



Г.А. Лашевська
А.А. Лашевська

ХІМІЯ

8



УДК 54(075.3)
ББК 24я721
ЛЗ2

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(Наказ Міністерства освіти і науки України від 10.05.2016 № 491)

**Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено**

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

Костриця І.В., методист вищої категорії відділу освіти Монастирищенської райдержадміністрації Черкаської області;

Тикул О.А., учитель НВО № 25 м. Кіровограда, учитель вищої категорії.

Лашевська Г.А.

ЛЗ2 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. / Г.А. Лашевська, А.А. Лашевська. — Київ : Генеза. — 2016. — 216 с. : іл.

ISBN 978-966-11-0693-1.

Підручник побудовано відповідно до принципів науковості, доступності, послідовності викладення навчального матеріалу тощо. Наведені після кожного параграфу запитання й завдання диференційовано за характером навчальної діяльності. Численні приклади застосування хімічних знань у повсякденному житті, посилання на інтернет-джерела сприяють зацікавленню учнів хімією, формуванню їхніх предметних і ключових компетентностей.

**УДК 54(075.3)
ББК 24я721**

ISBN 978-966-11-0693-1

© Лашевська Г.А.,
Лашевська А.А., 2016
© Видавництво «Генеза»,
оригінал-макет, 2016



Вітаємо вас, УЧНІ!

Ми знову зустрілися на сторінках підручника, щоб продовжити захопливу мандрівку світом хімії. Минулого навчального року ви мали нагоду пересвідчитися в тому, що опанування основ цієї науки допомагає підвищити загальну ерудицію, ліпше пізнати себе і навколишній світ.










Цього навчального року ви відкриєте для себе нові обрії хімії. Дізнаєтеся, якому фундаментальному закону природи підпорядковані властивості хімічних елементів та їхніх сполук, як і чому виникають хімічні зв'язки, які є види кристалів, як класифікують неорганічні сполуки та які властивості – загальні й особливі – притаманні представникам класів неорганічних сполук.

Нагадуємо, що цю навчальну книгу недостатньо прочитати – з нею потрібно наполегливо працювати. Під час роботи з підручником вам допоможуть умовні позначення в ньому – піктограми. Які саме?

У тексті параграфа:

- заплановані результати опрацювання параграфа;
-  визначення найважливіших понять і законів хімії;
-  завдання, які актуалізують опорні знання або пов'язані із застосуванням щойно здобутих знань;
 - найважливіше в параграфі.

У методичному апараті:

-  репродуктивні запитання, що допомагають засвоїти й відтворити знання;
-  продуктивні запитання та завдання, які спонукають до мислення;
-  творчі завдання;
-  посилання на інтернет-джерела: цікаві факти, відео- та анімаційні фільми з хімії;
-  тестові завдання для самоконтролю знань з теми;
-  домашні досліди;  лабораторні досліди;  практичні роботи;
-  навчальні проекти.

У рубриці **Цікаво і пізнавально** наведено стислу інформацію для допитливих учнів, яка стимулюватиме їх до подальшого пізнання.

У тексті вам траплятимуться нові слова, зокрема іншомовного походження. Запам'ятовувати їх необов'язково. Натомість важливо навчитися знаходити їхнє пояснення у тлумачному словничку підручника та інших джерелах інформації. Також у підручнику є покажчики – іменний і предметний.

У **Додатку** наведено довідкові таблиці. Усе це допоможе вам оперативно відшукати потрібну інформацію.

Навчальна робота з підручником зорієнтована на формування вашої компетентності (пояснення цього слова є в тлумачному словничку)

й розвиток ініціативи. Ви здобуватимете знання, аналізуючи різні джерела: текст, табличні дані, діаграми, рисунки.

Ілюстрації, наведені в підручнику, відбивають історичне минуле, реалії повсякденного життя та мистецтва. Аналіз їхнього змісту допоможе осягнути різноманітність способів пізнання навколишнього світу та його красу. Не оминайте увагою портрети науковців і біографічні довідки про них. Адже доробок кожного із цих учених став цеглиною в грандіозній будівлі сучасної науки, сприяв закладенню фундаменту для розвитку високих технологій. Таблиці та схеми використовуйте для систематизації й узагальнення знань. Будьте терплячими, наполегливими в досягненні мети, ретельно плануйте свою діяльність.

Чи всі завдання виконувати? Ви маєте самі визначити обсяг роботи. Кількість завдань і їхня різноманітність достатні, щоб кожен обрав собі ті, які йому до снаги. Ваш найперший порадник у цьому – учитель хімії. Хто, як не він, знає рівень навчальних можливостей, схильності та вподобання своїх вихованців й охоче допоможе правильно визначити обсяг домашнього завдання. Завдання та запитання, позначені *, не є обов'язковими. Вони адресовані охочим до навчання, допитливим восьмикласникам, які не шкодують часу й зусиль на самоосвіту та розвиток ерудиції.

Під час роботи над завданнями рубрики *Творча майстерня* зважте на те, що виконати їх усі навряд чи можливо та й недоцільно. Обирайте з-поміж них ті, що вам до душі та снаги. Залучайте до співпраці однокласників, друзів, молодших школярів, членів родини, радьтеся з учителями. Цей вид роботи відкриє вам обрії для самовираження як унікальної творчої особистості й подарує радість спільної праці. Не залишайте поза увагою навчальні проекти, перелік яких наведено наприкінці кожної теми.

У підручнику після кожної теми наведено тестові завдання. Виконання їх сприятиме не лише закріпленню вивченого, самоконтролю, засвоєнню навчального матеріалу, а й удосконаленню вмінь працювати з тестовими завданнями взагалі. Ці вміння згодяться вам під час проходження зовнішнього незалежного оцінювання.

Хімія приваблива ще й тим, що її положення і висновки часто можна перевірити, виконуючи хімічні досліди. У підручнику є докладні інструкції до домашніх, лабораторних дослідів і практичних робіт. Неухильно дотримуйтеся правил безпеки! Це важливо не лише під час виконання навчальних дослідів, а й у повсякденному житті.

Жоден підручник не може задовольнити потребу допитливого учня в пізнанні. Використовуйте для самоосвіти найрізноманітніші джерела інформації (додаткову літературу, Інтернет, повідомлення інших засобів масової інформації). Продовжуйте вчитися критично сприймати інформацію, осмислювати її й перевіряти, виробляйте власне ставлення до неї, аргументуйте свою позицію.

Пам'ятайте, що гармонійний розвиток інтелекту неможливий без знань основ хімії. Тож не шкодуйте зусиль на їхнє вивчення – це допоможе вам стати конкурентоспроможними та успішними особистостями, справжніми громадянами і патріотами України.

Ми віримо у вас, УЧНІ, і зичимо успіху!

Автори



Повторення найважливіших питань курсу хімії 7 класу

Repetitio est mater studiorum (лат.).
Науки корені – у повторенні.

§ 1. Найважливіші хімічні поняття. Прості й складні речовини. Реакції розкладу, сполучення

Dimidium facti, quicquid eripit, habet (лат.).
Початок – половина справи.

Пригадаймо:

- що таке хімічні елементи і як їх називають за сучасною науковою українською номенклатурою, записують і вимовляють їхні символи;
- як класифікують речовини за якісним складом.

Хімічний елемент – одне з найважливіших понять хімії. Ви вже знаєте з попередніх курсів природознавства й хімії, що *хімічні елементи* – це види атомів. Атоми одного виду відрізняються від атомів іншого виду за розміром, масою та іншими характеристиками. Найважливіша з них – число протонів у ядрі атома. Значення *протонного числа* елемента збігається з його номером Z у періодичній системі хімічних елементів. Наприклад, порядковий номер Гідрогену в періодичній системі хімічних елементів – 1. Це означає, що в ядрі атома цього хімічного елемента один протон, навколо ядра – один електрон (рис. 1.1).

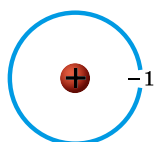


Рис. 1.1. Модель атома Гідрогену відображає його склад.

Завдання. Пригадайте заряди протона та електрона, співвідношення між їхніми кількостями в атомі й поясніть, чому атом – електронейтральна частинка



Хімічний елемент – вид атомів з певним зарядом ядра. В атомах одного й того самого елемента однакове число протонів у ядрі.

У кожного виду атомів є власна назва, її пишуть з великої літери. Наприклад: Гідроген (символ H, вимовляємо *аш*), Оксиген (символ O, вимовляємо *о*), Карбон (символ C, вимовляємо *це*), Силіцій (символ Si, вимовляємо *силіцій*), Сульфур (символ S, вимовляємо *ес*), Купрум (символ Cu, вимовляємо *купрум*), Ферум (символ Fe, вимовляємо *ферум*), Аурум (символ Au, вимовляємо *аурум*), Алюміній (символ Al, вимовляємо *алюміній*) тощо.



Пригадайте й запишіть хімічні символи Нітрогену, Фосфору, Натрію, Калію, Магнію та ще (на ваш розсуд) кількох хімічних елементів. Як вимовляють ці символи? За потреби використайте періодичну систему хімічних елементів (див. перший форзац підручника).

Цікаво і пізнавально

Перші спроби створення української хімічної термінології розпочалися ще в 60-х роках XIX ст. журналом «Основа». Головні положення номенклатури в неорганічній хімії були затверджені Науковим товариством ім. Тараса Шевченка лише в 1903 р. Вони відображали особливості української мови і разом з тим урахували елементи західноєвропейської термінології.

У 30-х роках XX ст. розвиток української наукової термінології у всіх галузях науки, зокрема й у хімії, зазнав нищівного удару. Лише в 50–70-ті роки українську хімічну систематику і термінологію відродив і розвинув професор Київського університету імені Тараса Шевченка А.М. Голуб (рис. 1.2). Зокрема, він запропонував замінити назви деяких хімічних елементів: кремній, миш'як, сурма, вісмут, марганець – на Силіцій, Арсен, Стибій, Бісмут, Манган.

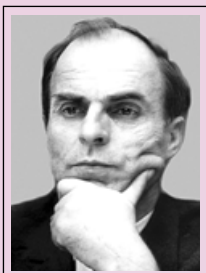


Рис. 1.2. Голуб Андрій Матвійович (1918–1977), нащадок сподвижника Петра Сагайдачного, основоположник сучасної української термінології і номенклатури. Доктор хімічних наук, професор. Лауреат Державної премії УРСР у галузі науки і техніки. Лабораторію неорганічної хімії Київського національного університету імені Тараса Шевченка названо його ім'ям

Прості й складні речовини розрізняють за якісним складом. Ви вже вмієте, проаналізувавши хімічну формулу, визначати природу речовини – простою чи складною вона є. **Прості речовини утворені одним хімічним елементом.** Наприклад, кисень O_2 і озон O_3 складаються з атомів Оксигену (рис. 1.3).

Кисень, озон, водень H_2 , сірка S, фосфор P, вуглець C, азот N_2 – *неметали*. Залізо Fe, мідь Cu, алюміній Al, золото Au, срібло Ag, ртуть Hg – це приклади *металів*.

Складні речовини утворені кількома хімічними елементами. Вода H_2O і гідроген пероксид H_2O_2 – складні речовини. Їхні молекули складаються з атомів Гідрогену й Оксигену (рис. 1.4).

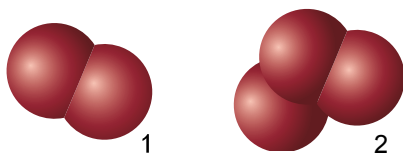


Рис. 1.3. Масштабні моделі молекул кисню (1) й озону (2).

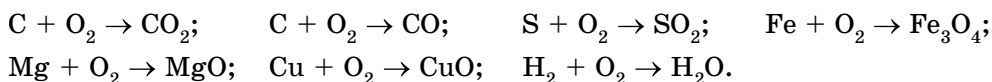
Завдання. Порівняйте якісний і кількісний склад цих двох важливих компонентів земної атмосфери



Рис. 1.4. Якісний і кількісний склад води (1) та гідроген пероксиду (2).

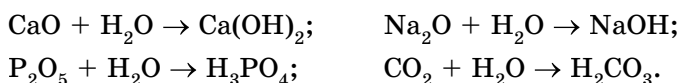
Завдання. Порівняйте якісний і кількісний склад цих речовин

Ви, звісно, пам'ятаєте, що кисень реагує з багатьма простими речовинами. Продукти цих реакцій – **оксиди** – складні речовини:



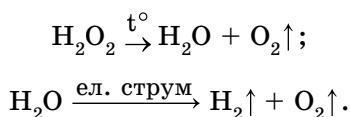
Перетворіть схеми реакцій горіння простих речовин на хімічні рівняння, назвіть продукти реакцій. Пам'ятайте: число атомів хімічного елемента в лівій і правій частинах рівняння має бути однаковим.

У кожному із цих реакцій вступає дві речовини, унаслідок їхньої взаємодії утворюється одна речовина. Тож це – **реакції сполучення**. У реакції сполучення вступають не лише прості, а й складні речовини. Вода, наприклад, реагує з основними й кислотними оксидами. Продукти цих реакцій – луги та кислоти:



Перетворіть схеми реакцій води з основними і кислотними оксидами на хімічні рівняння, назвіть продукти реакцій і класифікуйте їх на луги та кислоти. Як виявляють луги й кислоти? Як називають речовини, які змінюють забарвлення залежно від природи середовища?

Реакції розкладу є протилежністю реакцій сполучення. Це хімічні реакції за участю одного реагенту з утворенням кількох продуктів. Прикладами таких реакцій є розкладання гідроген пероксиду та води:



ПРО ГОЛОВНЕ

- Хімічний елемент – вид атомів з певним зарядом ядра.
- Значення протонного числа елемента збігається з його номером у періодичній системі хімічних елементів.
- Прості речовини утворені одним хімічним елементом, складні – кількома.
- Прості речовини поділяють на метали й неметали.
- Оксиди, основи, кислоти – складні речовини.
- У реакцію сполучення вступає кілька речовин. Унаслідок їхньої взаємодії утворюється одна складна речовина.
- Реакція розкладу – протилежність реакції сполучення.



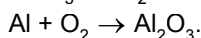
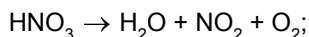
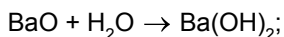
Перевірте себе

1. Що таке хімічний елемент? **2.** Яка інформація про хімічний елемент є у клітинках періодичної системи Д.І. Менделєєва? **3.** У якій послідовності розташовані хімічні елементи в періодичній системі? **4.** Як за положенням хімічного елемента в періодичній системі визначити число протонів у ядрі його атома? **5.** Як визначити заряд ядра атома хімічного елемента? **6.** Які речовини називають простими? Складними? **7.** Які хімічні реакції називають реакціями сполучення? Розкладу? **8.** Зі скількох хімічних елементів складається будь-який оксид? **9.** Як називають продукти взаємодії основних оксидів з водою? **10.** Які речовини є продуктами реакцій кислотних оксидів з водою?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Поясніть, чому ядро атома заряджене позитивно.
2. Класифікуйте речовини, формули яких: Na_2O , Zn , Si , I_2 , SO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , P_2O_5 , H_2CO_3 , KOH , – на прості та складні, метали і неметали, оксиди, основи, кислоти. Результати оформіть у вигляді схеми.
3. Оксид хімічного елемента реагує з водою. У водному розчині продукту реакції метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення. Класифікуйте оксид і продукт його взаємодії з водою.
4. Оксид хімічного елемента реагує з водою. У водному розчині продукту реакції фіолетовий лакмус набуває синього забарвлення. Класифікуйте оксид і продукт його взаємодії з водою.
5. Перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння; класифікуйте їх на реакції сполучення і розкладу:



Творча майстерня

Складіть кросворд із термінами та назвами, які ви повторили під час опрацювання параграфа.



