Постійно працював зі студентами, вимогливо ставився до результатів їхнього навчання.

Учений любив музику, живопис, захоплювався художньою літературою, особливо романами Ж. Верна. Незважаючи на зайнятість, Дмитро Іванович майстрував скриньки, виготовляв валізи й рамки для портретів, оправляв книжки. До свого хобі він ставився дуже серйозно, і речі, зроблені його руками, відрізнялися високою якістю.

Наукові заслуги вченого визнані за його життя. Д. І. Менделєєв був обраний почесним членом майже всіх наукових академій Європи й Америки. Добутий американськими вченими новий 101 хімічний елемент названо на честь великого наукового сподвижника — *Менделєвій*.

Не буде помилкою визнати, що вченому вдалося випередити час на багато років і здобути всесвітню славу та шану багатьох поколінь.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

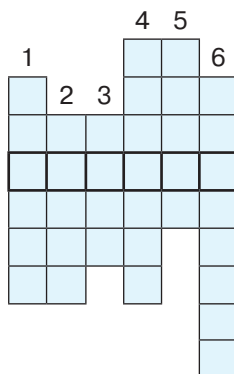
- **Періодичний закон** — універсальний закон природи, що відкрив шлях до наукового розуміння класифікації елементів та утворених ними сполук. Використовується в багатьох галузях наук і різноманітних технологіях.
- Унікальність періодичного закону полягає в тому, що він має не тільки наукове, а й прогностичне та світоглядне значення. Підтверджує існування й закономірності дії об'єктивних законів природи та їх практичного застосування в різних галузях природничих наук.
- **Періодична система** хімічних елементів, закономірності періодичної зміни властивостей елементів використовуються не тільки в сучасній хімії, а й у фізиці, ядерній хімії та фізиці, геології, геохімії тощо.
- Наукова діяльність Д. І. Менделєєва є справжнім науковим подвигом, визнаним у світі. Вона є прикладом цілеспрямованості в

досягненні наукових цілей, може слугувати зразком високого громадянського обов'язку, служіння науці та своїй країні.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть значення періодичного закону для: а) розвитку природничих наук; б) розкриття взаємозв'язків між будовою атомів елементів та їх властивостями, а також властивостями утворених ними простих і складних речовин.
2. Розкрийте значення періодичного закону в створенні штучних хімічних елементів.
3. Охарактеризуйте значення періодичного закону: а) прогностичне; б) світоглядне.
4. Оцініть наукове значення періодичного закону.
5. Розв'яжіть кросворд. Заповніть вертикальні стовпці й у горизонтальному рядку отримаєте назву складової періодичної системи.



1. Елемент, проста речовина якого утворює чорний порошок за нагрівання.
2. Елемент головної підгрупи VI групи.
3. Галоген, що є леткою рідиною бурого кольору.
4. Елемент, оксид якого використовують у ювелірній справі.
5. Газ, яким наповнюють трубки для виготовлення реклами.
6. Перший елемент періодичної системи.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Наукові праці Д. І. Менделєєва відносяться переважно до загальної хімії. Однак вони стосуються й фізики, ядерної фізики, хімічної технології, економіки, сільського господарства, метрології, географії, метеорології.
- Ідея підземної газифікації вугілля, запропонована Д. І. Менделєєвим у 1880 р., знайшла своє практичне втілення в 1937 р. на Донбасі.



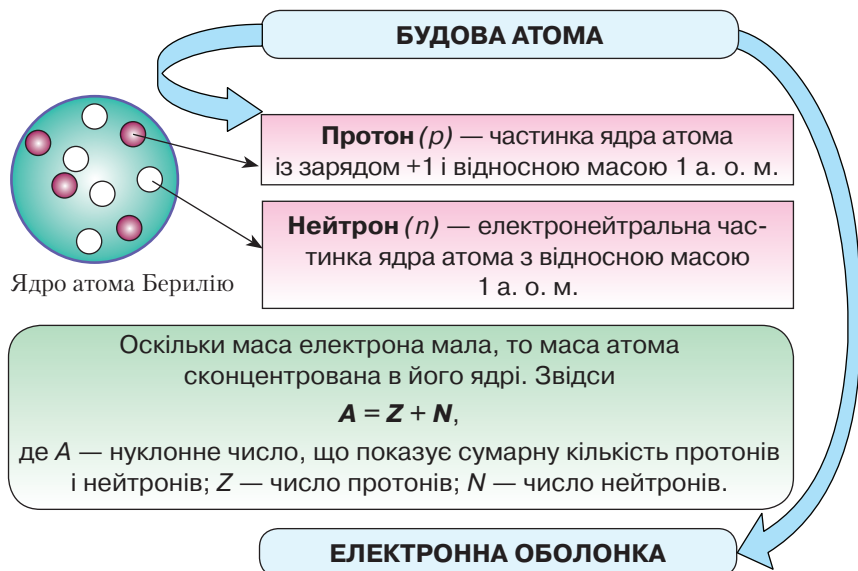
НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

- I. Оберіть самостійно або з учительською допомогою тему навчального проекту з тих, що подані нижче.
 1. З історії відкриття періодичної системи хімічних елементів.
 2. Форми періодичної системи хімічних елементів.
- II. Виконайте проект у довільній формі, проведіть його презентацію.

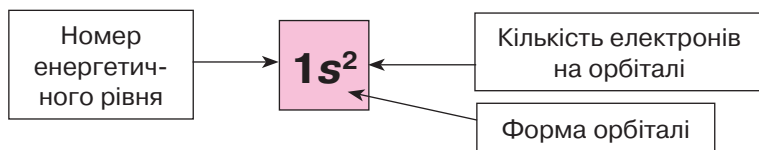
УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 1

«ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ. БУДОВА АТОМА»





Залежно від запасу енергії електронів, вони розташовуються на різних віддалях від ядра, **утворюючи енергетичні рівні**. Під час руху електронів навколо ядра кожний електрон займає певну частину простору, яка називається **орбіталлю**. Розрізняють s -, p -, d -, f -орбіталі. В елементів 1–3 періодів наявні тільки s - і p -орбіталі; s -орбіталь має сферичну форму, p -орбіталь — форму вісімки; p -орбіталі розташовуються в просторі в трьох взаємно перпендикулярних площинах. Електрон, окрім руху навколо ядра, має здатність рухатися навколо власної осі. Рух електрона навколо власної осі називають **спіном**. Електрони, які характеризуються однаковим запасом енергії, формою орбіталі, орієнтацією в просторі, але різним напрямком руху навколо власної осі, називають **спареними**. Енергетичний рівень, на якому всі електрони спарені, називають **завершеним**.



Графічна електронна формула позначається квадратом — **це орбіталь**. Кількість електронів на орбіталі зображують стрілкою. Якщо зображена одна стрілка, електрон **неспарений**. Якщо орбіталь заповнена, її позначають двома стрілками, електрони **спарені**.



Тема 2 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ



§ 13. ПРИРОДА ХІМІЧНОГО ЗВ'ЯЗКУ. ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ЕЛЕМЕНТІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізняти* поняття «валентність» і «ступінь окиснення елемента»;
- *визначати* ступені окиснення елементів у сполуках за їх формулами;
- *знати* поняття «хімічний зв'язок», «електронегативність»;
- *розуміти* природу хімічного зв'язку на основі знань про електронну будову атомів.

Хімічний зв'язок. З попередньої теми ви дізналися, що властивості елементів залежать від: а) зарядів їх атомних ядер; б) числа енергетичних рівнів в електронній оболонці або радіуса атома; в) кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

Найстійкішими є **завершені** енергетичні рівні. Це характерно для інертних елементів. Атоми цих елементів не сполучаються між собою та з іншими атомами. Це пояснюється тим, що електронна оболонка, яка містить 2 або 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні, є стійкою й **енергетично вигідною атому**. В усіх інших елементів зовнішній енергетичний рівень **незавершений**. Під час хімічних реакцій атоми прагнуть його завершити. Тому **процес утворення хімічних сполук (простих і складних речовин) полягає в завершенні атомами зовнішніх енергетичних рівнів**.

Як це відбувається, які речовини за будовою утворюються: атомні, молекулярні чи йонні?

Відповідь на це запитання можна дати, з'ясувавши суть хімічного зв'язку, утворення якого відбувається двома способами, що описані нижче.

1. Два чи більше атомів утворюють спільні електронні пари (речовини молекулярної будови).

2. Атоми, що мають малу кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні (металічні елементи), віддають їх. Атоми, що мають велику кількість електронів (неметалічні елементи), — приєднують. Результатом такого переміщення електронів є утворення заряджених частинок — **йонів**.

В обох випадках зовнішній енергетичний рівень набуває конфігурації електронів, що властива для інертних елементів. Як уже згадувалося, завершений зовнішній електронний рівень є стійким та енергетично вигідним атому.



Хімічний зв'язок — це зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.



Пригадайте з курсу фізики, що таке електростатичні сили притягання.

Аналізуючи склад простих і складних речовин, розуміємо, що кількість атомів елемента, який сполучається з іншими, є чітко визначена. Наприклад, до складу молекули кисню входять два атоми Оксигену — O_2 . Аналогічно й молекули водню, хлору, азоту є двоатомними. Однак до складу молекули озону входять три атоми Оксигену — O_3 . У молекулі води містяться два атоми Гідрогену й один атом Оксигену — H_2O . Це молекулярні сполуки.

А якщо розглянути склад кухонної солі, то її кристали містять різнойменно заряджені частинки, що називають **йонами**.

Сполучення між частинками відбувається з виділенням енергії і зменшенням власної енергії та залежить від кількості неспарених електронів, що здатні до утворення спільних електронних пар. Оскільки ядра атомів мають різні заряди, а радіуси можуть бути більшими чи меншими, то й сили притягання між ними різні.

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ЕЛЕМЕНТІВ. Звернемо увагу на утворення молекули водню. На зовнішньому енергетичному рівні є один неспарений s -електрон. З іншим атомом Гідрогену він утворює спільну електронну пару. Оскільки заряд ядра в обох атомах однаковий, то вони з однаковою силою притягають електрони зовнішнього енергетичного рівня.

Інша ситуація спостерігається з утворенням хімічного зв'язку в молекулі гідроген хлориду HCl . Зважаючи на те, що в утворенні зв'язку беруть участь атоми різних елементів, то, відповідно, заряди ядер їх атомів також різні: в атома Гідрогену заряд ядра — $+1$, у Хлору — $+17$. Це вказує на те, що ядро атома Хлору значно сильніше притягує до себе неспарений електрон атома Гідрогену, ніж це властиво ядру атома Гідрогену. Тому у випадках, коли електронні пари утворюються двома різними елементами, сили притягання між ними не однозначні. Щоб визначити, який з елементів сильніше притягує електронну пару зв'язку, ученими введено поняття електронегативності елемента.



Електронегативність — це властивість атома елемента притягувати до себе електрони.

Електронегативність елементів змінюється в періодах і групах (табл. 7).



Подумайте й поясніть, з чим пов'язані такі зміни.

Таблиця 7

Електронегативність елементів

Період	Групи елементів								Зміна електро- негативності
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H 2,1							He —	Зі збільшенням заряду ядра — спадає в голов- них підгрупах ↓
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 —	
Зміна електро- негативності	Із збільшенням заряду ядра — зростає →								



Розглянемо зміну електронегативності в малих періодах.

Якщо розташувати елементи за зменшенням електронегативності, то утворюється **ряд електронегативності**, яким можна користуватися для визначення, до якого з атомів, що утворюють електронну пару, зміщуються електрони. Елемент, від якого відтягуються електрони, набуває умовного позитивного заряду. Елемент, до якого притягуються електрони, — умовного негативного. Величина цих зарядів залежить від числа електронів, що вказують на кількість відтягнутих чи притягнутих електронів. **У хімічній формулі більш електронегативний елемент ставлять на другому місці.**



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Хімічний зв'язок** — це зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.
- **Утворення хімічних сполук** (простих і складних речовин) полягає в завершенні атомами зовнішніх енергетичних рівнів.
- Сполучення між частинками відбувається з виділенням енергії і зменшенням їх власної енергії.
- **Електронегативність** — це властивість атома елемента притягувати до себе електрони. Електронегативність елементів змінюється в періодах і групах: зокрема, у періодах зі збільшенням заряду ядер атомів елементів — зростає; у головних підгрупах — спадає.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) хімічного зв'язку; б) електронегативності елементів.
2. Поясніть зміну електронегативності елементів у: а) періодах; б) групах.
3. Поясніть, у якому випадку спостерігається зміщення електронів і до якого елемента: а) Na і Cl; б) H і F; в) F і F; г) Ca і Br. Чому так відбувається?
4. Поясніть на прикладі сполук, виражених формулами Cl_2 , NaCl , CF_4 , Br_2 , CO_2 , які елементи проявляють більшу електронегативність і чому.



§ 14. КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК. ПОЛЯРНИЙ І НЕПОЛЯРНИЙ КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- розрізняти ковалентний полярний і неполярний зв'язки;
- знати механізм утворення ковалентного зв'язку;
- розуміти поняття «диполь», «частково негативний заряд» і «частково позитивний заряд», «валентні електрони»;
- наводити приклади сполук із ковалентним неполярним і полярним зв'язками;
- характеризувати особливості ковалентного зв'язку.

Ковалентний неполярний зв'язок. Ковалентний зв'язок виникає між атомами неметалічних елементів. Щоб енергетичний рівень в атомів неметалічних елементів довершився, вони утворюють спільні електронні пари.



Ковалентний зв'язок — це зв'язок, що утворюється за рахунок спільних електронних пар.

Розкриємо механізм утворення ковалентного зв'язку на прикладі молекули водню H_2 . Вам уже відомо, що в атомі Гідрогену міститься один s -електрон, який під час руху навколо ядра утворює s -орбіталь. Електронна формула атома Гідрогену — $1s^1$. Для утворення стійкої конфігурації йому бракує одного електрона.

Під час зближення двох атомів ядро першого притягує електронну орбіталь другого, а ядро другого — електронну орбіталь першого. За такої взаємодії електронні s -орбіталі частково перекриваються. Місце перекривання електронних хмар характеризується підвищеною електронною густиною (рис. 24).

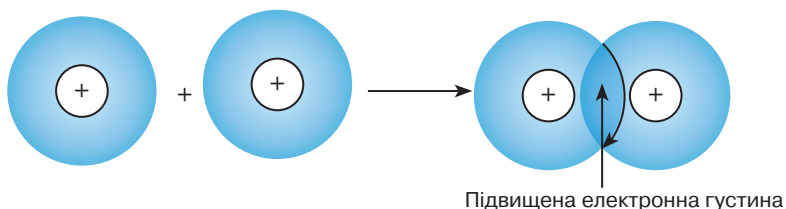
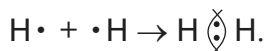


Рис. 24. Схема утворення молекули водню

Підвищення електронної густини в місці перекривання електронних хмар не дає ядрам відштовхнутися й забезпечує міцність зв'язку. Обидва електрони перебувають у спільному користуванні двох атомів. Електронна оболонка набуває стійкої конфігурації — $1s^2$.

Оскільки ядра атомів мають однаковий заряд, то перекривання електронних хмар відбувається симетрично від обох ядер.

Схему утворення ковалентного зв'язку можна подати, позначивши неспарений електрон зовнішнього енергетичного рівня однією крапкою, а спільну електронну пару — двома. Наприклад:

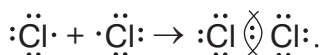


У молекулярних сполуках використовують також графічні формули. У них спільну електронну пару замінюють рискою:



Розглянемо випадок утворення спільної електронної пари, коли на зовнішньому енергетичному рівні є один неспарений p -електрон. Такий енергетичний рівень наявний у галогенів. Наприклад, електронна оболонка атома Хлору має 17 електронів. Електронна формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Як і в атома Гідрогену, до завершення енергетичного рівня атому Хлору бракує 1 електрона. Тому, за умови зближення двох атомів Хлору, перекриваються електронні хмари двох неспарених p -електронів. Енергетичний рівень стає завершеним, бо навколо ядер атомів уже рухаються три пари електронів, що належать кожному атому, і пара усупільнених (спільних). Таким чином, енергетичний рівень стає завершеним. Утворюється молекула хлору, що складається з двох атомів — Cl_2 .

Електронна формула цієї молекули має такий вигляд:



Графічна формула: $\text{Cl} - \text{Cl}$.

У цих двох випадках утворюється одна спільна електронна пара. Такий зв'язок називають **одинарним**, а електрони, що його утворюють, — **валентними**.

Однак необхідно зазначити про наявність атомів, що утворюють не одну, а кілька електронних пар. Для прикладу розгля-

немо утворення ковалентного зв'язку в молекулі кисню. У її утворенні беруть участь два атоми Оксигену, для яких властива така електронна будова: $1s^2 2s^2 2p^4$, тобто на зовнішньому енергетичному рівні є два спарені s -електрони та два неспарені p -електрони. До завершення рівня бракує двох електронів.

Ви, мабуть, уже здогадалися, що під час зближення атомів усуспільнюються два електрони, утворюючи при цьому дві пари спарених. Неспарені p -електрони атомів Оксигену розташовуються умовно у двох взаємно перпендикулярних площинах, описуючи p -орбіталі, які утворюють зв'язки (рис. 25).

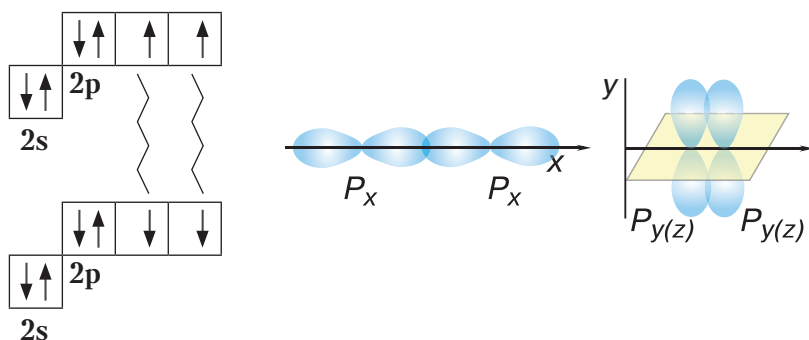
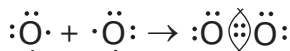


Рис. 25. Утворення спільних електронних пар у молекулі кисню

Електронну формулу молекули кисню зображують так:



Напишіть самостійно графічну формулу молекули кисню.

Як бачимо, у випадку утворення молекули кисню формуються дві електронні пари. Такий тип зв'язку називають **подвійним**.



З'ясуйте, скільки неспарених електронів в електронній оболонці атома Нітрогену, і визначте, скільки спільних електронних пар утворюється. Назвіть цей зв'язок.

Отже, під час утворення ковалентного зв'язку в молекулі водню кожний атом Гідрогену за рахунок спільної електронної пари набуває двоелектронної конфігурації. У двох інших випадках під час утворення молекул хлору та кисню кожна стійка конфігурація атома досягається за рахунок восьми електронів.

У всіх випадках ковалентний зв'язок утворювався між атомами з однаковою електронегативністю, через це утворені спільні електронні пари розташовуються симетрично між ядрами атомів. Такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*.



Ковалентний неполярний зв'язок — це зв'язок, який утворюється між атомами з однаковою електронегативністю за рахунок спільних електронних пар, що розташовані симетрично від обох ядер атомів.

Такий тип хімічного зв'язку виникає в молекулах простих речовин, утворених неметалічними елементами: H_2 , F_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

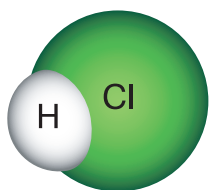


Рис. 26. Модель молекули гідроген хлориду

Ковалентний полярний зв'язок. Якщо взаємодіють атоми з різною електронегативністю (атоми різних хімічних елементів), то утворена спільна електронна пара буде зміщуватися до атома, що проявляє більшу електронегативність. Пояснимо це на прикладі утворення молекули гідроген хлориду HCl (рис. 26).

Вам уже відомо, що атом Гідрогену має один неспарений s -електрон, а атом Хлору — неспарений p -електрон. У цьому випадку спільна електронна пара утворюватиметься саме цими електронами (рис. 27).

Оскільки атом Хлору проявляє більшу електронегативність, ніж атом Гідрогену, то спільна електронна пара зміщується ближче до Хлору. Завдяки цьому молекула гідроген хлориду стає полярною. На полюсах цієї молекули концентру-

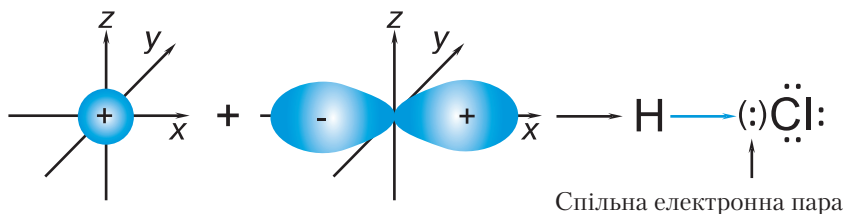


Рис. 27. Спрощена схема утворення ковалентного зв'язку в молекулі гідроген хлориду

ються два часткові заряди, однакові за величиною, але різні за знаком.

Атом, до якого зміщена електронна пара, характеризується більшою електронегативністю і набуває **частково негативного заряду δ^-** (читається — «дельта»). Відповідно атом, від якого змістилася електронна пара, тобто той, у якого менша електронегативність, має **частково позитивний заряд δ^+** . Часткові заряди за абсолютним значенням є меншими від одиниці.

Такий тип хімічного зв'язку називають *ковалентним полярним*. Утворюється в молекулах складних речовин між атомами неметалічних елементів. Наприклад: HF, CH₄, CO₂ тощо.



Ковалентний полярний зв'язок — це зв'язок, що утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.



Запропонуйте формули складних сполук, у яких, на ваш погляд, наявний ковалентний полярний зв'язок.

Як у випадку утворення ковалентного неполярного зв'язку, електрони, що утворюють цей зв'язок, називають **валентними**.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Ковалентний зв'язок** — це зв'язок, що утворюється за рахунок спільних електронних пар.
- **Ковалентний неполярний зв'язок** — це зв'язок, який утворюється між атомами з однаковою електронегативністю за рахунок спільних електронних пар, що розташовані симетрично від обох ядер атомів. Цей тип зв'язку наявний у молекулах простих речовин, утворених неметалічними елементами.
- **Ковалентним полярним зв'язком** називають зв'язок, що утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар. Присутній у молекулах складних речовин, утворених неметалічними елементами.
- Атом, до якого зміщена електронна пара і який характеризується більшою електронегативністю, набуває **частково негативного заряду δ^-** . Атом, від якого змістилася електронна пара й, відповідно, з меншою електронегативністю, має **частково позитивний заряд δ^+** .





ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення ковалентного зв'язку.
2. Назвіть види ковалентного зв'язку. Сформулюйте їх визначення.
3. Поясніть, як між атомами неметалічних елементів утворюються спільні електронні пари.
4. Охарактеризуйте подібність і відмінність між ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками.
5. Укажіть формули сполук із: а) ковалентним неполярним; б) ковалентним полярним зв'язками:
 HF , F_2 , NaBr , ZnCl_2 , H_2SO_4 , O_2 , KF , NH_3 , I_2 , H_2S , CaS , N_2 .
6. Напишіть електронні та структурні формули сполук із ковалентним зв'язком, що подані формулами в завданні 5.
7. Нарисуйте схеми перекривання: а) двох s -орбіталей; б) s - і p -орбіталей; в) двох p -орбіталей. Наведіть приклади сполук із такими зв'язками.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Англійський учений *Харолд Крото* та його колеги Р. Кьорл і Р. Смоллі вивчали випарування графіту з допомогою лазера. Їм удалось синтезувати цікаві за формою вуглецеві молекули, що нагадували футбольний м'яч. Ці молекули назвали фуллеренами.

Фуллерени — це величезна кількість молекул, що складаються з атомів Карбону, які з'єднуються між собою, утворюючи сферичну конструкцію. Залежно від кількості атомів Карбону трапляються фуллерени різних типів, наприклад: C_{20} містить 20 атомів. Існують й інші: C_{24} , C_{28} C_{60} , C_{70} і навіть C_{200} . Найстійкішим серед цих модифікацій є фуллерен C_{60} (рис. 28).

Біологів і фармацевтів зацікавили відкриття й синтез цих речовин, оскільки C_{60} є сильним антиоксидантом, що виводить із організму вільні радикали. Останні, накопичуючись в організмі, спричиняють різні захворювання. Перед ученими виникла проблема введення молекул фуллеренів в організм із лікувальною метою. Для її вирішення фуллерен C_{60} вбудовують у молекули води. Унаслідок цього створюється водне середовище, як і в здорових клітинах організму. Вживання води з гідратованим фуллереном сприяє видужуванню хворих та омолодженню організму, підвищує його захисні функції.

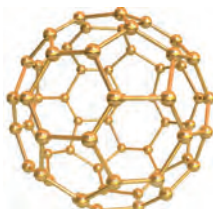


Рис. 28.
Модель молекули фуллерену C_{60}



§ 15. ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК, ЙОГО УТВОРЕННЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізняти* атоми та йони; позитивно й негативно заряджені йони; речовини з ковалентним і йонним зв'язками;
- *розуміти* механізм утворення позитивно й негативно заряджених йонів; суть утворення йонного зв'язку; поняття «йонна сполука»;
- *наводити приклади* сполук із йонним зв'язком;
- *характеризувати* особливості йонного зв'язку.

Ви розглянули утворення хімічного зв'язку, що виникає між атомами неметалічних елементів. Але існують сполуки, до складу яких входять атоми металічних і неметалічних елементів. Такі сполуки належать до **йонних**.

Отже, і зв'язок між частинками — **йонний**.

Йони. Під час взаємодії металів з неметалами атоми елементів перетворюються на йони.

Розглянемо механізм утворення йонів Натрію та Хлору. Звернемося до будови атома Натрію. Із його електронної формули $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ видно, що на зовнішньому енергетичному рівні рухається один s -електрон. До завершення енергетичного рівня бракує сім електронів. Тому атому Натрію енергетично легше віддати один s -електрон, ніж приєднати сім. Віддаючи електрон, атом повністю втрачає цей рівень, а попередній є завершений.

Схематично цей процес зображено на *рисунку 29*, але його можна подати й так:

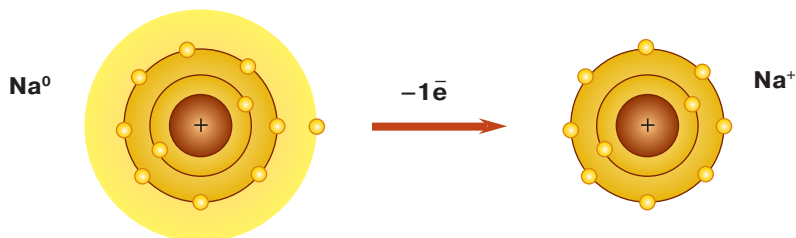
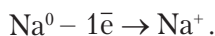


Рис. 29. Схеми утворення йона Натрію

В атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні розташовуються сім електронів. Його електронна формула — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. І до завершення енергетичного рівня бракує одного електрона. Тому атому Хлору енергетично вигідніше приєднати один електрон, ніж віддати сім (рис. 30).

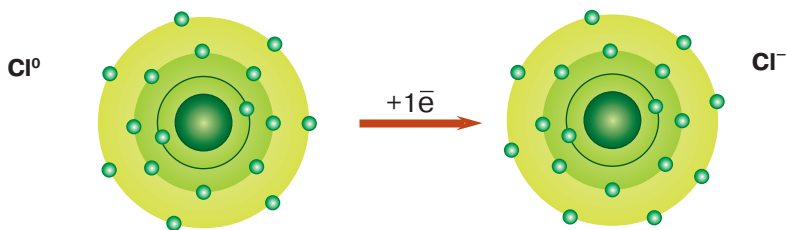
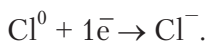


Рис. 30. Схема утворення йона Хлору

Це перетворення можемо записати й так:



Втрачаючи один електрон із зовнішнього енергетичного рівня, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджений йон Натрію Na^+ (катіон Натрію). Атом Хлору, приєднуючи один електрон, утворює негативно заряджений йон Хлору Cl^- (аніон Хлору). Отже, під час взаємодії натрію з хлором валентний електрон атома Натрію переходить на зовнішній енергетичний рівень атома Хлору з утворенням різнойменно заряджених частинок.



Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони втрачають або приєднують електрони.

Позитивно заряджені йони називають **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**.

Величина заряду йона залежить від кількості відданих або прийнятих електронів. Наприклад, віддаючи два електрони, атом Кальцію Ca^0 перетвориться на катіон Кальцію із зарядом 2^+ — Ca^{2+} . Якщо атом Нітрогену приєднає три електрони, то перетвориться на йон Нітрогену із зарядом 3^- — N^{3-} . Зверніть увагу: заряд йона проставляють біля символу елемента вгорі праворуч, записуючи спочатку чисельне значення, а потім знаки «+» (для катіона) або «-» (для аніона).

Утворення йонного зв'язку. З курсу фізики вам відомо, що протилежно заряджені частинки мають здатність притягуватися. Тому різноіменно заряджені йони Натрію та Хлору притягуються за рахунок електростатичних сил притягання, утворюючи йонну сполуку — **кристал** (рис. 31).

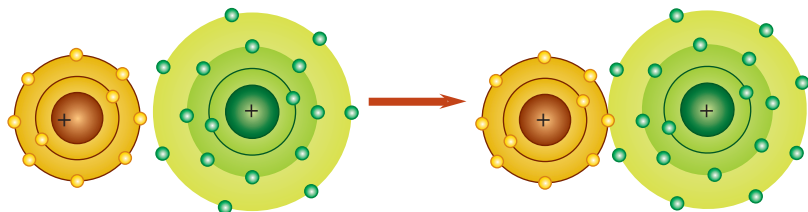
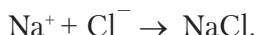


Рис. 31. Схема утворення кристалу натрій хлориду NaCl

За допомогою хімічних символів цю схему можна записати так:



Атоми й утворені ними йони відрізняються між собою за:

- числом енергетичних рівнів (йони металічних елементів);
- розмірами частинок (радіусами);
- наявністю зарядів у йонів;
- властивостями.

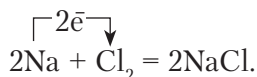
Властивості атомів і йонів різні, бо вони відрізняються за будовою.



Поясніть на конкретному прикладі, чим відрізняються йони:
а) позитивно заряджений; б) негативно заряджений від відповідних їм атомів.

Поняття «молекула» для таких сполук — умовне. Здебільшого вживається поняття «формульна одиниця». Вона вказує на співвідношення йонів у сполуці.

У рівняннях реакцій перехід електронів позначають стрілкою, що відходить від атома, який віддає електрони, до атома, що їх приєднує. Наприклад, утворення кристалу кухонної солі можна подати таким рівнянням:



Хімічний зв'язок між йонами називають **йонним**.

З нього випливає, що в йонній сполуці є однакове число позитивних і негативних зарядів. Це означає, що сполуки, утворені йонами, — **електронеутральні**.

Порівнявши йонний зв'язок із ковалентним полярним, можна зробити висновок про те, що йонний зв'язок є крайнім випадком полярного ковалентного.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Йони** — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони втрачають або приєднують електрони. Позитивно заряджені йони називаються **катіонами**, а негативно заряджені — **аніонами**.
- Хімічний зв'язок між йонами називають **йонним**.
- Атоми й утворені ними йони відрізняються між собою за: а) числом енергетичних рівнів (йони металічних елементів); б) розмірами частинок (радіусами); в) наявністю зарядів у йонів; г) властивостями.
- У йонній сполуці є однакове число позитивних і негативних зарядів. Сполуки, утворені йонами, — **електронеутральні**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) йонів; б) йонного зв'язку.
2. Поясніть, яким чином утворюються позитивно й негативно заряджені йони.
3. Поясніть відмінність між атомами й відповідними їм йонами.
4. Класифікуйте речовини, подані формулами, за типом хімічного зв'язку: N_2 , CaCl_2 , KF , O_3 , H_2O , AlBr_3 , NH_3 , H_2 , SiH_4 .
5. Поясніть записи: а) $\text{Ca} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^{2+}$; б) $\text{Br} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Br}^-$.
6. Напишіть рівняння реакції між попарно взятими речовинами: а) літєм і сіркою; б) сіркою і киснем; в) магнієм і хлором та вкажіть, де це можливо, перехід електронів.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Йонні сполуки використовують для очистки води на великих водоочисних станціях і в домашніх умовах. У фільтри вміщують пористий йонообмінний елемент, що очищає воду від катіонів Кальцію Ca^{2+} та Магнію Mg^{2+} , нафтопродуктів, хлору чи іржі. Додавання катіонів Аргентуму Ag^+ дає змогу ефективно боротися з мікробами.
- Йони F^- , Cl^- , Br^- , I^- є мікроелементами, що життєво необхідні людині для нормального функціонування організму. Йони Флуору

беруть участь у процесах розвитку та нормального росту зубів і кісток, а також тканин ендодерми: епідермісу, волосся, нігтів. Йони Хлору регулюють водний баланс; йони Броду впливають на нервову систему; йони Йоду регулюють усі обмінні процеси в організмі, підтримують водно-сольову рівновагу, запобігають захворюванню на зоб, глухоті, паралічу, слабоумству.



§ 16. КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ.

АТОМНІ, МОЛЕКУЛЯРНІ ТА ЙОННІ КРИСТАЛИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізняти* кристалічні ґратки речовин;
- *знати* будову різних типів кристалічних ґраток: молекулярних, йонних, атомних;
- *пояснювати* розташування структурних частинок у кристалічних ґратках, силу зв'язку між частинками, взаємозв'язок між будовою кристалічних ґраток і властивостями сполук;
- *характеризувати* залежність властивостей речовин від типу кристалічних ґраток.

Кристалічна будова речовин. З курсу природознавства та фізики ви знаєте, що за звичайних умов речовини перебувають у трьох агрегатних станах.



Назвіть ці три стани, поясніть перехід з одного в інший на прикладі води.

Але рідину чи газ за певних умов (зниження температури, тиску) можна перевести у твердий стан. Процес твердіння речовин — це процес упорядкування структурних частинок речовини в просторі. Внаслідок твердіння утворюються кристалічні структури, що нагадують **ґратки**. Місця розташування структурних частинок у ґратках називають **вузлами**. У вузлах кристалічних ґраток розташовуються молекули, йони або атоми. Відповідно, розрізняють три типи кристалічних ґраток: *молекулярні, йонні, атомні*. Розглянемо структуру кожної з них.



Молекулярні кристалічні ґратки. Вони характерні для речовин молекулярної будови. У вузлах молекулярних ґраток розташовуються молекули речовин із ковалентним зв'язком. Залежно від виду цього зв'язку розрізняють і види молекулярних ґраток: неполярні й полярні.

У вузлах **неполярних молекулярних ґраток** розміщуються неполярні молекули, що притягуються дуже слабкими **міжмолекулярними силами взаємодії** (вандерваалівськими). Такими є кристалічні ґратки йоду та вуглекислого газу (рис. 32 а, б).

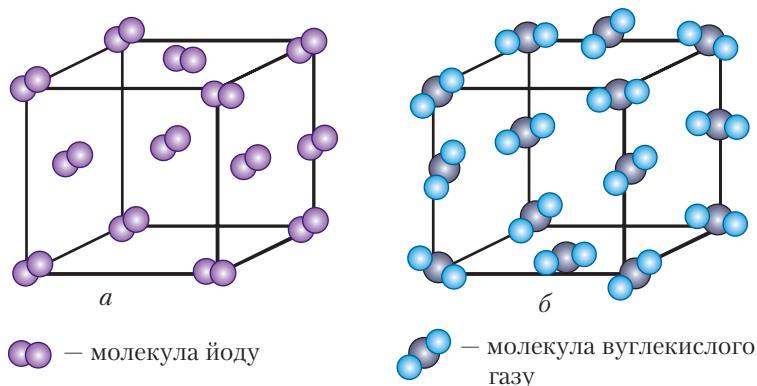


Рис. 32. Моделі кристалічних ґраток:
а — йоду; б — вуглекислого газу

У вузлах кристалічних ґраток речовин із **полярним** ковалентним зв'язком теж розташовуються молекули, які в певному порядку орієнтуються одна до одної полюсами молекул (рис. 33).

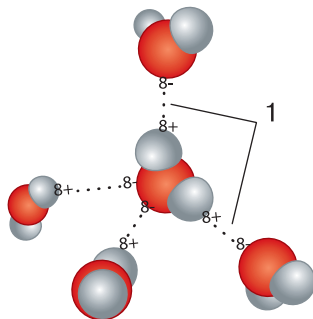


Рис. 33. Орієнтація в просторі молекул води в кристалічних ґратках

Йонні кристалічні ґратки властиві для речовин із йонним зв'язком. У вузлах ґраток розташовані йони двох видів: позитивно заряджені (катіони) та негативно заряджені (аніони).

Йони розташовуються по чергову у вузлах кристалічних ґраток і утримуються силами взаємного притягання.

Прикладом служать кристалічні ґратки натрій хлориду. Навколо кожного позитивно зарядженого йона Натрію (Na^+) розміщуються шість негативно заряджених йонів Хлору (Cl^-) і навпаки. Спрощено кристал NaCl можна зобразити, як показано на *рисунку 34*.

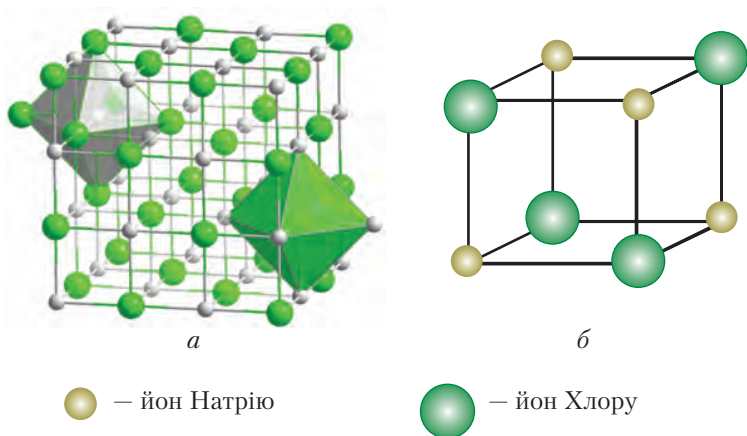


Рис. 34. Кристалічні ґратки натрій хлориду:

a — модель; *б* — фрагмент моделі

У природі трапляється багато речовин із йонними кристалічними ґратками. Це оксиди, основи й солі. На *рисунку 35* представлено кристали морської солі (*a*) й аметисту (*б*).

Сили притягання між різнойменно зарядженими частинками великі, відповідно йонні зв'язки — міцні. Типовими представниками таких сполук є солі: натрій хлорид, калій нітрат, натрій нітрат та ін.



Рис. 35. Кристали:

a — морської солі; *б* — аметисту

Атомні кристалічні ґратки спостерігаються в сполуках із ковалентними зв'язками. У вузлах таких ґраток розташовуються **атоми**. Усі ці зв'язки є рівноцінними та міцними. Прикладом є кристалічні ґратки алмазу, силіцій(IV) оксиду.

Кристалічні ґратки алмазу складаються з атомів Карбону, кожен з яких сполучений із чотирма іншими під кутом $109^{\circ}28'$. Такий кут характерний для геометричної фігури тетраедра. У центрі тетраедра розміщений атом Карбону, а на вершинах — чотири інші (рис. 36). Зв'язки між атомами в атомних кристалічних ґратках є дуже міцними, тому на їх розрив витрачається велика кількість енергії.

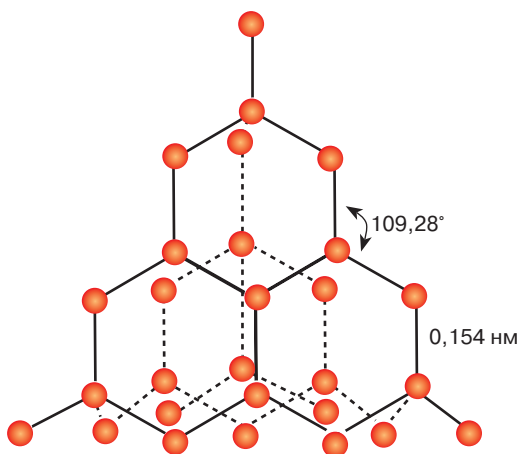


Рис. 36. Модель кристалічних ґраток алмазу

ЗАЛЕЖНІСТЬ ФІЗИЧНИХ ВЛАСТИВОСТЕЙ РЕЧОВИН ВІД ТИПІВ КРИСТАЛІЧНИХ ҐРАТОК. Розглянемо фізичні властивості речовин з різним типом кристалічних ґраток.

Молекули речовин, що утворюють *молекулярні кристалічні ґратки*, слабо утримують одна одну в ґратках.



Пригадайте, який тип хімічного зв'язку наявний у сполуках з молекулярними кристалічними ґратками.

Якщо ж між молекулами діють слабкі сили притягання, то зв'язок між ними можна легко розірвати. Це зумовлює такі властивості: високу леткість, легкоплавкість, низькі температури кипіння, малу твердість. Наприклад, у йоду настільки слабкі

сили взаємодії між молекулами, що навіть за незначного нагрівання його кристали перетворюються на пару, минаючи рідкий стан. Вам відомо, що й амоніак, який входить до складу нашатирного спирту, за звичайних умов легко випаровується тощо.



Наведіть приклади інших речовин із молекулярними кристалічними ґратками.

Речовини з *йонними кристалічними ґратками* відзначаються високою твердістю, оскільки сили взаємодії між різнойменно зарядженими йонами великі й однаково діють у всіх напрямках. На розрив йонних зв'язків витрачається багато енергії. Наприклад, щоб розплавити кухонну сіль, необхідно нагріти її до температури понад $800\text{ }^{\circ}\text{C}$, а щоб сіль кипіла — вище $1400\text{ }^{\circ}\text{C}$. З цим пов'язана й тугоплавкість, і відсутність леткості. Переважна більшість речовин із йонними кристалічними ґратками добре розчинні у воді. Якщо йонні сполуки у твердому стані не проводять електричний струм, то в розчинах є електропровідними. Йонні кристалічні ґратки міцніші за молекулярні, але слабші, ніж атомні.

Речовини з *атомними кристалічними ґратками* подібні за властивостями до йонних. Вони характеризуються: а) міцністю кристалів; б) високими температурами плавлення та кипіння; в) твердістю; г) крихкістю; г) майже нерозчинні у воді й інших рідинах. Очевидним є той факт, що ковалентні зв'язки між атомами є ще міцнішими, ніж між йонами в йонних сполуках. Твердість алмазу, порівняно з іншими твердими речовинами, є найвищою. До речовин з атомними кристалічними ґратками належить кварц (силіцій(IV) оксид) і його різновиди (рис. 37).

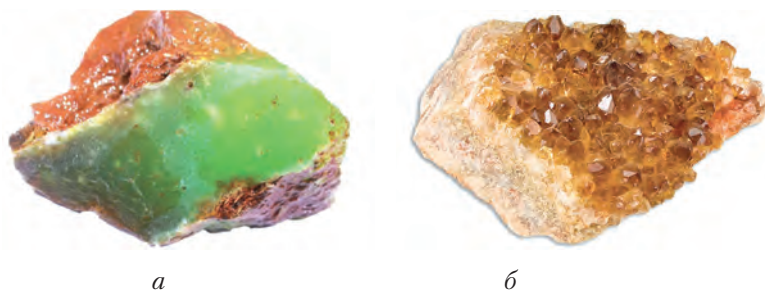


Рис. 37. Різновиди кварцу:
а — хризопраз; б — цитрин

Отже, враховуючи знання про кристалічну будову речовини, можна дійти висновку про те, що будова речовини та її властивості взаємопов'язані. Знаючи будову кристалічних ґраток, можна охарактеризувати чи спрогнозувати властивості речовини, і навпаки, за її властивостями можна визначити кристалічну будову.



Лабораторний дослід 1

Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови



Пригадайте правила безпеки під час роботи з речовинами.

Завдання. Вам видано речовини: натрій хлорид (кухонна сіль), воду, силіцій(IV) оксид (кремнезем). Визначте типи кристалічних ґраток і хімічного зв'язку та структурні частинки речовин. Ознайомтеся з їх фізичними властивостями, користуючись, де це потрібно, довідковими таблицями.

Дані впишіть у таблицю.

Речовина	Тип кристалічних ґраток	Тип зв'язку	t плавлення, °C	t кипіння, °C	Твердість	Крихкість	Електропровідність	Розчинність у воді
NaCl								
H ₂ O								
SiO ₂								

Зробіть висновок щодо залежності фізичних властивостей речовин від структури їх кристалічних ґраток.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Процес твердіння** речовин пов'язаний з упорядкуванням структурних частинок речовини в просторі, утворенням структур, що нагадують **ґратки**.
- Місця розташування структурних частинок у кристалічних ґратках називають **вузлами**.
- Розрізняють три **типи кристалічних ґраток**: а) молекулярні; б) йонні; в) атомні.
- У вузлах **молекулярних ґраток** розташовуються молекули речовин із ковалентним зв'язком, що притягуються дуже слабкими **міжмолекулярними силами взаємодії**.

- **Йонні кристалічні ґратки** характерні для речовин із йонним зв'язком. Катіони й аніони розташовуються почергово у вузлах ґраток і утримуються силами взаємного притягання.
- **Атомні кристалічні ґратки** характерні для сполук із ковалентними зв'язками. У вузлах таких ґраток розташовуються атоми.
- Будова речовини та її властивості взаємопов'язані.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як ви розумієте процес твердіння речовини.
2. Охарактеризуйте поняття «кристалічні ґратки речовини».
3. Назвіть відомі вам типи кристалічних ґраток.
4. Охарактеризуйте будову: а) молекулярних; б) йонних; в) атомних кристалічних ґраток.
5. Порівняйте властивості речовин із різними типами кристалічних ґраток.
6. Охарактеризуйте взаємозв'язок між будовою і властивостями йонних сполук на прикладі натрій хлориду.
7. Серед переліку речовин, поданих формулами, укажіть речовини з йонними, атомними, молекулярними кристалічними ґратками: N_2 , H_2O , $CaCl_2$, SiO_2 . Спрогнозуйте їх властивості.



ЦІКАВО ЗНАТИ

• Алмаз, відомий вам як дорогоцінний ювелірний камінь, маючи атомну кристалічну структуру, отримав широке використання в техніці завдяки своїй твердості.

У годинникарстві він виконує роль опор і підшипників. У металобробній промисловості використовують алмазні свердла й різці для обробки твердих сплавів, фільери для витягування дроту з металів, ниток спеціальної парашутної тканини. З алмазу виготовляють бұри, абразивні матеріали, деталі приладів літаків, човнів, кораблів.



§ 17. СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *розрізняти* валентність і ступінь окиснення; ступінь окиснення і валентність елемента в простих і складних речовинах;
- *розуміти* сучасне поняття валентності; зміст поняття «ступінь окиснення»;



- *складати* формули бінарних сполук за ступенем окиснення елементів;
- *визначати* ступінь окиснення елементів за формулами бінарних сполук.

Ступінь окиснення. Вивчивши типи хімічного зв'язку в неорганічних речовинах, ви переконалися, що атоми можуть втрачати або приєднувати електрони в одних випадках й утворювати спільні електронні пари — в інших.



Пригадайте, на що вказує електронегативність атомів елементів, як вона змінюється в періодах і групах.

Як вам відомо, електронегативність указує на те, до яких атомів у хімічній сполуці зміщуються або переміщуються електрони. З поняттям «електронегативність» пов'язана ще одна характеристика атома — ступінь окиснення.

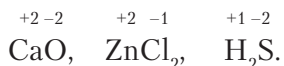


Ступінь окиснення — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів.

Кількісно ступінь окиснення визначають числом електронів, що віддав чи приєднав атом, якщо це йонна сполука. Наприклад, у сполуці складу ZnS атом Цинку віддав два електрони. Ступінь окиснення Цинку — $+2$ (*плюс два*). Сульфур приєднав два електрони та внаслідок цього набув значення ступеня окиснення -2 (*мінус два*). Отже, у йонних бінарних сполуках ступінь окиснення чисельно збігається з величиною заряду йонів. Ураховуючи той факт, що більшість неорганічних речовин мають немолекулярну будову, складати формули сполук доцільно за ступенем окиснення елементів.

У ковалентних полярних сполуках спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного елемента. Цей елемент має частковий негативний заряд. Відповідно елемент, від якого змістилася електронна пара, — частково позитивний. Наприклад, у молекулі води H_2O до Оксигену зміщуються два s -електрони від двох атомів Гідрогену. Унаслідок цього Гідроген отримує заряд « $+$ » (*плюс*). Оксиген набуває умовного заряду -2 (*мінус два*).

Ступені окиснення в сполуках проставляють над символами елемента, наприклад:



Треба запам'ятати, що, проставляючи ступінь окиснення, спочатку ставлять знак «+» чи «-», а потім — його числове значення.



Пригадайте, як позначаються заряди йонів у йонних сполуках.

Справді, у йонних сполуках заряди йонів проставляють після символу елемента вгорі справа, причому спочатку пишуть числове значення, потім — відповідний знак, наприклад: Ca^{2+} .

Цим відрізняються позначення заряду йона та ступеня окиснення.

Валентність і ступінь окиснення. Учення про будову атомів і хімічний зв'язок допомогло розкрити й зрозуміти фізичний зміст одного з основних понять хімії — **валентності**. Валентність розглядають як здатність атомів утворювати хімічні зв'язки.



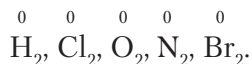
Валентність — це число ковалентних хімічних зв'язків, якими атом з'єднаний з іншими атомами.

З цього визначення можна зробити висновок про те, що число зв'язків, які може утворити атом, дорівнює числу неспарених електронів, що використовуються для утворення спільних електронних пар. Отже, і **валентність можна виразити числом неспарених електронів**, які можуть утворити спільні електронні пари.

Якщо ж узяти до уваги те, що валентність вимірюється числом ковалентних зв'язків, то для речовин немоллекулярної будови поняття валентності втрачає визначеність. Для них характерне тільки поняття ступеня окиснення.

Що можна сказати про ступінь окиснення в сполуках із ковалентним неполярним зв'язком? Адже в них не відбувається зміщення електронів, а електронегативність атомів, що утворюють молекули простих речовин, є однаковою. Вам уже відомо, що в таких сполуках ядра атомів рівновіддалені від спільних електронних пар, що утворюють зв'язок. Тому **ступінь окиснення в**

простих речовинах дорівнює нулю, наприклад, для простих речовин, утворених неметалічними елементами Гідроеном, Хлором, Оксигеном і т. д.:



Однак валентність атомів елементів не співпадає з числовим значенням ступеня окиснення, оскільки, як уже згадувалося, валентність визначається числом електронів, що утворюють хімічний зв'язок. Тому у вищевказаних сполуках водню, хлору, бром у валентність елементів дорівнює 1, у кисню — 2, а в азоту — 3.

Звідси випливає висновок: **у простих речовинах, до складу молекул яких входять два атоми, ступінь окиснення та валентність елементів неоднакові**.

Треба зазначити, що багато елементів у сполуках проявляють змінний ступінь окиснення. Наприклад, Сульфур у сполуках H_2S , Na_2S проявляє ступінь окиснення -2 , бо має більшу електронегативність, аніж Гідроген і Натрій. А в сполуках SO_2 , SO_3 Сульфур проявляє позитивний ступінь окиснення, відповідно $+4$ і $+6$, бо Оксиген більш електронегативний. Найвищий позитивний ступінь окиснення елемента виявляється тоді, коли всі електрони зовнішнього енергетичного рівня утворюють хімічні зв'язки.

Ураховуючи те, що молекули — електронейтральні, **сума позитивних зарядів дорівнює сумі негативних зарядів у середині однієї молекули**.

Визначення ступеня окиснення елемента за хімічною формулою сполуки. За хімічною формулою бінарної сполуки визначають ступінь окиснення елемента. Щоб це зробити, необхідно пам'ятати:

1) у формулах бінарних сполук елемент із більшою електронегативністю стоїть на другому місці. Це означає, що електронна пара зміщена до цього елемента. У разі йонних сполук електрони перемістилися до цього елемента. Отже, його ступінь окиснення завжди матиме негативний заряд, числове значення якого залежить від кількості зміщених або переміщених електронів;

2) сума ступенів окиснення елементів у сполуці дорівнює нулю;

3) ступінь окиснення лужних металічних елементів завжди дорівнює $+1$, а Гідроєну — переважно теж $+1$ (виняток становлять сполуки металічних елементів з Гідроєном — гідриди, у яких ступінь окиснення — -1);

4) ступінь окиснення Оксигену — -2 (виняток: сполуки OF_2 , H_2O_2);

5) ступінь окиснення елемента в простій речовині дорівнює нулю.



Зважаючи на сказане вище, спробуйте визначити ступінь окиснення елемента в бінарних сполуках за поданими формулами:

HBr , CaO , Mn_2O_7 , CH_4 , NH_3 , H_2S .

Складання формули сполуки за відомими ступенями окиснення елемента.



Пригадайте, як складають формули бінарних сполук за валентністю атомів елементів.

Формули бінарних сполук за ступенем окиснення складають аналогічно, як за валентністю елементів.

Розглянемо приклад.

Завдання. Складіть формулу сполуки Хлору, що проявляє ступінь окиснення $+7$, з Оксигеном.

Розв'язання.

1. Запишемо символи хімічних елементів і проставимо числові значення їх ступенів окиснення:



2. Знайдемо найменше спільне кратне для чисел 7 і 2, воно становить 14.

3. Поділимо найменше спільне кратне на ступінь окиснення кожного елемента й знайдемо число атомів у складі сполуки, які представляються індексами.

4. *Відповідь:* формула сполуки — Cl_2O_7 .



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Ступінь окиснення** — це умовний заряд атома в сполуці, якщо припустити, що вона складається тільки з йонів.
- Ступінь окиснення визначають числом електронів, що віддав чи приєднав атом, якщо це йонна сполука, або числом зміщених електронів, якщо сполука ковалентна полярна.
- **Валентність** — це число ковалентних хімічних зв'язків, якими атом з'єднаний з іншими атомами.
- У простих речовинах, до складу молекул яких входять два атоми, ступінь окиснення та валентність елементів різні.

- За хімічною формулою бінарної сполуки визначають ступінь окиснення елемента, а за ступенем окиснення складають формули бінарних сполук.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення поняття «ступінь окиснення».
2. Поясніть, як визначити ступінь окиснення елементів у йонних і ковалентних сполуках.
3. Обчисліть ступені окиснення елементів у сполуках, поданих формулами:
а) AgCl , CO_2 , Cu_2S , NO_2 , Al_2O_3 ; б) FeCl_3 , NO , Ag_2S , Cr_2O_3 , P_2O_5 ;
в) CaBr_2 , Mn_2O_3 , Na_2O , N_2O_3 , CO ; г) NH_3 , CrO_3 , K_2O , Mn_2O_7 , N_2O ;
г) Na_2S , N_2O_5 , ZnCl_2 , CCl_4 , SO_3 ; д) AlCl_3 , CuS , Cl_2O_3 , MnO_3 , OF_2 .
4. Складіть формули бінарних сполук за ступенями окиснення елементів, що утворені: а) Кальцієм і Хлором; б) Магнієм і Сульфуром; в) Калієм та Оксигеном; г) Літієм і Нітрогеном; г) Барієм і Бромом; д) Алюмінієм й Оксигеном; е) Карбоном і Гідроگеном; е) Магнієм і Нітрогеном.
5. Обчисліть ступінь окиснення елементів у кислотах, поданих формулами, знаючи, що ступінь окиснення Гідрогену — +1, а Оксигену — -2: H_3PO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , H_2MnO_4 , HPO_3 .



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Нашатирний спирт є розчином амоніаку у воді. Його використовують для відновлення свідомості під час втрати її людиною. З цією метою нашатирний спирт тримають у домашній аптечці. Дослідіть фізичні властивості цієї речовини й зробіть висновок про тип хімічного зв'язку в молекулі амоніаку.

Дослід 2. Дослідіть, чому поверхні узбереж річок і морів не взаємодіють із водою. Які ще фізичні властивості притаманні силіцій(IV) оксиду?

Дослід 3. Цей продукт, солоний на смак, — життєво необхідний для людини. Назвіть його та дослідіть фізичні властивості.



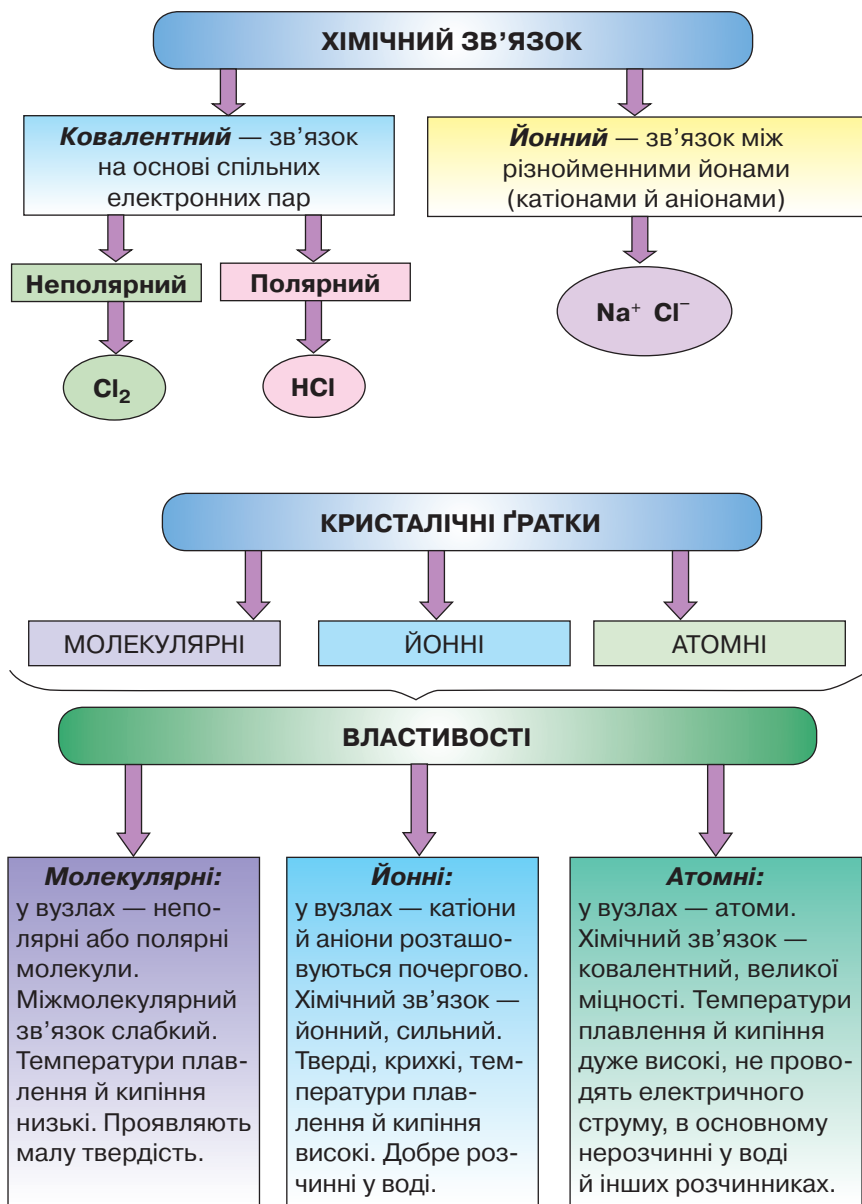
НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

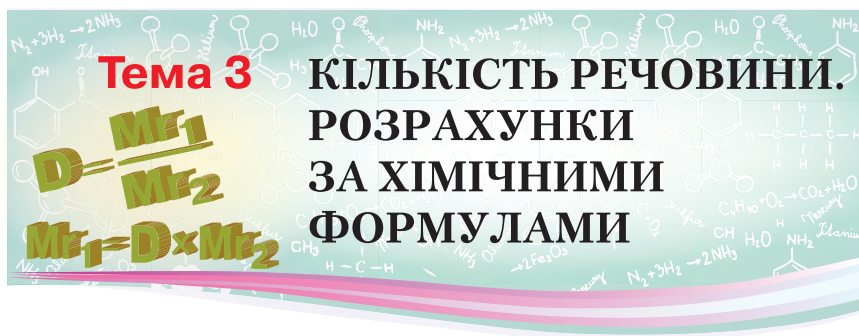
Залежність фізичних властивостей речовин від типів кристалічних ґраток.

- I. Виконайте навчальний проект у довільній формі.
- II. Проведіть презентацію проекту.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 2

«ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ»





§ 18. КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ. МОЛЬ – ОДИНИЦЯ КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ. ЧИСЛО АВОГАДРО



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

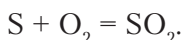
- називати число Авогадро;
- знати поняття «кількість речовини», «моль», «число Авогадро»;
- формулювати визначення понять «кількість речовини», «моль», «число Авогадро»;
- обчислювати число молекул у певній кількості речовини; кількість речовини за відповідним числом молекул.



Пригадайте закон збереження маси речовин, з яким ви ознайомилися в курсі хімії 7 класу.

Відомо, що речовини вступають у хімічні реакції в певних кількісних співвідношеннях. Виникає питання: «Як практично взяти потрібну порцію речовини, що містить необхідну для хімічної реакції кількість атомів, молекул, йонів?» Просто відлічити потрібну кількість цих частинок практично неможливо через їх дуже малі розміри. Тому для проведення хімічних реакцій відміряють певні маси чи об'єми речовин. Масові співвідношення речовин, що взаємодіють між собою, можна встановити, якщо звернутися до кількісного боку хімічної реакції.

Наприклад, запишемо реакцію взаємодії сірки з киснем:



На основі відомих вам обчислень відносних атомної та молекулярної мас з'ясуємо, у яких співвідношеннях ці речовини про-

реагують. З рівняння реакції стає очевидно, що 32 масові частини сірки ($A_r = 32$) вступають у взаємодію з 32 масовими частинами кисню ($M_r = 32$). Отже, можна зробити висновок про те, що в порції сірки масою 32 г міститься така сама кількість частинок, що й у порції кисню масою 32 г. Інакше кажучи, обидві порції — це однакові кількості речовини.

Кількість речовини. Для того щоб узяти для перебігу реакцій відповідні співвідношення порцій речовин, у хімії використовують фізичну величину *кількість речовини*.



Кількість речовини ν (читається — «ню») — це фізична величина, що вказує на число структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які містяться в даній порції цієї речовини.

Як і будь-яка фізична величина, кількість речовини має одиницю виміру. Такою одиницею є **моль**, що в перекладі з латинської означає «множина». Моль — це порція речовини, маса якої чисельно дорівнює її відносній атомній, молекулярній чи формульній масам. Тому 1 моль сірки має масу 32 г, водню — 2 г, вуглецю — 12 г, натрій хлориду — 58,5 г, води — 18 г.



Пригадайте, що називають **нуклідом** і що таке нуклід Карбону-12 — ^{12}C .



Моль — це кількість речовини, що містить стільки структурних частинок (атомів, молекул, йонів), скільки атомів міститься в Карбоні масою 0,012 кг (12 г).

Число Авогадро. Італійський учений *А. Авогадро* обчислив та експериментально дослідив число атомів у Карбоні з нуклонним числом 12, масою 0,012 кг (12 г), що відповідає кількості речовини вуглецю 1 моль. З цією метою він поділив цю масу на масу одного атома Карбону й отримав число $6,02 \cdot 10^{23}$.

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

На честь ученого його назвали **числом Авогадро** й позначають N_A . Для кожної речовини, узятій порцією 1 моль, воно є *незмінним*. Тому число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$) є універсальною сталою, що вказує на кількість структурних частинок у порції речовини 1 моль, для всіх речовин, незважаючи на їх агрегатні стани. Отже, у воді масою 18 г, у залізі масою 56 г, сірці масою 32 г містяться $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок. Звідси фізико-хімічну константу, що чисельно відповідає числу Авогадро, називають **сталю Авогадро** й теж позначають N_A . Математично сталу Авогадро позначають таким відношенням:

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

Розмірність сталої Авогадро — $1/\text{моль}$, або моль^{-1} . Звідси випливає, що фізична величина 1 моль — це авогадрове число структурних частинок речовини.



Число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$ — це число, що вказує на кількість структурних частинок, які містяться в 1 моль будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.

Якщо кількість структурних частинок речовини N поділити на **сталу Авогадро** N_A (тобто фізико-хімічну константу цього числа), то можна обчислити кількість речовини ν :

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

Зважаючи на те, що число $6,02 \cdot 10^{23}$ є сталим для будь-якої речовини **кількістю речовини 1 моль**, то:

$$1 \text{ моль } (\text{O}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул};$$

$$1 \text{ моль } (\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул};$$

$$1 \text{ моль } (\text{H}_2\text{O}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Обчислення на основі понять «кількість речовини» та «стала Авогадро».



Пригадайте, які структурні частинки речовини ви знаєте.

На основі поняття «кількість речовини» здійснюють обчислення, зокрема:

а) знаходять число структурних частинок у певній порції речовини;

б) за числом молекул (або інших структурних частинок) обчислюють відповідну кількість речовини.

Розглянемо приклади.

Задача 1. Обчисліть число молекул у воді кількістю речовини 0,2 моль.

Відомо:	Розв'язання
$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль}$	1. Застосуємо формулу $\nu = \frac{N}{N_A}$ та її похідну формулу $N = \nu \cdot N_A$:
$N = ?$	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.
	2. Знайдемо число молекул у порції води кількістю речовини 0,2 моль:
	$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,2 \text{ моль} =$ $= 1,204 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$.
	<i>Відповідь:</i> у воді кількістю речовини 0,2 моль міститься $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. Якій кількості речовини кисню (O_2) відповідають $12,04 \cdot 10^{23}$ його молекул?

Відомо:	Розв'язання
$N(\text{O}_2) = 12,04 \cdot 10^{23}$ молекул	1. Застосуємо формулу: $\nu = \frac{N}{N_A}$.
$\nu(\text{O}_2) = ?$	2. Знайдемо кількість речовини — ν :
	$\nu(\text{O}_2) = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}} = 2 \text{ моль}$.
	<i>Відповідь:</i> $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул кисню відповідають кількості речовини 2 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кількість речовини ν («ню»)** — це фізична величина, що вказує на число структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які містяться в даній порції цієї речовини.
- Одиницею вимірювання кількості речовини є моль. **Моль** — це кількість речовини, що містить стільки структурних частинок

(атомів, молекул, йонів), скільки атомів міститься в Карбоні масою 0,012 кг (12 г).

- **Число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23}$** — це число, що вказує на кількість структурних частинок, які містяться в 1 моль будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.
- На основі понять «кількість речовини» та «стала Авогадро» здійснюють хімічні обчислення.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення поняття «кількість речовини» й поясніть, що означає ця фізична величина.
2. Назвіть одиницю вимірювання кількості речовини та сформулюйте її визначення.
3. Обчисліть число структурних частинок (атомів, молекул, йонів) у запропонованих порціях речовин:
а) 5 моль хлоридної кислоти HCl ; б) 2 моль натрій хлориду NaCl ;
в) 3 моль карбон(IV) оксиду CO_2 ; г) 8 моль води H_2O .
4. Обчисліть, якій кількості речовини відповідають запропоновані порції структурних частинок речовин:
а) $18,06 \cdot 10^{23}$ води; б) $12,04 \cdot 10^{23}$ цинк оксиду;
в) $3,01 \cdot 10^{23}$ амоніаку; г) $24,08 \cdot 10^{23}$ азоту.



ЦІКАВО ЗНАТИ



Авогадро Амедео (1776–1856) — видатний італійський фізик і хімік. За освітою юрист, він почав самостійно вивчати фізику й математику. Успіхи у вивченні цих дисциплін і наполеглива праця з дослідження кількісного та якісного складу речовин дозволили вченому здобути посаду завідувача кафедри математичної фізики Туринського університету. У 1811 р. дослідник відкрив закон, названий його іменем — **закон Авогадро**. Учений уточнив атомні маси деяких елементів, склад молекул багатьох газів, передбачив, що молекули простих речовин неметалів — двоатомні. На його честь число структурних частинок, що містяться в 1 моль будь-якої речовини, назвали **числом Авогадро**.

А. Авогадро — автор чотиритомної праці «Фізика вагових тіл, або Трактат про загальну конституцію тіл», який став першим посібником з молекулярної фізики.



§ 19. МОЛЯРНА МАСА



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення молярної маси;
- *пояснювати* суть поняття «молярна маса»;
- *обчислювати* молярну масу; кількість речовини за відомою її порцією та молярною масою.



Пригадайте, яке число структурних частинок міститься в 1 моль речовини.

Так, у 1 моль речовини міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок. Кожна з цих частинок характеризується певною масою. Якщо ж число Авогадро структурних частинок речовини помножити на масу однієї частинки, то знайдемо величину, яку називають **молярною масою** (M).

Наприклад. Маса молекули води — $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг.

Молярна маса води становить добуток маси молекули й числа Авогадро:

$$2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 0,018 \text{ кг/моль, або } 18 \text{ г/моль.}$$

Молярну масу (M) виражають формулою:

$$M = \frac{m}{\nu}, \quad (1)$$

де m — маса речовини; ν — відповідна кількість речовини.



Молярна маса — фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її кількості.

Отже, молярна маса відображає залежність між масою й кількістю речовини. Числове значення молярної маси збігається з числовим значенням відносної атомної, молекулярної (формульної) маси й позначається M .

Одиниці молярної маси виражають у **г/моль, кг/моль**.

Наприклад. Визначимо молярну масу купрум(II) оксиду. З цієї метою обчислимо відносну формульну масу оксиду та виразимо її в г/моль:

$$M_r(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80. \text{ Отже, } M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль.}$$



З формули 1 можна вивести дві похідні:

а) для визначення маси:

$$m = M \cdot \nu ; \quad (2)$$

б) для обчислення кількості речовини

$$\nu = \frac{m}{M} . \quad (3)$$

Усі три формули застосовують у хімічних обчисленнях.

Обчислення на основі поняття «молярна маса». За наведеними вище формулами розв'язують хімічні задачі.

Задача 1. Обчисліть масу кальцій оксиду (CaO) кількістю речовини 0,3 моль.

Відомо:	Розв'язання
$\nu(\text{CaO}) = 0,3 \text{ моль}$	1. Застосуємо формулу: $m = M \cdot \nu$.
$m(\text{CaO}) - ?$	2. Обчислимо молярну масу (M) кальцій оксиду: $M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$.
	3. Обчислимо масу кальцій оксиду кількістю речовини 0,3 моль: $m(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 16,8 \text{ г}$.
	<i>Відповідь:</i> маса кальцій оксиду кількістю речовини 0,3 моль дорівнює 16,8 г.

Задача 2. Обчисліть, якій кількості речовини відповідає карбон(IV) оксид масою 220 г.

Відомо:	Розв'язання
$m(\text{CO}_2) = 220 \text{ г}$	1. Застосуємо формулу: $\nu = \frac{m}{M}$.
$\nu(\text{CO}_2) - ?$	2. Обчислимо молярну масу (M) карбон(IV) оксиду: $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$.
	3. Обчислимо кількість речовини: $\nu(\text{CO}_2) = \frac{220 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}$.
	<i>Відповідь:</i> карбон(IV) оксид масою 220 г відповідає кількості речовини 5 моль.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Молярна маса** — фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її кількості.
- Молярна маса відображає залежність між масою та кількістю речовини.
- **Числове значення** молярної маси збігається з числовим значенням відносної атомної, молекулярної (формульної) маси й позначається ***M***.
- **Одиницю молярної маси** виражають у **г/моль** або **кг/моль**.
- Користуючись поняттям «молярна маса», здійснюють хімічні обчислення.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, яку фізичну величину називають *молярною масою*.
2. Напишіть і поясніть математичний вираз молярної маси.
3. Виведіть похідні формули з математичного виразу молярної маси, запишіть їх.
4. Обчисліть і вкажіть, якій кількості речовини відповідає купрум(II) оксид (CuO) масою 8 г:
A 0,2 моль; **Б** 0,1 моль; **В** 2 моль.
5. Обчисліть і вкажіть масу водню кількістю речовини 6 моль:
A 10 г; **Б** 14 г; **В** 12 г.
6. Обчисліть і вкажіть число молекул у кисні (O_2) кількістю речовини 0,5 моль:
A $3,01 \cdot 10^{23}$; **Б** $12,04 \cdot 10^{23}$; **В** $6,02 \cdot 10^{23}$.
7. Позначте, якій кількості речовини відповідають $1,8 \cdot 10^{23}$ молекул води:
A 3 моль; **Б** 0,5 моль; **В** 0,3 моль.



§ 20. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення закону Авогадро;
- *пояснювати* поняття «молярний об'єм газу»; «нормальні умови»;
- *знати* об'єм газу за нормальних умов;
- *обчислювати* об'єм газу за кількістю речовини й кількість речовини — за певним об'ємом газу.

Тверді речовини й рідини кількістю речовини 1 моль займають різні об'єми (рис. 38). Це залежить від радіусів структурних частинок і віддалей між ними. В основному молекули чи інші частинки зближені до стикання.

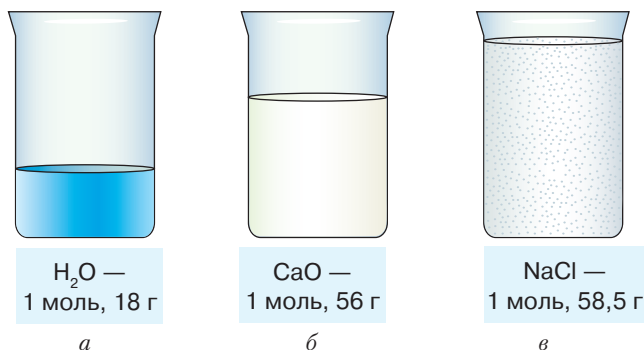


Рис. 38. Об'єми речовин кількістю речовини 1 моль:

а — води; б — кальцій оксиду; в — натрій хлориду.