Дізнайтеся більше про:

- А.М. Голуба. О. Перепелиця. Слово про вчителя. <http://dspace.nuft.edu.ua/jspui/handle/123456789/8255>;
- хімічну символіку. И.А. Леенсон. Химические иероглифы: от Дальтона до эндодральных фуллеренов. <http://elementy.ru/lib/432081>

§ 2. Відносна молекулярна маса, її обчислення за хімічною формулою. Масова частка елемента в складній речовині

Omnia relativa sunt (лат.)

Усе у світі відносне.

*Той, хто прагне до найближчого вивчення хімії,
має бути обізнаний і в математиці.*

М.В. Ломоносов

Пригадаймо, як за хімічною формулою обчислити відносну молекулярну масу речовини та масову частку елемента в сполуці.



Відносна молекулярна маса M_r – це відношення абсолютної маси молекули до атомної одиниці маси.



Цікаво і пізнавально

Слово «молекула» безпосередньо пов'язане зі словом «маса». Новолатинською *molecula* – це зменшувальна форма від латинського *moles* – маса.

Для обчислення відносної молекулярної маси потрібно послідовно виконати низку дій. Яких саме?

Алгоритм обчислення відносної молекулярної маси за хімічною формулою речовини

Послідовність дій	Приклад
1. Прочитайте умову задачі й визначте, що дано, що потрібно обчислити та які додаткові дані потрібні для розв'язання.	Обчисліть відносну молекулярну масу сульфатної кислоти, хімічна формула якої H_2SO_4 .
2. Запишіть скорочено за допомогою загальноприйнятих позначень умову задачі та її вимогу.	Дано: H_2SO_4 $M_r(H_2SO_4) - ?$
3. Скористайтеся періодичною системою хімічних елементів і запишіть відносні атомні маси елементів, що входять до складу речовини.	$A_r(H) = 1$ $A_r(S) = 32$ $A_r(O) = 16$
4. Обчисліть відносну молекулярну масу речовини: вона дорівнює сумі відносних мас усіх атомів у молекулі. Обчисліть суму добутків відносних атомних мас хімічних елементів на число їхніх атомів у молекулі.	$M_r(H_2SO_4) = 2A_r(H) + A_r(S) + 4A_r(O)$ $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16$ $M_r(H_2SO_4) = 2 + 32 + 64 = 98$
5. Запишіть відповідь.	Відповідь: $M_r(H_2SO_4) = 98$

Цей приклад унаочнено на рисунку 2.1.

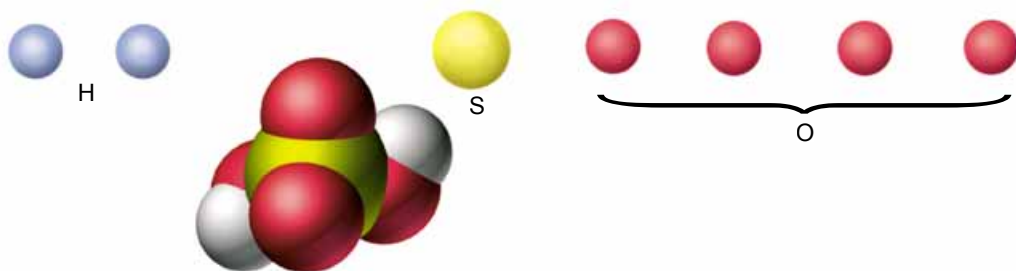


Рис. 2.1. Відносна маса молекули сульфатної кислоти є сумою відносних мас двох атомів Гідрогену, атома Сульфуру й чотирьох атомів Оксигену

Величини, названі частками складників системи, або просто частками, використовують для кількісної характеристики складу речовини, суміші або розчину.



Масова частка w (дубль-ве) хімічного елемента в складній речовині – це відношення його маси до маси речовини:

$$w(E) = \frac{m(E)}{m(\text{речовини})}$$

Ви вже знаєте співвідношення між масою хімічного елемента, його масовою часткою в речовині і масою речовини. Щоб актуалізувати ці знання, проаналізуйте схему (рис. 2.2).

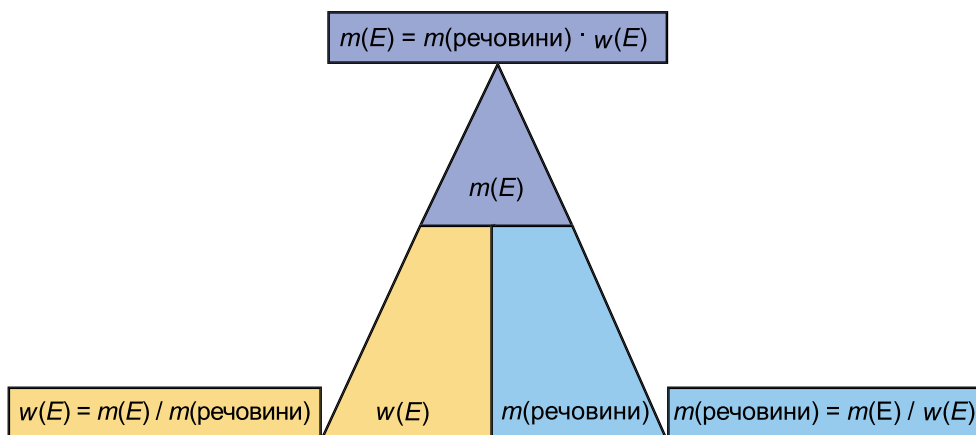


Рис. 2.2. Співвідношення між масою хімічного елемента, його масовою часткою в речовині та масою речовини

Маси атомів і молекул пропорційні відносним атомним і молекулярним масам. Тому масову частку хімічного елемента в складній речовині можна обчислити за формулою:

$$w(E) = \frac{N(E) A_r(E)}{M_r}$$

де N – число атомів хімічного елемента; A_r – його відносна атомна маса; M_r – відносна молекулярна маса речовини.

Обчислімо масові частки елементів у речовині, дотримуючись певних правил.

Алгоритм обчислення масової частки елемента в речовині за її хімічною формулою

Послідовність дій	Приклад
1. Прочитайте умову задачі й визначте, що дано, що потрібно обчислити та які додаткові дані потрібні для розв'язання.	Обчисліть масові частки хімічних елементів у сульфатній кислоті, хімічна формула якої H_2SO_4 .
2. Запишіть скорочено за допомогою загальноприйнятих позначень умову задачі та її вимогу.	Дано: H_2SO_4 $w(H), w(S), w(O) - ?$
3. Скористайтесь періодичною системою хімічних елементів і запишіть відносні атомні маси елементів, які входять до складу речовини.	$A_r(H) = 1$ $A_r(S) = 32$ $A_r(O) = 16$
4. Обчисліть відносну молекулярну масу речовини.	$M_r(H_2SO_4) = 2A_r(H) + A_r(S) + 4A_r(O)$ $M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16$ $M_r(H_2SO_4) = 2 + 32 + 64 = 98$
5. Обчисліть масові частки хімічних елементів у речовині.	$w(H) = \frac{2A_r(H)}{M_r(H_2SO_4)} = \frac{2}{98} \approx 0,02$ (або 2 %) $w(S) = \frac{A_r(S)}{M_r(H_2SO_4)} = \frac{32}{98} \approx 0,33$ (або 33 %) $w(O) = \frac{4A_r(O)}{M_r(H_2SO_4)} = \frac{64}{98} \approx 0,65$ (або 65 %)
6. Перевірте: чи становить сума масових часток хімічних елементів одиницю, або 100 % (див. рисунок 2.3).	$w(H) + w(S) + w(O) = 0,02 + 0,33 + 0,65 = 1$ $w(H) + w(S) + w(O) = 2 \% + 33 \% + 65 \% = 100 \%$
7. Запишіть відповідь.	Відповідь: $w(H) \approx 0,02$ (або 2 %) $w(S) \approx 0,33$ (або 33 %) $w(O) \approx 0,65$ (або 65 %)

Про те, що масові частки компонентів характеризують склад не лише речовин, а й сумішей і розчинів зокрема, буде в наступному параграфі.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Відносна молекулярна маса M_r – це відношення абсолютної маси молекули до атомної одиниці маси.
- Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних мас усіх атомів у молекулі.

Масова частка w (дубль-ве) хімічного елемента в складній речовині – відношення його маси до маси речовини:

$$w(E) = \frac{m(E)}{m(\text{речовини})}, \quad w(E) = \frac{N(E) A_r(E)}{M_r}$$



Перевірте себе

1. Що таке відносна молекулярна маса? Як її позначають? **2.** Чи є у відносній молекулярній масі одиниці вимірювання? **3.** Як обчислити відносну молекулярну масу за хімічною формулою речовини? **4.** Що таке масова частка хімічного елемента в речовині? **5.** Як обчислити за хімічною формулою масову частку елемента в речовині? **6.** Чому має дорівнювати сума масових часток хімічних елементів у речовині?



Застосуйте свої знання й уміння

- З'ясуйте, у якій речовини найменша відносна молекулярна маса.
- Поміркуйте, чому масова частка хімічного елемента в сполуці не має одиниці вимірювання. Для чого її виражають у відсотках?
- Не вдаючись до обчислень, визначте, у якій з речовин масова частка Сульфуру більша: у гідроген сульфіді H_2S , купрум(II) сульфіді CuS чи купрум(I) сульфіді Cu_2S .
- Розташуйте хімічні формули за зростанням масової частки Гідрогену в речовинах: CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 .



Творча майстерня

Уявіть, що вам потрібно пояснити молодшим брату або сестрі, як обчислюють відносну молекулярну масу за хімічною формулою речовини та визначають масові частки елементів у її складі. Що з кухонного начиння ви використали б для того, аби ваше пояснення було наочним і зрозумілим навіть малечі? Опишіть й ілюструйте ваше пояснення.



Дізнайтеся більше про:

- вимірювання в хімії і не лише... І.А. Леенсон. Удивительная химия. <http://mreadz.com/new/index.php?id=127644&pages=1>

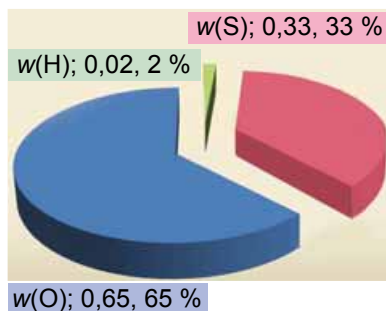


Рис. 2.3. Масові частки хімічних елементів у сульфатній кислоті. Сума масових часток хімічних елементів у речовині становить 1 (або 100 %)

§ 3. Масова частка розчиненої речовини

Якщо ви хочете навчитися плавати, то сміливо входьте у воду, а якщо хочете навчитися розв'язувати задачі, то розв'яжуйте їх.

Дьордь Поія

Пригадаймо, як обчислити масові частки складників розчину та їхню масу в ньому.

Масова частка розчиненої речовини – важлива кількісна характеристика розчинів. Її завжди зазначають на етикетках хімічних реактивів, харчових продуктів, лікарських засобів у формі розчинів. Наприклад, масова частка йоду в його водно-спиртовому розчині становить 5 %; амоніаку й гідроген пероксиду в їхніх водних розчинах – 10 % і 3 % відповідно; оцтової кислоти у столовому оцті – 6 % (рис. 3.1).



Рис. 3.1. Розчин йоду водно-спиртовий із масовою часткою йоду 5 %. Зазначені на етикетці масові частки складників розчинів – важливий елемент маркування споживчої продукції ($w(I_2) = 5\%$). **Завдання.** Поясніть, чому під час використання розчинів у побуті й на виробництві важливо знати їхній кількісний склад



Масова частка розчиненої речовини – це відношення її маси до маси розчину. Сума часток усіх складників розчину становить одиницю, або 100 %.

Масову частку розчиненої речовини в розчині обчислюють за формулою:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(X) + m(S)},$$

де $w(X)$ – масова частка розчиненої речовини X ; $m(X)$ – маса розчиненої речовини X , г; $m(S)$ – маса розчинника S , г; $m(\text{розчину}) = m(X) + m(S)$, г.

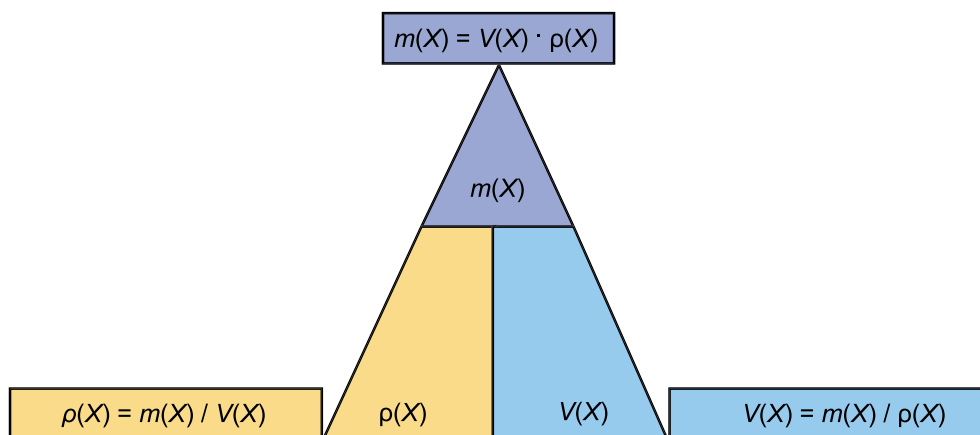
Цікаво і пізнавально

Сплави – це тверді розчини. Наприклад, нейзильбер (від нім. *neusilber* – «нове срібло») – сплав міді з нікелем і цинком. Масова частка нікелю в ньому становить від 5 до 35 %, цинку – від 13 до 45 %. З нейзильберу виготовлено пам'ятні монети «Небесна сотня», «Революція гідності», «Євромайдан» (рис. 3.2). Вони присвячені пам'яті героїв – громадян України всіх національностей, які стали символом гідності, громадянської мужності й патріотизму.

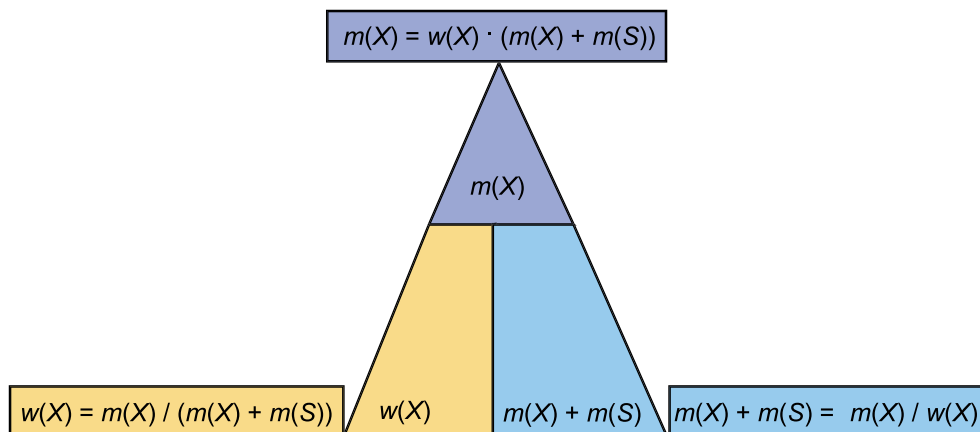


Рис. 3.2

Ви вже знаєте співвідношення між масою, об'ємом і густиною речовини та масою розчину, масовою часткою і масою розчиненої речовини. Щоб актуалізувати ці знання, проаналізуйте схеми (рис. 3.3).



1



2

Рис. 3.3. Співвідношення між масою, об'ємом і густиною речовини (1) та масою розчину, масовою часткою і масою розчиненої речовини (2)

Пригадаймо послідовність дій, за якою обчислюють масову частку розчиненої речовини.