Під час перетворення твердих речовин або рідин у газоподібний стан об'єм 1 моль цих речовин різко збільшується за рахунок збільшення відстані між структурними частинками. За однакових умов (температура, тиск) відстані в газах майже однакові. Тому молярний об'єм газів залишається однаковим за однакових умов, зокрема за температури 0°C і тиску 101,3 кПа. Їх прийнято називати **нормальними умовами** й позначати скорочено — **н. у.** Тому $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок будь-якого газу за нормальних умов займають однаковий об'єм. Цей об'єм становить 22,4 л. Такі міркування послугували відкриттю *закону Авогадро*.



В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.

Звідси:



Однаковим числам молекул газів відповідають однакові об'єми за однакових умов.

Оскільки числу $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул відповідає 1 моль речовини, то об'єм, який займе така порція речовини, перебуваючи в газоподібному стані, називають **молярним**.



Молярний об'єм V_m — це відношення об'єму (V) до відповідної кількості речовини (ν).

Математичний вираз:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \quad (1)$$

де V_m (читається — «ве-ем») — молярний об'єм у **л/моль, м³/моль**;
 V — об'єм у літрах, кубічних метрах; ν — кількість речовини в моль.

З формули 1 можна отримати похідні:

$$V = V_m \cdot \nu; \quad (2)$$

$$\nu = \frac{V}{V_m}. \quad (3)$$

Молярний об'єм — це фізична стала, яка за нормальних умов однакова для всіх газів і чисельно дорівнює **22,4 л/моль**.

Щоб уявити такий об'єм, виготовте куб, що має довжину ребра 28,2 см. Об'єм його становитиме 22,4 л (рис. 39).

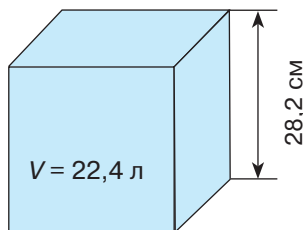


Рис. 39.
Куб, що має об'єм 22,4 л

Обчислення на основі поняття «МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ». Поняття «молярний об'єм» застосовують під час хімічних обчислень, зокрема:

- а) об'єму певного числа молекул газу;
- б) об'єму заданої маси газу за нормальних умов (н. у.);
- в) маси газу за заданим об'ємом;
- г) об'єму за кількістю речовини газу.

Розглянемо приклади розв'язування задач із застосуванням цього поняття.

1. Обчислення об'єму певного числа молекул газу.

Задача 1. Обчисліть, який об'єм займуть $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул азоту (н. у.).

Відомо: $N(N_2) = 12,04 \cdot 10^{23}$ молекул	Розв'язання
$V(N_2) - ?$	<p>1. Обчислимо кількість речовини за формулою: $v = \frac{N}{N_A}. \text{ Звідси: } v = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ моль.}$</p> <p>2. Обчислимо об'єм азоту кількістю речовини 2 моль за формулою: $V = V_m \cdot v. \text{ Звідси:}$ $V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л.}$</p> <p>Відповідь: $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул азоту (н. у.) займають об'єм 44,8 л.</p>

2. Обчислення об'єму заданої маси газу за нормальних умов.

Задача 2. Обчисліть об'єм кисню (н. у.) масою 6,4 г.

Відомо: $m(O_2) = 6,4 \text{ г}$	Розв'язання
$V(O_2) - ?$	<p>1. Застосуємо формули: $V = V_m \cdot v; \quad v = \frac{m}{M}.$</p> <p>2. Знайдемо молярну масу кисню: $M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль.}$</p> <p>3. Обчислимо кількість речовини кисню: $v(O_2) = 6,4 \text{ г} : 32 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль.}$</p> <p>4. Обчислимо об'єм кисню: $V(O_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л (н. у.)}$</p> <p>Відповідь: кисень масою 6,4 г займе об'єм 4,48 л (н. у.).</p>

3. Обчислення маси газу за заданим об'ємом.

Задача 3. Обчисліть, якій масі водню відповідає його об'єм 6,72 л (н. у.).

Відомо: $V(H_2) = 6,72 \text{ л}$	Розв'язання
$m(H_2) - ?$	<p>1. Застосуємо формули: $m = M \cdot v; \quad v = \frac{V}{V_m}.$</p>

2. Знайдемо молярну масу водню:
 $M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль.}$
 3. Знайдемо кількість речовини водню:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$
 4. Обчислимо масу водню об'ємом 6,72 л:
 $m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 0,6 \text{ г.}$
- Відповідь:* водень об'ємом 6,72 л (н. у.) відповідає масі 0,6 г.

4. Обчислення об'єму за кількістю речовини.

Задача 4. Обчисліть об'єм хлору (Cl_2) (н. у.) кількістю речовини 0,6 моль.

Відомо:

$$\nu(\text{Cl}_2) = 0,6 \text{ моль}$$

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

Розв'язання

1. Застосуємо формулу: $V = V_m \cdot \nu$.
2. Знайдемо об'єм хлору Cl_2 кількістю речовини 0,6 моль:

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,6 \text{ моль} = 13,44 \text{ л.}$$

Відповідь: хлор кількістю речовини 0,6 моль займає об'єм 13,44 л (н. у.).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул.**
- **Молярний об'єм V_m** — це відношення об'єму (V) до відповідної кількості речовини (ν).
- **Нормальні умови** — це температура 0°C і тиск $101,3 \text{ кПа}$.
- Об'єм 1 моль будь-якого газу за нормальних умов (н. у.) становить **22,4 л**.
- Фізичну величину «**молярний об'єм**» застосовують під час хімічних обчислень: а) об'єму певного числа молекул газу; б) об'єму заданої маси газу за нормальних умов (н. у.); в) маси газу за заданим об'ємом; г) об'єму за кількістю речовини газу.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе карбон(IV) оксид масою 11 г:
А 2,24 л; **Б** 11,2 л; **В** 5,6 л; **Г** 2,8 л.

2. Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе метан (CH_4) масою 64 г:
A 44,8 л; **Б** 89,6 л; **В** 112 л; **Г** 67,2 л.
3. Обчисліть і позначте, якій кількості речовини відповідає кисень об'ємом 8,96 л (н. у.):
A 0,4 моль; **Б** 0,2 моль; **В** 0,1 моль; **Г** 0,3 моль.
4. Обчисліть і позначте, якій кількості речовини відповідає водень об'ємом 448 л (н. у.):
A 25 моль; **Б** 15 моль; **В** 20 моль; **Г** 18 моль.
5. Обчисліть і позначте, яку масу займає азот об'ємом 89,6 л (н. у.):
A 110 г; **Б** 112 г; **В** 100 г; **Г** 114 г.
6. Обчисліть і позначте, яку масу займає нітроген(IV) оксид об'ємом 44,8 л:
A 46 г; **Б** 69 г; **В** 90 г; **Г** 92 г.
7. Обчисліть і позначте, якому об'єму (н. у.) відповідає водень кількістю речовини 5 моль:
A 56 л; **Б** 112 л; **В** 89,6 л; **Г** 224 л.
8. Обчисліть і позначте, якому об'єму (н. у.) відповідає амоніак кількістю речовини 2,5 моль:
A 48 л; **Б** 36 л; **В** 46 л; **Г** 56 л.
9. Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе порція азоту $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул:
A 89,6 л; **Б** 100,8 л; **В** 78,4 л; **Г** 85,1 л.
10. Обчисліть і позначте, який об'єм (н. у.) займе порція водню $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул:
A 33,6 л; **Б** 67,2 л; **В** 44,8 л; **Г** 56 л.



§ 21. ВІДНОСНА ГУСТИНА ГАЗІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення відносної густини газів;
- *обчислювати* відносну густину одного газу за іншим.



Пригадайте, як читається закон Авогадро.

Закон Авогадро підтвердив, що гази однакових об'ємів містять однакове число молекул. Але маси цих об'ємів — різні (табл. 8, с. 113).

**Кількість речовини, число молекул, молярна маса
та маса одного моля різних газів**

Назва газу	Кількість речовини	Число молекул	Молярна маса	Маса 1 моль газу
Водень (H_2)	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	2 г/моль	2 г
Хлор (Cl_2)	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	71 г/моль	71 г
Кисень (O_2)	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	32 г/моль	32 г
Азот (N_2)	1 моль	$6,02 \cdot 10^{23}$	28 г/моль	28 г

З таблиці видно, що один газ важчий від іншого в стільки разів, у скільки важча його молярна маса.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m_1 — маса першого газу; m_2 — маса другого газу; M_1 — молярна маса першого газу; M_2 — молярна маса другого газу.



Відносною густиною газів називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша від маси такого ж об'єму іншого газу за однакових умов.

Відносну густина газу позначають літерою латинського алфавіту ***D*** (читається — «де»):

$$D = \frac{M_1}{M_2}. \quad (1)$$

За формулою визначення відносної густини можна отримати похідну:

$$M_1 = D \cdot M_2. \quad (2)$$

Оскільки молярна маса чисельно дорівнює відносній молекулярній масі, то з *рівності 2* випливає, що відносну молекулярну масу M_{r_1} першого газу обчислюють, знаючи відносну густина (D) і відносну молекулярну масу другого газу (M_{r_2}).

Для позначення, відносно якого газу ведуть обчислення, біля літери ***D*** записують його формулу. Найчастіше відносну густина газів обчислюють за найлегшим — воднем або за повітрям і позначають відповідно D_{H_2} та $D_{нов}$.

Окрім цього, відносну густину газів визначають, користуючись фізичною величиною **густина**, що вказує на відношення маси газу до його об'єму — ρ (*читається — «ро»*). Математичний вираз:

$$\rho = \frac{m}{V},$$

де ρ — густина; m — маса газу; V — об'єм. Одиниця виміру густини — $\text{г}/\text{см}^3$ або $\text{кг}/\text{м}^3$. Зважаючи на те, що густина виражає масу одного об'єму речовини, а об'єм одного моля газу за нормальних умов — однаковий, відносну густину можна розглядати як відношення густини одного газу до густини іншого:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}.$$

Узагальнити всі подані вище формули обчислення відносної густини одного газу за іншим можна такими відношеннями:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

Обчислення на основі поняття «відносна густина газів».

Поняття «відносна густина газів» застосовують під час хімічних обчислень, зокрема коли визначають: а) відносну густину газу за іншим газом; б) відносну молекулярну масу за відносною густиною; в) молярну масу сполуки за густиною. Розглянемо приклади розв'язування задач.

1. Обчислення відносної густини газу.

Задача 1. Обчисліть відносну густину карбон(IV) оксиду (CO_2) за воднем.

Відомо:	Розв'язання
CO_2, H_2	
$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) - ?$	<ol style="list-style-type: none"> Застосуємо формулу: $D = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)}$. Знайдемо молярні маси карбон(IV) оксиду й водню: $M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ г/моль}$; $M(\text{H}_2) = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г/моль}$. Обчислимо відносну густину карбон(IV) оксиду за воднем: $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} : 2 \text{ г/моль} = 22$.
	Відповідь: відносна густина карбон(IV) оксиду за воднем — 22.

2. Знаходження відносної молекулярної маси за відотною густиною.

Задача 2. Відносна густина етану (C_2H_6) за воднем — 15. Обчисліть його відносну молекулярну масу.

Відомо:	Розв'язання
$D_{H_2}(C_2H_6) = 15$	1. Застосуємо формулу: $D_{H_2}(C_2H_6) = D \cdot M_r(H_2).$
$M_r(C_2H_6) = ?$	2. Знайдемо відносну молекулярну масу водню: $M_r(H_2) = 1 \cdot 2 = 2.$
	3. Обчислимо відносну молекулярну масу етану: $M_r(C_2H_6) = 15 \cdot 2 = 30.$
	<i>Відповідь:</i> відносна молекулярна маса етану — 30.

3. Знаходження молярної маси за густиною.

Молярну масу легко обчислити за масою 1 л газу, скориставшись формулою:

$$M = V_m \cdot \rho,$$

де M — молярна маса; V_m — 22,4 л/моль; ρ — густина, тобто маса одного літра (г/л) за нормальних умов.

Задача 3. Обчисліть молярну масу водню, якщо маса 1 літра (н. у.) становить 0,09 г.

Відомо:	Розв'язання
$m = 0,09$ г/л;	1. $M(H_2) = 22,4$ л/моль \cdot 0,09 г/л =
$M(H_2) = ?$	= 2,016 г/моль.
	<i>Відповідь:</i> молярна маса водню — 2,016 г/моль.

Використання фізичної величини густини під час хімічних обчислень доводить єдність законів природи та поширення їх на всі природничі дисципліни.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Відносною густиною газів** називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша від маси такого ж об'єму іншого газу за однакових умов.
- Відносну густину газу позначають буквою латинського алфавіту ***D*** (читається — «де»).
- Узагальнити всі формули обчислення відносної густини одного газу за іншим можна такими відношеннями:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

- У хімії застосовують обчислення на основі поняття «відносна густина газів».

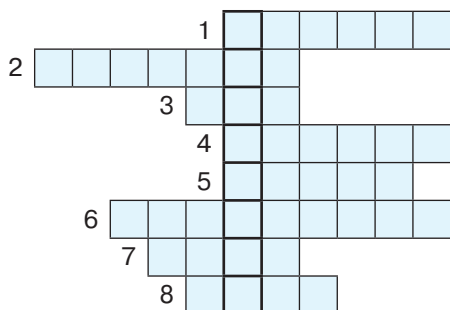


ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Обчисліть і вкажіть відносну молекулярну масу метану (CH_4), якщо відносна густина його за воднем становить 8:
A 18; **B** 26; **B** 16; **Г** 28.
2. Обчисліть і вкажіть відносну молекулярну масу кисню (O_2), якщо відносна густина його за воднем — 16:
A 20; **B** 32; **B** 36; **Г** 26.
3. Установіть відносну густину нітроген(IV) оксиду за воднем:
A 20; **B** 23; **B** 30; **Г** 22.
4. Визначте відносну густину хлору за повітрям (середня молекулярна маса повітря — 29):
A 3,1; **B** 2,2; **B** 2,45; **Г** 2,3.
5. Установіть відповідність між кількістю речовини, числом структурних частинок у заданій порції та її об'ємом:

Кількість речовини	Число структурних частинок	Об'єм порції
A 3 моль CO_2 ;	1 $1,505 \cdot 10^{23}$;	I 5,6 л;
B 0,25 моль N_2 ;	2 $18,06 \cdot 10^{23}$;	II 8,96 л;
B 0,4 моль H_2S ;	3 $2,48 \cdot 10^{23}$;	III 67,2 л;
	4 $2,408 \cdot 10^{23}$;	IV 6,72 л.

6. Розв'яжіть кросворд. Заповніть горизонтальні рядки. У вертикальному стовпці прочитаєте прізвище відомого італійського вченого, який обчислив число структурних частинок у кількості речовини 1 моль.



1. Назва групи речовин, структурними частинками яких є атоми.
2. Позначення масової частки.
3. Заряджена частинка.
4. Речовина, що є серцевиною олівця.
5. Найтвердіша речовина, яку застосовують для виготовлення коштовних прикрас.
6. Прізвище російського вченого, який відкрив періодичний закон.
7. Складова атома, що містить протони й нейтрони.
8. Одиниця кількості речовини.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 3

«КІЛЬКІСТЬ РЕЧОВИНИ.

РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ ФОРМУЛАМИ»

Кількість речовини ν («ню») — це фізична величина, що вказує на число структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які містяться в певній порції цієї речовини.

Одиниця виміру — моль.

Моль — це кількість речовини, що містить стільки структурних частинок (атомів, молекул, йонів), скільки атомів міститься в Карбоні масою 0,012 кг (12 г).

1 моль — $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних частинок.

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

$$N = \nu \cdot N_A$$

похідні

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

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

Молярна маса — фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її кількості.

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

похідні

$$m = M \cdot \nu$$

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

Молярний об'єм V_m («ве-ем») — це відношення об'єму (V) до відповідної кількості речовини (ν).

$$V_m = \frac{V}{\nu}$$

похідні

$$V = V_m \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{V}{V_m}$$

Відносною густиною газів називають відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша від маси такого ж об'єму іншого газу за однакових умов.

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

похідна

$$M_1 = D \cdot M_2$$

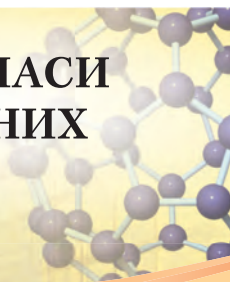
Нормальні умови:

$t = 0\text{ }^\circ\text{C}$, або $273\text{ }^\circ\text{K}$

$p = 101,3\text{ кПа} = 760\text{ мм. рт. ст.} = 1\text{ атм.}$

Тема 4

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК



§ 22. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК, ЇХ СКЛАД І НОМЕНКЛАТУРА. ОКСИДИ. КИСЛОТИ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *формулювати* визначення оксидів, кислот, солей, основ;
- *знати* склад оксидів, кислот;
- *пояснювати* походження назв оксидів, кислот;
- *порівнювати* склад оксидів (основних, кислотних, амфотерних) і кислот (оксигеновмісних, безоксигенових, одно-, дво-, триосновних);
- *класифікувати* оксиди й кислоти за складом.

Класифікація речовин, що утворюють основні класи неорганічних сполук. Вам відомо, що хімічні елементи мають здатність сполучатися між собою. Унаслідок хімічних зв'язків, що виникають між атомами елементів, утворюються прості й складні речовини.

Тема, яку ви будете вивчати, стосується класифікації складних речовин, що утворюють чітку систему сполук. Кожний клас цих сполук характеризується певним складом, будовою та властивостями. Але, незважаючи на різний склад, будову й властивості, між ними існують внутрішні взаємозв'язки. Вступаючи в хімічні реакції, вони мають здатність до взаємоперетворень. Якраз різниця у складі й будові цих сполук зумовлює різні властивості. Тому складні речовини класифікують у відповідні групи — **класи**: *оксиди, кислоти, основи та солі*. Класифікацію основних класів неорганічних сполук подано схематично на *рисунку 40 (с. 120)*.

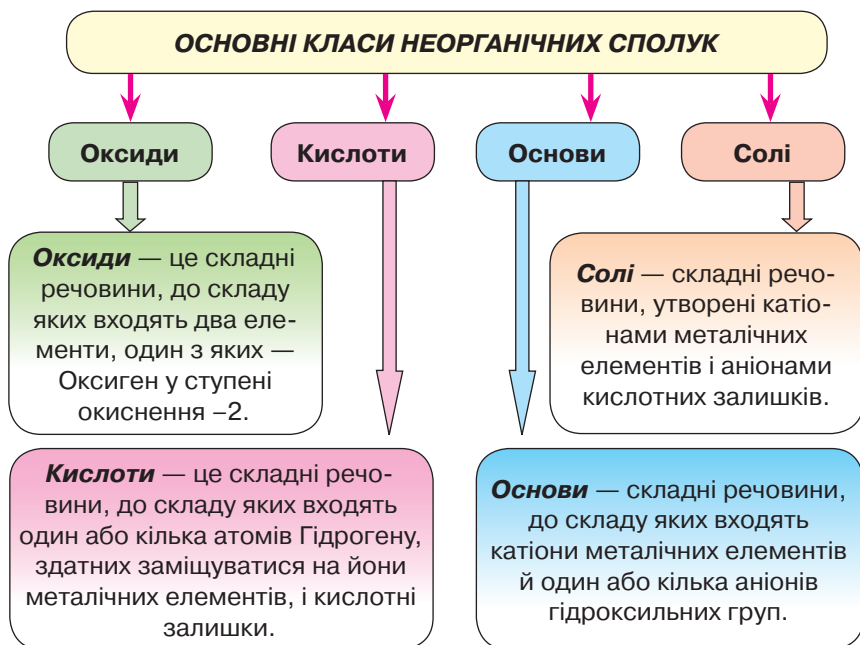


Рис. 40. Схема класифікації основних класів неорганічних сполук

Склад, назви, класифікація оксидів.



Установіть за поданим вище визначенням склад оксидів.

У 7 класі ви частково ознайомилися з речовинами, що утворюють цілий клас неорганічних сполук. Про їх склад ідеться у визначеннях.

Під час вивчення курсу хімії ставиться завдання оволодіти основами самонавчання, що допоможе вам здійснювати самоосвіту впродовж життя. У цьому вам допоможуть *уміння самостійно конструювати* поняття, обирати в тексті головне, а також здатність оперувати цими вміннями. Такий підхід сприятиме концентрації вашої уваги й виокремленню суттєвих ознак у навчальному матеріалі. Отож спочатку зробимо спробу виконати це завдання за допомогою схем для конструювання назви поняття «оксиди».

Перед тим як розглянути схему конструювання назви, зазначимо, що кожне поняття складається з *родового поняття* й *видових ознак* (рис. 41, с. 121).

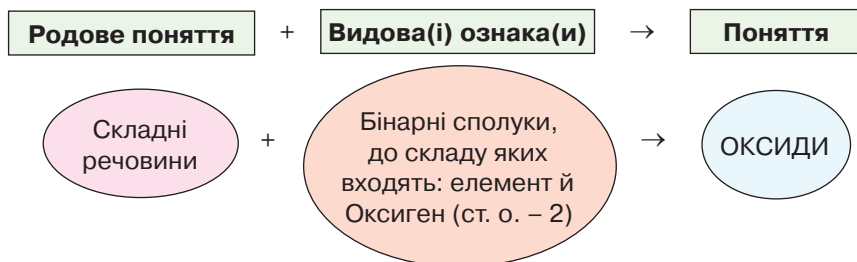


Рис. 41. Схема конструювання визначення поняття «оксиди»



Користуючись схемою, поданою на *рисунку 41*, сформулюйте самостійно визначення поняття «оксиди» та звірте з поданим вище (див. *рис. 40*, с. 120). Що потрібно виправити чи уточнити? Наведіть приклади відомих вам оксидів.

За сучасною науковою українською номенклатурою, назви оксидів походять від **назви елемента** з додаванням слова «**оксид**» (*рис. 42*).

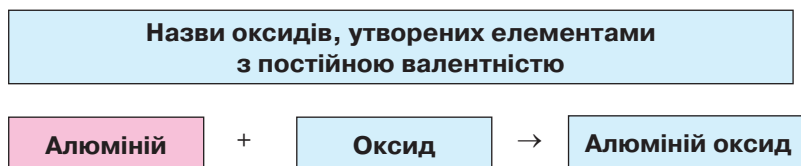


Рис. 42. Схема утворення назв оксидів, до складу яких входять елементи з постійною валентністю

Наприклад: калій оксид K_2O , барій оксид BaO , алюміній оксид Al_2O_3 .

Якщо ж до складу оксиду входить елемент, що проявляє змінну валентність, то її вказують у назві римською цифрою, узятою в дужки (*рис. 43*).

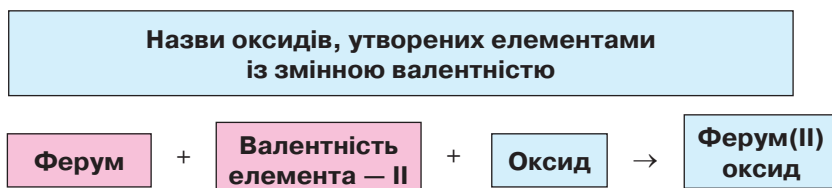


Рис. 43. Схема утворення назв оксидів, до складу яких входять елементи зі змінною валентністю

Наприклад: FeO — ферум(II) оксид; Fe_2O_3 — ферум(III) оксид; MnO — манган(II) оксид; Mn_2O_3 — манган(III) оксид; MnO_2 — манган(IV) оксид; Mn_2O_7 — манган(VII) оксид.



На які групи класифікують оксиди?

Щоб відповісти на це запитання, вам знову доведеться пригадати першу класифікацію хімічних елементів на металічні й неметалічні.



Пригадайте, як називають оксиди, утворені неметалічними й металічними елементами.

Металічні елементи з Оксигеном утворюють сполуки, які є **оксидами** (основними, кислотними, амфотерними), а неметалічні — **кислотні оксиди**.

У періодах періодичної системи є елементи, розташовані на межі між металічними й неметалічними елементами. Для них властиво утворювати оксиди, що проявляють подвійну хімічну природу, тобто мають властивості основних і кислотних оксидів. Їх називають **амфотерними**. Класифікацію оксидів подано в таблиці 9.

Таблиця 9

Класифікація оксидів

Групи оксидів	Які елементи утворюють?	Приклади, подані формулами
Солетворні оксиди		
Оснóвні	Металічні (лужні, лужноземельні, Li, Na, K, Rb, Ca, Ba, Sr)	Na_2O , K_2O , CaO , BaO , SrO
Кислотні	Неметалічні (S, Si, N, P, C, Cl) та металічні елементи зі ступенями окиснення +5, +6, +7 (Mn_2O_7)	SO_3 , P_2O_5 , NO_2 , Mn_2O_7
Амфотерні	Ті, що в періодах розташовані на межі між металічними і неметалічними елементами (Be, Zn, Al)	BeO , ZnO , Al_2O_3
Несолетворні оксиди		
До групи несолетворних оксидів належать такі, що не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей. Їх <i>утворюють кілька неметалічних елементів</i>		CO , SiO , N_2O , NO



Користуючись даними таблиці 9, узагальніть відомості про класифікацію оксидів.

Кислоти, їх склад, назви та класифікація. У своєму практичному житті людина часто користується кислотами. Здебільшого вони органічного походження: оцтова (розчин, відомий під назвою «оцет»), лимонна, яблучна, щавлева, молочна тощо.



Оцініть значення названих органічних кислот у житті людини.

Серед великої різноманітності неорганічних сполук виділяють кислоти, які, як і оксиди, утворюють окремий клас речовин.



Від чого, на ваш погляд, походить загальна назва цього класу речовин?

Найпоширенішими з них є хлоридна (HCl), сульфатна (H_2SO_4), ортофосфатна (H_3PO_4) кислоти. Із поданих прикладів формул неорганічних кислот бачимо, що до їх складу входять атоми Гідрогену, які зв'язані з іншими атомами (хлоридна) або групою атомів (сульфатна, ортофосфатна). Отже, визначення кислот можна сформулювати завдяки цим даним.



Користуючись схемою (рис. 44), сформулюйте самостійно визначення поняття «кислота» й звірте з поданим вище (див. рис. 40, с. 120). Чи вдалося вам його сформулювати правильно?

Установіть за визначенням склад кислот.

Розглянемо, з яких компонентів складаються назви кислот.

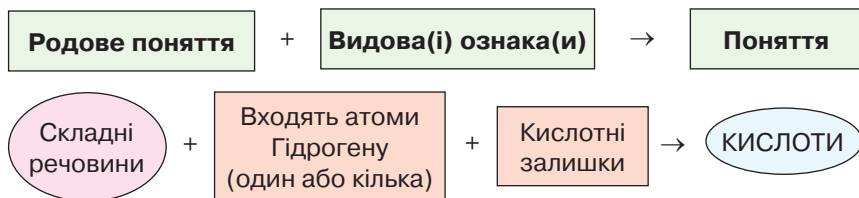


Рис. 44. Схема конструювання визначення поняття «кислоти»

Як бачимо зі схеми (рис. 44), видовими ознаками кислот є атоми Гідрогену та кислотний залишок. **Кислотний залишок** — це атом або група атомів. Наприклад, у складі хлоридної кислоти — атом Cl , у сульфатної — SO_4 , а карбонатної — CO_3 . Характерною ознакою кислотних залишків є те, що під час хімічних реакцій вони не руйнуються.

Ознайомимося зі складом і назвами кислот, опрацювавши дані *таблиці 10*.

Таблиця 10

Склад і назви неорганічних кислот і кислотних залишків

Кислота		Кислотний залишок		
Формули кислот	Назва за сучасною номенклатурою	Формули кислотних залишків	Валентність	Назви кислотних залишків*
HCl	хлоридна	Cl	I	хлорид
H₂S	сульфідна	S	II	сульфід
HNO₃	нітратна	NO₃	I	нітрат
H₂SO₄	сульфатна	SO₄	II	сульфат
H₂SO₃	сульфітна	SO₃	II	сульфіт
H₂SiO₃	силікатна	SiO₃	II	силікат
H₂CO₃	карбонатна	CO₃	II	карбонат
H₃PO₄	ортофосфатна	PO₄	III	ортофосфат

* Назви кислотних залишків походять від назви відповідної кислоти, якщо забрати закінчення **-на**.

* За назвами кислотних залишків називають солі.

Загальна формула кислоти така:

$$\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{n}}{\text{n}}(\text{KЗ}),$$

де n — кількість атомів Гідрогену, KЗ — кислотний залишок.



Подумайте й поясніть, як визначити валентність кислотного залишку, знаючи валентність атомів Гідрогену.

Оскільки атоми Гідрогену одновалентні, то валентність кислотного залишку визначають за числом атомів Гідрогену в складі кислоти. З *таблиці 10* неважко зрозуміти походження назв неорганічних кислот.



Поясніть це самостійно.

З аналізу хімічного складу кислот видно, що спільним для них є наявність атомів Гідрогену. Їх може бути різна кількість: один або кілька. Це стало однією з ознак класифікації кислот. Відповідно кислоти класифікують на: **одноосновні**, якщо у складі наявний один атом Гідрогену; **двоосновні**, якщо атомів

Гідрогену два; **триосновні**, якщо цих атомів три. Окрім цього, спостерігається різний склад кислотних залишків, зокрема, у деяких з них наявний Оксиген, а в інших — відсутній. Це *друга ознака*, що лежить в основі класифікації кислот. Тому за вмістом Оксигену чи його відсутністю в складі кислотного залишку їх поділяють на **безоксигенові** й **оксигеновмісні**. Ураховуючи обидві ознаки, класифікацію кислот можна подати схемою (рис. 45).

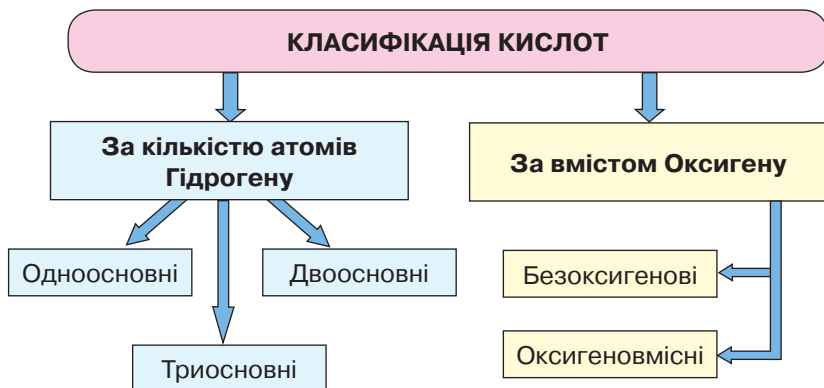


Рис. 45. Схема класифікації кислот



Визначте самостійно, до яких груп належать кислоти, зазначені в таблиці 10 (с. 124).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Складні неорганічні речовини класифікують на чотири групи: **оксиди, кислоти, солі, основи**.
- Оксиди** — це складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген у ступені окиснення -2 . Існують солетворні й несолетворні оксиди. **Солетворні** — це **основні, кислотні, амфотерні** оксиди.
- Назви оксидів походять від назви елемента й слова «оксид». Якщо валентність елемента є змінною, її вказують після назви елемента римськими цифрами, узявши в дужки.
- Кислоти** — це складні речовини, до складу яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на атоми металів, і кислотні залишки.
- Назви кислотних залишків відповідають назвам кислот, якщо забрати закінчення **-на**.
- Кислоти класифікують за: вмістом атомів Гідрогену (**одноосновні, двоосновні, триосновні**) та за вмістом Оксигену (**оксигеновмісні й безоксигенові**).

**ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ**

1. Назвіть класи неорганічних сполук, зі складом, назвами та класифікацією яких ви ознайомилися.
2. Сформулюйте визначення: а) оксидів; б) кислот.
3. Наведіть приклади: а) оксидів; б) кислот. Напишіть їх формули.
4. Назвіть солетворні оксиди й наведіть приклади.
5. Поясніть походження назв: а) оксидів; б) кислот за сучасною науковою українською номенклатурою.
6. Класифікуйте оксиди на групи за їх формулами: Li_2O , NO_2 , CO_2 , ZnO , CaO , SO_3 , BaO , Al_2O_3 , P_2O_5 , MgO . Дайте їм назви.
7. Напишіть формули відомих вам кислот і класифікуйте їх за: а) вмістом атомів Гідрогену; б) вмістом Оксигену.

**ЦІКАВО ЗНАТИ**

- Багато оксидів утворюють мінерали, які люди часто використовують у ювелірній справі як дорогоцінні камені. Наприклад, кварц (рис. 46 а) — сіліцій(IV) оксид; берил (рис. 46 б) — Al_2O_3 , BeO , SiO_2 ; корунд — Al_2O_3 ; сапфір (рис. 46 в) — різновид корунду з домішками сполук Титану.



Рис. 46. Кристали, утворені оксидами:
а — кварц; б — берил; в — сапфір (різновид корунду)

**§ 23. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК, ЇХ СКЛАД І НОМЕНКЛАТУРА. СОЛІ, ОСНОВИ**

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення солей, основ;
- *знати* склад солей, основ;
- *називати* середні солі, основи;
- *пояснювати* походження назв солей, основ;
- *порівнювати* склад середніх солей, основ (розчинних і нерозчинних), амфотерних гідроксидів;
- *класифікувати* основи й солі за складом.



Поміркуйте та скажіть з власного досвіду, де в побутових умовах ви маєте справу з солями.

Солі, їх склад, назви. Солі розглядають як похідні кислот. Під час хімічних реакцій у кислотах атоми Гідрогену частково або повністю заміщуються йонами (катіонами) металічних елементів. Тому до складу солей входять катіони металічних елементів та аніони кислотних залишків.



Розгляньте подану нижче схему (рис. 47). Користуючись нею, додайте пропущену видову назву та самостійно сформулюйте визначення поняття «солі». Зверте з визначенням, поданим у § 22 (с. 120).

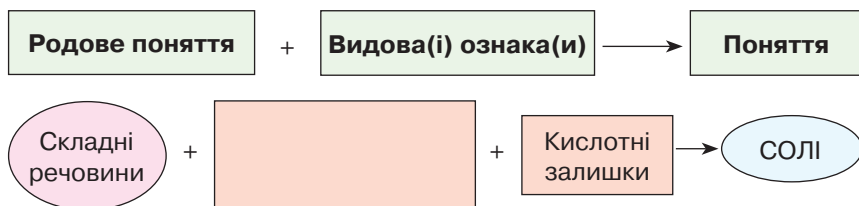


Рис. 47. Схема конструювання визначення поняття «солі»

Солі, утворені внаслідок заміщення всіх атомів Гідрогену в кислоті на йони металічних елементів (катіони), називають **середніми**. Наприклад, калій хлорид KCl , натрій карбонат Na_2CO_3 , калій силікат K_2SiO_3 .



Проаналізуйте склад і назви поданих вище двох солей і поясніть, від чого походять назви середніх солей.

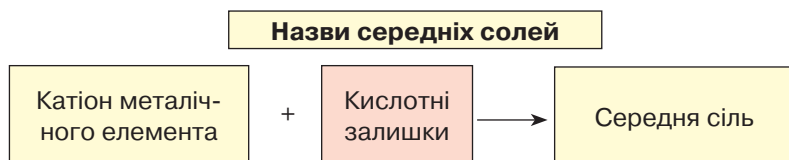


Рис. 48. Схема утворення назв середніх солей

Очевидно, що назви середніх солей походять від назви катіона металічного елемента й назви кислотного залишку (рис. 48). Назви кислотних залишків легко запам'ятати, якщо ви добре знаєте назви кислот (табл. 10, с. 124). Сіль, до складу якої входить катіон Натрію й аніон Хлору, називають *натрій хлоридом*. Якщо



до складу солі входять два катіони Калію та сульфат-аніон — кислотний залишок сульфатної кислоти, — це *калій сульфат*.

Залежно від того, катіон якого металічного елемента заміщує атоми Гідрогену, одна й та сама кислота може утворювати багато солей. Наприклад, хлоридна кислота утворює, окрім згаданого натрій хлориду, ще калій хлорид, кальцій хлорид, магній хлорид тощо. Тобто всі солі цієї кислоти мають загальну назву *хлориди*. Аналогічно це стосується будь-якої іншої кислоти.

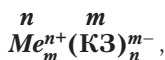
Загальні назви солей неорганічних кислот і приклади їх формул подано в таблиці 11.

Таблиця 11

Назви й формули неорганічних кислот і солей

Назви кислот	Формули кислот	Загальні назви солей	Приклади формул середніх солей
хлоридна	HCl	хлориди	KCl, ZnCl₂, AlCl₃
фторидна	HF	фториди	NaF, CaF₂, CrF₃
йодидна	HI	йодиди	KI, MgI₂, ZnI₂
сульфідна	H₂S	сульфіди	PbS, Na₂S, ZnS
сульфатна	H₂SO₄	сульфати	Na₂SO₄, CaSO₄
сульфітна	H₂SO₃	сульфіти	K₂SO₃, CaSO₃
карбонатна	H₂CO₃	карбонати	MgCO₃, FeCO₃
силікатна	H₂SiO₃	силікати	Na₂SiO₃, K₂SiO₃
нітратна	HNO₃	нітрати	Zn(NO₃)₂, NaNO₃
ортофосфатна	H₃PO₄	ортофосфати	AlPO₄, Ba₃(PO₄)₂

Загальна формула солей:



де n — кількість кислотних залишків; n^{+} — заряд йона металічного елемента; KZ — кислотний залишок; m — кількість йонів металічного елемента; m^{-} — заряд аніона KZ .

Якщо метал проявляє змінну валентність, то він може сполучатися з різною кількістю кислотних залишків однієї й тієї ж кислоти. Наприклад: $Cr(NO_3)_2$ — хром(II) нітрат; $Cr(NO_3)_3$ — хром(III) нітрат. У назвах таких солей обов'язково вказують валентність елемента римською цифрою, узявши її в дужки.

Складання формул солей за валентністю. У попередньому параграфі згадувалося про те, що валентність кислотного залишку легко визначити за кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Це важливо під час складання формул солей.



Пригадайте, як складають формули бінарних сполук.

Під час складання формул бінарних сполук варто пам'ятати, що сума валентностей атомів металічних елементів має дорівнювати сумі одиниць валентності кислотних залишків.

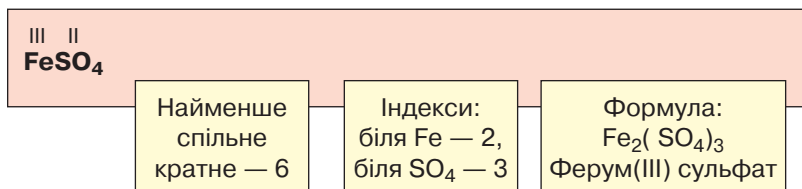
Наприклад, треба скласти формулу ферум(III) сульфату. Щоб виконати це завдання, пропонуємо скористатися *алгоритмом складання формули* та його *схемою* (рис. 49).

1. Запишіть формули металічного елемента й кислотного залишку.

2. Проставте римськими цифрами валентність металічного елемента й кислотного залишку.

3. Знайдіть найменше спільне кратне для чисел, що відповідають валентностям металічного елемента й кислотного залишку.

4. Поділіть найменше спільне кратне по чергові на валентність металічного елемента й кислотного залишку, визначте індекси й поставте їх унизу біля відповідних атомів чи груп атомів. Якщо до складу солі входить кілька кислотних залишків, їх беруть у круглі дужки й унизу проставляють індекс.



Мал. 49. Схема алгоритму складання формул солей

Основи, їх склад і назви, класифікація. Основи розглядають як сполуки оксидів із водою. Тому їх загальна назва — *гідрати оксидів*, або *гідроксиди*.



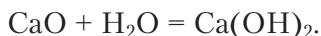
Пригадайте з курсу хімії 7 класу, що ви знаєте про взаємодію оксидів металічних і неметалічних елементів із водою.

Оксиди найактивніших металічних елементів легко сполучаються з водою. Результатом таких реакцій є гідроксиди. Якщо до складу гідроксиду входять 1–3 гідроксильні групи, то вони утворюють новий клас неорганічних сполук — **основи**.

Наведемо приклади реакцій утворення основ:



Калій гідроксид



Кальцій гідроксид

З формул KOH і $\text{Ca}(\text{OH})_2$ видно, що до складу основ входять катіони металічних елементів і гідроксильні групи OH . Отже, можемо скласти схему утворення назв основ (рис. 50).

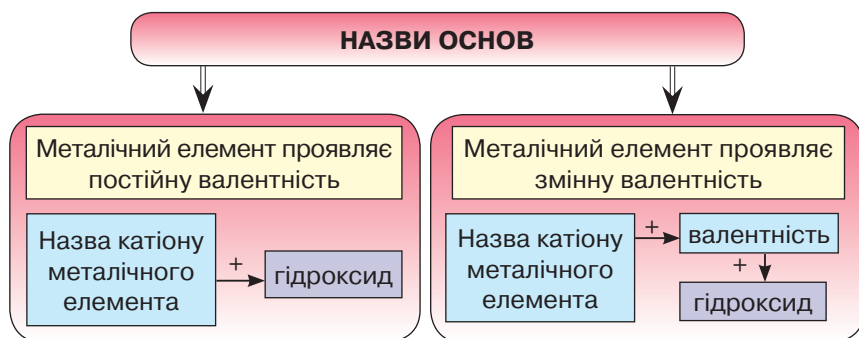


Рис. 50. Схема утворення назв основ для елементів, що проявляють постійну й змінну валентності

Основи класифікують за двома ознаками:

- 1) розчинністю у воді;
- 2) числом гідроксильних груп (рис. 51).

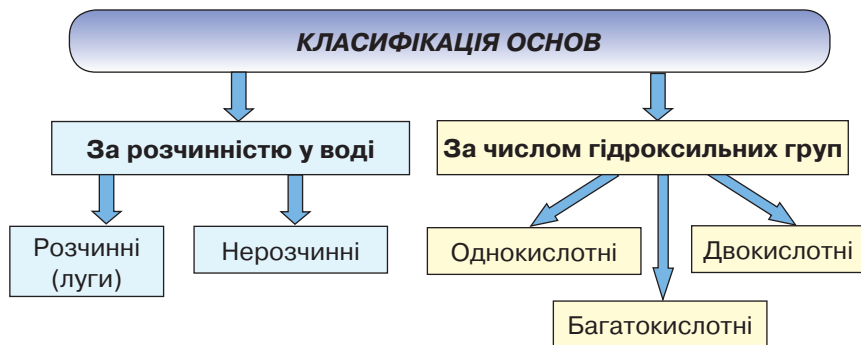
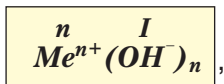


Рис. 51. Класифікація основ



Наведіть приклади основ за поданою класифікацією (див. рис. 51, с. 130).

Загальна формула основ:



де n — число гідроксид-іонів; n^+ — заряд катіона металічного елемента; Me^{n+} — катіон металічного елемента; OH^- — гідроксид-іон.

Число гідроксильних груп залежить від валентності металу.

Розчинні у воді основи називають **лугами**. За таблицею розчинності (с. 215) можна визначити розчинні й нерозчинні у воді основи.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Солі** — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів і аніонами кислотних залишків.
- Солі, утворені внаслідок заміщення всіх атомів Гідрогену в кислоті на йони металічних елементів (катіони), називають **середніми**.
- **Назви солей** походять від назви катіона з додаванням назви аніона. Якщо метал проявляє змінну валентність, її проставляють після назви катіона римськими цифрами в круглих дужках.
- **Основи** — складні речовини, до складу яких входять катіони металічних елементів й один або кілька аніонів гідроксильних груп.
- **Назви основ** походять від назви катіона з додаванням слова «гідроксид». Якщо металічний елемент проявляє змінну валентність, як і в солях, її проставляють римськими цифрами в круглих дужках.
- **Основи** класифікують за: а) розчинністю у воді (розчинні — **луги** та нерозчинні); б) числом гідроксильних груп (одно-, дво-, багатокислотні).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення: а) солей; б) основ. Поясніть їх склад.
2. Наведіть приклади: а) середніх солей; б) основ.
3. Назвіть за хімічними формулами:
а) солі: $CaCO_3$, $MgSiO_3$, Na_2S , $FeSO_4$, $Al(NO_3)_3$, KCl , ZnI_2 ;
б) основи: $NaOH$, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $LiOH$, $Ca(OH)_2$.
4. Складіть формули солей за їх назвами: кальцій карбонат, алюміній сульфат, магній ортофосфат, калій сульфід, натрій силікат.
5. Назвіть, користуючись таблицею розчинності (с. 215), ознаки, за якими класифікують основи, і наведіть приклади: а) розчинних і нерозчинних у воді; б) однокислотних, двокислотних основ.



6. Класифікуйте речовини на чотири класи за їх формулами: Zn(OH)_2 , Al_2O_3 , HF , NaCl , K_2SO_4 , H_2S , AlCl_3 , Fe(OH)_2 , NaOH , ZnO , HNO_3 , MnO_2 . Назвіть їх.

**ЦІКАВО ЗНАТИ**

- Елементи, що проявляють змінну валентність, можуть утворювати основні, кислотні й амфотерні оксиди (табл. 12).

Таблиця 12

Класифікація оксидів Хрому

Формули оксидів	Валентність елемента в оксиді	Назви оксидів	Характер оксидів
CrO	II	хром(II) оксид	основний
Cr₂O₃	III	хром(III) оксид	амфотерний
CrO₃	VI	хром(VI) оксид	кислотний

Як ви здогадуєтеся, оксид, у якому елемент проявляє найнижчу валентність, є основним, найвищу — кислотним, а оксид, у якому валентність проміжна, проявляє амфотерний характер.

- В організмі людини сіль накопичується переважно в шкірі. Якщо харчування позбавлене солі, то її втрати в крові досить великі. У такому випадку шкіра передає запаси солі в кров для підтримання її сталої концентрації. Це фізіологічне явище досить часто діє позитивно під час шкірних та інших захворювань. Тому за потреби призначають безсольові дієти, особливо тоді, коли наявні захворювання нирок.

**§ 24. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ**

Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *формулювати* визначення основних, кислотних, амфотерних оксидів;
- *характеризувати* фізичні властивості оксидів; хімічні властивості основних, кислотних, амфотерних оксидів; поняття амфотерності;
- *порівнювати* хімічні властивості основних, кислотних, амфотерних оксидів;
- *складати* рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів;

- *формувати* бережливе ставлення до води як оксиду, що забезпечує життєдіяльність живих організмів; ініціативність і підприємливість щодо збереження водних ресурсів; навички безпечного поводження з оксидами, які спричиняють шкоду людині, сільському господарству, виробництвам.



Пригадайте назви оксидів, що утворюються в атмосфері внаслідок господарської діяльності людини.

Що вам відомо про найпоширеніший на Землі оксид — воду?

Фізичні властивості оксидів. Оксиди як сполуки елементів з Оксигеном досить поширені в природі. За нормальних умов вони перебувають у різних агрегатних станах: газоподібному, рідкому, твердому. Наведемо приклади. Поширені в природі та утворені внаслідок господарської діяльності людини карбон(IV) оксид, сульфур(IV) оксид, нітроген(IV) оксид є газами. Як вам відомо, великі концентрації цих газів у атмосфері спричиняють утворення кислотних дощів. Силіцій(IV) оксид, фосфор(V) оксид, магній оксид та інші тверді речовини — безбарвні або мають характерне забарвлення. Наприклад: хром(III) оксид — зелений, магній оксид — білий, ферум(III) оксид і нітроген(IV) оксид — бурого кольору, а силіцій(IV) оксид — безбарвний. Розглянувши зразки оксидів, ви наочно переконаєтеся в цьому.

Для багатьох оксидів притаманний характерний запах. Наприклад, сульфур(IV) оксид, нітроген(IV) оксид — задушливі гази; карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид — без запаху, отруйні.

У твердому стані оксиди утворюють атомні, йонні або молекулярні структури (кристалічні ґратки). До оксидів із молекулярними кристалічними ґратками належать карбон(IV) оксид, вода (див. рис. 32 б, 33, с. 88). Атомну кристалічну ґратку має силіцій(IV) оксид, йонну — алюміній оксид.

Оксиди з атомними структурами характеризуються високою твердістю, з молекулярними — леткістю. Температури плавлення й кипіння змінюються в широкому діапазоні.



Напишіть самостійно формули всіх згаданих у тексті оксидів.

Хімічні властивості основних оксидів. Оскільки оксиди є сполуками елементів з Оксигеном, то їм властиві як спільні, так і

відмінні властивості. Виходячи з назв цих груп оксидів, їм можна дати визначення.



Оснóвні оксиди — це оксиди, яким відповідають основи.

Наприклад, натрій оксиду Na_2O відповідає основа натрій гідроксид NaOH , кальцій оксиду CaO — кальцій гідроксид Ca(OH)_2 .

Оснóвні оксиди вступають у хімічну взаємодію з водою, кислотами й кислотними оксидами.



Пригадайте реакцію сполучення кальцій оксиду з водою, напишіть рівняння реакції.

Дослідимо хімічні властивості оснóвних оксидів за допомогою експерименту.

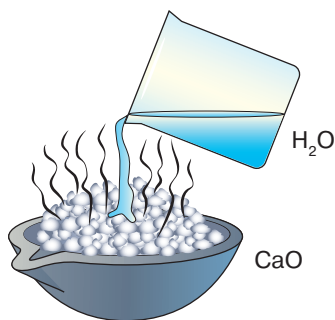


Рис. 52. Взаємодія кальцій оксиду з водою

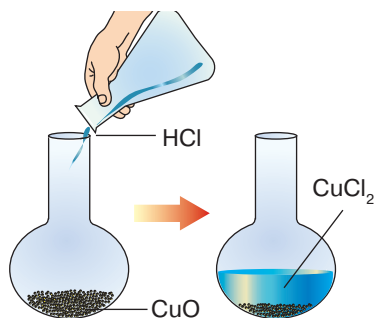
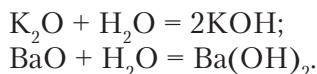


Рис. 53. Взаємодія купрум(II) оксиду з хлоридною кислотою

1. Взаємодія з водою.

Дослід 1. Окрім кальцій оксиду (рис. 52), з водою реагують оксиди лужних і лужноземельних металічних елементів (SrO , BaO). Наприклад:



Продуктами цих реакцій, відповідно, є основи — калій та барій гідроксиди. Обидва гідроксиди добре розчинні у воді.



Як називають розчинні у воді основи?

2. Взаємодія з кислотами.

Дослід 2. Насиплемо в колбу купрум(II) оксиду (чорний порошок) і доллемо хлоридної кислоти. Під час нагрівання утворюється прозора рідина блакитного кольору. Під час перебігу реакції зменшується вміст купрум(II) оксиду (рис. 53).

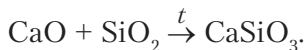


Пригадайте, які ознаки перебігу хімічних реакцій вам відомі.

У розчині є сіль купрум(II) хлорид, яка забарвлює його в блакитний колір.

3. Взаємодія з кислотними оксидами.

Цікавим прикладом взаємодії оксидів між собою є реакції, що лежать в основі виробництва скла. Унаслідок взаємодії кальцій і силіцій(IV) оксидів за нагрівання утворюється сіль — кальцій силікат:

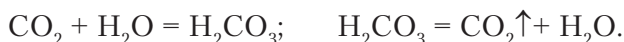


У промисловості виробляють різні види скла сплавлянням оксидів. Віконне скло має хімічний склад $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{Si}_2\text{O}$.

Хімічні властивості кислотних оксидів. Одну з властивостей кислотних оксидів ви вже знаєте. Це взаємодія з основними оксидами. Окрім цього, вони реагують з водою й основами. Доведемо це експериментально.

1. Взаємодія з водою.

Вуглекислий газ, який пропускають під тиском крізь воду, частково взємодіє з нею. Під час такої взаємодії утворюється гідроксид, що проявляє кислотні властивості, — карбонатна кислота. Це дуже слабка кислота, тому вона має здатність розпадатися до вихідних речовин.



Розщеплення карбонатної кислоти до вихідних речовин можна спостерігати, якщо відкрити пляшку з газованою водою.

Однак не всі кислотні оксиди з водою утворюють нестійкі кислоти. За взаємодії сульфур(VI) оксиду з водою утворюється стійка сульфатна кислота:



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії фосфор(V) оксиду з водою. Назвіть тип реакції та сформулюйте її визначення.

Взаємодія з водою кислотних оксидів, які викидаються в атмосферу під час хімічних виробництв, призводить до утворення кислотних дощів. Вам уже відомо, що кислотні дощі негативно

впливають на рослинний і тваринний світ. Окрім цього, підвищується кислотність ґрунтів, що веде до зниження врожайності та якості сільськогосподарських культур. Підвищення концентрації кислот у воді річок та озер спричиняє вимирання водних тварин. Необхідно додати, що кислотні дощі роз'їдають металеві покриття будинків, фарби, руйнують пам'ятки архітектури й культури.



Запропонуйте заходи боротьби з кислотними дощами.

Треба звернути увагу на те, що не всі кислотні оксиди реагують з водою.

Вам відомо, що береги багатьох річок, озер, морів укриті силіцій(IV) оксидом (піском), який безпосередньо стикається з водою, та реакція не відбувається. Але гідрат цього оксиду існує — це силікатна кислота H_2SiO_3 .

2. Взаємодія з лугами.

Звернемося знову до дослідів.

Дослід 3. Наллємо в хімічний стакан розчин натрій гідроксиду, крапнемо кілька крапель розчину фенолфталеїну (рис. 54 а). Розчин набуває малинового забарвлення (рис. 54 б). Продуємо через зафарбований розчин вуглекислий газ. Розчин знебарвлюється (рис. 54 в).

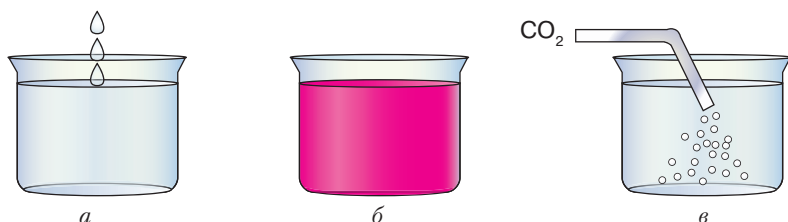
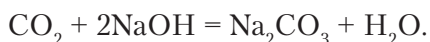


Рис. 54. Взаємодія карбон(IV) оксиду з розчином натрій гідроксиду

Знебарвлення розчину свідчить про те, що відбулася хімічна реакція:



Утворилися сіль — натрій карбонат і вода.



Кислотні оксиди — це оксиди, яким відповідають кислоти.

Наприклад: $\text{SO}_2 - \text{H}_2\text{SO}_3$; $\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{P}_2\text{O}_5 - \text{H}_3\text{PO}_4$.

Хімічні властивості амфотерних оксидів. Поняття «амфотерність» стосується сполук, що проявляють подвійні хімічні властивості. Якщо мова йде про амфотерні оксиди, то, очевидно, вони мають проявляти властивості як основних, так і кислотних. До таких оксидів належать цинк та алюміній оксиди, оксиди тривалентного Феруму та Хрому, берилій оксид та ін.

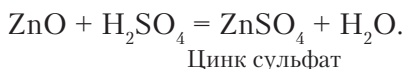


Напишіть самостійно формули зазначених вище оксидів за їх назвами.

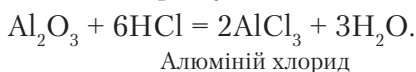
Розглянемо хімічні властивості амфотерних оксидів на прикладі цинк та алюміній оксидів.

3. Взаємодія з кислотами.

Якщо до цинк оксиду долити розчин сульфатної кислоти, відбувається реакція з утворенням солі — цинк сульфату:

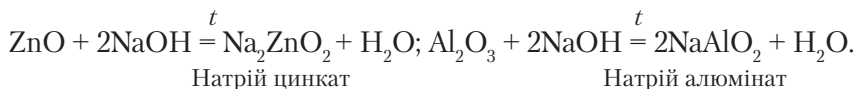


Аналогічно з кислотами реагує алюміній оксид:



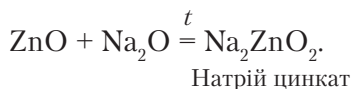
4. Взаємодія з лугами.

Реакції амфотерних оксидів із лугами відбуваються за нагрівання:



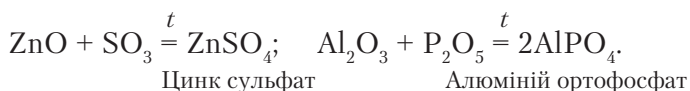
5. Взаємодія з оснóвними оксидами.

Амфотерні оксиди реагують з основними оксидами з утворенням солей:



6. Взаємодія з кислотними оксидами.

За високих температур амфотерні оксиди взаємодіють з найбільш активними кислотними:



Проаналізувавши продукти реакцій амфотерних оксидів з кислотами, лугами, основними та кислотними оксидами, бачимо, що в результаті всіх цих реакцій утворюються **солі**.



Амфотерні оксиди — це оксиди, які проявляють властивості основних і кислотних оксидів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Оксиди** в природі перебувають у трьох агрегатних станах. Утворюють молекулярні, атомні та йонні кристалічні ґратки. Деякі мають забарвлення або можуть бути прозорі. Температури плавлення й кипіння оксидів змінюються в широкому діапазоні. Реагують з водою оксиди лужних і лужноземельних елементів.
- **Основним оксидам** відповідають основи. Реагують з водою, кислотами, кислотними оксидами. Під час реакцій з кислотами, кислотними оксидами утворюються солі.
- **Кислотним оксидам** відповідають кислоти. Вони вступають у хімічну взаємодію з водою (виняток — SiO_2), основними оксидами, основами. Продуктами взаємодії кислотних оксидів з основними та основами є солі.
- Основні й кислотні оксиди взаємодіють між собою з утворенням солей.
- **Амфотерні** оксиди проявляють властивості основних і кислотних оксидів. Продуктами їх реакцій є солі.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Перелічіть відомі вам фізичні властивості оксидів.
2. Розпізнайте за хімічними формулами основні, кислотні й амфотерні оксиди: CuO , MgO , Fe_2O_3 , SO_3 , P_2O_5 , Al_2O_3 , K_2O , SiO_2 , BaO , ZnO , CO_2 .
3. Допишіть продукти реакцій і перетворіть їх на хімічні рівняння:
а) $\text{MgO} + \text{HCl} = \dots$; б) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; в) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \dots$;
г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; р) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$; д) $\text{ZnO} + \text{NaOH} = \dots$;
е) $\text{SO}_3 + \text{ZnO} = \dots$; є) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \dots$; ж) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} = \dots$.
4. Опишіть практичне значення реакції взаємодії кальцій оксиду з водою.
5. Установіть, між якими з попарно взятих речовин, поданих формулами, можлива взаємодія:
а) BaO і H_2O ; б) SO_2 і HCl ; в) SO_2 і K_2O ; г) CaO і HCl ; р) K_2O і NaOH ;
д) CO_2 і NaOH ; е) SO_2 і P_2O_5 ; є) BaO і H_2SO_4 .

6. Поясніть, як експериментально перевірити, що від взаємодії основних оксидів із водою утворюються луги, а кислотних — кислоти.
7. Напишіть формули оксидів за назвами й класифікуйте сполуки: калій оксид; фосфор(V) оксид; барій оксид; сульфур(VI) оксид. Напишіть можливі реакції цих оксидів із: а) водою; б) розчином сульфатної кислоти; в) розчином натрій гідроксиду.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Цинк оксид ZnO використовують для виробництва цинкового білила, що застосовують як фарбу в малярстві. Цей оксид входить до складу пудри, а у фармації є невід'ємною частиною присипок, суспензій, гігієнічних паст, мазей.
- Великі монокристали, що добувають від сплавлення алюміній оксиду з оксидами Феруму, Купруму, Титану, Ванадію, застосовують у ювелірній справі, а суміш алюміній та хром(III) оксидів — як наждачний порошок.
- *Кольорове скло (рис. 55) виробляють, використовуючи комбінації різних оксидів, які додають до сировини. Наприклад, додаючи купрум(II) оксид, можна одержати синьо-зелене забарвлення скляних виробів; кобальт(II) оксид — синє; хром(III) оксид — зелене.*

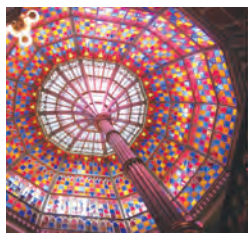


Рис. 55. Вироби з кольорового скла



§ 25. ПОШИРЕННЯ ОКСИДІВ У ПРИРОДІ. ВИКОРИСТАННЯ ОКСИДІВ. ВПЛИВ НА ДОВКІЛЛЯ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* про поширеність оксидів у природі, застосування оксидів у різних галузях промисловості й побуті;
- *характеризувати* найпоширеніші оксиди; вплив деяких оксидів на довкілля;
- *пояснювати* значення оксидів; їх використання в різних галузях промисловості, у побуті.

Поширення оксидів у природі. Оксиди — це хімічні сполуки, які дуже часто трапляються в природі. В основному до них належать сполуки активних металічних і неметалічних елементів.

Вода — найпоширеніший оксид на Землі (рис. 56). Вона заповнює всі западини земної поверхні, утворюючи ріки, озера, моря, океани. Просочуючись у ґрунт, вона утворює ґрунтові й підземні води. Ця дивовижна й до кінця не розгадана речовина входить до складу гірських порід і мінералів. Розчиняючи в собі деякі потрібні для здоров'я людини солі, утворює цілющі мінеральні джерела, біля яких розташовані курорти й лікувальні заклади.

Як вам відомо, без води не можуть існувати живі організми — людина, рослини, тварини. В організмі людини вода бере участь

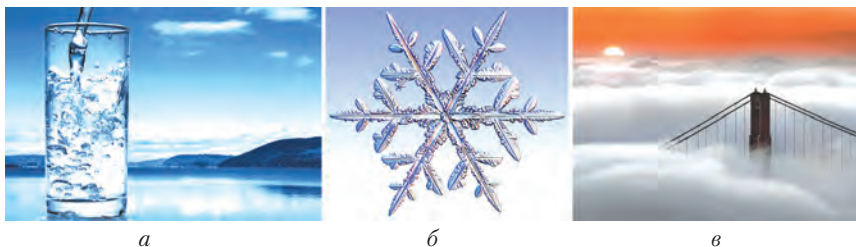


Рис. 56. Вода в трьох станах:

a — рідкому; *б* — твердому; *в* — газоподібному

у всіх біохімічних процесах, підтримує об'єм і пружність клітин.

Для життя та підтримання здоров'я людині потрібна чиста вода, без домішок шкідливих речовин, що потрапляють у водойми внаслідок господарської діяльності. Тому всі люди, які живуть на нашій планеті, мають берегти воду — це справжнє чудо природи, чиї таємниці ще не до кінця розкриті.

Силіцій(IV) оксид теж належить до найбільш розповсюджених природних оксидів. Найбільше поширений *пісок*. У природі він трапляється у вигляді окремих пластів, а також устилає дно водойм: річок, морів, океанів та ін. Окрім піску, природа подарувала людині й прозорий мінерал *кварц* (див. рис. 46 а; с. 126). Окремі кристали його сягають гігантських розмірів. Кварц утворює багато кристалічних різновидностей: гірський кришталь, димчастий кварц, аметист, котяче око та ін., що за рахунок домі-

шок мають різне забарвлення. Кварц використовують у різноманітних приладах — оптичних, електронних, теле- й радіоапаратурі, для виготовлення кварцового скла, як дорогоцінні камені в ювелірній справі тощо.

Алюміній оксид є складовою природних мінералів *алюмосилікатів*. До них належать польовий шпат ($K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$), коалініт ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$). Алюміній оксид входить до складу бокситу — мінералу, з якого видобувають алюміній. Мінерал *корунд*, що має високу твердість, використовують для виготовлення шліфувальних кругів. Цей мінерал утворює дві кольорові різновидності: *рубін* (рис. 57), що має інтенсивне червоне забарвлення, і *сапфір* (рис. 46 в; с. 126) — синього кольору, які використовують для виготовлення дорогоцінних прикрас.



Рис. 57. Рубін

Ферум оксиди входять до складу відомих у металургії залізних руд, яких є досить багато. У металургійній промисловості найчастіше використовують червоний залізняк, до складу якого входить ферум(III) оксид (рис. 58 а), відомий як руда гематит. Ферум(II, III) оксид Fe_3O_4 (рис. 58 б) входить до складу магнітного залізняка. Руда магнетит містить до 72,4 % Феруму.

У природі трапляються й інші залізняки, зокрема бурі, шпатові, однак їх руди мають інший хімічний склад. Усі мінерали, що вміщують елемент Ферум, є основною сировиною для виробництва заліза та його сплавів.

Магній оксид у природі — це мінерал *периклаз*. Магній оксид MgO ще називають паленою магнезією (рис. 59), що пов'язано зі способом її добування в промисловості. Сполуки, до яких входить магній оксид — тальк, формулу якого можна представити



а

б

Рис. 58. Ферум оксиди:

а — ферум(III) оксид; б — ферум(II, III) оксид



Рис. 59. Магній оксид

як $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, й азбест — $\text{CaO} \cdot \text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2$, — проявляють високу вогнестійкість.

Карбон(IV) оксид поширений в атмосфері. Приблизно 0,03 % цього газу входить до складу повітря. Відіграє активну роль у процесі фотосинтезу. Накопичення вуглекислого газу в повітрі зумовлює парниковий ефект.

Використання оксидів. Частково про використання оксидів уже згадувалося. Очевидно, що широкий спектр використання цих сполук перш за все залежить від різноманітності їх фізичних і хімічних властивостей. Більш детальна інформація про використання оксидів міститься в *таблиці 13*.

Таблиця 13

Використання оксидів

Оксиди		
Назва	Формула	Використання
Гідроген оксид (вода)	H_2O	Для виробництва кисню й водню; охолодження ядерних реакторів; виготовлення розчинів речовин, напоїв; для вироблення електроенергії; миття й прання; приготування їжі. Окрім цього, у виробництві мінеральних добрив, хімічних сполук. З лікувальною метою використовують мінеральні води цілющих джерел.
Кальцій оксид (негашене вапно)	CaO	Для добування гашеного вапна, що, як і негашене, використовується як будівельний матеріал; хлорного вапна; для вапнування ґрунтів; у хімічних лабораторіях; для виробництва скла, цементу, кераміки.
Силіцій(IV) оксид (кремнезем)	SiO_2	У силікатній промисловості: виробництво скла, цементу, бетону, цегли; керамічної плитки; для виготовлення термостійкого посуду, кварцового скла. Використовують також як будівельний матеріал. Мінерал кварц — для виготовлення лінз, ювелірних прикрас, деталей годинників, спецодягу.
Алюміній оксид (боксит)	Al_2O_3	Для виплавляння алюмінію та його сплавів, що застосовуються в літако-, ракетно- й машинобудуванні; виробництва абразивних матеріалів; штучних корундів; ювелірних виробів.

Оксиди		
Назва	Формула	Використання
Ферум(II, III) оксид (магнетит)	Fe₃O₄	Для виплавляння заліза, найпоширеніших сплавів — чавуну та сталі.
Магній оксид	MgO	Для виробництва гуми. У керамічній промисловості — для виробництва вогнетривкої цегли. Палена магнезія використовується і в медичній практиці для виготовлення таблеток і капсул; у харчовій промисловості — як емульгатор і харчова добавка.

У таблиці 13 подано далеко не повний перелік використання оксидів. Вивчаючи хімічні властивості оксидів, ви ознайомилися з реакціями взаємодії їх із водою, унаслідок чого добувають основи та кислоти. Під час взаємодії основних і кислотних оксидів між собою утворюються солі. Солі ж добувають і внаслідок реакцій основних оксидів із кислотами та кислотних оксидів — з основами.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Оксиди** — це хімічні сполуки, які часто трапляються в природі. Це оксиди активних металічних і неметалічних елементів.
- **Вода** — найпоширеніший на Землі оксид.
- До поширених оксидів належать: оксиди Феруму, Алюмінію, Кальцію, Силіцію тощо.
- Оксиди широко використовуються в усіх галузях промисловості, що зумовлено їх різноманітними фізичними та хімічними властивостями.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Класифікуйте оксиди за їх формулами: FeO, SiO₂, ZnO, CO, CO₂, SO₃, Cr₂O₃, BaO, Al₂O₃, CrO, MnO₂, BeO, MnO₃, B₂O₃, P₂O₅, K₂O, NO, CaO.
2. Перетворіть схеми реакцій на рівняння, поставивши, де це потрібно, коефіцієнти, і вкажіть, для чого можна використати ці реакції:

а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$;

в) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$;

г) $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

3. Допишіть продукти реакцій, поставте коефіцієнти:

- а) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;
в) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 = \dots$; г) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \dots$.

Назвіть, які речовини утворилися в результаті реакцій.

4. Напишіть рівняння реакцій між речовинами:

- а) калій оксидом і водою;
б) барій оксидом і сульфатною кислотою;
в) кальцій оксидом і сульфур(VI) оксидом;
г) сульфур(IV) оксидом і натрій гідроксидом;
г) фосфор(V) оксидом і водою.

Поясніть, які хімічні властивості оксидів вони доводять.

5. Поясніть поширення оксидів у природі та їх використання людиною.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Пісок (SiO_2) входить до складу деяких живих організмів. Наприклад, у крові й плазмі людини масова частка його — 0,001 %.
- Проникнення пилу піску в бронхи й легені викликає тяжкі захворювання дихальних шляхів — *силікози*.
- Силікагель є однією з форм силіцій(IV) оксиду. Використовується як гігроскопічна речовина, осушувач. Входить до складу медичного препарату «Біле вугілля».



§ 26. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ОКСИДІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* способи добування оксидів з простих і складних речовин;
- *складати* рівняння реакцій добування оксидів;
- *оцінювати* значення оксидів у природі й промисловості;
- *обґрунтовувати* залежність між складом, властивостями й застосуванням оксидів.

Вам відомо, що оксиди — досить поширені в природі речовини, які мають широке практичне застосування. Тому важливо знати способи їх добування.



Пригадайте, які речовини називають *оксидами*, як їх класифікують.

Розглянемо більш докладно способи добування оксидів.

Взаємодія простих речовин з киснем. У 7 класі ви ознайомилися з оксидами на прикладі взаємодії кисню з простими речовинами: металами й неметалами.

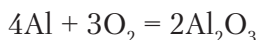


Пригадайте хімічні властивості кисню. З якими речовинами він вступає в хімічну взаємодію?

Хімічно активні *метали* мають здатність вступати в реакції навіть із киснем, що входить до складу повітря за звичайних умов. Наприклад, лужні метали зберігають під шаром мастила, щоб ізолювати їх поверхню від дії атмосферного повітря, потрапляючи в яке, вони окиснюються:



На повітрі за звичайних умов окиснюється алюміній, через це поверхня всіх виробів з нього вкрита міцною оксидною плівкою:



Магній, згоряючи, теж утворює магній оксид (*рис. 60*).



Напишіть самостійно рівняння реакції утворення магній оксиду.

Оксиди утворюються й під час взаємодії *неметалів* із киснем.



Напишіть самостійно рівняння реакції горіння вуглецю й фосфору.

Якщо в полум'ї пальника нагріти кристали сірки, то вона спочатку плавиться, а потім загоряється. А коли розплавлену сірку опустити в банку з киснем, то вона згоряє яскравим полум'ям (*рис. 61*).

Пам'ятайте! Ця реакція проводиться у витяжній шафі!



Рис. 60. Горіння магнію з утворенням магній оксиду



Рис. 61. Горіння сірки в кисні

Утворюється сульфур(IV) оксид (сірчистий газ), що має здатність вражати дихальні шляхи.



Напишіть самостійно рівняння реакції горіння сірки.



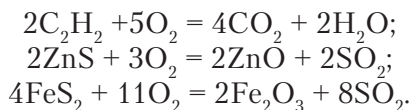
Рис. 62. Горіння метану

Взаємодія складних речовин з киснем. Складні речовини також взаємодіють із киснем, утворюючи оксиди. Наприклад, реакція, яку ви спостерігаєте на *рисунку 62*, добре вам відома з побутових умов. Під час горіння природного газу, у складі якого переважає газ метан CH_4 , утворюються два оксиди: карбон(IV) оксид і вода.



Напишіть самостійно рівняння реакції горіння метану.

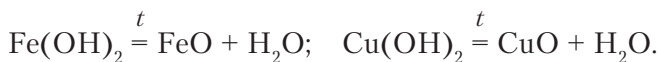
Оксиди добувають також під час горіння гідроген сульфід H_2S , ацетилену C_2H_2 , який використовують для різання й зварювання металів, фосфіну PH_3 , випалювання цинк сульфід ZnS та піриту FeS_2 :



Добування оксидів розкладом нерозчинних основ, деяких кислот і солей за нагрівання.

1. Добування оксидів розкладом нерозчинних основ.