Алгоритм обчислення масової частки розчиненої речовини

Послідовність дій	Приклад
1. Прочитайте умову задачі й визначте, що дано, що потрібно обчислити та які додаткові дані потрібні для розв'язання.	Обчисліть масову частку натрій хлориду NaCl у розсолі, для приготування якого використали кухонну сіль масою 50 г і воду об'ємом 450 см ³ . Уважайте, що густина води – 1 $\frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

Послідовність дій	Приклад
2. Запишіть скорочено за допомогою загальноприйнятих позначень умову задачі та її вимогу.	Дано: $m(\text{NaCl}) = 50 \text{ г}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 450 \text{ см}^3$ $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ $w(\text{NaCl}) - ?$
3. Обчисліть масу води в розчині за формулою $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})\rho(\text{H}_2\text{O})$.	$m(\text{H}_2\text{O}) = 450 \text{ см}^3 \cdot 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3} = 450 \text{ г}$
4. Обчисліть масу розчину. Вона дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника.	$m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г} + 450 \text{ г} = 500 \text{ г}$
5. Обчисліть масову частку розчиненої речовини: поділіть масу розчиненої речовини на масу розчину.	$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})} =$ $= \frac{50 \text{ г}}{500 \text{ г}} = 0,1 \text{ (або } 10 \%)$
6. Запишіть відповідь.	Відповідь: $w(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ (або } 10 \%)$

Як обчислити масу розчиненої речовини та об'єм розчинника в розчині? Ці задачі є оберненими до попередньої. Розгляньмо алгоритми їхніх розв'язань.

Алгоритм обчислення маси розчиненої речовини

Послідовність дій	Приклад
1. Прочитайте умову задачі й визначте, що дано, що потрібно обчислити та які додаткові дані потрібні для розв'язання.	Обчисліть масу (кг) сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у цукровому сиропі масою 1 кг, якщо її масова частка в ньому становить 0,6.
2. Запишіть скорочено за допомогою загальноприйнятих позначень умову задачі та її вимогу.	Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1 \text{ кг}$ $w(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,6$ $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) - ?$
3. Обчисліть масу сахарози в сиропі за формулою $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = (m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})) w(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$	$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1 \text{ кг} \cdot 0,6 = 0,6 \text{ кг}$
4. Запишіть відповідь.	Відповідь: $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,6 \text{ кг}$

Алгоритм обчислення об'єму води в розчині*

Послідовність дій	Приклад
1. Прочитайте умову задачі й визначте, що дано, що потрібно обчислити та які додаткові дані потрібні для розв'язання.	Обчисліть об'єм (см^3) води для приготування цукрового сиропу масою 1 кг, масова частка сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ у якому становить 0,6. Уважайте, що густина води – $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.
2. Запишіть скорочено за допомогою загальноприйнятих позначень умову задачі та її вимогу.	Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1 \text{ кг}$ $w(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,6$ $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$ $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$
3. Обчисліть масову частку води в сиропі за формулою $w(\text{H}_2\text{O}) = 1 - w(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$	$w(\text{H}_2\text{O}) = 1 - 0,6 = 0,4$
4. Обчисліть масу води для приготування сиропу. Вона дорівнює добутку маси розчину і масової частки води: $m(\text{H}_2\text{O}) = (m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}))w(\text{H}_2\text{O})$.	$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ кг} \cdot 0,4 = 0,4 \text{ кг} = 400 \text{ г}$
5. Обчисліть об'єм води за формулою: $V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}$	$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{400 \text{ г}}{1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}} = 400 \text{ см}^3$
6. Запишіть відповідь.	Відповідь: $V(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ см}^3$

ПРО ГОЛОВНЕ

- Масова частка розчиненої речовини – це відношення її маси до маси розчину.
- Сума часток усіх складників розчину становить 1, або 100 %.
- Масову частку розчиненої речовини в розчині обчислюють за формулою:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(X) + m(S)},$$

де $w(X)$ – масова частка розчиненої речовини X ; $m(X)$ – маса розчиненої речовини X , г; $m(S)$ – маса розчинника S , г; $m(\text{розчину}) = m(X) + m(S)$, г.



Перевірте себе

1. Що таке масова частка розчиненої речовини? Як її позначають? 2. За якою формулою обчислюють масову частку розчиненої речовини? 3. Як обчислити масову частку і масу розчинника в розчині? 4. Чому дорівнює сума масових часток розчинника і розчиненої речовини?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Водно-спиртовий розчин йоду широко застосовують у медицині як знезаражувальний засіб. Обчисліть масу (г) йоду у водно-спиртовому розчині масою 100 г із масовою часткою йоду 5 %.

2. Водний розчин із масовою часткою гідроген пероксиду 3 % – поширений дезінфікувальний засіб. Обчисліть масу (г) гідроген пероксиду в розчині масою 500 г.

3. Водний розчин із масовою часткою гідроген пероксиду 30 % – сильний вибілювальний і дезінфікувальний засіб. Його фасують порціями по 42 кг. Обчисліть масу (кг) гідроген пероксиду в одній порції засобу.

4. Для відлякування жука-довгоносика під час бутонізації й цвітіння малини та суниці рослини обприскують розчином етанової кислоти. Для приготування розчину оцет об'ємом 0,5 л із масовою часткою етанової кислоти 9 % додають до води об'ємом 5 л. Обчисліть масову частку (%) етанової кислоти в одержаному розчині. Уважайте, що густина оцту і густина води – $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

5. Щоб привабити бджіл для опилення, рослини обприскують розчином сахарози. Для його приготування розчиняють чайну ложку цукру у воді об'ємом 1 л. Обчисліть масову частку сахарози в такому розчині. Уважайте, що в чайній ложці міститься цукор масою 5 г, а густина води – $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

6. Для профілактики захворювань і боротьби зі шкідниками цибулі й часнику грядки поливають розчином натрій хлориду. Для приготування розчину кухонну сіль масою 100 г розчиняють у воді об'ємом 10 л. Обчисліть масову частку натрій хлориду в розчині. Уважайте, що густина води – $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.

7. Щоб приготувати розчин для полоскання горла, потрібно розчинити чайну ложку харчової соди NaHCO_3 в теплій кип'яченій воді об'ємом 200 см^3 . Обчисліть масову частку харчової соди в розчині. Уважайте, що в чайній ложці міститься харчова сода масою 7 г, а густина води – $1 \frac{\text{г}}{\text{см}^3}$.



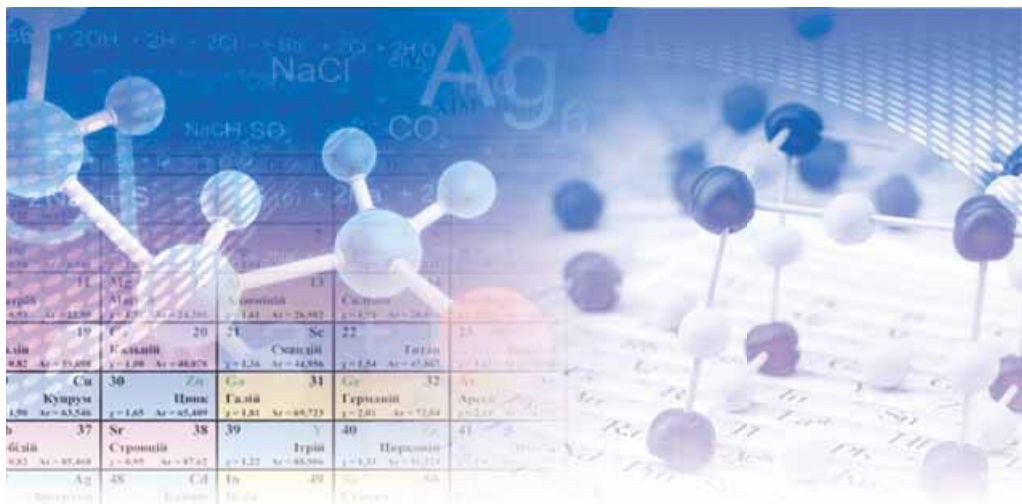
Творча майстерня

Відшукайте в додаткових джерелах інформації рецепти засолювання й консервування овочів. Складіть на їхній основі задачі з визначення масової частки розчиненої речовини й запропонуйте однокласникам розв'язати їх.



Дізнайтеся більше про:

- розчини і не лише... Енциклопедія для дітей. Том 17. Химія. С. 77, И. А. Ленсон. Его величество раствор. <http://www.alleng.ru/d/chem/chem200.htm>



Тема 1. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома

§ 4. Перші спроби класифікації хімічних елементів. Поняття про галогени, лужні та інертні елементи

Початкові узагальнення, як свідчить історія науки, не спираються на точні дані, через те є вельми хиткими.

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- описати перші спроби класифікації хімічних елементів;
- наводити приклади лужних, інертних елементів, галогенів;
- пояснити сутність прийому класифікації та його роль у науці.

Спроби класифікації хімічних елементів розпочалися в 60-х роках ХІХ століття. Від найдавніших часів до 1869 р. було відкрито 63 хімічних елементи. Тож виникла нагальна потреба їх систематизувати, адже класифікація завжди встановлює певний порядок (*пригадайте принципи наукової класифікації рослин і тварин*). Класифікуючи, науковець ділить досліджувану область об'єктів на групи, щоб упорядкувати її та зробити зручною для огляду й вивчення.

Цікаво і пізнавально

Першу таблицю простих речовин уклав А.Л. Лавуазьє в науковій праці «Елементарний курс хімії» (1789). Він класифікував їх за властивостями на метали й неметали.

Науковці помітили, що прості й складні речовини деяких хімічних елементів подібні за складом і властивостями. За цією ознакою елементи об'єднували в групи – **природні родини**.

Приміром, Флуор, Хлор, Бром, Йод, які належать до природної родини **галогенів** (Hal), утворюють однотипні речовини складу Hal_2 , де Hal – це F, Cl, Br, I тощо (рис. 4.1). Гідроген галогеніди (галогеноводні) – речовини із загальною формулою HHal (рис. 4.2) – за звичайних умов – їдкі задушливі гази, добре розчинні у воді. Їхні водні розчини – кислоти.

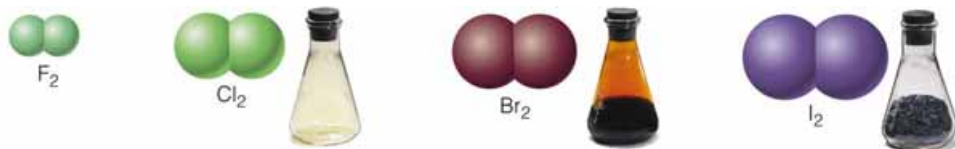


Рис. 4.1. 1. Молекули галогенів двоатомні. 2. Хлор – жовто-зелений газ, бром – бура рідина, йод – кристалічна речовина сірого кольору



Рис. 4.2. Моделі молекул гідроген галогенідів.

Завдання. Якого кольору набуває універсальний індикаторний папірець у водному розчині гідроген галогенідів?

Так само подібні між собою **лужні елементи** – Літій, Натрій, Калій тощо. Усі **лужні метали** – прості речовини лужних елементів – м'які (їх легко розрізати ножом), із характерним металічним блиском (рис. 4.3).



Рис. 4.3. 1. Лужні метали – літій, натрій, калій. Їх зберігають під шаром гасу через швидке окиснення киснем повітря. 2. Натрій легко розрізати ножом.

Завдання. Висловіть припущення, у якого із цих трьох металів густина найбільша. Поясніть, на підставі чого ви дійшли таких висновків

Лужні метали активно реагують з водою. Унаслідок реакцій утворюється луг і виділяється водень: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$. Його реактивна сила в момент виділення зумовлює рух шматочка лужного металу по верхню води.



Рис. 4.4. Реакція натрію з водою, до якої додано індикатор фенолфталеїн. **Завдання.** Поміркуйте, чому фенолфталеїн набуває малинового кольору в розчині, що утворюється внаслідок реакції натрію з водою. Перетворіть схему реакції натрію з водою на хімічне рівняння

Загальна формула сполуки лужного елемента з галогеном – EHal . Ці речовини кристалічні (рис. 4.5). Найвідоміша з них – натрій хлорид – кухонна сіль.

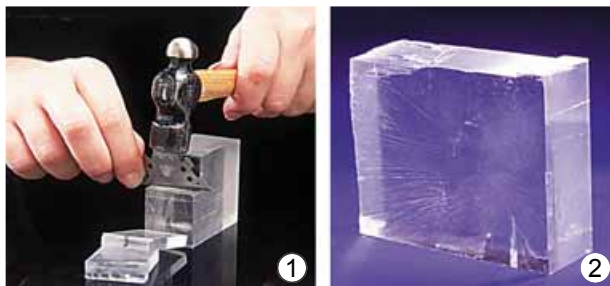


Рис. 4.5. Натрій хлорид NaCl (1) і калій бромід KBr (2) – кристалічні речовини

Природна родина *інертних елементів* – Гелій, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон і Радон (рис. 4.6). Відповідні одноатомні прості речовини – *інертні гази* – вирізняються тим, що мають дуже низьку реакційну здатність.

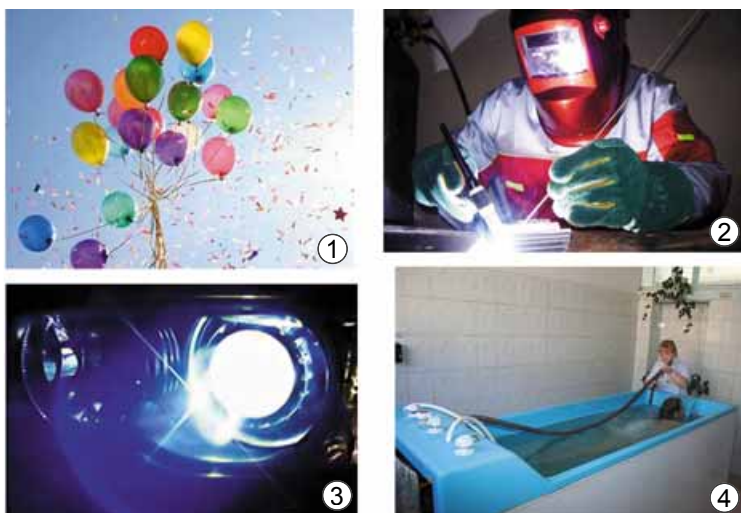


Рис. 4.6. 1. Гелій – такий легкий... 2. Аргонове зварювання забезпечує надійність і довговічність сполучень. 3. Ксенонове світло – безпека й комфорт для водія. 4. Цілюща дія радонових вод

Та всі згадані спроби класифікації хімічних елементів були недосконалими, бо не мали єдиної основи. Тож науковий пошук тривав...

Перша спроба класифікації хімічних елементів за атомними масами. У 1829 році німецький хімік Йоганн Вольфганг Деберейнер (рис. 4.7) під час вивчення властивостей бромиду встановив, що він посідає проміжне положення між хлором і йодом. У ряду простих речовин *хлор – бром – йод* науковець виявив не лише поступову зміну кольору й зменшення реакційної здатності, а й поступову зміну мас атомів відповідних хімічних елементів. Пізніше Деберейнер помітив цікаву закономірність для деяких груп елементів (рис. 4.8). Якщо розташувати за зростанням атомних мас три

хімічно подібні елементи, то атомна маса середнього члена трійки приблизно дорівнює половині суми атомних мас її крайніх членів. Проте науковець марно намагався знайти інші подібні групи з трьох хімічних елементів.



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

Рис. 4.7. 1. Деберейнер Йоганн Вольфганг (1780–1849). Німецький хімік. Відкрив каталітичну дію порошкоподібної платини (1821). Здійснив спробу класифікації елементів за атомними масами (тріади Деберейнера). 2. Тріади Деберейнера.

Завдання. Використовуючи періодичну систему хімічних елементів, перевірте існування закономірності, яку виявив Деберейнер

Гвинтовий графік Шанкуртуа. Французький геолог Олександр де Шанкуртуа у 1862 році розташував елементи за зростанням атомних мас і розмістив їх на гвинтовому графіку по спіралі, що огортає циліндр під кутом 45° . Розділивши циліндр на 16 вертикальних ліній, він помітив, що на одну лінію потрапляють аналогічні за хімічними властивостями елементи (рис. 4.8). На підставі цього можна було припустити існування *періодичної* залежності між властивостями елементів. Публікацію свого повідомлення Шанкуртуа не унаочнив побудованим ним графіком, тож воно залишилося поза увагою інших науковців. До того ж недоліком спіралі де Шанкуртуа було те, що на одній лінії з подібними за властивостями елементами траплялися елементи іншої хімічної природи.