Нерозчинні у воді основи розкладаються за нагрівання з утворенням оксидів і води, наприклад:

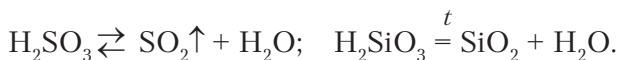


Реакцію розкладу купрум(II) гідроксиду легко спостерігати за зміною забарвлення реагента й утвореного купрум(II) оксиду. У пробірку наллємо розчин купрум(II) хлориду й обережно доллємо розчин натрій гідроксиду. Спостерігається випадання синього осаду купрум(II) гідроксиду. Закріпимо пробірку зі свіжоосадженим купрум(II) гідроксидом у лапці штатива чи в тримачі. Спочатку прогріємо всю пробірку по довжині, а потім у місці, де знаходиться купрум(II) гідроксид. За нагрівання від-

бувається знебарвлення синього осаду й утворення чорного порошку. Чорне забарвлення має купрум(II) оксид. Отже, нерозчинна у воді основа розкладається на оксид і воду.

2. Розклад деяких кислот.

Ураховуючи те, що кислоти є також гідратами оксидів, вони розкладаються з утворенням оксидів і води за нормальних умов або нагрівання. Наприклад, карбонатна, сульфитна кислоти розкладаються за нормальних умов. Силікатна кислота за цих умов розкладається дуже повільно, тому, як правило, реакцію проводять за нагрівання:



3. Розклад солей за нагрівання.

Солі нестійких кислот розкладаються за нагрівання з утворенням оксидів, наприклад:



Напишіть самостійно рівняння реакції розкладу магній карбонату та назвіть продукти реакції.

Отже, існує багато способів добування оксидів. У їх основі лежать хімічні реакції, що полягають у перетвореннях одних речовин на інші.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

Підсумки цього уроку подамо у формі схеми (рис. 63).

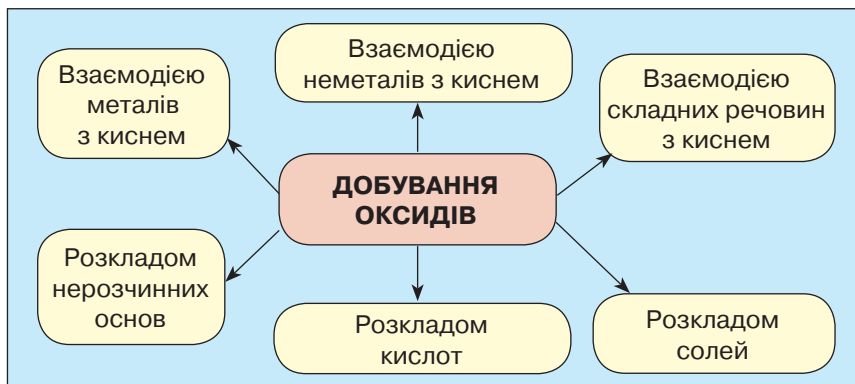
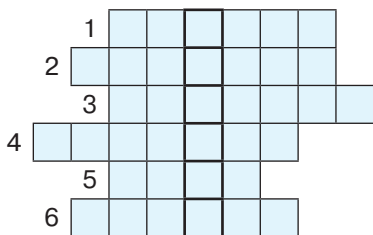


Рис. 63. Способи добування оксидів

**ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ**

1. Назвіть відомі вам перетворення речовин, унаслідок чого утворюються оксиди.
2. Допишіть праві частини рівнянь реакцій і поставте коефіцієнти, де це потрібно:
а) $\text{Mg} + \text{O}_2 = \dots$; б) $\text{P} + \text{O}_2 = \dots$;
в) $\text{H}_2 + \text{O}_2 = \dots$; г) $\text{Fe} + \text{O}_2 = \dots$.
Назвіть утворені речовини.
3. Поставте коефіцієнти, де це потрібно, і вкажіть, яким способом добувають оксиди за участю цих реакцій:
а) $\text{ZnS} + \text{O}_2 = \text{ZnO} + \text{SO}_2$; б) $\text{PH}_3 + \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$; г) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Напишіть рівняння реакцій, що лежать в основі схем:
а) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$;
б) $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$.
5. Обчисліть масу кальцій оксиду й об'єм карбон(IV) оксиду, що утворюються внаслідок термічного розкладу кальцій карбонату масою 50 кг.
6. Розв'яжіть кросворд. Заповніть горизонтальні рядки. У вертикальному стовпці отримуєте загальну назву одного з класів неорганічних сполук.



1. Складова ядра.
2. Назва солей, що утворюються від взаємодії цинк оксиду з лугами.
3. Назва речовин, до складу яких входять катіони Гідрогену.
4. Назва солей хлоридної кислоти.
5. Найпоширеніший на Землі оксид.
6. Назва солей йодидної кислоти.

**НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ**

I. Оберіть самостійно або з учительською допомогою тему навчального проекту з тих, що подані нижче.

1. Оксиди на будівництві й у побуті.
2. Поширення оксидів у природі.

II. Виконайте навчальний проект у довільній формі.

III. Проведіть презентацію проекту.



§ 27. РОЗРАХУНКИ ЗА ХІМІЧНИМИ РІВНЯННЯМИ МАСИ, ОБ'ЄМУ, КІЛЬКОСТІ РЕЧОВИНИ, РЕАГЕНТІВ І ПРОДУКТІВ РЕАКЦІЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати* алгоритми розв'язання розрахункових задач за хімічними рівняннями;
- *розуміти* потребу в хімічних обчисленнях, їх важливість для виробничих процесів і в повсякденному житті;
- *обчислювати*: а) маси реагентів і продуктів реакцій; б) об'єми газів (н. у.) за відомою масою чи кількістю речовини; в) кількість речовини за відомими масою чи об'ємом.

Уміння виконувати хімічні обчислення має велике практичне значення, адже знання з хімії є дієвими та вкрай необхідними для виробничих процесів. Вам уже відомо про виготовлення розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини. І для того, щоб виготовити такий розчин правильно, необхідно вміти обчислити масу речовини та води для певної маси розчину.

У процесі становлення хімії як науки, відкриття закону збереження маси речовини вчені довели, що під час хімічних реакцій речовини використовуються в певних кількісних співвідношеннях. Відповідно ї утворюються продукти реакцій.

Володіючи вміннями складати рівняння хімічних реакцій, можна здійснити розрахунки так, щоб реагенти чи продукти реакцій використовувалися повністю. У промислових масштабах це створює умови для безвідходних технологій, уникнення втрат речовин, що вступають у реакцію чи утворюються в її результаті.

За рівняннями хімічних реакцій у хімії здійснюють обчислення маси, об'єму, кількості речовини реагентів або її продуктів. Розглянемо це на прикладах.

1. Обчислення маси реагенту за масою іншого реагенту.

Задача 1. Обчисліть масу кальцій оксиду, що вступив у реакцію з водою масою 72 г.

Відомо:

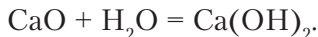
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ г}$$

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

Розв'язання

І спосіб

1. Напишемо рівняння реакції кальцій оксиду з водою:

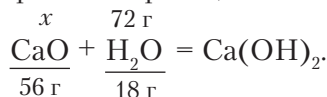


2. Обчислимо значення молярних мас речовин, що вступають у реакцію:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}.$$

3. Запишемо маси й відомі дані, використавши рівняння реакції:



4. Підписавши значення мас під формулами речовин, за якими будемо виконувати обчислення, а невідомі — над формулами, отримаємо пропорцію. Відповідно до пропорції

$$x : 56 = 72 : 18.$$

5. Обчислимо невідоме, позначене x :

$$x = \frac{56 \text{ г} \cdot 72 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 224 \text{ г}.$$

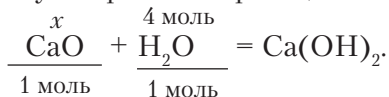
Відповідь: у реакцію вступить CaO масою 224 г.

II спосіб

1. Обчислимо, якій кількості речовини відповідає маса води 72 г:

$$v = \frac{m}{M}; \quad v = \frac{72 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

2. Записуємо рівняння реакції:



3. Масу визначаємо за формулою:

$$m = M \cdot v.$$

4. Обчислюємо масу кальцій оксиду:

$$m(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 224 \text{ г.}$$

Відповідь: у реакцію вступить CaO масою 224 г.

2. Обчислення мас реагентів за масою продукту реакції.

Задача 2. Обчисліть, які маси фосфор(V) оксиду та води треба взяти, щоб отримати ортофосфатну кислоту масою 68,6 г.

Відомо:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 68,6 \text{ г}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Розв'язання

I спосіб

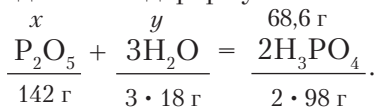
1. Обчислюємо молярні маси реагентів і продукту реакції:

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 5 = 142 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}.$$

2. Записуємо рівняння реакції так, як у попередній задачі, тобто підписуємо відомі дані під формулами речовин, а невідомі — над формулами:



3. Обчислюємо маси реагентів за відомою масою ортофосфатної кислоти:

$$x : 142 = 68,6 : 196; \quad y : 54 = 68,6 : 196;$$

$$x = \frac{142 \text{ г} \cdot 68,6 \text{ г}}{196 \text{ г}} = 49,7 \text{ г};$$

$$y = \frac{54 \text{ г} \cdot 68,6 \text{ г}}{196 \text{ г}} = 18,9 \text{ г}.$$

Відповідь: для добування 68,6 г ортофосфатної кислоти треба взяти 49,7 г P_2O_5 і 18,9 г H_2O .

II спосіб

1. Обчислюємо кількість речовини ортофосфатної кислоти в масі 68,6 г:

$$68,6 \text{ г} : 98 \text{ г/моль} = 0,7 \text{ моль}.$$

2. Обчислюємо маси вихідних речовин:

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142 \text{ г/моль} \cdot 0,7 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 49,7 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{54 \text{ г} \cdot 0,7 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 18,9 \text{ г}.$$

Відповідь: для добування 68,6 г ортофосфатної кислоти треба взяти 49,7 г P_2O_5 і 18,9 г H_2O .

3. Обчислення об'єму реагенту за масою іншого реагенту.

Задача 3. Залізо масою 3,92 г повністю прореагувало з хлором з утворенням ферум(III) хлориду. Обчисліть об'єм хлору (н. у.), що вступив у реакцію.

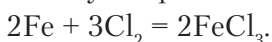
Відомо:

$$m(\text{Fe}) = 3,92 \text{ г}$$

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції:



2. Обчислюємо молярну масу заліза:

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

3. Обчислюємо кількість речовини заліза в порції масою 3,92 г:

$$\nu = 3,92 \text{ г} : 56 \text{ г/моль} = 0,07 \text{ моль}.$$

4. На основі рівняння складаємо пропорцію:

$$\frac{0,07 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} \cdot \frac{x}{3 \text{ моль}} = 2\text{FeCl}_3.$$

$$\text{Отже, } x = \frac{0,07 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,105 \text{ моль}.$$

5. Обчислюємо об'єм 0,105 моль хлору, знаючи, що молярний об'єм становить 22,4 л/моль:

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,105 \text{ моль} = 2,352 \text{ л}.$$

Відповідь: із залізом масою 3,92 г прореагує хлор об'ємом 2,352 л (н. у.).

4. Обчислення кількості речовини реагенту та продукту реакції за відомою кількістю речовини іншого реагенту.

Задача 4. Обчисліть кількість речовини азоту, що вступив у реакцію, та кількість речовини амоніаку, що утворився внаслідок

док реакції, якщо прореагував водень кількістю речовини 9 моль. Який об'єм амоніаку (н. у.) відповідає такій кількості речовини?

Відомо:

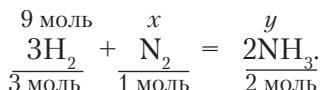
$$\nu(\text{H}_2) = 9 \text{ моль}$$

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

$$V(\text{NH}_3) = ?$$

Розв'язання

1. Записуємо рівняння реакції та підписуємо й надписуємо дані:



2. Обчислюємо кількості речовини азоту й амоніаку:

$$x = \frac{9 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 3 \text{ моль};$$

$$y = \frac{9 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 6 \text{ моль}.$$

3. Обчислюємо об'єм амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 6 \text{ моль} = 134,4 \text{ л}.$$

Відповідь: у реакцію з воднем кількістю речовини 9 моль вступить азот кількістю речовини 3 моль і утвориться амоніак — 6 моль. Об'єм такої кількості речовини амоніаку — 134,4 л (н. у.).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- За участю рівнянь реакцій здійснюють хімічні обчислення: маси, об'єму, кількості речовини реагентів і продуктів реакції.
- Щоб правильно здійснити розв'язок задачі, необхідно пам'ятати алгоритм (порядок розв'язання), знати поняття «молярна маса», «молярний об'єм» і формули для їх розрахунку з похідними, уміти обчислювати молярну масу за формулою речовини.
- Необхідно пам'ятати й використовувати фізичні величини, у яких вимірюються молярна маса, молярний об'єм, кількість речовини, маса й об'єм, густина.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Унаслідок взаємодії ферум(II) оксиду з хлоридною кислотою утворився ферум(II) хлорид масою 12,7 г. Обчисліть масу ферум(II) оксиду, що вступив у реакцію.

3. Під час згоряння фосфору в реакцію вступив кисень об'ємом 11,2 л (н. у.). Обчисліть кількість речовини фосфору, що згорів.
3. Кальцій оксид повністю прореагував із водою. Маса утвореного кальцій гідроксиду — 22,2 г. Обчисліть кількість речовини та масу кальцій оксиду, що вступив у реакцію.
4. Через розчин, що містив натрій гідроксид масою 4 г, пропустили карбон(IV) оксид до утворення натрій карбонату. Обчисліть об'єм карбон(IV) оксиду та масу утвореного продукту.
5. Обчисліть масу та кількість речовини магній оксиду, якщо згорів магній масою 14,4 г. Який об'єм кисню (н. у.) витратився при цьому?



§ 28. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *розрізняти* фізичні властивості кислот;
- *визначати* зміну забарвлення індикаторів у кислому середовищі;
- *характеризувати* хімічні властивості кислот;
- *наводити* приклади рівнянь реакцій, що характеризують хімічні властивості кислот;
- *прогнозувати* перебіг реакцій взаємодії кислот з металами;
- *досліджувати* хімічні властивості кислот.



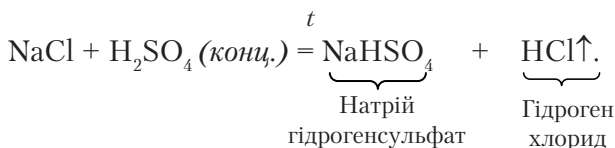
Пригадайте, які речовини називають *кислотами*, їх назви та класифікацію.

Фізичні властивості кислот. *Кислоти* — це неорганічні речовини, які за нормальних умов майже всі є рідинами (H_2SO_4 , HNO_3) або твердими речовинами (H_3PO_4 , H_2SiO_3). Деякі з них — леткі (HCl , HNO_3). Кислоти переважно важчі за воду, безбарвні. Леткі мають запах. Характерною їх властивістю є здатність розчинятися у воді (виняток — H_2SiO_3). Оскільки спільними в складі кислот є атоми Гідрогену, то вони зумовлюють кисле середовище їх розчинів. Деякі з них, як-от: хлоридна, сульфатна, нітратна, є токсичними й небезпечними для життя і функціонування живих організмів. Вони роз'їдають органічні речовини, спричиняють опіки. Під час роботи з кислотами необхідно дотримуватися правил безпеки.

Розглянемо більш докладно фізичні властивості найпоширеніших у виробництві кислот.

Хлоридна кислота — це водний розчин гідроген хлориду. Прозора рідина, що на повітрі «димить». У концентрованому розчині цієї кислоти масова частка гідроген хлориду становить 36–40 %. Важча за воду. Має характерний різкий запах. Вдихання парів концентрованої хлоридної кислоти викликає подразнення й опіки дихальних шляхів. Під час роботи з хлоридною кислотою потрібно дотримуватися правил техніки безпеки. Модель молекули хлоридної кислоти подано в § 14 (рис. 26, с. 80).

У лабораторії хлоридну кислоту добувають розчиненням гідроген хлориду у воді. Гідроген хлорид (хлороводень — традиційна назва) добувають шляхом взаємодії натрій хлориду (NaCl) з концентрованою сульфатною кислотою за нагрівання:



Сульфатна кислота — безбарвна рідина, нелетка, в'язка. Густина — 1,84 г/см³. Під час розчинення у воді сильно розігрівается, аж до закипання розчину, що, у свою чергу, спричиняє його розбризкування. Щоб уникнути цього, потрібно **кислоту вливати у воду**, а не навпаки. Характерною властивістю концентрованої сульфатної кислоти є здатність легко вбирати вологу (гігроскопічність). Цю властивість часто застосовують у промисловості для осушення газів. Модель молекули сульфатної кислоти зображено на *рисунку 64*.

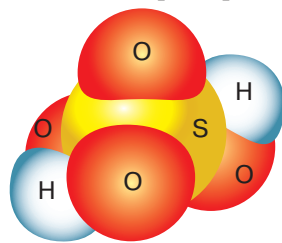


Рис. 64.
Модель молекули сульфатної кислоти

Нітратна кислота — безбарвна рідина з різким, задушливим запахом, летка. Концентрована — має жовте забарвлення, якого набуває за рахунок розчинення в ній нітроген(IV) оксиду. Масова частка кислоти в концентрованому розчині досягає 98 %. Руйнує білок. У разі потрапляння на шкіру спричиняє

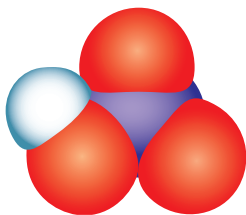


Рис. 65. Модель молекули нітратної кислоти

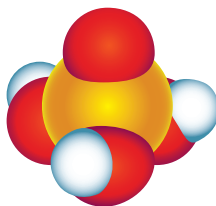


Рис. 66. Модель молекули ортофосфатної кислоти.

пожовтіння, опіки. Модель молекули нітратної кислоти зображено на *рисунку 65*.

Ортофосфатна кислота — безбарвна, тверда кристалічна речовина. Добре розчинна у воді, важча за воду. За температури вище $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ перетворюється на в'язку безбарвну рідину. На відміну від інших кислот — не отруйна. Модель молекули зображено на *рисунку 66*.

Хімічні властивості кислот. Вам відомо, що до складу неорганічних кислот входять атоми Гідрогену, що є спільним для цього класу сполук, і кислотні залишки.

Наявність у молекулах кислот атомів Гідрогену зумовлює подібні хімічні властивості. Дослідимо їх, використавши хімічний експеримент.

1. Зміна забарвлення індикаторів.

У хімії для визначення кислого або лужного середовища розчинів застосовують розчини індикаторів (*рис. 67*), з якими ви вже ознайомлені. У шкільних лабораторіях переважно використовують такі: лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн, універсальний індикатор.

Дію розчинів кислот на індикатори будемо спостерігати, виконуючи лабораторні досліді.

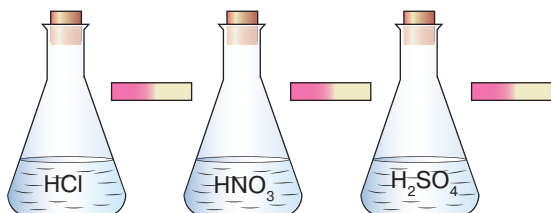


Рис. 67. Зміна забарвлення індикаторів у різних кислотах



Лабораторний дослід 2

ДІЯ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ НА ІНДИКАТОРИ

Завдання. Дослідіть, як діють кислоти на індикатори. З'ясуйте дослідним шляхом, чи всі індикатори можна використовувати для виявлення кислот у розчинах.

Обладнання й реактиви: штатив з пробірками або пластина із заглибинами, хлоридна кислота, розчин сульфатної кислоти, розчини індикаторів — лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну; універсальний індикаторний папір.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами та дотримуйтеся їх, виконуючи досліди.

Хід роботи

1. Налийте в пробірки або внесіть у заглибини пластини по 0,5 мл хлоридної кислоти й додайте по чергові по 1–2 краплі розчинів індикаторів (рис. 68).

Краплю хлоридної кислоти нанесіть на універсальний індикаторний папір. Проробіть аналогічні досліди з розчином сульфатної кислоти. Отримані результати внесіть у таблицю.

Індикатори	Забарвлення індикаторів у кислотах	
	хлоридній	сульфатній
Лакмус		
Метилловий оранжевий		
Фенолфталеїн		
Універсальний індикаторний папір		

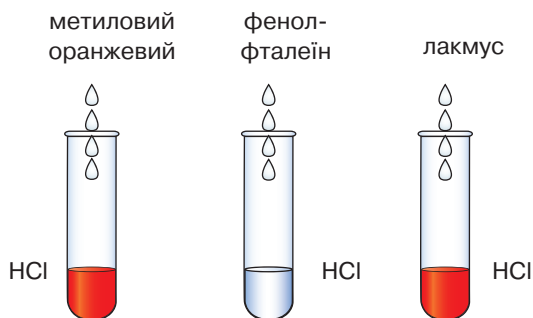


Рис. 68. Дія хлоридної кислоти на індикатори

2. Зробіть висновок про дію кислот на індикатори. Чи однаково діють ці кислоти на індикатори?

З *рисунка 68* (с. 157) видно, що фенолфталеїн не змінює забарвлення в кислому середовищі. Усі інші індикатори (лакмус, метиловий оранжевий, універсальний індикаторний папір), як ви спостерігали під час виконання лабораторних дослідів, набувають червоного забарвлення різних відтінків. Застосувавши індикатори, можна розпізнати кислоти серед інших речовин.

2. Взаємодія кислот з металами.

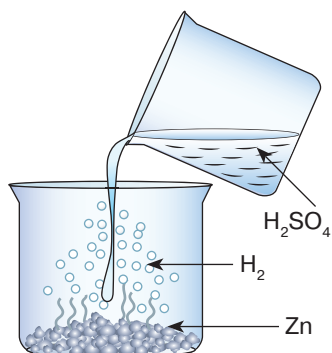
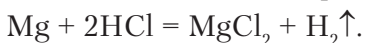
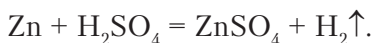


Рис. 69. Взаємодія цинку з сульфатною кислотою

Спільною властивістю кислот є їх взаємодія з металами. Якщо до порошку магнію долити хлоридної кислоти, відбувається характерне «закипання» суміші через інтенсивне виділення газу водню, що витіснився магнієм з кислоти. Рівняння реакції:



Аналогічно виділення водню спостерігається, якщо до гранул цинку долити розчину сульфатної кислоти (*рис. 69*):



Напишіть самостійно рівняння реакцій взаємодії сульфатної кислоти з магнієм і залізом.

Однак необхідно з'ясувати, чи всі метали однаково реагують з розчинами кислот. Щоб дати відповідь на це запитання, пропонуємо виконати *лабораторний дослід 3*.



Лабораторний дослід 3

ВЗАЄМОДІЯ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ З МЕТАЛАМИ

Завдання. Дослідіть, як взаємодіє хлоридна кислота з металами. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання й реактиви: штатив з пробірками, хлоридна кислота, порошки металів — магнію, заліза, міді.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з кислотами та дотримуйтеся їх, виконуючи дослід.

Хід роботи

Всипте приблизно однакову кількість порошку магнію, заліза, міді в три пробірки. До кожної з них долийте розчин сульфатної кислоти об'ємом по 1 мл. Спостерігайте за перебігом хімічних реакцій.

Внесіть у таблицю результати спостережень. Напишіть рівняння реакцій, де це можливо, і зробіть відповідні висновки.

Метал	Спостереження	Рівняння реакцій	Висновок
Mg			
Fe			
Cu			

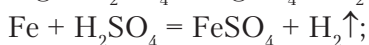
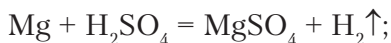
Загальний висновок: _____

Отже, у пробірці з магнієм інтенсивно виділяється водень, із залізом — теж відбувається реакція, проте значно повільніше. А мідь із розчином хлоридної кислоти не взаємодіє.



Зверте написані вами рівняння реакцій з нижчеподаними. Чи відповідає ваш варіант тому, що в підручнику?

Рівняння реакцій:



Це дослідження наштовхнуло вчених на думку про те, що хімічна активність металів є неоднаковою. Одні метали проявляють більшу, інші — меншу активність під час хімічних перетворень.

На основі експериментальних досліджень російський учений *М. Бекетов* розмістив метали **у витискувальний ряд металів**.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

—————> *хімічна активність послаблюється* —————>

Виявлено, що метали, розташовані в ряді до водню, мають здатність витискувати його з кислот, утворюючи просту речовину водень (виняток — нітратна кислота). П'ять металів, які розміщені після водню, з розчинами кислот не реагують. Кожний

наступний метал у ряді є менш хімічно активний, ніж попередній. Самі ж метали заміщають атоми Гідрогену в кислоті. Такий тип реакцій називають *реакціями заміщення*.



Реакції заміщення — це реакції, що відбуваються між простою та складною речовинами, унаслідок чого атоми простої речовини заміщають атоми в складній.

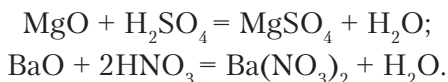
Окрім водню, під час реакції утворюється сіль відповідного металу.



Наведіть самостійно приклади реакцій заміщення та напишіть їх рівняння.

3. Взаємодія кислот з основними оксидами (§ 24, с. 134–135).

Як приклади таких хімічних перетворень можна навести рівняння реакцій:



На відміну від попереднього типу реакцій, у процесі взаємодії кислот з основними оксидами беруть участь дві складні речовини. Якщо уважно розглянути рівняння, то можна побачити, що під час цих перетворень відбувається обмін між складовими частинами речовин. Такий тип реакцій називають *реакціями обміну*.



Реакції обміну — це реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються складовими частинами.



Пригадайте ще два типи хімічних реакцій, які ви вивчили в 7 класі. Сформулюйте їх визначення.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Кислоти за нормальних умов є рідинами або твердими речовинами. Важчі за воду, безбарвні. Добре розчиняються у воді. Водні розчини — кислі на смак, роз'їдають органічні речовини.
- Кислоти **змінюють забарвлення індикаторів**: лакмусу — на червоний, метилового оранжевого — на рожевий, універсальний індикаторний папір набуває червоного кольору.

- Кислоти (за винятком нітратної) взаємодіють **із металами**, що у витискувальному ряді розташовані до водню. Продуктами реакцій є **сіль відповідного металу** та **водень**.
- **Реакції заміщення** — це реакції, що відбуваються між простою та складною речовинами, унаслідок чого атоми простої речовини заміщають атоми в складній.
- Кислоти взаємодіють з **основними оксидами** з утворенням **солі** та **води**.
- **Реакції обміну** — це реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються складовими частинами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Поясніть, як дослідити зміну забарвлення індикаторів у кислому середовищі.
2. Охарактеризуйте загальні фізичні властивості кислот.
3. Охарактеризуйте на конкретних прикладах взаємодію кислот із: а) металами; б) основними оксидами.
4. Наведіть приклади реакцій: а) заміщення; б) обміну. Сформулюйте їх визначення.
5. Допишіть праві частини рівнянь, поставте коефіцієнти й визначте, до якого типу вони належать:

а) $\text{Zn} + \text{HCl} = \dots + \text{H}_2\uparrow$;	б) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$;
в) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} = \dots + \text{H}_2\text{O}$;	г) $\text{K}_2\text{O} + \text{HNO}_3 = \dots + \text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{P} + \text{O}_2 = \dots$;	д) $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \dots$.
6. На кальцій оксид масою 11,2 г подіяли розчином нітратної кислоти до повного розчинення. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної середньої солі.
7. Алюміній кількістю речовини 0,3 моль повністю прореагував з розчином сульфатної кислоти. Обчисліть масу солі й об'єм газу (н. у.), що виділився під час реакції.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Заваріть невелику порцію чаю та розділіть на дві частини. До першої частини додайте сік лимона, до другої — половину чайної ложки оцту. Порівняйте результати досліджень. Що спостерігаєте? Поясніть спостережувані явища.

Дослід 2. Покладіть у дві склянки приблизно однакові порції алюмінію (подрібнений алюмінієвий дріт) і заліза (залізний цвях). Залийте їх оцтом і поставте на кілька годин у безпечне місце. Що спостерігаєте? Поясніть спостережувані явища.



§ 29. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСЛОТ, ЇХ ВЗАЄМОДІЯ З ОСНОВАМИ ТА СОЛЯМИ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *характеризувати* взаємодію кислот з основами та солями;
- *наводити* приклади рівнянь реакцій, що підтверджують взаємодію кислот з основами та солями;
- *прогнозувати* перебіг реакцій між розчинами кислот і солей;
- *планувати* експеримент, проводити його, описувати спостереження, робити висновки.

Зазначимо, що, окрім уже вивчених хімічних властивостей кислот, вони проявляють здатність вступати в хімічну взаємодію з основами та солями.

Хімічні властивості кислот. Дослідимо ці властивості кислот за допомогою поданих нижче експериментів.

1. Взаємодія кислот з основами.



Пригадайте класифікацію основ.

З попереднього параграфа ви довідалися, що кислоти можна виявити за допомогою індикаторів. Якщо розчини реагентів і продуктів реакцій є прозорими, то їх перебіг практично не спостерігається. Тому реакції взаємодії кислот із лугами (розчинними у воді основами) проводять із використанням індикаторів. За зміною забарвлення індикатора судять про те, що реакція відбулася. Проведемо *демонстраційні досліди*.

Дослід 1. До пробірки, в яку наливо 1–1,5 мл хлоридної кислоти, додамо кілька крапель розчину лакмусу (рис. 70).

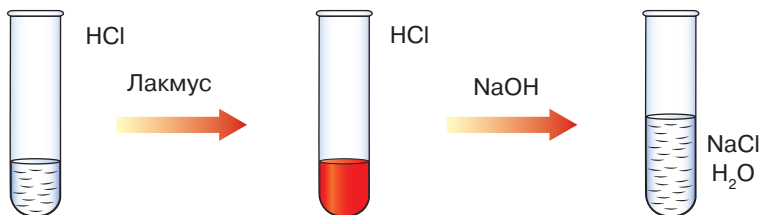
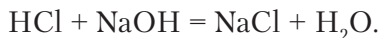


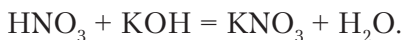
Рис. 70. Взаємодія хлоридної кислоти з натрій гідроксидом

Що спостерігаєте? У хлоридній кислоті розчин змінив забарвлення на червоний колір. До цієї ж пробірки долємо такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Спостерігається знебарвлення лакмусу. Отже, між кислотою та лугом відбулася хімічна взаємодія. Запишемо рівняння реакції:



З рівняння видно, що серед продуктів реакції немає ні кислоти, ні лугу.

Аналогічно відбуваються реакції взаємодії будь-яких кислот з лугами, наприклад:



Продуктами розглянутих реакцій є солі — натрій хлорид і калій нітрат — і вода.



Визначте, до якого типу належать реакції взаємодії кислот з лугами. Сформулюйте визначення.

2. Взаємодія кислот із солями.

Кислотам властиво взаємодіяти з розчинами солей. Реакції між ними відбуваються за умови, якщо спостерігається:

- а) виділення газу;
- б) випадання осаду;
- в) одним із продуктів реакції є вода.

Розглянемо приклади цих реакцій за допомогою *демонстраційних дослідів*.

Дослід 2. У пробірку з розчином нітратної кислоти долємо розчин натрій карбонату (або всиплемо суху сіль). Спостері-

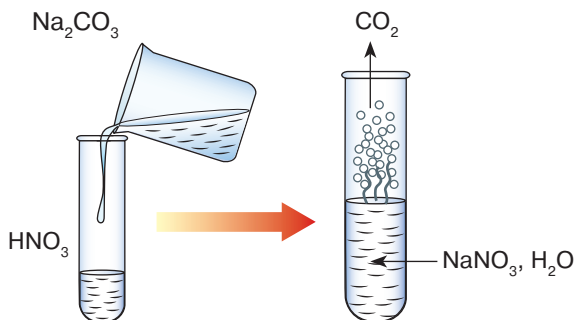


Рис. 71. Взаємодія розчину нітратної кислоти з розчином натрій карбонату

гається бурхливе виділення бульбашок газу (рис. 71, с. 163). Рівняння реакції:



Унаслідок реакції обміну між нітратною кислотою та натрій карбонатом утворюється нова сіль і нова кислота — карбонатна H_2CO_3 . Остання належить до нестійких кислот, тому відразу ж розкладається на карбон(IV) оксид (вуглекислий газ), виділення якого спостерігається, і воду.

Інакше цю реакцію можна записати так:



3. Розпізнавання хлоридної та сульфатної кислот.

Деякі кислоти реагують з розчинами солей з утворенням характерних осадів, за наявності яких виявляють кислотний залишок. З реакціями, що відбуваються з випаданням осаду, ознайомимося, провівши досліди з розпізнавання хлоридної та сульфатної кислот. Знання таких реакцій дозволяє провести якісне визначення речовин.

Дослід 3. На дно двох колб обережно наллємо по черзі розчини хлоридної та сульфатної кислот об'ємом по 1–2 мл. До колби з хлоридною кислотою доллємо декілька крапель розчину аргентум(I) нітрату AgNO_3 (рис. 72 а). До другої колби — розчин барій хлориду BaCl_2 (рис. 72 б). В обох колбах спостерігається випадання білого осаду.



Визначте, користуючись таблицею розчинності (с. 215), які речовини випали в осад.

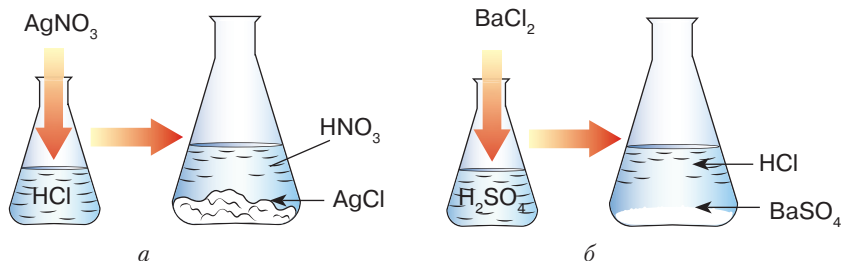


Рис. 72. Розпізнавання кислот:

а — хлоридної; б — сульфатної

Уважно розглянувши обидва осади, бачимо, що вони різні. Осад аргентум хлориду — сирнистий (подібний до звурдженого молока), а барій сульфату — інтенсивно білий.

Якщо до обох пробірок з утвореними осадами обережно долити розчин нітратної кислоти й перемішати їх вміст, то змін не спостерігається. Це означає, що осади — нерозчинні в нітратній кислоті.



Напишіть самостійно рівняння обох реакцій. Укажіть, до якого типу вони належать.

Отже, за допомогою згаданих вище солей можна розпізнати хлоридну та сульфатну кислоти. Зокрема, *реактивом* на хлоридну кислоту є *аргентум(I) нітрат*, а на сульфатну — *барій хлорид*.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Кислоти взаємодіють з розчинними у воді **основами** (лугами), унаслідок чого утворюються сіль і вода. Реакція спостерігається за наявності індикатора.
- Кислоти реагують із **розчинами солей** з утворенням нової солі та нової кислоти.
- Реакції між кислотами та солями відбуваються, якщо: а) виділяється газ; б) випадає осад; в) одним із продуктів реакції є вода.
- Хлоридну та сульфатну кислоти можна розпізнати за певними реакціями: хлоридну — під час взаємодії з аргентум(I) нітратом (випадає білий сирнистий осад); сульфатну — з розчином барій хлориду (випадає інтенсивний білий осад). Обидва осади нерозчинні в кислотах.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Охарактеризуйте взаємодію кислот із: а) основами; б) солями.
2. Наведіть приклади реакцій, що підтверджують взаємодію кислот із: а) основами; б) солями.
3. Допишіть праві частини рівнянь, поставте коефіцієнти й визначте, до якого типу належать ці реакції:

а) $\text{ZnO} + \text{HCl} = \dots + \text{H}_2\text{O}$;	б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \dots$;
в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{HNO}_3 = \dots + \text{H}_2\text{O}$;	г) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \dots + \text{H}_2\text{O}$;
ґ) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{HCl} + \dots$;	д) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \dots$.
4. Напишіть рівняння реакцій за поданими схемами:

а) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$;
б) $\text{KClO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

5. Сульфатна кислота кількістю речовини 0,3 моль повністю про-реагувала з натрій гідроксидом. Обчисліть масу й кількість речо-вини натрій гідроксиду, що вступив у реакцію.
6. Унаслідок реакції хлоридної кислоти з аргентум(I) нітратом утворився білий сирнистий осад масою 14,35 г. Обчисліть маси реагентів.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- *Караг Ієн* — озеро на сході острова Ява, розташоване в кратері вулкана Ієн, є найбільшою природною кислотною водоймою (ширина 361 м і глибина 200 м). Воно заповнене концентрованою сульфатною кислотою. Подібні термальні кислотні озера трапляються в Аргентині.
- Суміш нітратної та хлоридної кислот називають «*царською водою*». Таку назву ця суміш отримала завдяки тому, що вона єдина може розчинити «царя» всіх металів — золото.