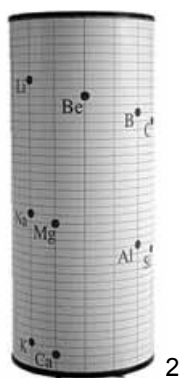


Рис. 4.8. 1. Олександр Еміль Бегюйе де Шанкуртуа (1820–1886). На посаді генерального наглядача гірської справи вжив низку заходів для забезпечення шахт від вибухів. За його ініціативою у Франції почали будувати сейсмічні станції. Запропонував систематизацію хімічних елементів за закономірною зміною атомних мас – так звану *земну спіраль*, або «циліндр Бегюйе». 2. Гвинтовий графік Шанкуртуа

Октави Ньюлендса. У 1864 р. англійський хімік Джон Ньюлендс (рис. 4.9) розташував відомі на той час хімічні елементи за зростанням атомних мас і пронумерував їх. Науковець виявив певну закономірність у зміні властивостей елементів. А саме: ряд природно розкладається на *октави*, тобто на рядки із семи елементів, де кожний елемент подібний до однокласових за номерами елементів попередньої та наступної октави (рис. 4.10).

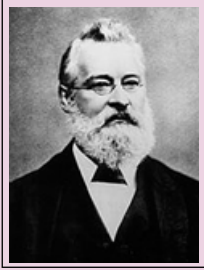


Рис. 4.9. Ньюлендс Джон Александер Рейну (1837–1898). Американський хімік-аналітик, експерт у цукровій промисловості. Систематизував хімічні елементи. Виявлену закономірність у їхньому розташуванні назвав «законом октави». Виявив себе як систематик, що зумів класифікувати вже відоме. Очільники Лондонського королівського товариства в 1887 році присудили Ньюлендсу медаль імені Г. Деві – п'ять років по тому, як такою самою медаллю було нагороджено Д.І. Менделєєва

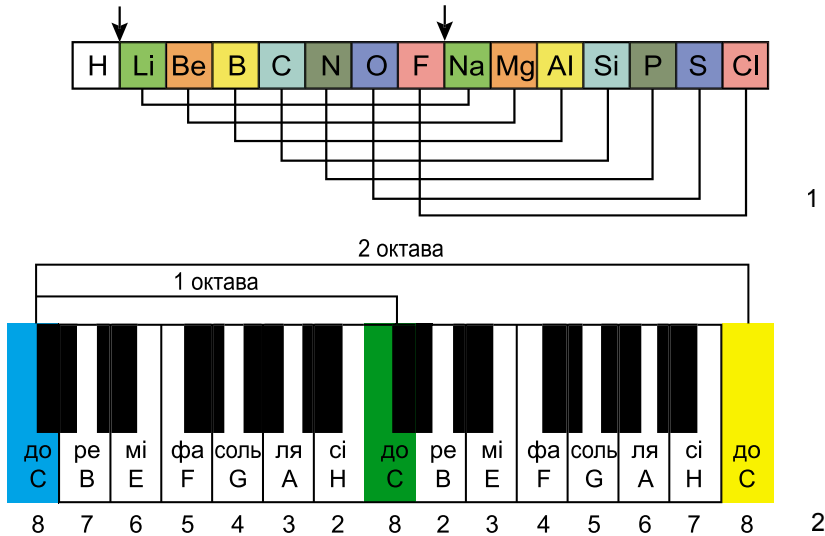


Рис. 4.10. Музыка і хімія. 1. Октавою називають ділянку звукоряду, до якої входять усі 7 ступенів – *до, ре, мі, фа, соль, ля, сі*. Візьмемо як вихідну клавішу *до* зеленого кольору і надамо їй порядкового номера 1. Відлічимо від неї вісім клавіш ліворуч й отримаємо сусідню клавішу *до* блакитного кольору з порядковим номером 8. Тепер відлічимо від зеленої клавіші вісім клавіш праворуч й отримаємо клавішу *до* жовтого кольору також з порядковим номером 8. 2. Кожний восьмий елемент подібний до того, від якого починають відлік

Та окрім рядів, що містили подібні за властивостями елементи, у таблиці Ньюлендса були ряди з елементами, зовсім не схожими між собою. Цю спробу класифікації теж не можна вважати досконалою, тож не дивно, що чимало хіміків поставилися до відкриття Ньюлендса як до мало-значного факту.

За крок до відкриття закону, який би об'єднав усі хімічні елементи в чітку наочну систему, був німецький хімік Лотар Мейєр (рис. 4.11). Він дослідив залежність атомних об'ємів хімічних елементів від їхніх атомних мас. Графічно цю залежність виражено у вигляді хвиль, що здіймаються гострими піками в точках, які відповідають *лужним елементам* (рис. 4.12). Кожний спуск та підйом до піку відповідає періоду в таблиці елементів.



Рис. 4.11. Мейєр Лотар Юліус (1830–1895). Німецький хімік, іноземний член-кореспондент Петербурзької АН. У 1864 р. склав таблицю з 27 хімічних елементів, розташованих за зростанням атомних мас і згрупованих за валентністю, однак не зробив теоретичних узагальнень. У 1870 р. (слідом за Д.І. Менделєєвим) уклав повну таблицю хімічних елементів. Побудував криві залежності атомних об'ємів елементів від їхніх атомних мас

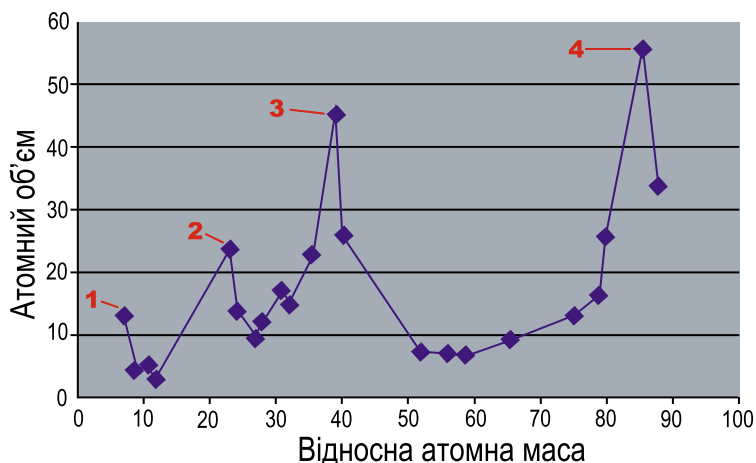


Рис. 4.12. Криві залежності атомних об'ємів елементів від їхніх атомних мас.
Завдання. За допомогою періодичної системи хімічних елементів визначте, яким лужним елементам відповідають піки 1, 2, 3, 4 графіка

У таблиці, яку опублікував Лотар Мейєр у 1870 р., більшість із 63 відомих на той час хімічних елементів було розміщено за зростанням їхніх відносних атомних мас і згруповано за валентністю. Тобто німецький учений упритул наблизився до відкриття закону, який міг би об'єднати всі хімічні елементи в чітку наочну систему. Однак пріоритет належить іншому науковцю. Чому? Про це ви дізнаєтеся з наступного параграфу.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Класифікація – система розподілення предметів за класами на підставі схожості цих предметів усередині класу та їхньої відмінності від предметів інших класів.
- Одна з перших класифікацій хімічних елементів полягала в поділі їх на металічні й неметалічні.

- Галогени, лужні й інертні елементи – природні родини елементів, які утворюють однотипні сполуки.
- Перші спроби класифікації хімічних елементів були недосконалими, бо не мали єдиної основи.



Перевірте себе

1. Які були перші спроби класифікації хімічних елементів? 2. За якою ознакою хімічні елементи відносять до металічних? Неметалічних? 3. Які хімічні елементи утворюють природну родину галогенів? Лужних елементів? Інертних елементів?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Схарактеризуйте сутність прийому класифікації та його роль у науці.
 2. Побудуйте графік Шанкуртуа й перевірте інформацію щодо його переваг і недоліків, наведену в параграфі.
 3. Поясніть, якого кольору набуде універсальний індикаторний папірець у розчині, що утворюється внаслідок реакції рубідію з водою.

4. Виберіть одну правильну відповідь.

1) Укажіть лужний елемент.

A Ag **B** Cu **B** Cs **Г** Br

2) Укажіть галоген.

A Fe **B** N **B** Ca **Г** F

3) Який елемент є інертним?

A I **B** Ar **B** K **Г** Mg



Творча майстерня

1. Складіть хронологічну таблицю спроб класифікації хімічних елементів та проілюструйте її. Не обмежуйтеся відомостями, наведеними в підручнику. Скористайтеся й іншими джерелами інформації. Чи всіх попередників періодичного закону було згадано в параграфі? Відкрийте однокласникам усю правду про відкриття періодичного закону хімічних елементів.

2. Підготуйте до наступного уроку картки, на яких, використовуючи періодичну систему хімічних елементів, зазначте для перших двадцятьох елементів їхні знаки, назви, відносні атомні маси, значення вищої валентності, формули вищих оксидів та їхніх гідратів.



Дізнайтеся більше про:

- перші спроби класифікації хімічних елементів

http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Sketch_5.html

<http://www.youtube.com/watch?v=VxPluI0v2Rk>

<http://www.youtube.com/watch?v=XvCCQrribmo>

<http://www.youtube.com/watch?v=ahm61dGn0fw>

<http://www.youtube.com/watch?v=uixxJtJPVXk>

<http://www.youtube.com/watch?v=oqMN3y8k9So>

<http://www.youtube.com/watch?v=a5EBrTRgZfM>

http://www.youtube.com/watch?v=189_cgHYybQ

<http://www.youtube.com/watch?v=D4pQz3TC0Jo>

<http://www.youtube.com/watch?v=zjYpDr-iYko>

<http://www.youtube.com/watch?v=u2ogMUDBaf4>

<http://www.youtube.com/watch?v=jdzBRmLsUM8>

§ 5. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

Головний інтерес хімії – у вивченні основних властивостей елементів. Їхня природа нам ще зовсім невідома і ми достеменно знаємо лише дві вимірювані властивості: здатність утворювати відому форми сполук і властивість, яку називають вагою атома.

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- сформулювати визначення періодичного закону;
- укотре пересвідчитися у важливості кількісного підходу до вивчення хімічних елементів та їхніх сполук;
- характеризувати сутність закону як форми вираження наукових знань про природу.

Велике відкриття. Ви вже знаєте про природні групи елементів, такі як галогени, лужні, інертні елементи. З розвитком науки було виявлено й інші групи подібних за властивостями хімічних елементів. Однак численні намагання науковців (*пригадайте, яких саме*) систематизувати хімічні елементи на єдиній основі виявилися недосконалими.

Честь відкриття періодичного закону належить професору Петербурзького університету Дмитру Івановичу Менделєєву. Русійним важелем великого відкриття став принцип побудови ним періодичної системи хімічних елементів (рис. 5.1). Науковець узяв за основу систематизації

Таблица Д.И. Менделеева «Периодическая система элементов по группам и рядам» (Д. И. Менделеев. Основы химии)											
Группы элементов											
Ряды	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
0	Настоящий										
1	Короткий	Водород H 1,008	—	—	—	—	—	—			
2	Гелий He 4,0	Литий Li 7,03	Бериллий Be 9,1	Бор B 11,0	Углерод C 12,0	Азот N 14,01	Кислород O 16,00	Фтор F 19,0			
3	Неон Ne 19,9	Натрий Na 23,05	Магній Mg 24,36	Алюміній Al 27,1	Кремній Si 28,2	Фосфор P 31,0	Сера S 32,06	Хлор Cl 35,45			
4	Аргон Ar 38	Калій K 39,10	Кальцій Ca 40,1	Скандій Sc 44,1	Титан Ti 48,1	Ванадій V 51,2	Хром Cr 52,1	Марганець Mn 55,1	Железо Fe 55,9	Кобальт Co 59	Нікель Ni 59
5		Мідь Cu 63,6	Цинк Zn 65,4	Галій Ga 70,0	Германій Ge 72,5	Арсен As 75	Селен Se 79,2	Бром Br 79,95			
6	Криптон Kr 81,8	Рубідій Rb 85,5	Стронцій Sr 87,6	Йттрій Y 89,0	Цирконій Zr 90,6	Ніобій Nb 94,0	Молибден Mo 96,0	—	Рутеній Ru 101,7	Родій Rh 103,0	Палладій Pd 106,5
7		Срібло Ag 107,93	Кадмій Cd 112,4	Індій In 115,0	Слово Sn 119,0	Сурьма Sb 120,2	Телур Te 127	Йод I 127			
8	Ксенон Xe 128	Цезій Cs 132,9	Барій Ba 137,4	Лантан La 138,9	Церій Ce 140,2	—	—	—	—	—	
9	—										
10	—	—	—	Іттербій Yb 173	—	Тантал Ta 183	Вольфрам W 184	—	Осній Os 191	Ірідій Ir 193	Платина Pt 194,8
11	—										
12	—	—	Радій Ra 225	—	Торій Th 232,5	—	Уран U 238,5				

Рис. 5.1. Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва.
Завдання. Зробіть і ви це, використавши наперед підготовлені картки. Які елементи в кожному фрагменті передостанні? Які – завершальні?

хімічних елементів відносну атомну масу. Він розділив природний ряд хімічних елементів, у якому вони розташовані за збільшенням атомних мас, на кілька фрагментів. Фрагменти ряду розмістив один під одним так, щоб вертикальні стовпчики склалися з елементів, подібних за хімічними властивостями, – членами однієї з природних родин. Кожний такий фрагмент починався лужним елементом. Виявлене повторення однакових ознак хімічних елементів Д.І. Менделєєв назвав *періодичністю* і на основі цієї закономірності сформулював *періодичний закон*.



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



Для того щоб у стовпчиках знаходилися хімічні елементи з однаковою валентністю, Д.І. Менделєєву довелося в кількох випадках розташувати елемент з більшою атомною масою перед елементом з дещо меншою атомною масою (*знайдіть ці пари елементів у періодичній системі*). Оскільки цього виявилось недостатньо, то науковець залишив у таблиці прогалини. Він пояснював це тим, що відповідні хімічні елементи ще не відкрито.

Наприклад, з геніальною далекоглядністю Дмитро Іванович передбачив властивості тоді ще не відкритого хімічного елемента, який назвав ека-Алюмінієм, тобто «подібним до Алюмінію». Відкриття Галію блискуче підтвердило прогнози Д.І. Менделєєва щодо ека-Алюмінію (рис. 5.2) і стало справжнім тріумфом періодичного закону.

Ознаки порівняння	Ека-Алюміній (Еа)	Галій (Ga)
Відносна атомна маса	Понад 68	69,72
Густина, г/см ³	6,0	5,8
Температура плавлення	Низька	29,78 °C
Валентність	III	III
Спосіб відкриття	Можливо, за лініями спектру	Спектральний аналіз
Оксид	Формула Ea_2O_3 Густина 5,5 г/см ³ Розчиняється в кислотах і лугах	Формула Ga_2O_3 Густина 5,88 г/см ³ Розчиняється в кислотах і лугах

Рис. 5.2. Порівняння властивостей ека-Алюмінію, передбачених Д.І. Менделєєвим, і Галію, який згодом відкрив Лекок де Буабодран

Згодом Д.І. Менделєєв на основі періодичного закону виправив неточно визначені відносні атомні маси дев'ятьох і передбачив існування дванадцятьох хімічних елементів.