§ 30. ПОШИРЕННЯ КИСЛОТ У ПРИРОДІ. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ КИСЛОТ



Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *називати* кислоти, що найбільше поширені в природі; реакції, за допомогою яких добувають кислоти;
- *знати* поширення кислот у природі; способи добування кислот взаємодією: а) кислотних оксидів із водою; б) неметалів із воднем; в) солей із кислотами;
- *пояснювати* поширення кислот у природі; способи їх добування;
- *складати* рівняння реакцій добування кислот;
- *наводити* приклади різних способів добування кислот.

Поширення кислот у природі. Вам відомо, що назва «кислоти» пов'язана з тим, що ці речовини мають характерний кислий смак. У природі вони поширені в організмах рослин, тварин і людини, входять до складу ґрунтів, утворюють термальні кислотні озера, випадають на землю у вигляді кислотних дощів, є компонентами нашої їжі.



Пригадайте й назвіть продукти, яким властивий кислий смак.

Усі нестигли фрукти, зокрема яблука, сливи, вишні, черешні, алича та ін., як правило, дуже кислі. Кислого смаку їм надають органічні кислоти, які містяться в соках цих фруктів. Так, кислий смак лимонам надає лимонна кислота, щавлю — щавлева, яблукам — яблучна.

Деякі продукти, скисаючи, теж стають кислими завдяки утворенню в них кислот. Зокрема, у кислому молоці під дією молочнокислих бактерій утворюється молочна кислота. Вона ж присутня в усіх молочнокислих продуктах. У кропиві, ягодах смородини, листках і корі верби багато саліцилової кислоти. Кислоти наявні й в організмах деяких представників тваринного світу. Хто з вас не відчував укусу мурашки? Це дія мурашиної кислоти, яку комаха виробляє для власного захисту.

Усе, що говорилося про поширення цих речовин, стосується органічних кислот. Однак природа наділила живі організми й неорганічними кислотами, як у рослинному, так і в тваринному світі. Наприклад, у ядрах кісточок абрикосів, слив, вишень у невеликій кількості міститься дуже отруйна ціанідна кислота.

Деякі жуки для захисту виділяють сульфатну кислоту.

Хлоридна кислота виробляється організмом людини й міститься в шлунковому соці. З її участю відбувається процес травлення. Як антисептик, вона знешкоджує в шлунку бактерії, які потрапляють туди з їжею.

У багатьох природних джерелах Трускавця та Східниці, Немирова мінеральні води насичені сульфідною кислотою, завдяки чому вони мають характерний запах. В інших джерелах Трускавця, Сваляви, Миргорода у воді розчинена карбонатна кислота, що, розпадаючись, виділяє бульбашки вуглекислого газу.

У районах, де розвинуто виробництво та переробка сірки, в атмосфері накопичуються сульфур(IV) і сульфур(VI) оксиди, які, сполучаючись із дощовою водою, утворюють кислоти. Аналогічний процес спостерігається під час виробництва нітратної кислоти.

Способи добування кислот. Кислоти є важливими речовинами, що відіграють велику роль у життєдіяльності людини. Як уже зазначалося, вони сприяють процесу травлення, є дієвими антисептиками.

Широке застосування ці речовини отримали в хімічній промисловості. За участю кислот добувають солі, зокрема: хлориди,

сульфати, нітрати, сульфіді, ортофосфати й ін. Кислоти використовують у фармацевтичній, металургійній, туковій (виробництво мінеральних добрив) промисловостях, для добування вибухових речовин, барвників, інших кислот тощо.

Тому дуже важливо знати способи їх добування.

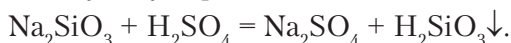
1. Добування оксигеновмісних кислот.

• *Взаємодія кислотних оксидів із водою.* Неодноразово зверталася увага на природне явище випадання кислотних дощів. Потрапляючи в атмосферу, кислотні оксиди проявляють здатність сполучатися з водою з утворенням молекул кислоти. Приклади рівнянь реакцій взаємодії сульфур оксидів наведено в § 24 (с. 133). Фосфор(V) оксид, сполучаючись із водою, може утворювати дві кислоти: метафосфатну й ортофосфатну, взаємодіючи з холодною та гарячою водою відповідно. Рівняння реакцій:



Ортофосфатна кислота відноситься до триосновних неорганічних кислот.

• *Взаємодія солей з кислотами.* Якщо кислотний оксид не взаємодіє з водою, то кислоту добувають взаємодією відповідної солі з кислотою, наприклад, добування силікатної кислоти — взаємодією натрій силікату із сульфатною кислотою. Рівняння реакції:

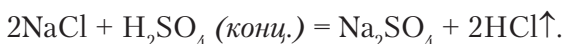


2. Добування безоксигенових кислот.

Безоксигенові кислоти добувають, використовуючи дві стадії: а) синтез летких сполук неметалічних елементів з Гідроеном; б) розчинення цих сполук у воді:



Для добування хлоридної кислоти використовують натрій хлорид (кухонну сіль) і концентровану сульфатну кислоту. За сильного нагрівання утворюється середня сіль — натрій сульфат:



Отриманий гідроген хлорид розчиняють у воді.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислоти** — поширені в природі речовини, що входять до складу соків овочів і фруктів, шлункового соку, мінеральних вод тощо.

- **Оксигеновмісні кислоти** добувають: а) взаємодією кислотних оксидів з водою; б) взаємодією солей відповідної кислоти з іншими кислотами.
- **Безоксигенові кислоти** добувають, використовуючи дві стадії: а) синтезують леткі сполуки неметалічних елементів з Гідроге- ном — H_2S , HCl , HBr і т. д; б) розчиняють ці сполуки у воді.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть найбільш поширені в природі кислоти органічного та неорганічного походження.
2. Поясніть, для чого потрібно знати способи добування кислот.
3. Наведіть приклади добування кислот: а) оксигеновмісних; б) безоксигенових.
4. Укажіть відповідність між формулами кислот і відповідних їм оксидів:

А HNO_3 ;	1 SO_2 ;
Б H_3PO_3 ;	2 N_2O_5 ;
В H_2SO_3 ;	3 CO_2 ;
Г H_2CO_3 ;	4 SO_3 ;
	5 P_2O_3 .
5. Обґрунтуйте, який зі способів добування кислот має в природ- них умовах негативні наслідки для довкілля. Напишіть рівняння реакцій.
6. Напишіть рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) воднем і бромом; б) нітроген(V) оксидом і водою; в) натрій хлоридом і сульфатною кислотою; г) воднем і йодом; г) воднем і сіркою; д) калій силікатом і нітратною кислотою.
7. Обчисліть об'єм водню та масу бромю, що вступають у реакцію, якщо утворився гідроген бромід масою 40,5 г.
8. Обчисліть, яку масу силікатної кислоти можна добути за взаємо- дії калій силікату кількістю речовини 0,9 моль із сульфатною кислотою. Відповідь підтвердьте рівняннями реакцій.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Усі цитрусові містять багато лимонної кислоти. Якщо система- тично споживати їх зранку натщесерце, то вони можуть роз'їдати сли- зову оболонку шлунка, унаслідок чого виникає печія.
- Аскорбінова кислота, відома у фармації як вітамін С, у великій кількості міститься у свіжих фруктах та овочах. Особливо багаті на віта- мін С чорна смородина, лимони, плоди шипшини, томати. За недо- стачі цього вітаміну в організмі людини виникає цинга й інші захворю- вання, пов'язані з появою ракових пухлин, зниженням імунітету.



§ 31. ВИКОРИСТАННЯ КИСЛОТ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* кислоти, котрі найчастіше використовують у промисловості;
- *описувати* галузі застосування кислот;
- *характеризувати* використання найпоширеніших кислот: хлоридної, сульфатної, нітратної, ортофосфатної.



Пригадайте хімічні формули хлоридної, сульфатної, нітратної, ортофосфатної кислот і класифікуйте їх на групи за вмістом Гідрогену й Оксигену.

Вивчаючи хімічні властивості кислот, ви переконалися в тому, що їм властиво вступати в хімічну взаємодію з багатьма речовинами. Усі реакції кислот з металами, основними оксидами, основами (розчинними у воді й нерозчинними), солями пов'язані з утворенням цілого ряду інших речовин, в основному солей, які люди використовують у господарських цілях. Однак найширше застосування отримали хлоридна, сульфатна, нітратна й ортофосфатна кислоти. Лідерами серед них є хлоридна й сульфатна кислоти, які широко застосовуються в різних галузях промисловості.

Розглянемо більш детально способи використання кожної з цих кислот у різних галузях господарства (рис. 73–76).

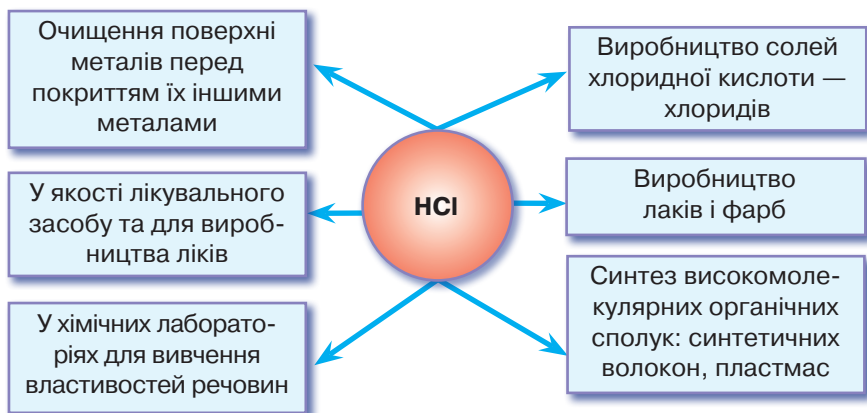


Рис. 73. Використання хлоридної кислоти

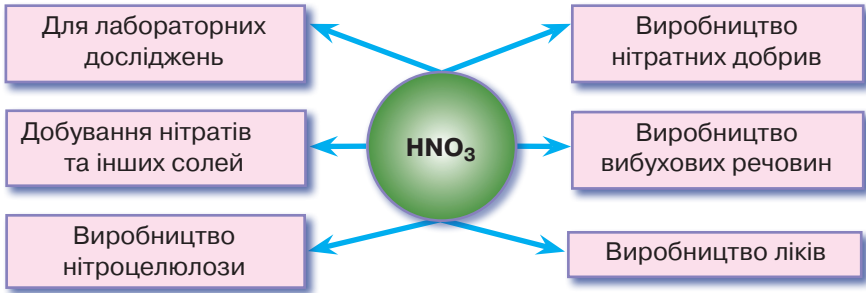


Рис. 74. Використання нітратної кислоти



Рис. 75. Використання сульфатної кислоти

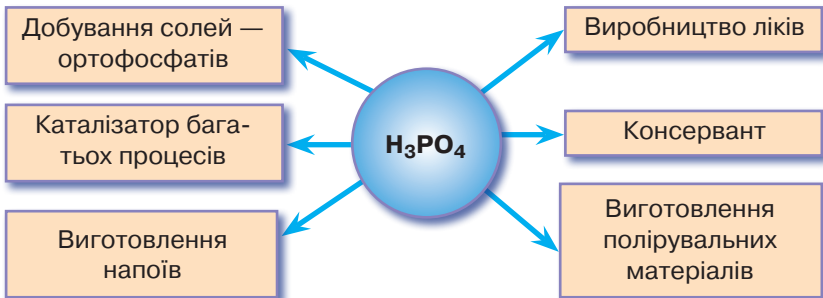


Рис. 76. Використання ортофосфатної кислоти



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Кислоти** широко використовують у хімічній, металургійній, текстильній, фармацевтичній, харчовій, лако-фарбовій, нафтопереробній, туковій промисловостях; виробництві синтетичних мийних засобів, як електроліт тощо. Найбільше на виробництвах використовують хлоридну, сульфатну, нітратну й ортофосфатну кислоти.
- Інформація про використання кислот у різних галузях господарства подана в схемах (рис. 73–76, с. 170–171).



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть кислоти, що найбільше використовуються в промисловості.
2. Поясніть використання кислот: а) хлоридної; б) сульфатної; в) нітратної; г) ортофосфатної.
3. Напишіть рівняння реакцій, за якими можна розпізнати хлоридну й сульфатну кислоти.
4. Добудьте реакцією обміну кальцій ортофосфат. Обчисліть масу кальцій оксиду, що прореагує, якщо маса утвореного ортофосфату становить 6,2 г.
5. На свіжодобутий ферум(II) гідроксид масою 13,5 г подіяли хлоридною кислотою до його повного розчинення. Обчисліть масу утвореного ферум(II) хлориду.
6. На розчин аргентум(I) нітрату кількістю речовини 0,2 моль подіяли хлоридною кислотою в надлишку. Обчисліть масу та кількість речовини утвореного осаду.
7. Натрій сульфід масою 2,52 г вступив у реакцію з нітратною кислотою до повної їх взаємодії. Обчисліть масу й кількість речовини утвореної солі й об'єм газу (н. у.), що виділився.



§ 32. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИННИХ І НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ. РЕАКЦІЯ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* фізичні властивості: а) лугів; б) нерозчинних у воді основ;
- *розпізнавати* розчини лугів і відрізняти їх від розчинів кислот;

- *характеризувати* хімічні властивості лугів і нерозчинних основ;
- *складати рівняння реакцій*, що підтверджують властивості лугів і нерозчинних основ.



Пригадайте та сформулюйте визначення поняття «основа».

Фізичні властивості основ. За нормальних умов розчинні у воді основи — *луги* — тверді кристалічні, білого кольору речовини. Переважно всі вони розчиняються у воді в будь-яких відношеннях, утворюючи прозорі розчини, мильні на дотик. Для них властиве явище гігроскопічності (вбирання водяної пари з повітря), тому їх зберігають у закритих ємностях. Кальцій гідроксид — малорозчинний. Під час розчинення лугів у воді виділяється тепло. Основи, утворені лужними та лужноземельними металами, роз'їдають органічні речовини (целюлозу, білок). Звідси пішли назви натрій і калій гідроксидів, відповідно: *їдкий натр* і *їдке калі*. У зв'язку з цим під час роботи з лугами необхідно дотримуватися поданих нижче правил безпеки (с. 173–174).

Нерозчинні основи — тверді речовини з різним забарвленням: ферум(II) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — зеленувато-білий; ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурий; цинк гідроксид $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — білий, купрум(II) гідроксид — синій.



Укажіть ознаки, за якими класифікують основи, і назвіть відомі вам групи цих речовин.

Заходи безпеки під час роботи з лугами. Відомо, що з розчинами лугів необхідно поводитися дуже обережно, оскільки вони роз'їдають шкіру, слизову оболонку очей, папір, тканину. Тверді луги ще інтенсивніше діють на органічні речовини.

Отже, під час роботи з твердими лугами та їх розчинами треба **дотримуватися правил безпеки**, зокрема:

- тверді луги (гранули) тримати в закритій посудині, щоб ізолювати від вологи й вуглекислого газу, який є в повітрі;
- не брати речовини руками, не розбризкувати;
- працюючи з розчинами, треба поводитися дуже акуратно, стежити, щоб луг не потрапляв на одяг, зошити й книжки, не розливати його на робочому місці;

— одягнути халат або фартух, гумові рукавиці й захисні окуляри, якщо досліди виконуються з концентрованими лугами.

Якщо луг потрапив на шкіру, треба негайно змити це місце великою кількістю проточної води й нейтралізувати розчином борної або лимонної кислоти. Якщо опіки сильні, потрібно обов'язково звернутися до лікаря.

Якщо луг потрапив у очі, треба їх ретельно промити розчином борної кислоти й також звернутися до лікаря.

Хімічні властивості розчинних у воді основ. Вам відомо, що існують розчинні у воді основи (луги) і нерозчинні. Розглянемо хімічні властивості цих двох груп основ.



Пригадайте склад основ і поясніть, що впливає на спільні властивості цих сполук.

До складу основ входять катіони металічних елементів і гідроксид-аніони (гідроксильні групи). Оскільки катіони металів у складі основ різні, то спільні властивості цього складу речовин зумовлені наявністю гідроксид-аніонів.

Охарактеризуємо хімічні властивості лугів.

1. Дія лугів на індикатори.

Як і кислоти, луги проявляють здатність змінювати забарвлення індикаторів. Дослідимо зміну забарвлення індикаторів у лужному середовищі, виконавши *лабораторний дослід*.



Лабораторний дослід 4

ДІЯ ВОДНИХ РОЗЧИНІВ ЛУГІВ НА ІНДИКАТОРИ

Завдання. Дослідіть дію розчинів лугів на індикатори: лакмус, метиловий оранжевий, фенолфталеїн, універсальний індикаторний папір.

Обладнання й реактиви: пробірки; розчини натрій і калій гідроксидів; розчини індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого, фенолфталеїну; універсальний індикаторний папір.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з лугами та кислотами й суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Дослід 1. Налийте розчин натрій гідроксиду об'ємом 0,5 мл у три пробірки та в хімічний стакан. Додайте по кілька крапель: у першу пробірку — розчин лакмусу; у другу — метилового оранжевого; у третю — фенолфталеїну. До розчину лугу в хімічному стакані опустіть універсальний індикаторний папір (рис. 77).

Дослід 2. Виконайте такі самі дослідження з розчином калій гідроксиду.

Спостерігайте зміну забарвлення індикаторів і впишіть у таблицю свої спостереження. Зробіть відповідний висновок.

Індикатори	Зміна забарвлення в лугах	
	натрій гідроксид	калій гідроксид
Лакмус		
Метилловий оранжевий		
Фенолфталеїн		
Універсальний індикаторний папір		

Висновок: _____

Як ви переконалися з лабораторного дослідження, у розчинах лугів лакмус змінює своє забарвлення на синій колір, метиловий оранжевий — на жовтий, а фенолфталеїн — на малиновий. Універсальний індикаторний папір у лужному середовищі стає синім.

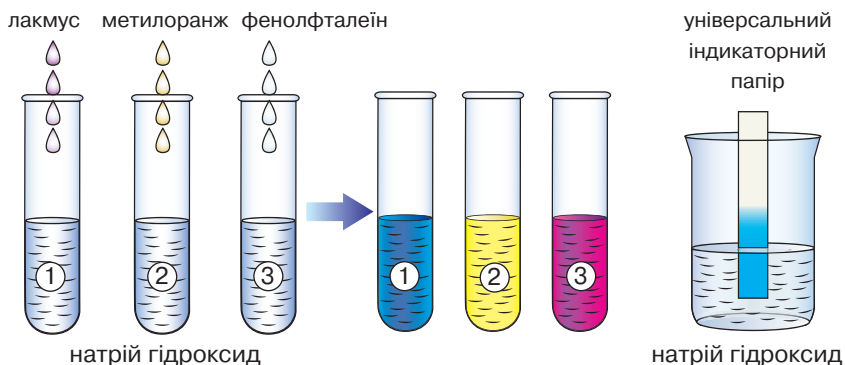
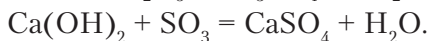
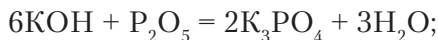


Рис. 77. Зміна забарвлення індикаторів у лужному середовищі

2. Взаємодія лугів з кислотними оксидами.

Під час вивчення кислотних оксидів ви вже ознайомилися з цією властивістю розчинних у воді основ (див. § 24, с. 136). Наведемо інші приклади взаємодії лугів з кислотними оксидами:



Проаналізувавши рівняння реакцій, ви впевнилися, що під час реакцій лугів з кислотними оксидами утворюється новий клас речовин — солі й вода.



Поясніть, до якого типу належать подані вище хімічні реакції. Сформулюйте їх визначення.

3. Взаємодія лугів із солями.

Розчинні у воді основи взаємодіють з розчинами солей. Доведемо це експериментально, виконавши наступний лабораторний дослід.



Лабораторний дослід 5

ВЗАЄМОДІЯ ЛУГІВ ІЗ СОЛЯМИ

Завдання. Дослідіть взаємодію між розчинами купрум(II) хлориду та натрій гідроксиду.

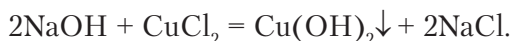
Обладнання й реактиви: пробірки; розчини натрій гідроксиду та купрум(II) хлориду.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з лугами та кислотами й суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

До пробірки з розчином натрій гідроксиду об'ємом 1–1,5 мл долийте такий самий об'єм розчину купрум(II) хлориду (рис. 78, с. 177).

У результаті реакції спостерігається випадання синього осаду купрум(II) гідроксиду:



Варто зазначити, що реакції між розчинами лугів і солей відбуваються за тих самих умов, що й взаємодія кислот із солями.

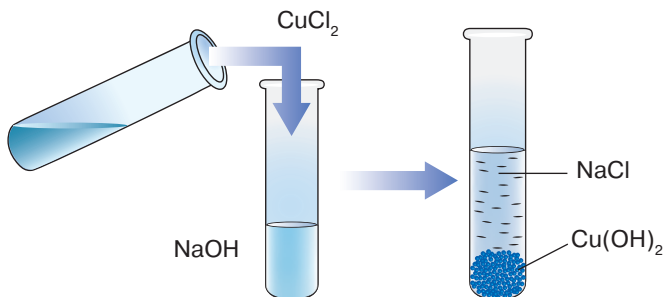


Рис. 78. Взаємодія розчину натрій гідроксиду з купрум(II) хлоридом



Пригадайте умови перебігу реакцій.

4. Взаємодія лугів із кислотами.

Ця властивість основ вам уже відома. Для кращого засвоєння матеріалу проведемо наступний *лабораторний дослід*. Щоб спостерігати перебіг хімічних реакцій, скористаємося індикаторами.



Лабораторний дослід 6

ВЗАЄМОДІЯ ЛУГІВ З КИСЛОТАМИ В РОЗЧИНІ

Завдання. Дослідіть взаємодію лугів із кислотами. Зробіть відповідні висновки.

Обладнання й реактиви: штатив з пробірками; препарувальне скельце; нагрівач; піпетка; тримач; розчини натрій, калій та кальцій гідроксидів, фенолфталеїну; хлоридна кислота.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи з лугами й кислотами та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Дослід 1. У три пробірки налейте по черзі (обережно!) розчини натрій, калій та кальцій (вапняна вода) гідроксидів об'ємом по 1–1,5 мл. До кожної з них крапніть по кілька крапель фенолфталеїну. Потім долийте приблизно такі самі об'єми кислот: у першу пробірку — хлоридної; у другу — сульфатної, а в третю — нітратної. Які зміни спостерігаєте? Впишіть спостереження в таблицю. Зробіть висновки про спостережувані явища.



Розчини лугів	Зміна забарвлення після доливання фенолфталеїну	Назви кислот, що реагують із лугами			Зміна забарвлення після доливання кислоти
		хлоридна	сульфатна	нітратна	
NaOH					
KOH					
Ca(OH)₂					

Висновок: _____

Дослід 2. Крапніть на препарувальне скельце кілька крапель розчину речовини, що утворилася після реакції, й обережно випаруйте. Що спостерігаєте? Запишіть висновок.

Висновок: _____



Напишіть самостійно рівняння реакцій між лугами та кислотами, які ви використовували в досліді.

Як ви переконалися, продуктами реакцій є *сіль відповідної кислоти* і *вода*.



Пригадайте, властивості яких іще речовин характеризують такі реакції.



Реакції між основою і кислотою з утворенням солі та води називаються **реакціями нейтралізації**.



Чому, на ваш погляд, саме так називають цю реакцію?

Дійсно, у процесі перебігу реакції кислота нейтралізувала луг. Реакції нейтралізації мають практичне застосування. У побуті, коли на шкіру потрапляє кислота, уражене місце промивають проточною водою та нейтралізують слабким розчином лугу.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ.

1. Взаємодія нерозчинних основ із кислотами.

Постає питання: чи взаємодіють нерозчинні у воді основи з кислотами, і якщо так, то що є продуктами реакцій?

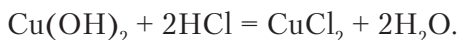
Звернемося до дослідів.

Дослід 1. У нашому випадку можемо використати добуту нерозчинну основу — купрум(II) гідроксид або добути заново. Для цього до розчину купрум(II) сульфату доллємо розчин натрій гідроксиду.



Напишіть самостійно рівняння реакції утворення купрум(II) гідроксиду.

До осаду добутої нерозчинної основи доллємо хлоридну кислоту (рис. 79). Осад розчиняється, й утворюється блакитний розчин солі купрум(II) хлориду:



Продуктами реакції є, знову ж таки, *сіль* і *вода*.

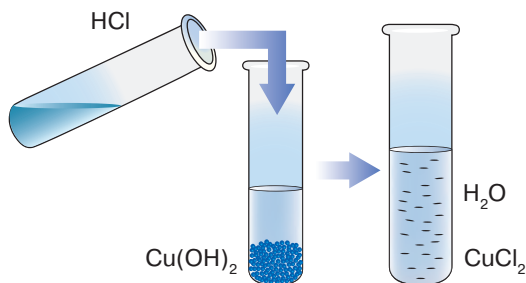


Рис. 79. Взаємодія купрум(II) гідроксиду з хлоридною кислотою

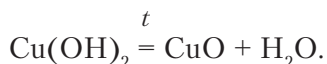
Ураховуючи те, що реакція нейтралізації характерна для кислот і основ, варто зазначити: **усі основи (розчинні та нерозчинні у воді) взаємодіють із розчинами кислот, а всі кислоти (розчинні та нерозчинні) — лише з лугами.**

2. Розклад нерозчинних основ за нагрівання.

Дослідженнями доведено, що нерозчинні у воді основи за нагрівання легко розкладаються на відповідний оксид і воду. Це ще раз підтверджує, що ці сполуки є гідроксидами.

Проведемо дослід.

Дослід 2. Добудемо нерозчинну основу, як описано в досліді 1. Свіжоосаджений осад, що утворився на дні пробірки, нагріємо. Через кілька хвилин спостерігається зміна синього осаду на чорний (рис. 80, с. 180). Утворився купрум(II) оксид. Рівняння реакції:



Отже, за нагрівання нерозчинні у воді основи розкладаються на відповідний оксид і воду.

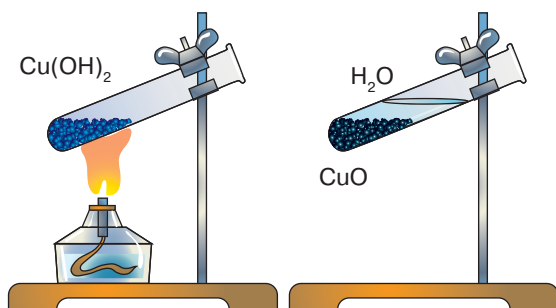


Рис. 80. Розкладання купрум(II) гідроксиду за нагрівання



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Спільні властивості основ зумовлені наявністю у їх складі гідроксид-іонів.
- Усі основи — тверді речовини. Луги — білого кольору, добре розчинні у воді. Нерозчинні основи мають різне забарвлення.
- **Луги** змінюють забарвлення індикаторів, вступають у хімічну взаємодію з кислотними оксидами, кислотами (реакція нейтралізації), розчинами солей.
- **Реакції нейтралізації** — це реакції між основою та кислотою з утворенням солі та води.
- **Нерозчинні основи** взаємодіють із кислотами та розкладаються за нагрівання на відповідний оксид і воду.
- Під час роботи з лугами й кислотами **необхідно дотримуватися правил безпеки**.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Випишіть формули основ із поданого переліку хімічних формул: FeO , LiOH , Zn(OH)_2 , HCl , K_2O , Mg(OH)_2 , H_2SO_4 , NH_4OH , CaO , CaCO_3 , KOH , Fe(OH)_3 , Cr_2O_3 , Ca(OH)_2 , HNO_3 , Ba(OH)_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Назвіть їх.
2. Сформулюйте визначення: а) основ; б) реакції нейтралізації.
3. Складіть формули гідроксидів за їх назвами: барій гідроксид, калій гідроксид, ферум(II) гідроксид, магній гідроксид, купрум(II) гідроксид, купрум(I) гідроксид, літій гідроксид.
4. Перетворіть схеми реакцій на рівняння, дописавши формули пропущених речовин і коефіцієнти: а) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \dots$; в) $\text{KOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; р) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$. Укажіть реакції нейтралізації.

5. Розчин, що містив барій гідроксид масою 17,1 г, повністю нейтралізували розчином сульфатної кислоти. Обчисліть масу речовини, що випала в осад.
6. Через розчин, що містив кальцій гідроксид кількістю речовини 0,2 моль, пропустили сульфур(VI) оксид до утворення кальцій сульфату. Обчисліть кількість речовини й масу утвореної солі.
7. Напишіть рівняння реакцій за поданими схемами:
 - а) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - б) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Нерозчинні у воді основи не змінюють забарвлення індикаторів.
- Луги можуть розкладатися лише за дуже високих температур.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Приготуйте розчин фенолфталеїну й універсальний індикаторний папір.

Дослід 1. Налийте по черзі на дно двох склянок вапняної води (гідроксид кальцію) і розчин нашатирного спирту. У першу склянку опустіть універсальний індикаторний папір, у другу — крапніть розчин фенолфталеїну. Поясніть спостережувані явища.

Дослід 2. Витисніть сік лимона й невеликими порціями доливайте його в першу склянку до відновлення попереднього забарвлення індикаторного паперу. Поясніть, яка реакція відбулася.

Дослід 3. Витисніть сік яблука. Долийте його в другу склянку. Поясніть спостережуване явище.



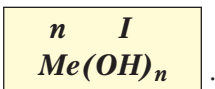
§ 33. ФІЗИЧНІ Й ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* формули та назви амфотерних гідроксидів;
- *характеризувати* поняття «амфотерність»; фізичні й хімічні властивості амфотерних гідроксидів;
- *складати* рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів із кислотами й лугами; пояснювати їх типи;
- *досліджувати* хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

З явищем амфотерності ви ознайомилися під час вивчення амфотерних оксидів. Для гідроксидів воно також властиве. Цю групу речовин зображають загальною формулою, яка властива для основ:



Однак, на відміну від основ, вони проявляють подвійну хімічну природу: за взаємодії з кислотами поведуть себе як основи, а за взаємодії з лугами — як кислоти.

До амфотерних належать гідроксиди, утворені елементами Берилієм, Алюмінієм, Цинком. Серед елементів, що проявляють змінну валентність, — Ферум, Хром, Плюмбум.

Кожному амфотерному гідроксиду відповідає амфотерний оксид. Наприклад: $\text{Zn}(\text{OH})_2 - \text{ZnO}$; $\text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{BeO}$; $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2 - \text{SnO}$.

Фізичні властивості амфотерних гідроксидів. *Амфотерні гідроксиди* — це тверді речовини немолекулярної будови. Нерозчинні у воді. Мають різне забарвлення: цинк та алюміній гідроксиди — білого кольору, ферум(III) гідроксид — бурого.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів. Ознайомимось з хімічними властивостями амфотерних гідроксидів на прикладі цинк та алюміній гідроксидів.

Реакція взаємодії амфотерних гідроксидів із кислотами відбувається як взаємодія типової нерозчинної основи з кислотою. Результатом цієї реакції є сіль і вода.

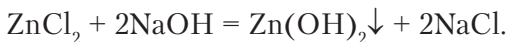
*a**б*

Рис. 81. Випадання осаду:

a — цинк гідроксиду;
б — ферум(III) гідроксиду

Проведемо досліди, які підтверджують подвійні хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

Дослід 1. Добування цинк гідроксиду. У пробірку наллємо розчин цинк хлориду об'ємом 1–1,5 мл і краплями, злегка струшуючи пробірку, додамо розчин натрій гідроксиду. На дні пробірки утворюється білий драглистий осад. Це і є цинк гідроксид (рис. 81 *a*).



Для того щоб дослідити амфотерність добутої речовини, розділимо свіжоприготовлений осад на дві частини, переливши половину в іншу пробірку. Потім продовжимо дослідження.

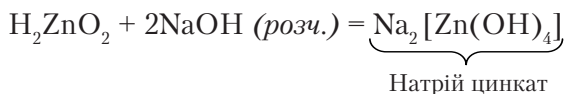
Дослід 2. Взаємодія цинк гідроксиду з кислотою. До однієї пробірки з осадом цинк гідроксиду долємо розчин сульфатної кислоти. Осад розчиняється. Це свідчить про те, що відбулася хімічна реакція.



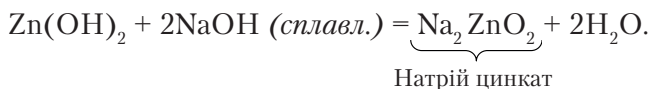
Запишіть самостійно рівняння реакцій взаємодії цинк та алюміній гідроксидів із сульфатною кислотою, назвіть утворені продукти.

Дослід 3. Взаємодія цинк гідроксиду з лугом. До другої пробірки з цинк гідроксидом долємо краплями розчин лугу. Осад теж розчинився. Як і в попередньому досліді, утворюються сіль і вода. Отже, цинк гідроксид проявляє властивості кислоти.

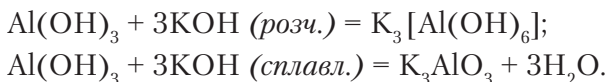
Щоб краще зрозуміти суть реакції, формулу цинк гідроксиду видозмінимо. На першому місці розташуємо атоми Гідрогену, а групу атомів ZnO_2 поставимо за Гідрогеном. Формула матиме вигляд — H_2ZnO_2 . Реакція спостерігається краще, якщо до певної порції розчину лугу приливати цинк гідроксид.



Така ж реакція відбувається й між твердими речовинами за високих температур. Наприклад:



Напишемо рівняння реакції взаємодії алюміній гідроксиду з калій гідроксидом у розчині та під час сплавлення:



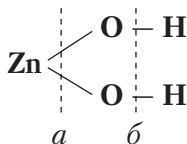
Назвіть утворені речовини.

Отже, цинк гідроксид та алюміній гідроксид — амфотерні. Вони вступають у хімічну взаємодію з кислотами, проявляючи властивості основ, і з лугами, проявляючи властивості кислот.



Здатність речовин проявляти подвійні хімічні властивості (основ і кислот) називають **амфотерністю**.

Чим пояснити явище амфотерності? Розглянемо будову цинк гідроксиду.



З графічної формули видно, що хімічні зв'язки утворюються між атомами Цинку й атомами Оксигену та між атомами Оксигену й Гідрогену. Ученими доведено, що сила цих зв'язків приблизно однакова. Тому під час взаємодії з кислотами розрив зв'язку відбувається по лінії *а*, з лугами — по лінії *б*. Це підтвердження того, що властивості речовин залежать не тільки від їх складу, а й від будови.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Амфотерність** — це здатність речовин проявляти подвійні хімічні властивості (основних і кислотних оксидів, основ і кислот).
- **Амфотерні гідроксиди** — тверді речовини немолекулярної будови. Нерозчинні у воді. Мають різне забарвлення.
- **Амфотерні гідроксиди** проявляють **подвійну** хімічну природу: під час реакцій з кислотами реагують як основи, а з лугами — як кислоти.
- Амфотерні гідроксиди реагують з кислотами й лугами в розчинах і під час спікання. Продуктами реакцій є солі.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Сформулюйте визначення явища амфотерності.
2. Назвіть елементи, що проявляють здатність утворювати амфотерні сполуки. Назвіть ці сполуки.
3. Допишіть один із продуктів реакцій та поставте коефіцієнти:

а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \dots + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{H}_2\text{ZnO}_2 + \text{KOH} (\text{розч.}) = \dots$
4. Напишіть рівняння реакцій взаємодії хром(III) гідроксиду з:

а) хлоридною кислотою;
б) розчином натрій гідроксиду, якщо в результаті утвориться комплексна сполука складу $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

5. До свіжоосажденного цинк гідроксиду масою 0,99 г додали розчин сульфатної кислоти в надлишку. Обчисліть масу утвореного цинк сульфату.
6. Поясніть спосіб добування амфотерних гідроксидів у лабораторних умовах.
7. До двох порцій свіжоосажденного цинк гідроксиду кількістю речовини по 0,2 моль долили: у першу — розчин нітратної кислоти в надлишку; у другу — розчин натрій гідроксиду до повного розчинення осаду. Обчисліть маси та кількість речовин утворених солей. Назвіть ці солі.



НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ

- I. Оберіть самостійно або з допомогою вчителя тему навчального проекту й виконайте його в довільній формі.
 1. Поширення й використання основ.
 2. Поширення й використання амфотерних гідроксидів.
- II. Проведіть презентацію проекту.



§ 34. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ ЛУГІВ, НЕРОЗЧИННИХ ОСНОВ ТА АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *називати* способи добування лугів і нерозчинних основ;
- *характеризувати* реакції, що лежать в основі добування лугів, нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів;
- *складати* рівняння реакцій добування лугів, нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів.