Закон – форма наукових знань. На конкретних прикладах ви пересвідчилися, яке значення має кількісний підхід до вивчення хімічних елементів, речовин і явищ. Довідалися, як дослідники на основі виявлених *закономірностей* формулюють їхній словесний або математичний вираз – науковий *закон*. Вияви періодичного закону науковці спостерігали й досліджували на *макрорівні*. *Теоретичне обґрунтування* виявлених закономірностей пов'язане з процесами, які відбуваються на рівні *мікросвіту*. Про це буде в наступних параграфах.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Закон – форма наукових знань.
- Періодичність у хімії – повторення хімічних елементів з подібними властивостями в їхньому природному ряду.
- Періодичний закон установлює залежність властивостей хімічних елементів від значень їхніх атомних мас і об'єднує всі хімічні елементи в чітку наочну систему.



Перевірте себе

1. Що поклав Д.І. Менделєєв в основу класифікування хімічних елементів? 2. Що узяв за мету Д.І. Менделєєв, розпочавши роботу з класифікації хімічних елементів? 3. Який ряд хімічних елементів називають *природним*? 4. Що таке періодичність у царині хімічних елементів? 5. Наведіть формулювання періодичного закону, запропоноване Д.І. Менделєєвим.



Застосуйте свої знання й уміння

1. Поясніть, чому спроби класифікації хімічних елементів, здійснені попередниками Д.І. Менделєєва, були невдалими.
2. Поміркуйте, чому Д.І. Менделєєву довелося в кількох випадках розташувати елемент з більшою атомною масою перед елементом з дещо меншою атомною масою?
3. Чому Д.І. Менделєєв залишив у періодичній системі низку прогалин?
4. Поясніть, чому закон є формою наукових знань.



Творча майстерня

Дізнайтеся, атомні маси яких саме хімічних елементів виправив Д.І. Менделєєв на основі періодичного закону та існування яких хімічних елементів він передбачив. За результатами дослідження підготуйте міні-повідомлення.

§ 6. Структура періодичної системи хімічних елементів

*Я над нею, може, двадцять років розмірковував,
а ви думаєте: сидів і раптом... є.*

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- описати структуру періодичної системи;
- розрізнати періоди (великі й малі), головні (А) та побічні (Б) підгрупи періодичної системи.

Періодична система хімічних елементів – це графічний вираз періодичного закону. Нині в періодичній системі 118 хімічних елементів.

Структурними одиницями періодичної системи є *періоди* і *групи* хімічних елементів.

Періодом називають фрагмент природного ряду хімічних елементів, у якому вони розташовані переважно за зростанням атомних мас. Кожен період починається лужним і завершується інертним елементом (рис. 6.1).

3	Na 22,98977 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,98154 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,97379 Фосфор	S 32,06 Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон
---	---------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------

Рис. 6.1. Третій період періодичної системи хімічних елементів.

На його початку – лужний елемент Натрій. Інертний елемент Аргон завершує період. Йому передують галоген Хлор. **Завдання.** Скористайтесь періодичною системою хімічних елементів, щоб визначити, чи кожний період починається лужним і закінчується інертним елементом

У періодах зі збільшенням атомних мас металічний характер елементів послаблюється, а неметалічний – посилюється. Валентність у вищих оксидах зростає від I до VIII¹. Перший, другий і третій періоди називають *малими*. У першому періоді – два елементи, у другому й третьому – по вісім. Ці періоди містять по одному *ряду* хімічних елементів (рис. 6.2). Четвертий, п'ятий, шостий і сьомий періоди називають *великими*, у них – по два *ряди* хімічних елементів (рис. 6.3).

1	H 1,00795 Гідроген							(H)	He 4,0026 Гелій
2	Li 6,9412 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,812 Бор	C 12,0108 Карбон	N 14,0067 Нітроген	O 15,9994 Оксиген	F 18,9984 Флуор	Ne 20,179 Неон	
3	Na 22,98977 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,98154 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,97379 Фосфор	S 32,06 Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	

Рис. 6.2. Малі періоди містять по одному ряду хімічних елементів

4	K 39,0983 Калій	Ca 40,08 Кальцій	Sc 44,9559 Скандій	Ti 47,9 Титан	V 50,9415 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум	Co 58,9332 Кобальт	Ni 58,7 Нікель
	Cu 63,546 Купрум	Zn 65,38 Цинк	Ga 69,72 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,9215 Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,8 Криптон		

Рис. 6.3. У четвертому періоді – два ряди хімічних елементів

Парні ряди утворені лише металічними, а непарні – металічними й неметалічними елементами. Четвертий і п'ятий періоди містять по вісімнадцять хімічних елементів кожен. Шостий період складається з тридцяти двох елементів. Сьомий період – *незавершений*.

Група – це вертикальна колонка періодичної таблиці (рис. 6.4). До кожної з восьми груп входять дві *підгрупи* хімічних елементів.

До *головних* підгруп належать елементи малих періодів та їхні аналоги з великих періодів. Поміж елементів головних підгруп є як металічні, так і неметалічні. У головних підгрупах зі зростанням атомних мас поступово

¹ Виняток – Нітроген, Оксиген, Флуор, деякі інертні елементи.

Рис. 6.4. Друга група періодичної системи хімічних елементів. Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій – елементи головної (А) підгрупи. До побічної (Б) підгрупи належать Цинк, Кадмій, Меркурій

посилюється металічний і послаблюється неметалічний характер елементів. Побічні підгрупи утворені елементами лише великих періодів. Усі ці елементи – металічні.

Наприклад, до головної підгрупи п'ятої групи належать неметалічні елементи Нітроген, Фосфор, Арсен та металічні – Стийбій і Бісмут. Металічні елементи Ванадій, Ніобій, Тантал і Дубній становлять побічну підгрупу п'ятої групи. Валентність у летких сполуках із Гідрогеном в елементів головних підгруп IV–VII груп зменшується від IV до I.

Форми періодичної системи. В Україні використовують короткоперіодний і довгоперіодний варіанти періодичної системи (див. форзаци підручника). Запропоновану Д.І. Менделєєвим форму періодичної системи називають *короткоперіодною*, або *класичною* (у 1989 році її офіційно скасував Міжнародний союз теоретичної й прикладної хімії (IUPAC)).

Наразі дедалі ширше використовують іншу форму періодичної системи – *довгоперіодну*, у якій усі періоди – малі й великі – однорядні, кожен ряд починається лужним і завершується інертним елементом. Кожну вертикальну послідовність елементів називають групою й позначають римською цифрою від I до VIII і літерами кирилиці А або Б. Наприклад, IA-група – це лужні елементи (тобто головна підгрупа I групи в короткоперіодній формі), а IB-група – це елементи Купрум, Аргентум і Аурум (тобто побічна підгрупа I групи). Головні підгрупи – це А-групи в довгоперіодній формі, побічні підгрупи – це Б-групи в ній. Номери груп в обох формах Періодичної системи збігаються¹.

II	
Be Берилій	4 9,01218
Mg Магній	12 24,305
Ca Кальцій	20 40,08
30 65,38	Zn Цинк
Sr Стронцій	38 87,62
48 112,41	Cd Кадмій
Ba Барій	56 137,33
80 200,59	Hg Меркурій
Ra Радій	88 226

Рис. 6.4

ПРО ГОЛОВНЕ

- Періодична система хімічних елементів – графічний вираз періодичного закону.
- Період – фрагмент природного ряду хімічних елементів, починається лужним і завершується інертним елементом.
- Малі періоди – перший, другий і третій, великі – четвертий, п'ятий, шостий; сьомий великий період – незавершений.
- У періодах зі збільшенням атомних мас металічний характер елементів послаблюється, а неметалічний – посилюється. Валентність у вищих оксидах зростає (за винятком Нітрогену, Оксигену, Флуору, деяких інертних елементів) від I до VIII.
- Група – колонка в табличній формі періодичної системи.
- До головних підгруп належать елементи малих періодів та їхні аналоги з великих періодів.

¹ У новітніх закордонних джерелах уже не використовують позначення I–VIII (А або Б), а подають лише сучасні природні номери груп від 1 до 18.

навчальних видань до короткоперіодної форми періодичної системи. Які із цих чинників, на вашу думку, найважче подолати?



Навчальний проект 1

З історії відкриття періодичної системи хімічних елементів. Яка роль науковців різних країн у створенні періодичної системи й відкритті періодичного закону хімічних елементів?



Дізнайтеся більше про:

- Періодичний закон Д.І. Менделєєва (частина 1) (1975)

http://www.youtube.com/watch?v=TY3tfMLGo_M

<http://www.youtube.com/watch?v=EvUA6tBVuHc>

- Менделєєв Д.И. Закон химической гармонии.

<http://www.youtube.com/watch?v=6vcN4DNvIrw>

§ 7. Будова атома. Сучасне формулювання періодичного закону

Періодичному закону майбутнє не загрожує руйнуванням, а лише надбудови і розвитку обіцяє.

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- розрізняти атомне ядро, електрони, протони, нейтрони;
- характеризувати склад атомних ядер (кількість протонів і нейтронів у нукліді);
- сформулювати сучасне означення періодичного закону.

Будова атома. З курсу хімії 7 класу ви, звісно, пам'ятаєте, що атом складається з позитивно зарядженого ядра, навколо якого перебувають негативно заряджені електрони, які утворюють електронну оболонку (рис. 7.1).

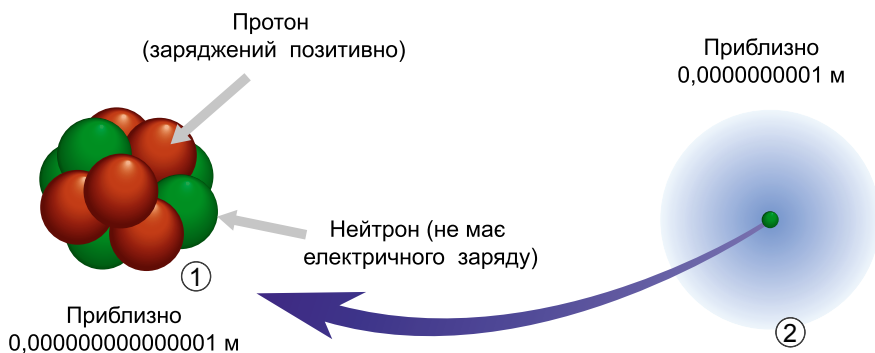


Рис. 7.1. Будова атома. 1. Склад ядра атома. Діаметр ядра атома становить близько 0,000000000000001 м. 2. Простір, у якому перебувають негативно заряджені електрони. Діаметр близько 0,0000000001 м

Протон-нейтронну модель ядра в 1932 р. запропонував уродженець Полтавщини Дмитро Дмитрович Іваненко (рис. 7.2). На сьогодні ця ідея видається дуже простою, однак тоді, коли тільки-но було відкрито нейтрон, цю проблему не міг розв'язати жоден інший фізик.

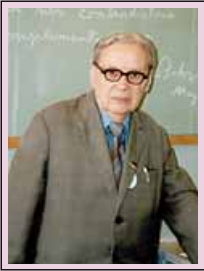


Рис. 7.2. Іваненко Дмитро Дмитрович (1904–1994). Видатний фізик-теоретик ХХ століття. Запропонував протон-нейтронну модель атомного ядра. Один з авторів першої моделі ядерних сил

Ернест Резерфорд (рис. 7.3), наприклад, висунув помилкову гіпотезу, що атомні ядра складаються з протонів і електронів. Він, як і чимало інших науковців того часу, був переконаний, що може існувати електро-нейтральне атомне ядро, яке складається з одного протона й одного електрона.

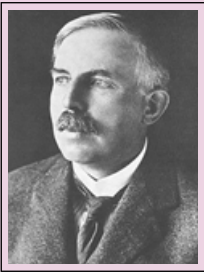


Рис. 7.3. Резерфорд Ернест (1871–1937). Англійський фізик, один із творців учення про радіоактивність і будову атома, засновник наукової школи. Відкрив (1899) альфа-і бета-промені та встановив їхню природу. Створив (1903, разом з Ф. Содді) теорію радіоактивності. Запропонував (1911) планетарну модель атома. Здійснив (1919) першу штучну ядерну реакцію. Спрогнозував (1921) існування нейтрона. Лауреат Нобелівської премії (1908)

Чимало науковців уважали саме таким нейтральним ядром нейтрон, відкритий у 1932 р. Джеймсом Чедвіком (рис. 7.4). Однак з'явилися експериментальні дані, які змусили сумніватись у гіпотезі Резерфорда.

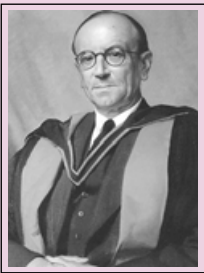


Рис. 7.4. Чедвік Джеймс (1891–1974). Англійський фізик, учень Е. Резерфорда. Закінчив Манчестерський і Кембриджський університети, з 1923 р. працював у Кавендишській лабораторії. Проводив дослідження з ядерної фізики, лауреат Нобелівської премії з фізики 1935 р. за відкриття нейтрона. У 1943–1945 роках керував групою англійських науковців, які працювали над створенням атомної бомби в США

Після відкриття нейтрона Дмитро Дмитрович Іваненко висунув гіпотезу: до складу атомних ядер входять важкі частинки – протони і нейтрони (рис. 7.5).

Разом з тим гіпотеза Дмитра Іваненка полягала не просто в тому, що ядра складаються з протонів і нейтронів, а, насамперед, в уявленні про нейтрон як елементарну частинку: «Нейтрон так само елементарний, як протон», – зазначав Іваненко.



Протони, нейтрони, електрони – субатомні частинки. Використовуючи дані таблиці 7.1, доведіть, що в ядрі зосереджена чи не вся маса атома.

Таблиця 7.1

Субатомні частинки

Частинка		Маса, г	Відносна маса	Електричний заряд (у одиницях елементарного заряду)
символ	назва			
p	протон	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0073	+1
n	нейтрон	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0087	0
e	електрон	$9,109 \cdot 10^{-28}$	$5,485 \cdot 10^{-4}$	-1

Отже, ядро атома містить частинки двох типів: *протони* і *нейтрони*. В ядрі зосереджена практично вся маса атома. Загальну кількість протонів і нейтронів у атомі називають *нуклонним числом*. Це число є відносною масою ядра атома. Кількість протонів в атомі хімічного елемента називають *протонним числом*. Кількість протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента:

$$N(p^+) = Z,$$

де Z – порядковий номер елемента в періодичній системі (пригадайте, про це вже йшлося на с. 5). Наприклад, порядковий номер Натрію в періодичній системі хімічних елементів – 11. Це означає, що в ядрі його атома 11 протонів, а навколо ядра – 11 електронів.

Число нейтронів у ядрі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.

$$N(n^0) = A - N(p^+),$$

де $N(n^0) = A - Z$; A – нуклонне число, $N(p^+)$ – протонне число, $N(n^0)$ – число нейтронів. Приміром, нуклонне число Алюмінію становить 27. Його протонне число – 13. Щоб визначити кількість нейтронів в ядрі атома цього хімічного елемента, потрібно обчислити різницю між нуклонним і протонним числами. Вона дорівнює 14.

Ізотопи – різновиди атомів одного хімічного елемента з різною кількістю нейтронів. Різновид атомів з певною кількістю нейтронів у ядрі називають *нуклідом*.

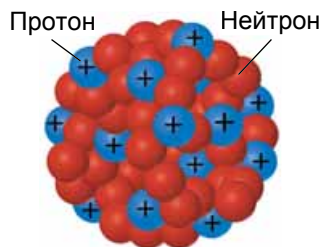


Рис. 7.5. Протон-нейтронна модель ядра атома



Ізотопи – це нукліди одного хімічного елемента.

Радіоактивний нуклід скорочено називають *радіонуклідом*. Термін «ізотопи» застосовують для позначення стабільних і радіоактивних нуклідів одного елемента. Наприклад, Протій, Дейтерій, Тритій – ізотопи Гідрогену. Чим вони подібні і чим відрізняються, легко зрозуміти, розглянувши рисунок 7.6.1.

Кожний нуклід позначають символом відповідного хімічного елемента. Склад нукліда характеризують дві величини: нуклонне число – лівий надрядковий індекс біля хімічного знака і протонне число – лівий підрядковий індекс біля хімічного знака (рис. 7.6.2).

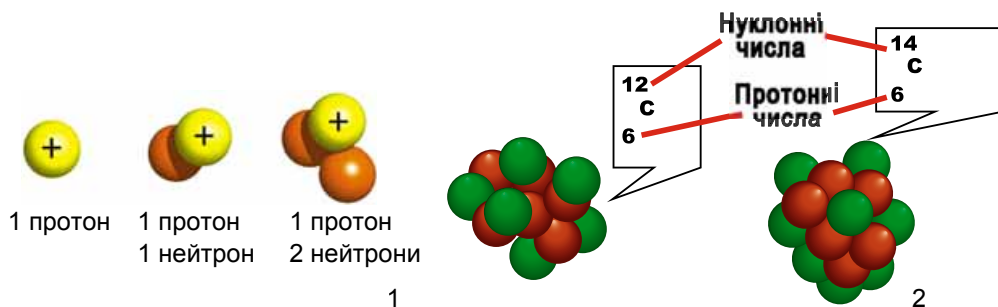


Рис. 7.6. Схематичні зображення атомних ядер ізоотопів: Гідрогену (1); Карбону (2).

Завдання. Порівняйте склад ядер ізоотопів Карбону

Атомна маса елемента дорівнює середньому значенню мас усіх його природних ізоотопів з урахуванням їхньої поширеності. Це одна з причин того, що значення відносних атомних мас у періодичній системі не є цілими числами. Наприклад, у природному Хлорі атомна частка нукліда Хлору-35 $^{35}_{17}\text{Cl}$ становить 75,4 %, а Хлору-37 $^{37}_{17}\text{Cl}$ – 24,6 %. Тож середня відносна атомна маса Хлору дорівнює 35,453:

$$A_r(\text{Cl}) = A_1(\text{Cl}) \chi_1(\text{Cl}) + A_2(\text{Cl}) \chi_2(\text{Cl}),$$

де A – нуклонне число, χ – атомна частка відповідного нукліда.

$$A_r(\text{Cl}) = (35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246) = 35,453.$$

Результатом численних досліджень Ернеста Резерфорда і його учня Генрі Мозлі (рис. 7.7) було встановлення величин зарядів ядер атомів хімічних елементів.



Рис. 7.7. Мозлі Генрі Гвін Джефріс (1887–1915). Англійський фізик. Закінчив Оксфордський університет (1910). У 1910–1914 рр. працював у Манчестерському, а потім – Оксфордському університетах. У лабораторії Е. Резерфорда (Манчестер) проводив дослідження з β - і γ -спектроскопії й спектроскопії рентгенівських променів. Установив (1913) зв'язок між частотою характеристичних ліній рентгенівських променів і атомним номером елемента. Загинув під час Першої світової війни

Завдяки дослідженню рентгенівських спектрів Г. Мозлі зумів визначити заряди ядер атомів хімічних елементів. Виявилось, що вони дорівнюють їхнім порядковим номерам у періодичній системі. Окрім того, він передбачив існування ще не відкритих на той час елементів із номерами 43, 61, 72, 75.

У результаті титанічної праці Генрі Мозлі довів, що *розташування елементів у періодичній системі строго закономірне, порядковий номер кожного елемента – це цілком визначена його характеристика (заряд ядра)*. Те, що здавалося прикрим винятком (ідеться про порушення послідовності розміщення в таблиці деяких елементів за зростанням атомної маси), завдяки роботам Мозлі було пояснено.

Отже, *і величина заряду ядра атома, і кількість електронів навколо ядра дорівнюють порядковому номеру елемента в періодичній системі*. Тож сучасне формулювання періодичного закону таке:



Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.



ПРО ГОЛОВНЕ

- Атом складається з позитивно зарядженого ядра, навколо якого перебувають негативно заряджені електрони, які утворюють електронну оболонку.
- Ядро атома містить частинки двох типів: протони і нейтрони.
- Загальну кількість протонів і нейтронів у атомі називають нуклонним числом. Це число є відносною масою ядра атома.
- Кількість протонів в атомі хімічного елемента називають протонним числом. Кількість протонів у ядрі атома дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.
- Кількість нейтронів у ядрі дорівнює різниці між нуклонним і протонним числами.
- Різновид атомів з певною кількістю нейтронів називають нуклідом.
- Ізотопи – це нукліди одного хімічного елемента.
- Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від значень зарядів ядер атомів.



Перевірте себе

1. Який склад атома? 2. З яких частинок складається атомне ядро? 3. Що таке протонне число? Нуклонне? 4. Як за положенням хімічного елемента в періодичній системі визначити число протонів у ядрі його атома? 5. Що таке нуклід? Ізотопи? 6. Як визначити число нейтронів у ядрі нукліда?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Які з наведених тверджень правильні?
 - 1) уся маса атома зосереджена в його ядрі;
 - 2) атом – заряджена частинка;
 - 3) атом є суцільним;
 - 4) атом складається з ядра й електронів;
 - 5) ядро атома заряджене позитивно;
 - 6) ядро атома трохи менше за атом.
 2. Поясніть фізичний зміст протонного і нуклонного чисел.
 3. Визначте кількість протонів в атомі Купруму.
 4. Порівняйте склад ізотопів: а) ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ і ${}_{17}^{37}\text{Cl}$; б) ${}_{30}^{64}\text{Zn}$, ${}_{30}^{66}\text{Zn}$, ${}_{30}^{67}\text{Zn}$, ${}_{30}^{68}\text{Zn}$ і ${}_{30}^{70}\text{Zn}$; в) ${}_{6}^{12}\text{C}$ і ${}_{6}^{13}\text{C}$.
 5. Скільки нейтронів у нукліді ${}_{30}^{68}\text{Zn}$?
- А 30 Б 68 В 98 Г 38**

6. Яка сумарна кількість нейтронів і електронів у нукліді ${}^{45}_{21}\text{Sc}$?

1) 21; 2) 45; 3) 66; 4) 24; 5) 33.

7. Відносна молекулярна маса леткої сполуки галогену з Гідрогеном – 20. Визначте кількість протонів у ядрі атома цього галогену.

8. Відносна маса структурної одиниці гідроксиду лужного елемента – 56. Визначте величину заряду ядра атома цього елемента.



Творча майстерня

Підготуйте для однокласників презентацію «Як було встановлено будову атома».



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=rKDzFO2KkeA>

https://www.youtube.com/watch?v=_SsDX37Vosw

<https://www.youtube.com/watch?v=ThsVV6IMu0Y&index=6&list=PLnbQh4j9gZklrDJaTe3ujWHi0W4KsEnrY>

https://www.youtube.com/watch?v=HG_YG86FkDA

§ 8. Стан електронів у атомі. Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів. Енергетичні рівні та підрівні. Поняття про радіус атома

Електрон не такий простий, яким здається.

Брег Вільям Лоренс

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- характеризувати стан електронів у атомах та будову електронних оболонок атомів хімічних елементів;
- розрізняти *s*- і *p*-електронні орбіталі за розміром і формою;
- складати електронні формули атомів та їхній графічний варіант;
- пояснювати суть поняття «радіус атома»;
- порівнювати радіуси атомів хімічних елементів.

Стан електронів у атомі описують, використовуючи певні математичні моделі¹. Частину простору в атомі, де перебування електрона є найбільш імовірним, називають **електронною орбіталлю**. Орбіталь, зайнята електроном, нагадує хмару. У ній розподілені маса і заряд електрона (*пригадайте, як заряджений електрон; якою є маса електрона порівняно з протоном і нейтроном*). Густина *електронної хмари* на різній відстані від ядра різна (рис. 8.1). Рух електрона навколо власної осі має назву **спін** (рис. 8.2).

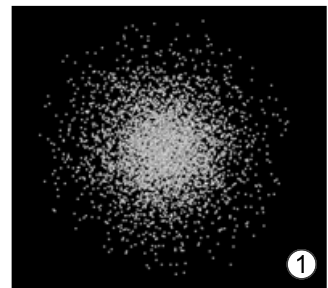


Рис. 8.1. 1. 1s-Орбіталь. 2. Кульбаба дещо нагадує модель 1s-орбіталі

¹ Математична модель – наближений опис об'єкта моделювання за допомогою математичної символіки.

На одній орбіталі одночасно може перебувати не більше двох електронів з протилежними спінами (рис. 8.2). Електронні орбіталі розрізняють за розміром і формою. Орбіталі кулястої форми позначають літерою *s*. Електрони, орбіталі яких мають кулясту форму, називають *s-електронами* (рис. 8.3). Орбіталі гантелеподібної форми позначають літерою *p*. Електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають *p-електронами*. *p*-Орбіталі розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат (рис. 8.4).

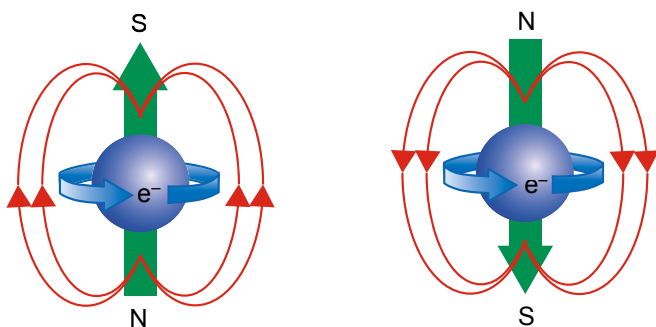


Рис. 8.2. Схематичне зображення двох електронів з протилежними спінами

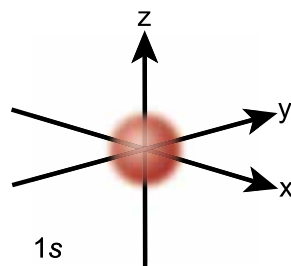


Рис. 8.3. Розміщення у просторі 1s-орбіталі

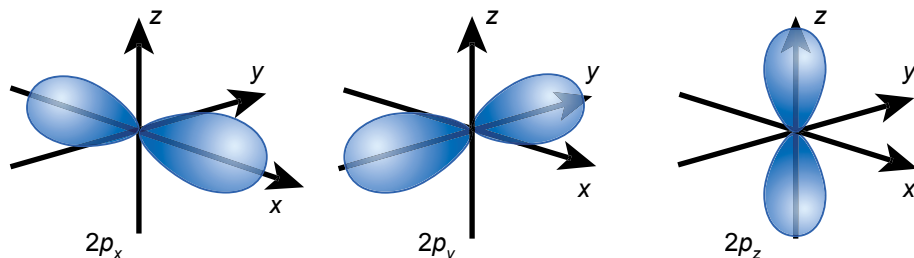
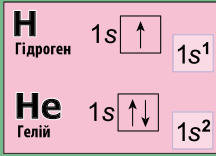


Рис. 8.4. Взаємне розташування *p*-орбіталей у просторі

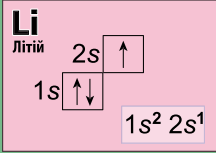
Енергетичні рівні та підрівні. Електронні хмари різних форм до того ж відрізняються силою притягання до ядра, а самі електрони розташовані навколо ядра шарами. Енергія електрона є його найважливішою характеристикою. Електрони, які розташовані в атомі в орбіталах однакової форми і розміру, мають однакову енергію.

З урахуванням енергій електронів їх розподіляють за певними *енергетичними рівнями*. Максимальну кількість електронів N_{\max} на енергетичному рівні обчислюють за формулою: $N_{\max}(\bar{e}) = 2n^2$, де n – номер енергетичного рівня.

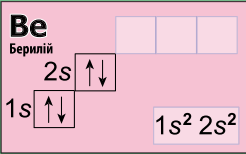
Умовний запис будови електронних оболонок атомів називають *електронною формулою*. Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість спарених і неспарених електронів в атомі хімічного елемента.



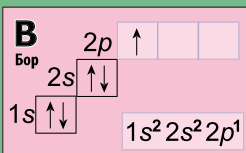
В атомі Гідрогену один неспарений електрон. А в атомі Гелію в *s*-орбіталі перебуває два спарених *s*-електрони з протилежними (це позначено напрямками стрілок) спінами. Енергетичний рівень в атомі Гелію завершений.



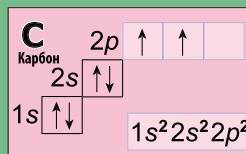
В атомі Літію три електрони. Оскільки перший рівень уміщує лише два електрони, третій електрон займе *s*-орбіталь другого енергетичного рівня.



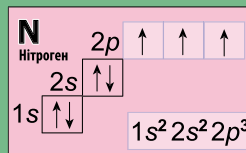
Четвертий електрон атома Берилію також розміститься в *s*-орбіталі другого енергетичного рівня.



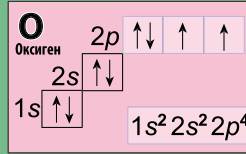
В атомі Бору п'ятий електрон займе *p*-орбіталь другого енергетичного рівня.



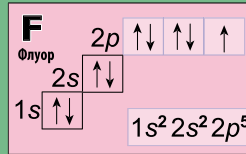
Електрони заповнюють орбіталі спочатку по одному. Тому шостий електрон в атомі Карбону займе наступну *2p*-орбіталь.



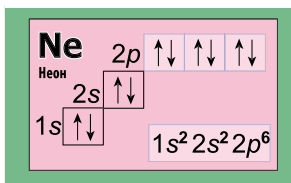
За тим самим правилом відбудеться розміщення сьомого електрона в атомі Нітрогену.



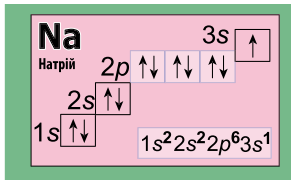
В атомі Оксигену на другому рівні немає вільних *p*-орбіталей. Тому восьмий електрон складе пару одному з *p*-електронів.



Аналогічно відбудеться розміщення дев'ятого електрона в атомі Флуору.



В атомі Неону завершується заповнення електронами другого енергетичного рівня.



З Натрію починається заповнення електронами третього енергетичного рівня.



Складіть електронні формули та їхні графічні варіанти для решти атомів хімічних елементів третього періоду. Порівняйте будову зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів, які належать до однієї підгрупи.

Зверніть увагу! Електрони спочатку заповнюють орбіталі з нижчою енергією. Енергія 3-d підрівня вища за енергію 4-s підрівня (рис. 8.5). Тому в атомах Калію і Кальцію заповнюється 4-s підрівень, а 3-d підрівень залишається незаповненим. Тобто в атома Калію буде на один s-електрон більше, ніж в атома інертного елемента Аргону. Тому скорочено електронну формулу Калію записують так: $[\text{Ar}]4s^1$.

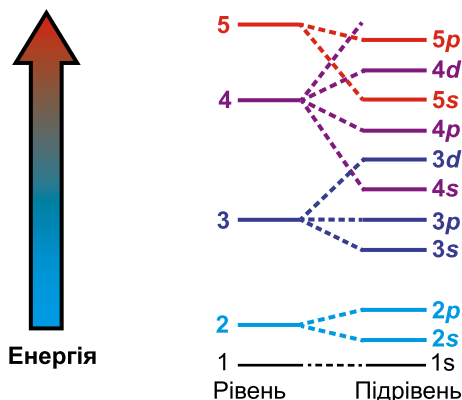


Рис. 8.5. Порівняння енергії електронів, розміщених на певних енергетичних підрівнях



Рис. 8.6. Електронна формула



Запишіть скорочено електронну формулу атома Кальцію.

Радіус атома характеризує його розміри. Хоча через особливу природу електрона атоми не мають чітко визначених меж, їхню форму прийнято вважати кулястою. *Радіус атома* – це відстань від центра його ядра до сферичної поверхні, на якій найчастіше трапляються електрони зовнішнього енергетичного рівня (рис. 8.7).