Основи — це речовини, які мають широке використання, хоча в природі не поширені. Тому їх добувають у промисловості, оскільки вони мають велике практичне застосування. Основи є необхідними під час будівельних робіт, виробництва ліків, мийних засобів. Їх використовують як добавку до електроліту в акумуляторах, при виробництві фарб, як компонент ракетного палива. Калій гідроксид застосовують для виробництва рідкого скла. Гідроксиди Калію і Натрію як гігроскопічні речовини використовують для очищення газів від вологи та вуглекислого газу. Вони незамінні у виробництві



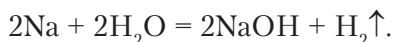
рідкого мила. Це далеко не повний перелік використання основ. Тому й важливо знати способи їх добування.

Способи добування лугів. Відомо багато речовин, з яких добувають луги. Це лужні та лужноземельні метали, їх оксиди. Розглянемо, як відбуваються ці реакції.

1. Взаємодія лужних металів із водою.

Д о с л і д. Якщо зрізати шматок натрію, промокнути промокальним папером і покласти в посудину з водою, то він починає інтенсивно «бігати» поверхнею води й поступово розчиняється в ній (рис. 82 а). Швидко переміщення шматочка натрію відбувається за рахунок виділення водню. За додавання до утвореного розчину кількох крапель фенолфталеїну спостерігається зміна забарвлення. Розчин стає малиновим, що й доводить наявність у ньому лугу.

Рівняння реакції:



Усі лужні метали з водою утворюють розчинні у воді основи.



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії літію з водою.

2. Взаємодія лужноземельних металів із водою.

Лужноземельні метали реагують із водою подібно до лужних (рис. 82 б). Реакції відбуваються менш активно, але їх продуктами є також розчинна у воді основа (луг) і водень:



а



б

Рис. 82. Взаємодія металів з водою: а — натрію; б — кальцію



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії барію з водою.

3. Взаємодія оксидів лужних елементів з водою.

Вивчаючи хімічні властивості основних оксидів, ви вже ознайомилися з тим, як ці речовини взаємодіють із водою.

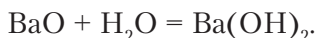
Саме ці реакції й лежать в основі добування лугів:



Напишіть самостійно рівняння реакції взаємодії натрій оксиду з водою.

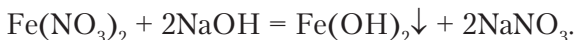
4. Взаємодія оксидів лужноземельних елементів з водою.

Як вам відомо, до лужноземельних металів відносять кальцій, барій, стронцій. Їх оксиди легко реагують із водою з утворенням відповідних гідроксидів, наприклад:



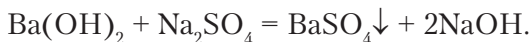
5. Взаємодія розчинів солей із лугами (§ 32, с. 176).

Способи добування нерозчинних основ. Під час вивчення хімічних властивостей лугів ви ознайомилися з реакціями добування нерозчинних у воді основ. Вони утворюються внаслідок реакцій обміну солей з лугами у водних розчинах. Наприклад:



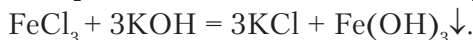
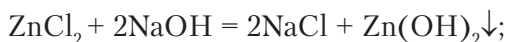
Нерозчинна у воді основа випадає в осад.

Аналогічно можна добути й луг:



Наведіть приклади рівнянь реакцій добування інших нерозчинних основ.

Способи добування амфотерних гідроксидів. Подібно до добування нерозчинних основ, амфотерні гідроксиди добувають шляхом взаємодії розчинної солі відповідного металічного елемента з розчинами лугів (рис. 81 а, б; с. 182). Наприклад:



Отже, вивчивши матеріал параграфа, ви переконалися в тому, що існує багато способів добування лугів, нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Розчинні у воді основи (луги)** добувають взаємодією: а) лужних металів із водою; б) лужноземельних металів із водою; в) оксидів лужних елементів із водою; г) оксидів лужноземельних елементів із водою.

- **Нерозчинні основи й амфотерні гідроксиди** добувають взаємодією розчинів солей із лугами.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Напишіть рівняння реакцій добування: а) літій гідроксиду з літію та літій оксиду; б) барій гідроксиду з барію та барій оксиду; в) ферум(II) гідроксиду з ферум(II) сульфату й лугу; г) хром(III) гідроксиду (за аналогією добування алюміній гідроксиду) з хром(III) нітрату й лугу.
2. Установіть, між якими з попарно взятих речовин, що подані формулами, можлива взаємодія: а) NaOH і FeSO_4 ; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і HNO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ і HCl ; г) KOH і SO_2 ; ґ) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і Na_2O ; д) BaCl_2 і H_2SO_4 ; е) AgNO_3 і HNO_3 ; є) LiOH і SO_3 ; ж) BaCl_2 і HCl .
Складіть, де можливо, рівняння реакцій.
3. Напишіть рівняння реакцій між попарно взятими речовинами: а) натрій гідроксид й алюміній сульфат; б) хром(II) нітрат і калій гідроксид; в) калій оксид і вода; г) купрум(II) нітрат і калій гідроксид; ґ) натрій гідроксид і фосфор(V) оксид. Назвіть, які з реакцій відображають відомі способи добування основ.
4. Напишіть рівняння реакцій за поданою схемою: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$. Проаналізуйте, властивості яких речовин можна пояснити, користуючись нею.
5. Спрогнозуйте результати реакцій, які відбуваються між: а) алюміній хлоридом і натрій гідроксидом; б) продуктом, що випав в осад з попередньої реакції, і розчином сульфатної кислоти.
6. До калій гідроксиду кількістю речовини 0,3 моль долили розчин алюміній хлориду в надлишку. Драглистий осад, що утворився, нагріли. Обчисліть масу твердого залишку.



§ 35. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СОЛЕЙ



Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *пояснювати* фізичні властивості солей;
- *характеризувати* хімічні властивості середніх солей;
- *досліджувати* взаємодію солей із металами, лугами; двох солей між собою;
- *робити висновки* про фізичні й хімічні властивості середніх солей; висновки з експерименту.



Пригадайте визначення солей. Наведіть приклади середніх солей.

Фізичні властивості солей. *Солі* —

тверді кристалічні речовини, що належать до йонних сполук. За таблицею розчинності кислот, основ, солей та амфотерних гідроксидів у воді (с. 215) неважко з'ясувати, що ці сполуки по-різному розчиняються у воді. Серед солей є розчинні, малорозчинні, нерозчинні у воді. Їх розчини мають різне забарвлення (рис. 83). Так, солі Купруму $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — сині, Феруму(III) FeCl_3 — жовті, біхромати $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — оранжеві. Температури плавлення й кипіння солей дуже високі.



Рис. 83. Різне забарвлення розчинів солей

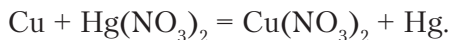


Подумайте й скажіть, до яких солей за розчинністю у воді належить кухонна сіль.

Хімічні властивості середніх солей. Солі, як і інші класи неорганічних сполук, мають здатність вступати в хімічну взаємодію з простими й складними речовинами. Розглянемо властивості середніх солей.

1. Взаємодія розчинів солей із металами.

Працями М. Бекетова доведено, що метали проявляють різну хімічну активність. Тому в реакціях між металом і сіллю тільки активніший метал витіснить менш активний. Наприклад, якщо мідну монету покласти в розчин меркурій(II) нітрату, вона поступово покривається шаром ртуті, а мідь переходить у розчин:



Дослідимо взаємодію солей з металами в процесі лабораторного дослідю.



Лабораторний дослід 7

ВЗАЄМОДІЯ МЕТАЛІВ ІЗ СОЛЯМИ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

Завдання. Дослідіть взаємодію розчинів солей з металами.

Обладнання й реактиви: хімічні склянки; розчини солей: купрум(II) сульфату, ферум(II) сульфату, аргентум нітрату; залізний цвях, до якого прив'язана нитка; дві мідні пластини.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Візьміть три хімічні склянки. У першу налейте розчин купрум(II) сульфату; у другу — ферум(II) сульфату; у третю — аргентум(I) нітрату.

Опустіть у розчин, що в першій склянці, залізний цвях, прив'язаний до нитки (рис. 84 а). У другий і третій — мідні пластини (рис. 84 б, в). Спостерігайте через кілька хвилин перебіг реакцій.

Порівняйте результати досліду і опишіть спостереження.

Зробіть відповідні висновки.

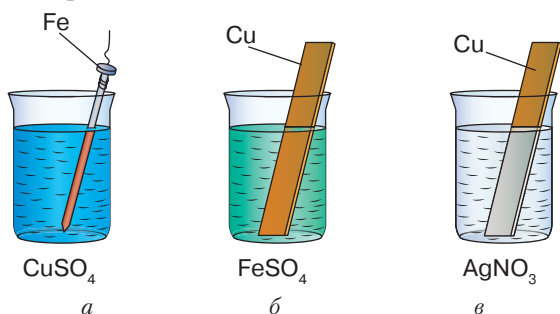


Рис. 84. Взаємодія металів з розчинами солей

Пояснимо отримані результати. У першому випадку на поверхні залізного цвяха з'являється червоний наліт. Це виділилася мідь. У другому випадку з мідною пластиною не відбуваються жодні зміни. А під час занурення такої ж мідної пластини в розчин аргентум(I) нітрату на її поверхні осідає срібло. Отже, у першій і третій склянках відбулися реакції, а в другій — ні.

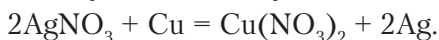
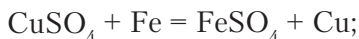


Бéкетов Микóла Миколáйович (1827–1911) — український фізико-хімік. Розробив теорію витіснення металів, установив ряд активності металів, описав метод відновлення металів за допомогою алюмінію. Захистив докторську дисертацію з теми «Дослідження над явищами витіснення одних металів іншими». Учений працював у Харківському університеті, де вперше як самостійну наукову дисципліну читав курс фізичної хімії. Був членом

Петербурзької академії наук. Праці М. Бекетова та його учнів заклали підвалини харківської фізико-хімічної школи.

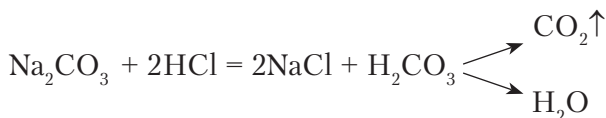
Порівнявши активність металів, що вступають у реакцію, і тих, які входять до складу солей, можна зробити висновок: **реакція відбувається тоді, коли метал є більш активним за той, що входить до складу солі**, як і визначив М. Бекетов (с. 159).

Рівняння реакцій:

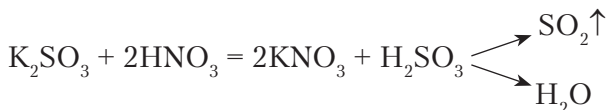


2. Взаємодія солей з кислотами.

Водні розчини солей реагують з кислотами, унаслідок чого утворюється нова сіль і нова кислота. Якщо до розчину натрій карбонату додати хлоридну кислоту, то відбувається бурхливе виділення газу. Це свідчить про те, що реакція відбулася.



Утворена карбонатна кислота є нестійкою і розкладається на вуглекислий газ і воду. Однак не тільки карбонати взаємодіють з кислотами з виділенням газу. Під час доливання до розчину калій сульфату нітратної кислоти теж спостерігається виділення газу. Це сульфур(IV) оксид. Рівняння реакції:



Як вам відомо, реакції відбуваються, коли під час їх перебігу випадає осад. Візьмемо розчин барій хлориду й подіємо розчином сульфатної кислоти. Спостерігається випадання білого осаду (рис. 72 б; с. 164).



Напишіть самостійно рівняння цієї реакції.

Вам уже відома реакція між аргентум(I) нітратом і хлоридною кислотою. Під час цієї реакції випадає білий сирнистий осад (рис. 72 а; с. 164) аргентум(I) хлориду.

Отже, зробимо висновок про взаємодію розчинів солей з кислотами. Реакції між солями й кислотами в розчинах відбуваються за умови, якщо:

1) *утворюються нова сіль і нова кислота. Нова кислота є нестійкою та розкладається на відповідний їй оксид і воду. У результаті реакції виділяється газ;*

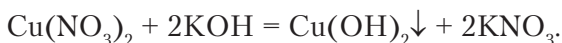
2) *випадає нерозчинний у кислотах осад.*

3. Взаємодія солей із лугами (§ 32, с. 176–177).



Напишіть самостійно рівняння реакцій взаємодії цинк сульфату, плюмбум(II) хлориду, ферум(III) нітрату з натрій гідроксидом.

За допомогою реакцій солей з лугами можна розпізнавати наявність у складі солі йонів металу. Наприклад, ви вже спостерігали взаємодію купрум(II) хлориду з натрій гідроксидом, наслідком якої є утворення синього осаду купрум(II) гідроксиду (*лабораторний дослід 5, с. 176*). Такий осад випадає, якщо до будь-якої розчинної солі Купруму долити розчин лугу:



Отже, виявити в розчині наявність солей Купруму (*йонів Cu^{2+}*) можна **за реакцією взаємодії з лугом**.

За забарвленням і зовнішнім виглядом осадів у реакціях солей із лугами виявляють й інші йони металів у складі солей. Проведемо *лабораторний дослід*.



Лабораторний дослід 8

ВЗАЄМОДІЯ СОЛЕЙ З ЛУГАМИ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

Завдання 1. Дослідіть взаємодію водних розчинів солей і лугів. Визначте, за яких умов ці реакції відбуваються до кінця.

Обладнання й реактиви: пробірки, хімічні склянки або пластика з заглибинами; білий і чорний екрани; таблиця розчинності кислот, основ, солей і амфотерних гідроксидів; розчини ферум(II) сульфату й ферум(III) хлориду, натрій сульфату, алюміній нітрату, натрій, калій, кальцій і барій гідроксидів.



Пригадайте визначення реакцій обміну. Назвіть умови, за яких вони відбуваються до кінця.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

Дослід 1. Налийте у дві склянки розчини ферум(II) сульфату й ферум(III) хлориду об'ємом по 1–1,5 мл. Долийте в кожну з них кілька крапель розчину натрій гідроксиду.

Відбуваються реакції з випаданням осадів: ферум(II) гідроксиду зеленуватого кольору (рис. 85 а) і ферум(III) гідроксиду бурого забарвлення (рис. 85 б).

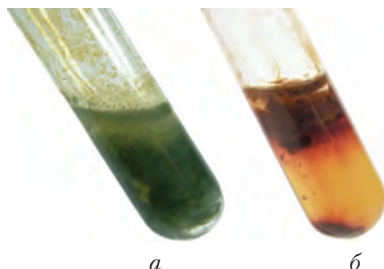
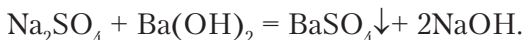


Рис. 85. Взаємодія солей металів з натрій гідроксидом:

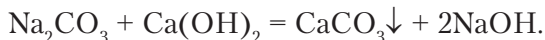
а – ферум(II) сульфату; б – ферум(III) хлориду

Дослід 2. Налийте в пробірку розчин натрій сульфату об'ємом 1–1,5 мл. Долийте краплями розчин барій гідроксиду. Утворюється білий осад барій сульфату:



Якщо до осаду долити кислоти, то він не розчиняється.

Дослід 3. Налийте в пробірку розчин натрій карбонату об'ємом 1–1,5 мл. Долийте розчин кальцій гідроксиду приблизно такого ж об'єму. Відбулася реакція:



Знову ж таки випав білий осад, який за доливання кислоти розчиняється.

Результати лабораторних досліджень переконали вас у тому, що луги слугують добрим реактивом для якісного визначення катіонів металів.

Завдання 2. Оформіть у зошиті результати досліджень. Зробіть відповідні висновки.

Рівняння якісних реакцій на катіони металів, що входять до складу солей, подано в таблиці 14 (с. 194).

Якісне визначення йонів металічних елементів

Йон	Рівняння реакції	Характерна ознака
Cu²⁺	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Синій осад
Mg²⁺	$\text{MgCl}_2 + 2\text{KOH} = 2\text{KCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$	Білий осад, розчиняється в кислотах
Fe²⁺	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$	Зеленувато-білий осад, що буріє
Fe³⁺	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$	Бурий осад
Al³⁺	$\text{AlCl}_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$	Білий драглистий осад, розчиняється в кислотах і лугах
Zn²⁺	$\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Білий осад, розчиняється в кислотах і лугах

Знання ознак реакцій розчинів солей із лугами використовують для розв'язування експериментальних задач.

4. Взаємодія розчинів солей між собою.

Розчинні у воді солі вступають у реакції обміну.



Пригадайте, як розпізнати хлоридну та сульфатну кислоти.

Дослідимо експериментально, чи можна розпізнати солі цих кислот за допомогою тих самих реактивів.

**Лабораторний дослід 9****РЕАКЦІЇ ОБМІНУ МІЖ СОЛЯМИ В РОЗЧИНІ**

Завдання. Дослідіть взаємодію водних розчинів солей. Визначте тип реакцій та оформіть результати досліджень у зошиті. Зробіть відповідні висновки.

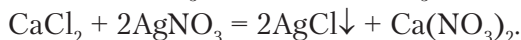
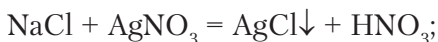
Обладнання та реактиви: пробірки або пластина з заглибинами; чорний і білий екрани; розчини солей натрій хлориду, кальцій хлориду, аргентум(I) нітрату, натрій і калій сульфатів, барій хлориду, хлоридної та сульфатної кислот.

Увага! Повторіть правила безпеки під час роботи в кабінеті хімії та суворо дотримуйтеся їх.

Хід роботи

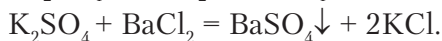
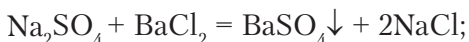
Дослід 1. Візьміть три пробірки. Налийте в першу з них хлоридну кислоту, у другу — розчин натрій хлориду, у третю — кальцій хлориду об'ємом по 1–1,5 мл. До кожної з пробірок долийте розчин аргентум(I) нітрату. Порівняйте результати взаємодії хлоридної кислоти та її солей з розчином аргентум(I) нітрату.

Рівняння реакцій:



Як бачимо, у результаті обох реакцій відбулося утворення солей із випаданням осаду, який не розчиняється у надлишку нітратної кислоти. Такий самий осад утворюється під час реакції хлоридної кислоти з аргентум(I) нітратом. Отже, **аргентум(I) нітрат є реактивом на хлоридну кислоту та її солі.**

Дослід 2. Налийте в три пробірки по черзі розчини сульфатної кислоти, натрій і калій сульфатів об'ємом по 1–1,5 мл. До кожної з них долийте розчин барій хлориду. Рівняння реакцій:



Порівняйте результати взаємодії сульфатної кислоти та її солей з розчином барій хлориду. Перевірте, чи розчиняються осаді в нітратній кислоті, зробіть висновок.

Отже, як засвідчили результати досліджень, **барій хлорид є реактивом на сульфатну кислоту та її солі.**

Зверніть увагу на те, що солі вступають у реакції обміну між собою тільки в розчинах.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИЙ МЕТОД У ХІМІЇ. РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ. Під час вивчення властивостей речовин вам неодноразово доводилося виконувати лабораторні досліди чи спостерігати демонстраційні. Лабораторні досліди та практичні роботи проводять обов'язково за участю *експериментальних задач*.

Експериментальні задачі відрізняються від розрахункових тим, що їх розв'язування супроводжується проведенням дослідів (експериментів). Такий метод здобування знань називають **експериментальним**.

Які ж експериментальні задачі ви вивчили в темі «Основні класи неорганічних сполук»? Серед відомих типів експеримен-

тальних задач варто виокремити такі, що передбачають ознайомлення й розпізнавання хімічних речовин, добування речовин, здійснення ланцюжків перетворень, пояснення спостережуваних явищ (табл. 15).

Таблиця 15

Типи експериментальних задач і їх приклади

Типи експериментальних задач	Приклади експериментальних задач
Пояснення спостережуваних явищ	Поясніть, чому під час доливання оцту до харчової соди відбувається бурхливе виділення газу.
Ознайомлення з хімічними властивостями конкретних речовин	Охарактеризуйте загальні хімічні властивості хлоридної кислоти.
Розпізнавання речовин за їх характерними властивостями	Розпізнайте експериментально, у якій із пробірок міститься кислота, а в якій — луг. Розпізнайте за допомогою якісних реакцій натрій хлорид і калій сульфат.
Доведення якісного складу речовин	Доведіть експериментально, що видана речовина — магній сульфат.
Добування речовин	Запропонуйте два способи добування цинк хлориду. Напишіть рівняння реакцій.
Здійснення ланцюжків перетворень	Проведіть досліді за схемою: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$. Поясніть результати досліджень.

Використання експериментального методу вивчення речовин сприяє застосуванню теоретичних знань на практиці, формує вміння й навички правильного поводження з речовинами не тільки в хімічній лабораторії, а й у побутових, виробничих та інших умовах.

**Лабораторний дослід 10****РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ**

Завдання 1. У двох пробірках під шифрами є хлоридна кислота й розчин натрій гідроксиду. Визначте експериментально, у якій із пробірок знаходиться кожна речовина.

Завдання 2. Добудьте цинк гідроксид і доведіть його амфотерний характер.

Завдання 3. Проведіть реакцію нейтралізації між нітратною кислотою та кальцій гідроксидом.

Завдання 4. Є розчини солей: натрій хлориду, натрій сульфату, купрум(II) сульфату. Визначте експериментально кожну з них.

Обладнання й реактиви: штатив із пробірками; розчини індикаторів; цинк хлорид, натрій хлорид, натрій сульфат, купрум(II) сульфат, аргентум(I) нітрат, барій гідроксид, натрій гідроксид, нітратна кислота.

Хід роботи

Розв'яжіть запропоновані експериментальні задачі. Опишіть спостереження та зробіть висновки.

Підсумовуючи результати лабораторних досліджень, можна зробити висновок: реактивом на хлориди є аргентум(I) нітрат (точніше, позитивно заряджений йон Аргентуму Ag^+). У результаті реакцій випадає *білий сирнистий осад аргентум(I) хлориду*. Реактивом на сульфати є барій хлорид або інші розчинні сполуки Барію (точніше, позитивно заряджений йон Барію Ba^{2+}). У результаті випадає *білий нерозчинний у кислотах осад барій сульфату*. Інші якісні реакції на катіони металічних елементів подано в *таблиці 14* (с. 194).



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Розчини солей взаємодіють з металами, якщо метал, що входить до складу солі, менш хімічно активний.
- Розчини солей реагують з кислотами. Реакції між солями й кислотами в розчинах відбуваються за таких умов:
 - 1) **виділяється газ;**
 - 2) **випадає осад;**
 - 3) **утворюється вода.**
- Під час взаємодії розчинів солей з лугами утворюються нова сіль і нова основа.
- Розчини солей взаємодіють між собою. Реакції відбуваються до кінця, якщо один із продуктів реакції випадає в осад. **Аргентум(I) нітрат є реактивом на хлоридну кислоту та її солі, а барій хлорид є реактивом на сульфатну кислоту та її солі.**
- Розв'язування експериментальних задач базується на використанні якісних реакцій.
- Метод здобування знань за допомогою експерименту називають **експериментальним**. Його застосовують для розв'язування експериментальних задач.

**ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ**

1. Перелічіть відомі вам фізичні властивості солей.
2. Визначте за таблицею розчинності кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді (с. 215) розчинні й нерозчинні солі з переліку речовин, що подані формулами: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, MgCl_2 , CaCO_3 , CuSO_4 , AgCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, BaSO_4 , AgBr , Na_2S , $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$, FeBr_3 .
3. Допишіть у правій частині формули продуктів реакцій, поставте коефіцієнти й поясніть, які хімічні властивості солей вони характеризують: а) $\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \dots$; б) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \dots$; в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \dots$; г) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{NaCl} + \dots$; ґ) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} = \text{HgS} + \dots$; д) $\text{Mg} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb} + \dots$; е) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \dots$.
4. На кальцій карбонат масою 5 г подіяли надлишком розчину нітратної кислоти. Обчисліть об'єм (н. у.) утвореного газу.
5. Магній карбонат масою 16,8 г нагріли до повного розкладу. Твердий залишок розчинили в надлишку сульфатної кислоти. Обчисліть масу утвореної солі. Назвіть сіль.
6. Запропонуйте спосіб розпізнавання розчинів натрій хлориду й натрій сульфату.
7. Запропонуйте три способи добування магній сульфату, користуючись знаннями про хімічні властивості речовин, і напишіть рівняння реакцій.

**§ 36. ПОШИРЕННЯ СОЛЕЙ У ПРИРОДІ
ТА ЇХ ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ**

Опанувавши матеріал параграфу, ви зможете:

- *знати й пояснювати* поширення солей у природі;
- *називати* найпоширеніші солі, що входять до складу ґрунтів і води;
- *характеризувати* практичне значення солей для життя й господарської діяльності людей, використання їх живими організмами.



Пригадайте з курсів природознавства й географії, які речовини входять до складу ґрунтів.

Соли — речовини, широко розповсюджені в природі. Їх багато міститься в ґрунтах, ґрунтових і мінеральних водах, водах морів та океанів. Окрім цього, вони входять до складу гірських порід, мінералів, руд.

Розглянемо найпоширеніші групи солей, що мають важливе значення в житті людини.

ПОШИРЕННЯ СОЛЕЙ У ПРИРОДІ ТА ЇХ ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ.

Хлориди — солі хлоридної кислоти. Трапляються у вигляді мінералу сильвініту, що являє собою зрощені кристали натрій і калій хлоридів: $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$. Натрій хлорид утворює не тільки соляні поклади, відомі під назвою мінерал *галіт*, а й печери. У великих кількостях ця сіль наявна в морській воді.

Найширше використання серед хлоридів має *натрій хлорид*. Це — незмінний харчовий продукт. У побуті й харчовій промисловості — консервуючий засіб. У медицині під час тяжких захворювань використовують фізіологічний розчин. На високотемпературних виробництвах питну воду підсолюють, щоб не зневоднювалися організми працівників. Натрій хлорид є сировиною хімічної промисловості. Зокрема, методом електролізу добувають натрій гідроксид, водень, хлор. У лабораторіях і промисловості — хлоридну кислоту, соду. *Калій хлорид* застосовують як мінеральне калійне добриво. З калій хлориду шляхом електролізу добувають калій гідроксид, металічний калій, хлор.

Карбонати — солі, що досить часто поширені в природі у вигляді крейди, мармуру, вапняку. Справжнім чудом природи є утворення сталактитів (рис. 86) і сталагмітів у печерах, що супроводжується взаємоперетворенням карбонатів на гідроген-карбонати й навпаки.

Карбонати використовують у будівельній справі для виробництва негашеного CaO й гашеного Ca(OH)_2 вапна. *Мармур* отримав широке використання в архітектурі й будівництві як облицювальний, а в мистецтві — як скульптурний матеріал. У сільському господарстві карбонати використовують для вапнування ґрунтів. *Натрій карбонат*



Рис. 86. Сталактити в печері

у промислових масштабах застосовують для добування мила, скла, синтетичних мийних засобів, емалей, а в побуті — для пом'якшення води.

Основною складовою вапняку, мармуру, крейди є кальцій карбонат CaCO_3 . Зрошені кристали кальцій і магній карбонатів $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — складові *доломіту*; ферум карбонат — складова *сидериту*; цинк карбонат — *гельмею*.

Силікати — солі силікатної кислоти — у природі представлені *слюдаю, глиною, сланцями*. Горючі сланці є висококалорійним і дешевим паливом. Натрій, калій і кальцій силікати використовують для виплавляння скла, виробництва цементу, кераміки.

Сульфати в природі поширені у вигляді *гіпсу* (кристалогідрат — речовина, у складі якої міститься вода, кальцій сульфат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) та глауберової солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, мідного купоросу — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Сульфати використовують у медицині (гіпсові пов'язки), скульптурній справі (вироби з гіпсу, барельєфи, горельєфи, статуетки, статуї, наочні експонати), виробництві скла (віконного та кольорового), на будівництві.

Нітрати в природних умовах — рідкісні сполуки. Натрій нітрат відомий як *натрієва*, або *чилійська селітра*, калій нітрат — *індійська селітра*, кальцій нітрат — *норвезька селітра*. Нітрати використовують як мінеральні добрива, у виробництві сірників, вибухових речовин і чорного пороху, а натрій нітрат — як консервант. Аргентум(I) нітрат наносять тонким шаром на фото- й рентгенівські плівки, завдяки чому відбувається фотографування, а в медицині — діагностика захворювань внутрішніх органів. Посрібнення металевих виробів також відбувається з участю аргентум(I) нітрату.

Ортофосфати представлені в природі у вигляді покладів *фосфоритів і апатитів*. До їх складу входить кальцій ортофосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. У промисловості використовують переважно для виробництва фосфорних добрив та ортофосфатної кислоти.

У земній корі чимало солей сульфідної кислоти — **сульфідів**, зокрема цинк сульфід ZnS — *цинкова обманка*; молібден сульфід MoS_2 — *молібденіт*; ферум сульфід FeS — *пірит*; плюмбум сульфід PbS — *свинцевий блиск* та ін. Усе це — руди, з яких виплавляють відповідні метали.

Води багатьох джерел мають специфічний смак завдяки тому, що в них наявні розчинені солі. Вам відомо, що за трива-



Рис. 87. Висока концентрація солей у Мертвому морі спричиняє їх кристалізацію у вигляді різних фігур

лого кип'ятіння води утворюється накіп. Це солі карбонатної кислоти: *карбонати кальцію та магнію*, які під час кип'ятіння випадають в осад. Оскільки вони розчинні в кислотах, то видалити з посуду накіп у побутових умовах можна за допомогою оцту чи лимонного соку.

У морській воді у великих кількостях розчинені *натрій хлорид, магній хлорид, натрій сульфат, натрій бромід* та інші солі (рис. 87). Завдяки великому вмісту солей морська вода має лікувальні властивості.

Солі потрібні не тільки людині. Вони входять до складу клітинного соку всіх рослин, тканин організмів людей і тварин.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- **Солі** — дуже поширені речовини в природі. Найпоширеніші з них хлориди, карбонати, силікати, сульфати, сульфіді, нітрати, ортофосфати.
- Багато солей у розчиненому вигляді містяться в складі прісної, морської та мінеральних вод, що надає їм специфічних смакових властивостей.
- Усі згадані вище солі мають велике практичне значення для людини й усіх живих організмів.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть групи солей, що найбільше поширені в природі.
2. Поясніть поширення в природі та використання: а) хлоридів; б) карбонатів; в) силікатів; г) сульфатів; г) сульфідів; д) нітратів; е) ортофосфатів.
3. Охарактеризуйте практичне значення солей для життя людини, рослин, тварин, використовуючи знання з біології.

4. Дopiшiть продукти реакцiй, поставте коефiцiєнти:
а) $\text{FeCl}_2 + \text{KOH} = \dots$; б) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \dots$; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} = \dots$;
г) $\text{BaCO}_3 = \dots + \dots$; г) $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \dots$; д) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} = \dots$.
5. Здiйснiть перетворення за поданою схемою:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$.
6. У двох пробiрках пiд шифрами є розчини натрiй карбонату та калiй хлориду. Пояснiть, як експериментально розпiзнати кожну з цих сполук.
7. На розчин цинк хлориду, що мiстив сiль кiлькiстю речовини 0,2 моль, подiяли надлишком розчину натрiй силiкату. Обчислiть масу й кiлькiсть речовини утвореного осаду. Назвiть речовину, що випала в осад.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Пустеля Салар де Уюні в Болiвiї славиться не тiльки тим, що це найбільша соляна пустеля на планетi, але й тим, що саме тут розташований мальовничий готель «Palacio de Sal» («Соляний палац»). Унiкальнiсть його полягає в тому, що він увесь побудований iз соляних блоків, на що пішло десять тисяч тонн солі. Бiльш детальну iнформацiю ви можете отримати з iнтернет-ресурсу за адресою: <http://senfil.net/index.php?newsid=167>.
- У давнину кухонна сiль вважалася дорожчою за золото. Тому вона була символом добробуту родини. В Україну її привозили чумаки з Криму.
- Румунські вчені з унiверситету ім. Бабеша Бойя в м. Клуж Напока створили штучну кров, до складу якої входить вода, сiль i бiлок гемеритрин, узятий iз морських червiв.
- Американські вчені провели експерименти з кухонною сiллю. Помiстивши кристали солі в зону високого тиску (200 000 атмосфер) i додавши додатковi хлор або натрiй, вони добули «неможливі» сполуки складу Na_3Cl i NaCl_3 .



§ 37. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ СОЛЕЙ



Опанувавши матерiал параграфу, ви зможете:

- *знати*, якими способами можна добути солі в промислових i лабораторних умовах;
- *узагальнити знання* про хiмiчні властивостi солей;
- *робити висновки* про багатоманiтнiсть солей та способiв їх добування.



Пригадайте хімічні властивості основних класів неорганічних сполук.

Ви вже переконалися в тому, що серед неорганічних речовин солі є досить поширеними в природі. Однак не всі відомі солі можуть мати природне походження. Багато солей добувають у промисловості й лабораторіях науково-дослідних установ. Розглянемо, якими способами добувають солі.

Реакції, що лежать в основі добування солей, вам уже відомі, оскільки вони закладені в хімічних властивостях того чи іншого класу неорганічних сполук. Тому способи добування солей подамо не традиційно, а у вигляді *блок-схеми «Добування солей»* (рис. 88). Опрацювуючи цю блок-схему, ви отримаєте додаткові відомості про утворення солей, що не поширені в природі. Цим ви розширите свої знання про солі та їх багатоманітність.

У результаті опрацювання блок-схеми ви дізнаєтеся, як отримати не тільки солі, утворені оксигеновмісними кислотами, а й хлориди, броміди, йодиди, фториди, сульфіді, нітриди тощо.

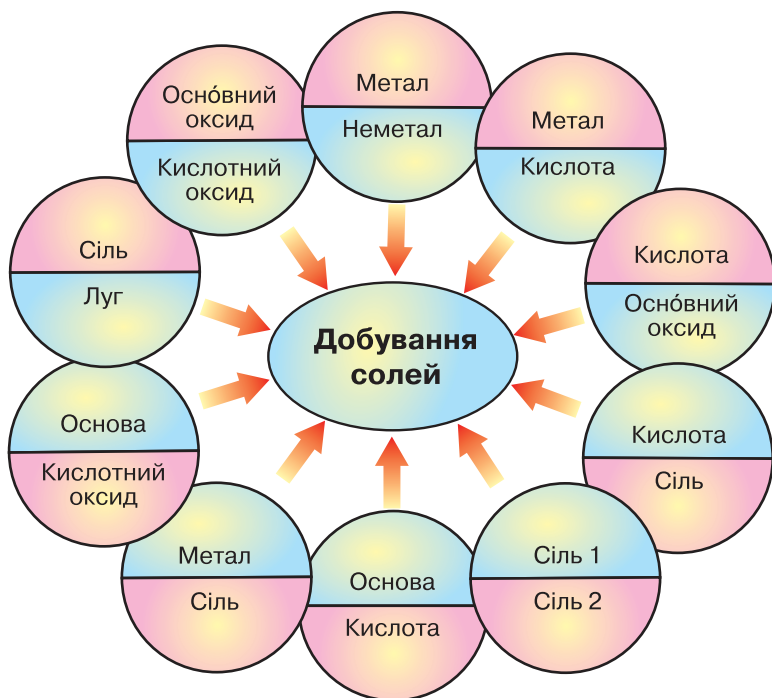


Рис. 88. Блок-схема «Добування солей»



Напишіть рівняння реакцій між речовинами, що узагальнено подані в блок-схемі (рис. 88, с. 203), самостійно добираючи конкретні з них.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Солі утворюються під час взаємодії простих речовин типових металів і неметалів, а також під час хімічних реакцій між основними класами неорганічних сполук.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть попарно взяті речовини, між якими відбудеться хімічна взаємодія з утворенням солей.
2. Напишіть рівняння реакцій між: а) металами та бромом; б) основними оксидами та сульфатною кислотою; в) лугом і нітратною кислотою; г) нерозчинною основою та хлоридною кислотою; г) сіллю й сульфатною кислотою; д) металом і купрум(II) хлоридом; е) двома солями, узятими в розчинах.
3. Напишіть рівняння реакцій за поданою схемою:

$$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6].$$
4. Налийте в пробірку розчин барій хлориду й обережно долийте розчин сульфатної кислоти. Опишіть спостереження, поясніть, чи відбулася хімічна взаємодія між цими речовинами.
5. На суміш солей барій хлориду з натрій карбонатом масою 12,68 г подіяли надлишком сульфатної кислоти. Випав осад масою 2,33 г. Обчисліть маси й кількості речовин сполук, які взяли участь у реакції.



ЦІКАВО ЗНАТИ

- Щоб квіти залишалися свіжими якомога довше, додайте дрібку солі до води у вазі.
- Щоб позбутися мурашок, насипте сіль біля входу до вашого будинку, біля вікон і під дверима.
- Щоб позбутися бур'янів у вашому дворі, насипте сіль у тріщини в тротуарі або в ті місця, де вони, як правило, ростуть.
- Щоб узимку мати можливість сушити одяг на вулиці, додайте жменю солі до останнього циклу полоскання, це допоможе запобігти замерзанню одягу.