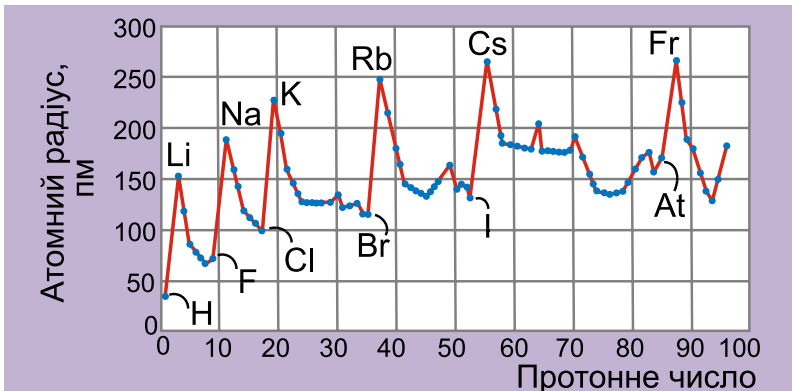


Рис. 8.7. Залежність радіуса атома від протонного числа хімічного елемента

Що більше електронних оболонок має атом, то, вочевидь, його радіус більший. У періодах зі зростанням протонного числа радіус атомів зменшується. Це зумовлено збільшенням величини заряду ядра та кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні – зростає сила притягання між ядром і електронами зовнішнього енергетичного рівня. У головних підгрупах зі зростанням протонного числа радіус атомів зростає.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Електронна орбіталь – частина простору в атомі, де перебування електрона є найбільш імовірним.
- Спін – рух електрона навколо власної осі. На одній орбіталі одночасно може перебувати не більше ніж два електрони із протилежними спінами.
- Електрони, орбіталі яких мають кулясту форму, називають *s*-електронами.
- Електрони, орбіталі яких мають гантелеподібну форму, називають *p*-електронами.
- *p*-Орбіталі розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно перпендикулярних осей координат.
- Максимальну кількість електронів на енергетичному рівні обчислюють за формулою: $N_{\max}(\bar{e}) = 2n^2$, де n – номер енергетичного рівня.
- Умовний запис будови електронних оболонок атомів називають *електронною формулою*.
- Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість спарених і неспарених електронів в атомі хімічного елемента.
- Радіус атома – це відстань від центра його ядра до сферичної поверхні, на якій найчастіше трапляються електрони зовнішнього енергетичного рівня.
- У періодах зі зростанням протонного числа радіус атомів зменшується. У головних підгрупах зі зростанням протонного числа радіус атомів зростає.



Перевірте себе

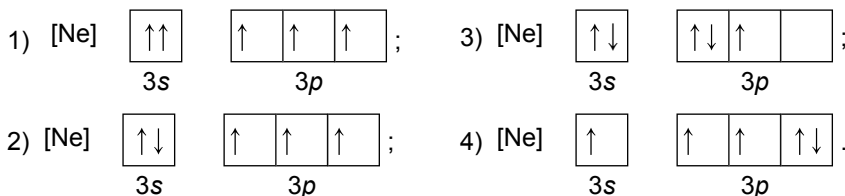
1. Що називають електронною орбітальною? Спіном електрона? 2. Скільки електронів одночасно може перебувати на одній орбіталі? Якими мають бути їхні спіни? 3. Як називають електрони, орбіталі яких мають кулясту форму? 4. Орбіталі яких електронів мають гантелеподібну форму й розміщуються у просторі вздовж трьох взаємно пер-

пендикулярних осей координат? **5.** За якою формулою обчислюють максимальну кількість електронів на енергетичному рівні? **6.** Що таке електронна формула атома хімічного елемента? **7.** Про що дає уявлення графічний варіант електронної формули атома хімічного елемента? **8.** Що називають радіусом атома? **9.** Як змінюються радіуси атомів у періодах і групах періодичної системи?



Застосуйте свої знання й уміння

- Обчисліть максимальну кількість електронів на третьому енергетичному рівні.
- Запишіть електронну формулу атома Алюмінію.
- Запишіть графічний варіант електронної формули атома Нітрогену й визначте число неспарених електронів у ньому.
- Визначте хімічний елемент, атому якого відповідає електронна формула $\dots 3s^2 3p^2$.
- Виберіть правильний запис електронної формули атома Фосфору:



6. Виберіть записи, у яких символи хімічних елементів розміщені за збільшенням радіусів їхніх атомів:

- Li, B, C, F
- B, N, C, F
- Cl, S, Se, Te
- H, Na, Cs, K
- H, Cl, Br, I



Теорча майстерня

Змодельуйте, використовуючи повітряні кульки, s- і p-електронні хмари та їхнє взаєморозташування у просторі.



Дізнайтеся більше про стан електронів у атомі:

- <https://www.youtube.com/watch?v=U6Oq4EBghIM>
<https://www.youtube.com/watch?v=PJ8k3nQRzgQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=ZoJQSBXVAEE>
<http://www.ptable.com/?lang=ru#Orbital>

§ 9. Періодична система хімічних елементів з позиції теорії будови атома

Перші уявлення про будову атомів і природу хімічної валентності... ґрунтувалися на закономірностях властивостей елементів, установлених за допомогою періодичного закону.

В.І. Спіцин

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- аналізувати інформацію, закладену в періодичній системі;
- використовувати її для характеристики хімічного елемента; класифікації елементів, визначення їхньої валентності, класифікації простих речовин, визначення хімічного характеру оксидів, гідратів оксидів, сполук елементів з Гідрогеном;
- обґрунтовувати фізичну сутність періодичного закону.

Структура періодичної системи зумовлена електронною конфігурацією атомів хімічних елементів. Порівнюючи будову зовнішнього енергетичного рівня атомів (рис. 9.1), легко дійти висновків:

- повторюваність властивостей хімічних елементів у головних підгрупах зумовлена періодичним повторенням структури зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів;
- кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп збігається з номером групи;
- кількість енергетичних рівнів у атомі дорівнює номеру періоду.

У цьому полягає *фізичний зміст* періодичного закону, номеру групи й періоду.

Пригадайте, у періодах зі збільшенням протонних чисел відбувається поступовий перехід від металічних до неметалічних елементів. У головних підгрупах – навпаки, зі зростанням протонних чисел посилюються металічні властивості. Як це пов'язано з будовою електронних оболонок атомів?

В атомах металічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні зазвичай від одного до трьох електронів. В атомах неметалічних елементів їх від чотирьох до восьми. Зі збільшенням числа зовнішніх електронів¹ слабшають металічні й посилюються неметалічні властивості хімічних елементів (рис. 9.1). Наприклад, елемент третього періоду Натрій – металічний. Утворена ним проста речовина натрій – дуже активний метал. Трохи слабше металічні властивості виражені в Магнію. Ще менше – в Алюмінію. Силіцій – неметалічний елемент. Далі від Фосфору до Хлору неметалічні властивості посилюються. У тій самій послідовності змінюється хімічна активність відповідних простих речовин.

		1A	ПІДГРУПИ						8A
П Е Р І О Д И	1	1 H 1s ¹	2A	3A	4A	5A	6A	7A	2 He 1s ²
	2	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²	5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶
	3	11 Na 3s ¹	12 Mg 3s ²	13 Al 3s ² 3p ¹	14 Si 3s ² 3p ²	15 P 3s ² 3p ³	16 S 3s ² 3p ⁴	17 Cl 3s ² 3p ⁵	18 Ar 3s ² 3p ⁶

Рис. 9.1. Будова зовнішнього енергетичного рівня перших вісімнадцятьох хімічних елементів періодичної системи

Зверніть увагу: в атомах інертних елементів зовнішній енергетичний рівень завершений. Саме це є причиною хімічної пасивності відповідних простих речовин – інертних газів.

У періодичній залежності від зміни електронних структур атомів хімічних елементів перебуває й радіус атома (рис. 9.2). Від нього та від заряду ядра залежить, є елемент металічним або неметалічним. Наприклад, у другому періоді від Літію до Флуору збільшується заряд ядра і кіль-

¹ Електрони, розташовані на зовнішньому енергетичному рівні, називають зовнішніми електронами.

кість зовнішніх електронів. Число електронних шарів залишається незмінним. Отже, сила притягання зовнішніх електронів до ядра зростає, тож атом «стискається». Тому радіус атома від Літію до Флуору зменшується. Що менший радіус атома, тим сильніше зовнішні електрони притягуються до ядра. І тим сильніше в хімічного елемента виражені неметалічні властивості.

Відносні розміри атомів хімічних елементів

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Рис. 9.2. Зміна радіусів атомів у періодах і підгрупах

У VIIA підгрупі розташовані галогени: F, Cl, Br, I, At. На зовнішньому електронному шарі цих елементів однакове число електронів – 7. Із зростанням заряду ядра атома при переході від періоду до періоду збільшується число електронних шарів. А отже, збільшується атомний радіус і слабшають неметалічні властивості. Про кількісну характеристику, за якою неметалічні елементи відрізняють від металічних, ви дізнаєтеся з наступної теми.

Вища валентність хімічних елементів також змінюється періодично. Тому під кожною групою періодичної системи зазначено в загальному вигляді хімічну формулу вищого оксиду, а для елементів IV–VII – ще й формулу леткої сполуки з Гідрогеном.



Пригадайте алгоритм визначення валентності хімічних елементів за формулами двоелементних сполук. Визначте для кожної групи періодичної системи валентність хімічних елементів, яку вони виявляють у: а) вищих оксидах; б) летких сполуках з Гідрогеном. Як у періоді змінюється валентність хімічних елементів у вищих оксидах і летких сполуках з Гідрогеном?

Виконавши завдання, ви пересвідчилися, що *вища валентність хімічного елемента збігається з номером групи періодичної системи, до якої він належить*.

Чи є винятки із цього правила? Так, існує кілька хімічних елементів, значення вищої валентності яких не збігається з номером групи в періодичній системі. Пригадайте, про це вже йшлося в курсі хімії 7 класу. Приміром, максимальна валентність Оксигену – елемента VIA підгрупи – II, а максимальна валентність Флуору – елемента VIIA підгрупи – I.

Чому? Дотепер ми не пояснювали причину цього явища. Тож спробуємо знайти відповідь на запитання, що виникло, розглянувши будову зовнішнього енергетичного рівня атомів цих елементів.

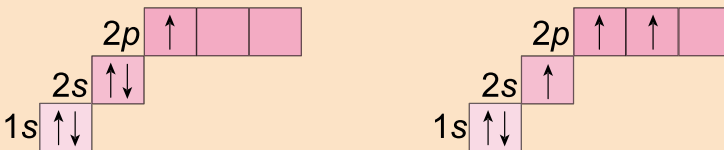
Виявлено, що максимальна валентність хімічного елемента визначається числом неспарених електронів у його атомі. Графічний варіант будови зовнішнього енергетичного рівня атомів зазначених елементів такий:



В атомі Оксигену два неспарених електрони, тому вища валентність елемента дорівнює двом. Флуор виявляє вищу валентність один, оскільки в його атомі один неспарений електрон.

Цікаво і пізнавально

Атоми можуть переходити у збуджений стан через надання їм додаткової енергії. Унаслідок цього спарені електрони можуть розпаровуватися. Вони переходять у межах зовнішнього енергетичного рівня з підрівня з нижчою енергією на підрівень з вищою енергією. Наприклад, в основному стані в атомі Бору один неспарений електрон. А в збудженому стані їх три, бо один з електронів 2s-підрівня перейшов на вільну орбіталь 2p-підрівня:



Тому вища валентність цього елемента дорівнює трьом.

Чи залежить від положення хімічного елемента в періодичній системі хімічний характер його оксиду й гідрату цієї сполуки? З'ясуємо це на прикладі елементів третього періоду. Його розпочинає Натрій – лужний елемент. Натрій оксид Na_2O – основний. Гідрат натрій оксиду NaOH – продукт його взаємодії з водою – луг, дуже їдка речовина. Магній оксид MgO і його гідрат $\text{Mg}(\text{OH})_2$ також мають основні властивості, хоча слабші, ніж в оксиду й гідроксиду Натрію. Саме тому магній гідроксид є складником лікарських засобів проти печії – не подразнює слизову травного тракту й зменшує кислотність шлункового соку. Так само у складі цих засобів є алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Ця речовина виявляє *амфотерні* (подвійні) властивості – як основні, так і кислотні. Амфотерним є й алюміній оксид.



Амфотерність (від давньогрец. «подвійний», «обопільний») – здатність деяких сполук залежно від умов виявляти як кислотні, так і основні властивості.

Цікаво і пізнавально

Поняття *амфотерність* як характеристику подвійних властивостей речовин запровадили в 1814 р. французькі науковці Ж. Гей-Люссак і Л. Тенар. Німецький хімік А. Ганч сформулював таке визначення: «Амфотерність – здатність деяких сполук виявляти як кислотні, так і основні властивості залежно від умов і природи реагентів, що беруть участь у кислотно-основній взаємодії, особливо залежно від властивостей розчинника».

Оксиди та гідрати оксидів решти хімічних елементів третього періоду є кислотними (рис. 9.3).

Який хімічний характер легких сполук хімічних елементів з Гідрогеном? Розгляньте рисунок 9.4. Як бачите, низка типових неметалічних елементів утворюють легкі сполуки з Гідрогеном. Усі ці газуваті речовини розчинні у воді. Водний розчин амоніаку NH_3 має слабколужну реакцію, решта – кислу. Кислотні властивості легких сполук елементів з Гідрогеном посилюються в періодах зліва направо, у підгрупах – зверху до низу.

Хімічний характер оксидів і їхніх гідратів

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Основний Амфотерний Кислотний

5A	6A	7A
N		F
	S	Cl
	Se	Br
	Te	I

Кислотний Основний

Рис. 9.3. Залежність хімічного характеру оксидів та їхніх гідратів від положення елемента в періодичній системі. **Завдання.**

У якій речовини в ряду H_2SiO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , HClO_4 кислотні властивості виражені найслабше? Найсильніше?

Рис. 9.4. Хімічний характер легких сполук деяких хімічних елементів з Гідрогеном

Виявлені закономірності свідчать: на елементному рівні (макросвіт) періодична система є узагальненням фактів, отриманих шляхом спостережень, вимірювань, експериментів. На атомному рівні (мікросвіт) це узагальнення одержало теоретичну основу.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Структура періодичної системи зумовлена електронною конфігурацією атомів хімічних елементів.
- Повторюваність властивостей хімічних елементів у головних підгрупах зумовлена періодичним повторенням структури зовнішнього енергетичного рівня їхніх атомів.
- Кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп збігається з номером групи.
- Кількість енергетичних рівнів в атомі дорівнює номеру періоду.
- Амфотерність – здатність деяких сполук залежно від умов виявляти як кислотні, так і основні властивості.



Перевірте себе

1. Чим зумовлена структура періодичної системи? 2. Чому елементи головних підгруп подібні за властивостями? 3. У чому полягає фізичний зміст періодичного закону? Номеру групи, періоду? 4. Як змінюються металічні й неметалічні властивості хімічних елементів у періодичній системі? 5. У якій частині періодичної системи розташовано найтиповіші неметалічні елементи? Металічні? 6. Які закономірності зміни радіуса атомів у періодичній системі? 7. Як змінюється вища валентність хімічних елементів у періодах і групах? 8. Як змінюється хімічний характер оксидів, їхніх гідратів, летких сполук елементів з Гідрогеном у періодичній системі?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Визначте число електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах: а) Стронцію; б) Селену; в) Йоду.
2. Визначте число енергетичних рівнів в атомах: а) Рубідію; б) Германію; в) Бісмуту.
3. В атомах яких з перелічених елементів однакове число енергетичних рівнів: Літій, Калій, Натрій, Магній?
4. Визначте найактивніший метал і найактивніший неметал.
5. В атомах яких з перелічених елементів однакове число електронів на зовнішньому енергетичному рівні: Літій, Натрій, Магній, Калій?
6. Визначте, який з елементів є металічним: Фосфор, Барій, Хлор.
7. Розташуйте за посиленням металічних властивостей такі елементи: а) Калій, Скандій, Кальцій; б) Рубідій, Натрій, Калій.
8. Розташуйте за посиленням неметалічних властивостей такі елементи: а) Хлор, Силіцій, Фосфор; б) Стибій, Фосфор, Сульфур.
9. Визначте, у якого з хімічних елементів другого періоду найбільший радіус атома.
10. Визначте, у якого з хімічних елементів ІА підгрупи найменший радіус атома.
11. Розташуйте елементи Галій, Арсен, Бром за збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні їхніх атомів.
12. Визначте вищу валентність Сульфур, Арсену, Бром, Кальцію.
13. Складіть формули: а) вищого оксиду Стронцію та його гідрату; б) вищого оксиду Хлору та його гідрату; в) вищого оксиду Галію та його гідрату; г) легкої сполуки Селену з Гідрогеном. Зазначте хімічний характер цих сполук.
14. Визначте хімічний характер оксиду елемента з протонним числом 20.
15. Визначте хімічний характер гідрату оксиду елемента з протонним числом 34.