ДОСЛІДЖУЄМО ВДОМА

Дослід 1. Покладіть у заглибини зрізаної пластикової пляшки мушлю слимака, черепашку з берега моря, шматок крейди, шматок

мarmуру, шматок шкаралупи курячого яйця. Залийте кожну з них кока-колою. Спостерігайте, що відбувається в кожній заглибині. Поясніть спостережувані явища.

Дослід 2. Дослідіть, чи міститься в зубній пасті кальцій карбонат. Поясніть результати дослідження.



§ 38. ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ ОСНОВНИМИ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК

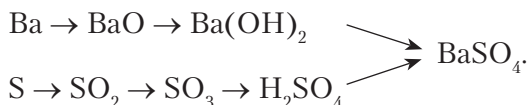


Опанувавши матеріал параграфа, ви зможете:

- *знати*, між якими речовинами існують генетичні зв'язки;
- *уміти* складати схеми перетворень речовин; складати рівняння реакцій, що лежать в основі схем;
- *пояснювати* генетичні зв'язки між простими речовинами й речовинами, що утворюють основні класи неорганічних сполук.

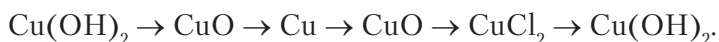
ГЕНЕТИЧНІ ЗВ'ЯЗКИ МІЖ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ СПЛУК. Вивчаючи хімічні властивості основних класів неорганічних сполук, ви дізналися, що під час хімічних перетворень з речовин одного класу утворюються речовини інших класів. Це ще один доказ того, що між простими й складними речовинами та між основними класами неорганічних сполук існують взаємозв'язки. Їх називають **генетичними** (від *грецьк.* генезис — походження).

У хімії генетичні зв'язки зображають у вигляді ланцюжків перетворень. Розглянемо це на конкретному прикладі:



У наведеному ланцюгу перетворень подано два ряди генетично пов'язаних речовин. Перший починається металом, другий — неметалом. Починаючи з металу барію, через ряд перетворень добувають барій сульфат. Однак цю сіль можна добути через низку перетворень, починаючи від неметалу сірки.

Можливі схеми генетичного зв'язку від складніших до простіших за складом речовин і знову до складніших. Наприклад:



Генетичні зв'язки між простими і складним речовинами та класами неорганічних речовин у загальному вигляді подано схемою (рис. 89).

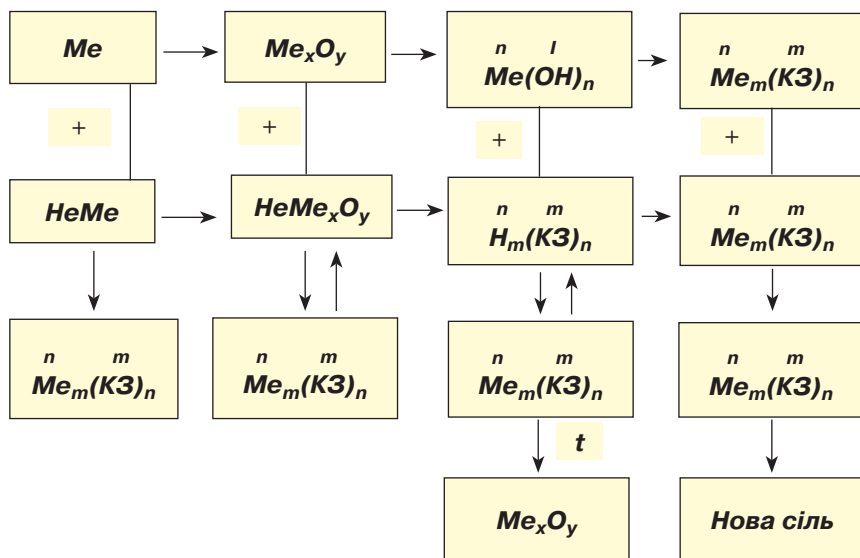


Рис. 89. Схема генетичних зв'язків між простими речовинами й основними класами неорганічних сполук

Розгляньте уважно подану схему по вертикалі та горизонталі. У горизонтальних рядках зображено перетворення металів (перший ряд) через основний оксид і гідроксид (основу) до солі. У другому ряді — перетворення неметалів через кислотний оксид і гідроксид (кислоту) до солі.

У вертикальних стовпцях зображено взаємоперетворення речовин, що утворюють основні класи неорганічних сполук.

Треба зазначити, що знання про генетичні зв'язки між класами речовин, уміння здійснювати їх взаємоперетворення мають практичне значення в хімічній промисловості. Це створює певні умови для добування нових, невідомих сполук, які люди використовують у різних галузях господарської діяльності.



ПІДСУМОВУЄМО ВИВЧЕНЕ

- Між простими речовинами, простими й складними речовинами існують взаємозв'язки, що називають **генетичними**.
- Найчастіше генетичні ряди починаються простими речовинами (металами чи неметалами). Через низку перетворень — оксиди (основні, кислотні), гідрати оксидів (основи, кислоти) — утворюють солі.
- Генетичні ряди відображають не тільки взаємоперетворення від простої до складних речовин, а й між складними речовинами.
- Знання про генетичні зв'язки між класами речовин, уміння здійснювати їх взаємоперетворення мають практичне значення під час виконання лабораторних дослідів і добування речовин у промисловості.



ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЮ

1. Назвіть два генетичні ряди речовин.
2. Напишіть рівняння реакцій за поданими схемами:
 - а) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$;
 - б) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$;
 - в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;
 - г) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$.
3. Сульфатну кислоту масою 19,6 г повністю нейтралізували розчином калій гідроксиду. Обчисліть маси продуктів реакції.
4. Напишіть, використовуючи формули, схему генетичних зв'язків і рівняння відповідних реакцій:
 - а) натрій хлорид \rightarrow хлоридна кислота \rightarrow купрум(II) хлорид \rightarrow купрум(II) гідроксид \rightarrow купрум(II) оксид \rightarrow купрум(II) нітрат;
 - б) ферум \rightarrow ферум(II) сульфат \rightarrow ферум(II) гідроксид \rightarrow ферум(II) оксид \rightarrow ферум(II) хлорид;
 - в) сірка \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow сульфур(VI) оксид \rightarrow сульфатна кислота \rightarrow купрум(II) сульфат (двома способами);
 - г) кальцій \rightarrow кальцій оксид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій карбонат \rightarrow карбон(IV) оксид \rightarrow натрій карбонат.
5. Доведіть експериментально, що до складу:
 - а) алюміній сульфату входять йон Алюмінію та кислотний залишок сульфатної кислоти (сульфат-аніон);
 - б) магній хлориду — йон Магнію та кислотний залишок хлоридної кислоти (хлорид-аніон).
6. Запропонуйте спосіб розпізнавання:
 - а) хлоридної та сульфатної кислот;
 - б) солей хлоридної та сульфатної кислот.

**НАВЧАЛЬНИЙ ПРОЕКТ**

- I. Оберіть самостійно або з учительською допомогою тему навчального проекту з тих, що подані нижче.
 1. Сполуки основних класів у будівництві й побуті.
 2. Хімічний склад і використання мінералів.
 3. Вирощування кристалів солей.
 4. Вплив хімічних сполук на довкілля і здоров'я людини.
- II. Виконайте навчальний проект в обраній вами формі.
- III. Проведіть презентацію проекту.

ПРАКТИЧНІ РОБОТИ**Практична робота 1****ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

Ви вже ознайомлені з експериментальним методом, за допомогою якого вивчають та описують властивості речовин, способи їх добування, застосування.

Мета роботи: підтвердити знання властивостей оксидів, кислот, основ і солей; формувати вміння й навички експериментального вивчення властивостей речовин; спостерігати ознаки перебігу реакцій; складати рівняння реакцій, що підтверджують властивості речовин; робити висновки.

Завдання практичної роботи

I варіант

1. Проведіть дослідження, яке підтверджує, що кальцій оксид є основним, а не кислотним.
2. Дослідіть взаємодію хлоридної кислоти з: а) магнієм; б) розчином кальцій гідроксиду.
3. Доведіть експериментально, що натрій гідроксид взаємодіє з карбон(IV) оксидом. Поясніть результати дослідження.
4. Проведіть реакцію обміну між розчинами натрій сульфату та барій хлориду. Поясніть, чи відбулася реакція до кінця.

II варіант

1. Проведіть реакцію, яка підтверджує, що карбон(IV) оксид є кислотним, а не основним.
2. Дослідіть взаємодію сульфатної кислоти з: а) кальцій оксидом; б) свіжодобутим купрум(II) гідроксидом.

3. Доведіть експериментально, що нерозчинні у воді основи розкладаються за нагрівання.

4. Проведіть реакцію обміну між розчинами магній хлориду й аргентум(I) нітрату. Поясніть, чи відбулася реакція до кінця.

III варіант

1. Проведіть реакцію між натрій гідроксидом і нітратною кислотою. Поясніть, як спостерігати перебіг реакції.

2. Доведіть експериментально, що в повітрі, яке видихає людина, міститься вуглекислий газ.

3. Дослідіть взаємодію сульфатної кислоти з: а) розчином барій гідроксиду; б) цинком. Поясніть результати дослідження.

4. Проведіть реакцію обміну між розчином ферум(II) хлориду та калій гідроксидом. Поясніть, чи відбулася реакція до кінця.

IV варіант

1. Доведіть, що видана вам речовина є хлоридною кислотою.

2. Дослідіть взаємодію хлоридної кислоти з: а) розчином аргентум(I) нітрату; б) залізом.

3. Доведіть експериментально, що кальцій гідроксид є лугом.

4. Проведіть реакцію обміну між розчинами цинк хлориду й натрій гідроксиду. Поясніть, чи відбулася реакція до кінця.



Практична робота 2

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ

Сама назва «експериментальна задача» підкреслює специфіку виконання цього виду роботи, а саме: такі задачі розв'язуються дослідним шляхом.

Мета роботи: навчитися розпізнавати речовини, встановлювати їх якісний склад; добувати речовини й досліджувати їх хімічну природу; робити висновки.

Завдання практичної роботи

I варіант

1. У трьох пробірках під шифрами є розчини: барій хлориду, калій хлориду та нітратної кислоти. Визначте експериментально кожен з цих речовин.

2. Вам видано порошки магнію й магній оксиду. Запропонуйте два способи добування магній сульфату. Ваші пояснення доведіть експериментально.

3. Доведіть, що до складу аргентум(I) нітрату входить йон Аргентуму Ag^+ .

4. Добудьте алюміній гідроксид і доведіть його подвійну хімічну природу.

II варіант

1. У трьох пробірках під шифрами є розчини: натрій гідроксиду, аргентум(I) нітрату й ортофосфатної кислоти. Визначте експериментально кожну з цих речовин.

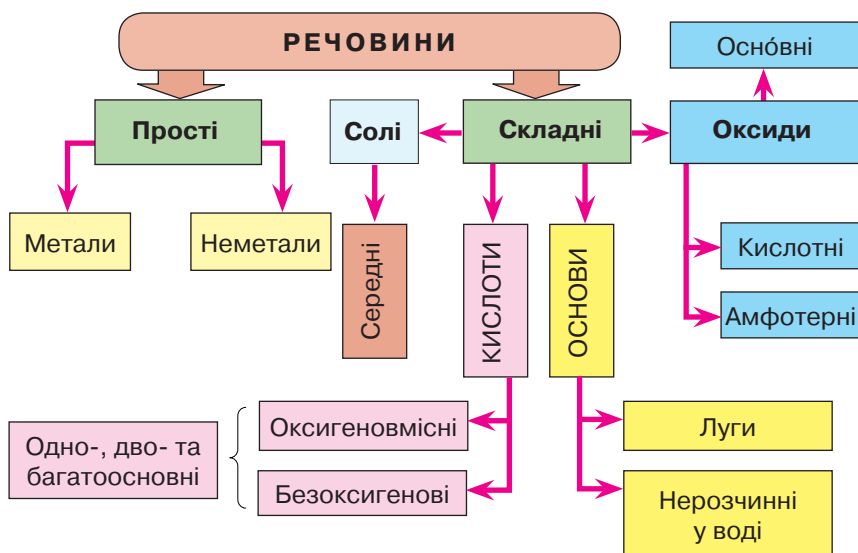
2. Вам видано порошки магнію, заліза та міді й хлоридну кислоту. Проведіть дослідження, які характеризують взаємодію кислот із металами.

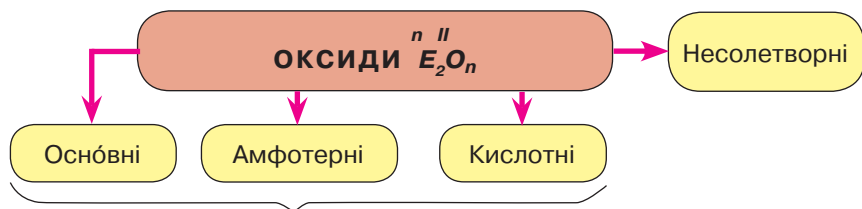
3. Доведіть, що до складу купрум(II) сульфату входить йон Купруму Cu^{2+} .

4. Добудьте цинк гідроксид і доведіть його подвійну хімічну природу.

УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ ІЗ ТЕМИ 4

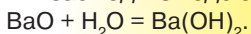
«ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК»



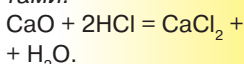


ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

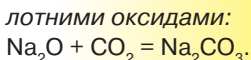
1. Взаємодія з водою:



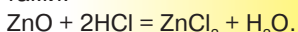
2. Взаємодія з кислотами:



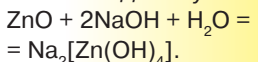
3. Взаємодія з кислотними оксидами:



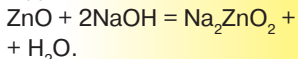
1. Взаємодія з кислотами:



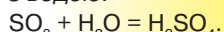
2. Взаємодія з лугами:



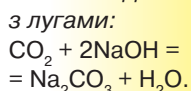
Під час сплавлення:



1. Взаємодія з водою:



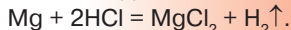
2. Взаємодія з лугами:



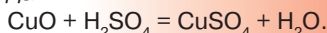
КИСЛОТИ ^{I n} H_n(КЗ)

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

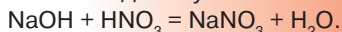
1. Взаємодія з металами:



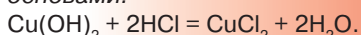
2. Взаємодія з оснóвними оксидами:



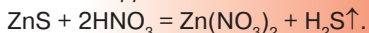
3. Взаємодія з лугами:



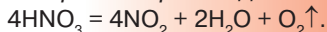
4. Взаємодія з нерозчинними основами:



5. Взаємодія із солями:

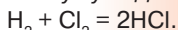


6. Термічний розклад:

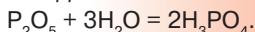


СПОСОБИ ДОБУВАННЯ

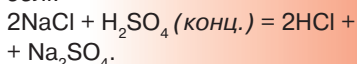
1. Взаємодія водню з неметалами та розчинення отриманих сполук у воді:

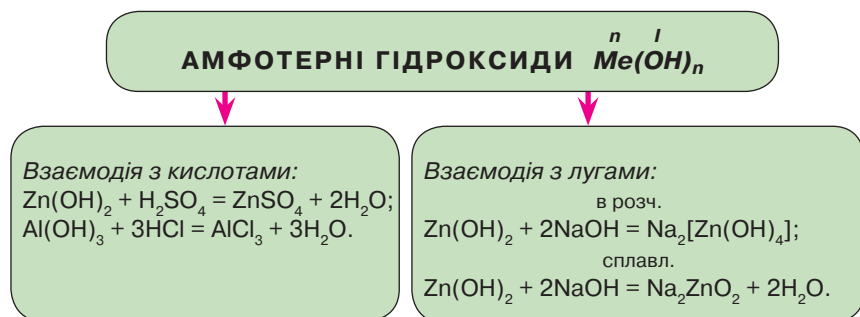
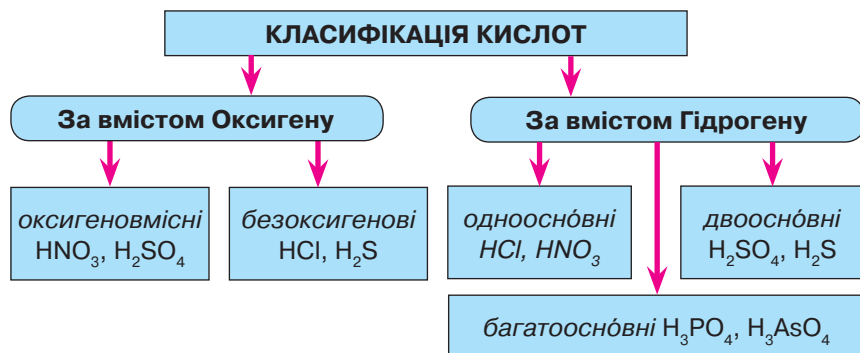


2. Взаємодія кислотних оксидів із водою:



3. Взаємодія солей із сильнішими кислотами, ніж та, що є в складі солі:

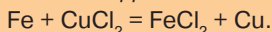




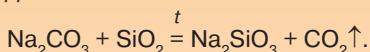
СОЛІ $Me_n(KZ)_m$

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

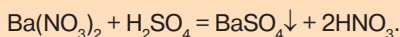
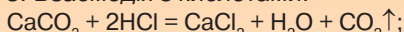
1. *Взаємодія із металами:*



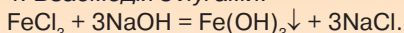
2. *Взаємодія з кислотними оксидами:*



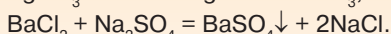
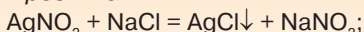
3. *Взаємодія з кислотами:*



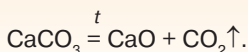
4. *Взаємодія з лугами:*



5. *Взаємодія солей між собою в розчинах:*



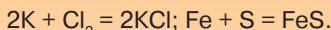
6. *Розклад під час нагрівання:*



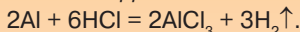
*З металами реакції відбуваються тоді, коли метал є більш активним за той, що входить до складу солі.

СПОСОБИ ДОБУВАННЯ

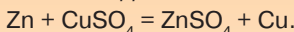
1. *Взаємодія металів із неметалами:*



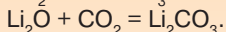
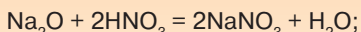
2. *Взаємодія металів з кислотами:*



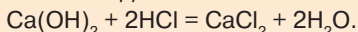
3. *Взаємодія металів із солями:*



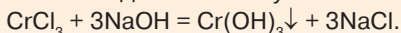
4. *Взаємодія основних оксидів із кислотами:*



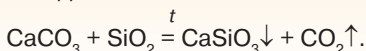
5. *Взаємодія основ із кислотами:*



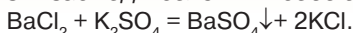
6. *Взаємодія солей із лугами:*



7. *Взаємодія солей із кислотними оксидами:*



8. *Взаємодія солей між собою:*



Відповіді до задач

§ 18. 3. а) $30,01 \cdot 10^{23}$ молекул; б) $12,04 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць NaCl; по $12,04 \cdot 10^{23}$ йонів Na^+ і Cl^- ; в) $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул; г) $48,08 \cdot 10^{23}$ молекул.
4. а) 3 моль; б) 2 моль; в) 0,5 моль; г) 4 моль. § 19. 4 Б; 5 В; 6 А; 7 В.
§ 20. 1 В; 2 Б; 3 А; 4 В; 5 Б; 6 Г; 7 Б; 8 Г; 9 А; 10 В. § 21. 1 В; 2 А; 3 Б; 4 В;
5. А 2.II; Б 1.I; В 4.II. § 27. 1. 7,2 г; 2. 0,4 моль; 3. 0,3 моль; 16,8 г;
4. 1,12 л; 5,3 г; 5. 24 г; 0,6 моль; 6. 72 л. § 28. 6. 32,8 г; 0,2 моль; 7. 51,3 г;
10,08 моль. § 29. 4. 24 г; 0,6 моль; 5. 3,65; 17 г. § 30. 7. 5,6 л; 40 г; 8. 70,2 г.
§ 31. 4. 3,36 г; 5. 19,05 г; 6. 28,7 г; 0,2 моль; 7. 3,4 г; 0,04 моль $NaNO_3$;
0,448 л SO_2 . § 32. 5. 23,3 г; 6. 0,2 моль; 27,2 г. § 33. 5. 1,61 г; 7. 37,8 г;
0,2 моль кожної; 28,6 г. § 34. 6. 5,1 г. § 35. 4. 1,12 л; 5. 24 г. § 36. 28,2 г.
§ 37. 5. 2,08 г; 0,01 моль; 10,6 г; 0,1 моль. § 38. 3. 34,8 г; 7,2 г.

ДОДАТКИ

Додаток 1

ВІДНОСНІ МОЛЕКУЛЯРНІ МАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Катіони Аніони	H ⁺	NH ⁴⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ²⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	—	241
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	—	309	319	—	235	461
NO ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ₃ ²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	—	—	—	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	—	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ, АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Додаток 2

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ni ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—
F ⁻	P	P	M	P	P	M	M	M	M	P	P	P	M	H	M	P	P	P	#
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	M
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	M	—	P	H	M
S ²⁻	P	P	P	P	P	#	#	P	#	#	H	H	H	#	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	M	—	—	P	M	M	—	M	—	M	H	#
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	M	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	M	P	P	M	H	H	H	H	H	M	H	H	H	#	H	H	#
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	M	H	H	—	—	H	H	H	—	H	#	M	M	—
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P

P — речовина розчинна; H — речовина нерозчинна; # — речовина існує, але реагує з водою.
M — речовина малорозчинна; — — речовина не існує;

СЛОВНИК ХІМІЧНИХ ТЕРМІНІВ

А

Амфотерні гідроксиди — тверді речовини немoleкулярної будови, що проявляють властивості основ і кислот.

Амфотерні оксиди — оксиди, що проявляють властивості основних і кислотних оксидів.

Амфотерність — здатність речовин проявляти подвійні хімічні властивості (основних і кислотних гідроксидів, основ і кислот).

Аніони — негативно заряджені йони.

Атомні кристалічні ґратки — ґратки, у вузлах яких містяться атоми.

В

Валентність — це число ковалентних хімічних зв'язків, якими атом з'єднаний з іншими атомами.

Відносна густина газів — відношення, що показує, у скільки разів маса певного об'єму одного газу більша або менша від маси такого ж об'єму іншого газу за однакових умов.

Вузлі кристалічних ґраток — місця розташування структурних частинок у ґратках.

Г

Галогени — природна родина активних неметалічних елементів, що утворюють прості речовини типових металів, молекули яких двоатомні.

Генетичний зв'язок — взаємозв'язок між простими, простими й складними речовинами, унаслідок чого з одних речовин можна добути інші.

Групи — вертикальні стовпці хімічних елементів, подібних за властивостями.

Е

Електронегативність — це властивість атома елемента притягувати до себе електрони.

Електронна орбіталь — це об'єм простору навколо ядра атома, у якому найбільш імовірно перебування електрона.

Енергетичний рівень — відстань електрона від ядра атома, що залежить від запасу енергії.

— — **завершений** — це рівень, що містить 2 або 8 електронів.

І

Ізотопи — різновиди атомів одного й того самого хімічного елемента, що мають однаковий заряд ядра (протонне число), але різні нуклонні числа.

Індикатор — речовина, яка змінює забарвлення в кислому чи лужному середовищі.

Інертні елементи — природна родина елементів, що виявляють стійку інертність до інших речовин.

Й

Йони — заряджені частинки, на які перетворюються атоми або групи атомів, коли вони втрачають або приєднують електрони.

Йонні кристалічні ґратки — ґратки, у вузлах яких катіони й аніони розташовуються по черговому й утримуються силами взаємного притягання.

Йонний зв'язок — хімічний зв'язок між йонами.

К

Катіони — позитивно заряджені йони.

Кислоти — це складні речовини, до складу яких входять один або кілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на йони металічних елементів, і кислотні залишки.

Кількість речовини ν (читається — «ню») — це фізична величина, що вказує на число структурних частинок (атомів, молекул, йонів), які містяться в даній порції цієї речовини.

Кристалічні ґратки — упорядкування структурних частинок речовини в просторі під час їх твердіння.

Л

Лужні металічні елементи — природна родина елементів, прості речовини яких при взаємодії з водою утворюють луги.

М

Молекулярні кристалічні ґратки — ґратки, у вузлах яких розташовуються молекули речовин із ковалентним зв'язком.

Моль — кількість речовини, що містить стільки структурних частинок (атомів, молекул, йонів), скільки атомів міститься в Карбоні масою 0,012 кг (12 г).

Молярна маса — фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до її кількості.

Молярний об'єм V_m (читається — «ве-ем») — це відношення об'єму (V) до відповідної кількості речовини (ν).

Н

Нейтрони (n) — електронейтральні частинки ядра атома, відносна маса яких — 1.

Неполярний ковалентний зв'язок — зв'язок, під час якого не відбувається зміщення електронних пар до атомів, які його утворюють.

Нормальні умови — температура 0 °C і тиск 101,3 кПа.

Нукліди — різні види атомних ядер залежно від кількості нуклонів.

Нуклон — загальна назва протонів і нейтронів у ядрі атома.

О

Оксиди — це складні речовини, до складу яких входять два елементи, один з яких — Оксиген у ступені окиснення –2.

— **амфотерні** — їм відповідають амфотерні гідроксиди.

— **кислотні** — їм відповідають кислоти.

— **основні** — їм відповідають основи.

Основи — складні речовини, до складу яких входять катіони металічних елементів й один або кілька аніонів гідроксильних груп.

П

Періоди — це горизонтальні ряди елементів, розташовані в порядку зростання їх атомних мас, що починаються лужним металічним і закінчуються інертним елементом.

Періодична систе́ма — це графічне відображення природної класифікації хімічних елементів.

Прото́ни (p) — позитивно заряджені частинки ядра атома із зарядом +1 і відносною масою 1 а. о. м.

Р

Ра́діус а́тома — віддаль від ядра до зовнішнього енергетичного рівня.

Реа́кції замі́щення — реакції, що відбуваються між простою і складною речовинами, унаслідок чого атоми простої речовини заміщають атоми в складній.

- **нейтра́ліза́ції** — реакції між основою і кислотою з утворенням солі та води.
- **обмі́ну** — реакції між двома складними речовинами, під час яких вони обмінюються складовими частинами.

С

Со́лі — складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами кислотних залишків.

Спа́рені електро́ни — електрони, що мають однакові запас енергії, форму орбіталі й просторову орієнтацію, але антипаралельні спіни.

Спи́н — рух електрона навколо власної осі.

Сту́пінь окі́снення — це умовний заряд атома, якщо припустити, що сполука складається тільки з йонів.

Х

Хімі́чний зв'язо́к — це зв'язок, утворений на основі взаємодії між частинками речовини (атомами, молекулами, йонами), у результаті чого утворюються хімічно стійкі молекули чи кристали.

- **кова́ле́нтний** — це зв'язок, що утворюється за рахунок спільних електронних пар.
- **непо́лярний** — утворюється між атомами з однаковою електронегативністю за рахунок спільних електронних пар.
- **поля́рний** — утворюється між атомами з різною електронегативністю на основі спільних електронних пар.

Хімі́чний еле́мент — це вид атомів з однаковим зарядом ядра (протонним числом).

Ч

Число́ Авога́дро $6,02 \cdot 10^{23}$ — це число, що вказує на кількість структурних частинок, які містяться в 1 моль будь-якої речовини незалежно від її агрегатного стану.

ПРЕДМЕТНИЙ ПОКАЖЧИК

А

Амфотерні оксиди 182, 184
— гідроксиди 184, 212
Амфотерність 184
Аніони 84, 86
Атомна кристалічна ґратка 90, 91,
93, 99

В

Валентність 31, 95, 96, 97
— за Гідроґеном 32
Відносна густина газів 113, 116,
118
Відносна молекулярна маса 9, 10
— формульна маса 11
Використання кислот 170–172
— оксидів 142–143
Витискувальний ряд металів 159
Властивості речовин 6
Вузли кристалічних ґраток 87, 92

Г

Галогени 21, 23
Генетичний зв'язок 205–207
Групи 30, 34, 71

Ґ

Ґратки кристалічні 87, 92, 99

Е

Електрон 48
— неспарений 48, 53, 95
— спарений 48, 53
Електронегативність 75, 76
Електронна оболонка 35, 37, 72
Електронна орбіталь 41, 45, 72, 73
Електронна формула 48, 49, 51,
53, 72
— графічна формула 48, 53, 72
Експериментальний метод 195, 197
Енергетичний рівень 37, 43, 44,
45, 46, 49, 53, 54, 72
— — завершений 46, 53, 72, 73
— — зовнішній 43, 52

З

Заряд ядра атома 55
Значення періодичного закону
65, 68

І

Ізотопи 38, 39, 40
Індикатор 156, 160, 162
Інертні елементи 22, 23

Й

Йон 74, 83, 84, 86
Йонна кристалічна ґратка 88, 91,
93, 99
Йонний зв'язок 83, 85, 86, 99

К

Катіони 84, 86
Кількість речовини 101, 103, 117
Кислоти 123, 124, 125, 154–160,
162–165, 172, 212
Кислотний залишок 123, 125
Ковалентний зв'язок 77, 81, 99
— — неполярний — 77, 80, 81, 99
— — полярний — 81, 99
Кристалічні ґратки 87–93, 99

Л

Луги 173–179
Лужні елементи 19, 23

М

Маса розчину 12
Масова частка елемента 10, 11
— — розчиненої речовини 12,
13, 15
Модель будови атома 35
Молекулярна кристалічна ґратка
88, 99
Моль 101, 102, 103, 104, 117
Молярна маса 105, 107, 118
Молярний об'єм 108, 109,
111, 118

Н

Нейтрон 36, 72
Нормальні умови 108, 111, 118
Нуклід 36, 39
Нуклон 36, 39
Нуклонне число 37, 72

О

- Оксиди 119, 122, 125, 133, 138, 143, 211
— амфотерні 122, 125, 137, 138, 211
— кислотні 122, 125, 135, 138, 211
— основні 122, 125, 133, 138, 211

- Основні класи неорганічних сполук 119, 120
Основи 130, 131, 185
— багатокислотні 130, 131
— двокислотні 130, 131
— нерозчинні 130, 131
— однокислотні 130, 131
— розчинні 130, 131

П

- Періоди 26, 29, 54, 71
— великі 30, 34, 71
— малі 30, 34, 71
Періодична система 26, 69, 71
Періодичний закон 24, 27, 28, 69, 71
Підгрупи 30, 71
Поширення кислот 166–167
— оксидів 139–142
— солей 199–201
Протон 36, 39, 72
Протонне число 37

Р

- Радіус атома 48
Реакції заміщення 160, 161
— нейтралізації 178, 180
— обміну 160, 161
Речовини 5, 7, 211
— молекулярні 5
— немoleкулярні 5
— неорганічні 5

- органічні 5
— прості 5, 7
— складні 5, 7

- Розрахунки за хімічними рівняннями 149–153
Розташування елементів у періоді й групі 61
Розчин 14

С

- Солі 127, 128, 131, 189–195, 199, 201
— середні 127, 131
Спін 44, 45, 72
Способи добування кислот 167–168, 212
— лугів 185–187, 213
— оксидів 144–147
— солей 203, 213
Стала Авогадро 102, 104, 118
Ступінь окиснення 94, 95, 97

Ф

- Фізичний зміст номера групи 56
— — періоду 57

Х

- Хімічні реакції 6
— горіння 8
— розкладу 6, 7
— сполучення 6, 7
Хімічний зв'язок 73, 74, 76, 99
— йонний 85, 99
— ковалентний 99
— неполярний 99
— полярний 99
Хімічний елемент 38, 39

Ч

- Число Авогадро 101, 102, 104

Я

- Ядро атома 35, 55, 72

ЗМІСТ

Від автора	3
------------------	---

Вступ. Повторення найважливіших питань курсу хімії 7 класу

§ 1. Найважливіші хімічні поняття. Прості й складні речовини. Реакції розкладу, сполучення	4
§ 2. Відносна молекулярна маса, її обчислення за хімічною формулою. Масова частка елемента в складній речовині	9
§ 3. Масова частка розчиненої речовини в розчині	11

Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів.

Будова атома

§ 4. Короткі історичні відомості про спроби класифікації хімічних елементів. Поняття про лужні, інертні елементи, галогени	16
§ 5. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	24
§ 6. Структура періодичної системи хімічних елементів	28
§ 7. Будова атома. Склад атомних ядер	35
§ 8. Стан електронів в атомі	41
§ 9. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Радіус атома	45
§ 10. Залежність властивостей елементів та їх сполук від електронної будови атомів	54
§ 11. Характеристика хімічних елементів за їх місцем у періодичній системі та будовою атома	60
§ 12. Значення періодичного закону	65
<i>Узагальнення знань із теми 1 «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома»</i>	<i>71</i>

Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 13. Природа хімічного зв'язку. Електронегативність елементів	73
§ 14. Ковалентний зв'язок. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок	77
§ 15. Йонний зв'язок, його утворення	83
§ 16. Кристалічні ґратки. Атомні, молекулярні та йонні кристали	87
<i>Лабораторний дослід 1</i>	<i>92</i>
§ 17. Ступінь окиснення	93
<i>Узагальнення знань із теми 2 «Хімічний зв'язок і будова речовини»</i>	<i>99</i>

Тема 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

§ 18. Кількість речовини. Моль — одиниця кількості речовини. Число Авогадро	100
§ 19. Молярна маса	105
§ 20. Закон Авогадро. Молярний об'єм газів	107
§ 21. Відносна густина газів	112
<i>Узагальнення знань із теми 3 «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами»</i>	
	117

Тема 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 22. Класифікація неорганічних сполук, їх склад і номенклатура. Оксиди. Кислоти	119
§ 23. Класифікація неорганічних сполук, їх склад і номенклатура. Солі, основи	126
§ 24. Фізичні та хімічні властивості оксидів	132
§ 25. Поширення оксидів у природі. Використання оксидів. Вплив на довкілля	139
§ 26. Способи добування оксидів	144
§ 27. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини, реагентів і продуктів реакцій	149
§ 28. Фізичні та хімічні властивості кислот	154
<i>Лабораторний дослід 2</i>	157
<i>Лабораторний дослід 3</i>	158
§ 29. Хімічні властивості кислот, їх взаємодія з основами та солями	162
§ 30. Поширення кислот у природі. Способи добування кислот	166
§ 31. Використання кислот	170
§ 32. Фізичні властивості основ. Хімічні властивості розчинних і нерозчинних основ. Реакція нейтралізації	172
<i>Лабораторний дослід 4</i>	174
<i>Лабораторний дослід 5</i>	176
<i>Лабораторний дослід 6</i>	177
§ 33. Фізичні й хімічні властивості амфотерних гідроксидів	181
§ 34. Способи добування лугів, нерозчинних основ та амфотерних гідроксидів	185
§ 35. Фізичні та хімічні властивості солей	188
<i>Лабораторний дослід 7</i>	189
<i>Лабораторний дослід 8</i>	192
<i>Лабораторний дослід 9</i>	194
<i>Лабораторний дослід 10</i>	196

§ 36. Поширення солей у природі та їх практичне використання	198
§ 37. Способи добування солей	202
§ 38. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук	205
<i>Практична робота 1</i>	208
<i>Практична робота 2</i>	209
<i>Узагальнення знань із теми 4</i> «Основні класи неорганічних сполук»	210
Відповіді до задач	213
Додатки	214
Словник хімічних термінів	216
Предметний покажчик	219

Навчальне видання

Савчин Марія Михайлівна

ХІМІЯ

Підручник
для 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

У підручнику з навчальною метою використано ілюстративні матеріали,
що перебувають у вільному доступі в мережі Інтернет.

Редактор *Т. Карбовнича*
Художнє оформлення, макет *О. Андрущенко, Ю. Ясінської*
Художній редактор *О. Андрущенко*
Технічний редактор *Л. Ткаченко*
Комп'ютерна верстка *О. Руденко, С. Овсяннікової*
Коректори *Т. Мельничук, С. Бабич*

Підписано до друку 12.07.2016 р. Формат 60×90/16.
Папір офс. № 1. Гарнітура Петербург.
Друк офс. Ум. др. арк. 14,00. Обл.-вид. арк. 13,74.
Умовн. фарбовідб. 56,00. Наклад 39 614 прим. Зам. №

Видавництво «Грамота».
01033, м. Київ, вул. Паньківська, 25, оф. 13.
Тел./факс: (044) 253-98-04. Електронна адреса: gramotanew@bigmir.net
www.gramota.kiev.ua

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру України
суб'єктів видавничої справи ДК № 341 від 21.02.2001 р.

Віддруковано з готових діапозитивів видавництва «Грамота»
на ПП «Юнісофт», 61036, м. Харків, вул. Морозова, 13 Б.
Свідоцтво ДК № 3461 від 14.04.2009 р.