Творча майстерня

1. Поясніть зміст рисунка 9.5.



Рис. 9.5

2. Напишіть вірш, коротку казку, загадку тощо про явище амфотерності. Або доберіть українські прислів'я, які б відповідали суті цього явища.

Дізнайтеся більше про зв'язок структури періодичної системи з будовою атомів хімічних елементів:

<http://zno.academia.in.ua/mod/book/tool/print/index.php?id=1838>

<http://subject.com.ua/chemistry/admission/23.html>

<http://www.alhimik.ru/etcet/table.html>

§ 10. Як схарактеризувати хімічний елемент за його положенням у періодичній системі

Періодичний закон цілком слушно називають дорого-вказом у вивченні хімії.

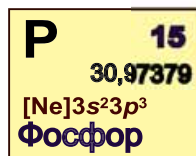
М.О. Фігуровський

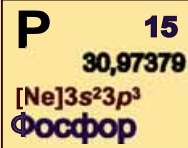
Після опрацювання параграфа ви зможете:

- характеризувати хімічний елемент за його положенням у періодичній системі;
- аналізувати інформацію, закладену в періодичній системі, та використовувати її для характеризування хімічного елемента.

Ви вже переконалися в зумовленості властивостей хімічних елементів складом і будовою їхніх атомів. З'ясували, що склад зовнішнього енергетичного рівня періодично повторюється і саме тому повторюються властивості хімічних елементів. Виявили закономірності зміни властивостей хімічних елементів у періодах і групах. Настав час застосувати набуті знання для характеристики хімічних елементів малих періодів.

Схарактеризуємо Фосфор за його положенням у періодичній системі. Порядковий номер Фосфору 15. Отже, в ядрі його атома міститься 15 протонів, а навколо ядра рухаються 15 електронів. Нуклонне число одного з нуклідів Фосфору – 31. Кількість нейтронів у нукліді Фосфору-31 дорівнює різниці між його нуклонним і протонним числами. У ядрі цього нукліду міститься 16 нейтронів.





$$N(p^+) = Z$$

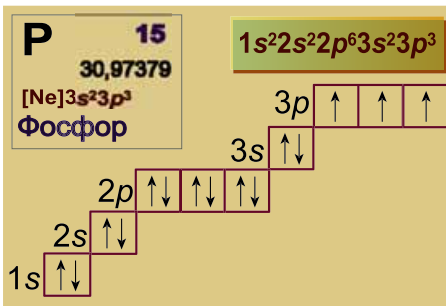
$$N(n^0) = A - N(p^+)$$

$$N(n^0) = A - Z$$

$$N(n^0) = 31 - 15 = 16$$

Z – порядковий номер елемента в періодичній системі; A – нуклонне число; $N(p^+)$ – протонне число; $N(n^0)$ – кількість нейтронів

Фосфор – елемент VA підгрупи періодичної системи, тож на зовнішньому енергетичному рівні його атома міститься п'ять електронів. Вища валентність Фосфору – V. Фосфор розташований у третьому періоді. Електрони в атомі Фосфору розміщені на трьох енергетичних рівнях. Розміщення



електронів в атомі Фосфору відбиває його електронна формула. Графічний варіант електронної формули дає уявлення про кількість неспарених електронів. В основному стані в атомі Фосфору три неспарених p -електрони. Фосфор – типовий неметалічний елемент. Найвідоміші прості речовини, які він утворює, – неметали (рис. 10.1).

Формула вищого оксиду Фосфору – P_2O_5 . Валентність Фосфору у вищому оксиді дорівнює номеру групи. Цей оксид кислотний, його гідрат є кислотою. H_3PO_4 – формула ортофосфатної кислоти. Формула леткої сполуки Фосфору з Гідрогеном PH_3 . Валентність Фосфору в леткій сполуці з Гідрогеном дорівнює трьом – різниці між числом 8 і номером групи. У підгрупі Фосфор межує з Нітрогеном й Арсеном, у періоді – із Силіцієм і Сульфуром. Порівняймо властивості Фосфору з властивостями його «сусідів» у періодичній системі. Неметалічні властивості Фосфору виражені сильніше, ніж у Силіцію й Арсену, але слабше, ніж у Нітрогену і Сульфурі. Натомість радіус атома Фосфору менший, ніж у Силіцію й Арсену, але більший, ніж у Нітрогену і Сульфурі (рис. 10.2).



Рис. 10.1. Типові неметали:
1 – червоний фосфор; 2 – білий фосфор

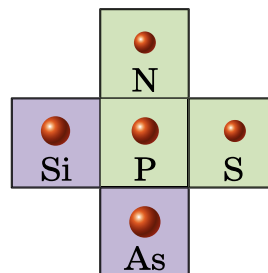


Рис. 10.2. Порівняння радіуса атома Фосфору з радіусами атомів його «сусідів» по періодичній системі. **Завдання.** Схарактеризуйте за положенням у періодичній системі Магній

ПРО ГОЛОВНЕ

- Інформацію, закладену в періодичній системі, використовують для характеристики хімічних елементів.



Перевірте себе

1. Як визначити склад ядра атома і кількість електронів навколо нього? 2. Чому дорівнює кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомах елементів головних підгруп? 3. Як визначити вищу валентність елемента? 4. Як визначити число енергетичних рівнів у атомі? 5. Де в періодичній системі розташовані неметалічні елементи? 6. Де в періодичній системі зазначено формули вищих оксидів і летких сполук елементів з Гідрогеном? 7. Як визначити валентність елемента у леткій сполуці з Гідрогеном? 8. Як визначити хімічний характер оксиду та гідрату оксиду елемента? 9. Як у періодах і групах змінюються металічні та неметалічні властивості, радіус атома хімічних елементів?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Складіть план характеристики хімічного елемента за його положенням у періодичній системі й схарактеризуйте за ним будь-які два з перших двадцятьох елементів періодичної системи. Відповідь оформіть як таблицю.

2. Порівняйте Натрій і Хлор за їхнім положенням у періодичній системі. Чим вони подібні й чим відмінні?



Теорча майстерня

Розробіть зміст і правила однієї з навчальних ігор, у якій потрібно використати знання про зв'язок властивостей хімічного елемента з його положенням у періодичній системі. Наприклад, «Хімічний лабіринт» (різновид тесту з правильними і неправильними судженнями), «Хімічне лото», «Хімічні хрестики-нулики» тощо.



Дізнайтеся більше про:

<http://www.solnet.ee/school/chemistry.html>

§ 11. Значення періодичного закону

Періодичний закон був беззаперечно визнаний усією науковою спільнотою й увійшов до арсеналу науки як основа наукового дослідження.

М.О. Фігуровський

Після опрацювання параграфу ви зможете оцінити наукове значення періодичного закону.

Значення періодичного закону важко переоцінити. Майже 40 років Дмитро Іванович Менделєєв (рис. 11.1) працював над його відкриттям і вдосконаленням. Він був переконаний в істинності періодичного закону, у тому, що це – справжній закон природи. Тому й зміг передбачити існування дванадцятьох невідомих науці того часу хімічних елементів. Він не лише докладно описав властивості деяких елементів та їхніх сполук, а й спрогнозував способи, за допомогою яких вони згодом будуть відкриті.



Рис. 11.1.
Д.І. Менделєєв

Уже в першому виданні «Основ хімії» Д.І. Менделєєв залишив п'ять вільних місць за Ураном наприкінці таблиці. Тобто за сто років передбачив відкриття зауранових елементів (рис. 11.2). Усі прогнози Д.І. Менделєєва і його послідовників справдилися. Історія науки не знає подібного тріумфу. Д.І. Менделєєв відкрив новий закон природи. Замість безлічі розрізнених, не пов'язаних між собою речовин перед наукою постала цілісна струнка система, що об'єднала в єдине ціле всі елементи Всесвіту. Цей взаємний зв'язок, ця єдність потребували обґрунтування.

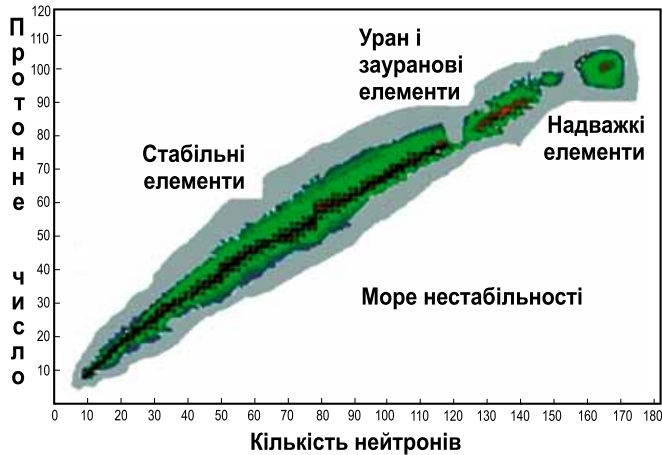


Рис. 11.2. Зауранові елементи розташовані в періодичній системі після Урану

Дослідження Д.І. Менделєєва створили міцний надійний фундамент для спроб пояснити будову атома. Після відкриття періодичного закону стало очевидним, що атоми всіх елементів мають бути побудовані за єдиним принципом. А в їхній будові відбивається періодичність властивостей елементів.

Усі досягнення сучасної хімії, зокрема атомної і ядерної, включаючи атомну енергетику й синтез штучних елементів, стали можливими лише завдяки періодичному закону. Успіхи атомної фізики, поява нових методів дослідження, розвиток квантової механіки розширили й поглибили сутність періодичного закону.

Періодичний закон хімічних елементів – фундаментальний закон природи, який не застарів і не втратив свого значення. Навпаки, розвиток науки довів, що його глибинна сутність ще не пізнана. Вона є значно ширшою, ніж припускав Д.І. Менделєєв, ніж вважали донедавна науковці. Установлено, що закону періодичності підпорядковується не лише будова зовнішніх електронних оболонок атома, а й тонка структура атомних ядер. Очевидно, що ті закономірності, які є у складному й багато в чому незрозумілому світі елементарних частинок, також мають у своїй основі періодичний характер.

Непересічне значення періодичного закону визнане в усьому світі. Одним із доказів цього є те, що хімічний елемент № 101, синтезований очолюваною Гленном Сіборгом (рис. 11.3) групою американських науковців, названо Менделєвієм.

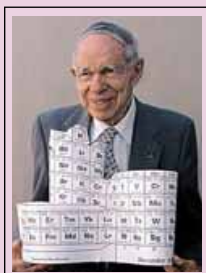


Рис. 11.3. Сіборг Гленн Теодор (1912–1999). Американський хімік і фізик, іноземний член РАН (1991 р.; іноземний член АН СРСР із 1971 р.). Голова Комісії з атомної енергії США (1961–1971). Відкрив і досліджував (разом з іншими) зауранові елементи – Плутоній, Америцій, Кюрій тощо. Лауреат Нобелівської премії (1951, разом з Е.М. Макмілланом). На його честь хімічний елемент № 106 названо Сіборгієм

Знаменитий Роберт Бунзен (рис. 11.4), у лабораторії якого Д.І. Менделєєв пропрацював два роки, поставився до повідомлення про відкриття періодичного закону вкрай іронічно: «Я сам зроблю скільки завгодно подібних повідомлень на підставі різних чисел, які друкуються в біржових відомостях». Цікаво, що згодом саме Бунзен на основі розробленого ним спектрального аналізу надав перші підтвердження правильності періодичного закону.

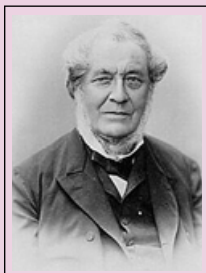


Рис. 11.4. Бунзен Роберт Вільгельм (1811–1899). Німецький хімік, іноземний член-кореспондент Петербурзької АН (1862). Разом з Г.Р. Кірхгофом започаткував спектральний аналіз, відкрив Цезій, Рубідій. Винайшов багато лабораторних приладів: газовий пальник, льодовий і паровий калориметри. Розробив основи газового аналізу

Для обґрунтування своїх припущень щодо положення Індію в періодичній системі Дмитро Іванович у 1870 р. вирішив перевірити значення його атомної маси за питомою теплоємністю. Результати, отримані Менделєєвим, добре узгоджувалися зі значеннями, одержаними Бунзеном. Так німецький хімік експериментально підтвердив раніше заперечувані ним теоретичні ідеї Менделєєва.

Цікаво і пізнавально

Щорічний з'їзд Міжнародного товариства матеріалознавців, що зібрав 2007 року понад 4200 науковців і інженерів із 68 країн, визнав найважливішим внеском, що сформував саму наукову дисципліну взагалі, періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва.

Періодичний закон – фундаментальний закон природи. Він став підґрунтям для *наукової класифікації* хімічних елементів та їхніх сполук. На основі періодичного закону були розвинуті найважливіші хімічні поняття, встановлено чіткий взаємозв'язок між ними. Відкриття періодичного закону мало величезне значення для розвитку хімії та пізнання таємниць природи.

Неоціненне значення періодичного закону у викладанні хімії. Його відкриття було пов'язане зі створенням підручника з хімії, коли Менделєєв намагався дуже чітко викласти інформацію про відомі на той момент 63 хімічних елементи. Тепер кількість елементів збільшилася щонайменш удвічі, а періодичний закон дає змогу виявляти подібність і закономірності властивостей різних хімічних елементів відповідно до їхнього положення в періодичній системі.

Життя і наукова діяльність Д.І. Менделєєва – геніального науковця й мислителя, великого патріота – це взірць служіння науці та Вітчизні. Дмитро Іванович Менделєєв народився 27 січня 1834 р. в Тобольську. Він був сімнадцятою й останньою дитиною в родині Івана Павловича Менделєєва, у той час директора Тобольської гімназії й училищ Тобольського округу. Після закінчення гімназії навчався в Головному педагогічному інституті в Петербурзі. З огляду на слабе здоров'я був розподілений спочатку до Сімферополя, потім до Одеси, де працював викладачем Першої Одеської гімназії при Рішельєвському ліцеї.

Перебування на півдні поліпшило його здоров'я, і в 1856 р. Дмитро Іванович повернувся до Санкт-Петербурга. Там захистив дисертацію «Про питомі об'єми» і здобув ступінь магістра хімії. У віці 23 років став доцентом Петербурзького університету, викладав спочатку теоретичну, потім органічну хімію. У січні 1859 р. Менделєєв поїхав у дворічне відрядження до Гейдельберга. Він працював у власній приватній лабораторії, вивчав властивості газів, капілярність і поверхневий натяг рідин.

У 1861 р. науковець повернувся до Санкт-Петербурга. Він поновив читання лекцій з органічної хімії в університеті та видав підручник «Органічна хімія». Незабаром Дмитро Іванович був обраний професором Петербурзького технологічного інституту. У 1865 р. захистив докторську дисертацію «Міркування про сполучення спирту з водою». У 1867 р. очолив в університеті кафедру неорганічної (загальної) хімії, якою керував протягом 23 років.

Менделєєв у 1869 р. відкрив періодичний закон і виклав його в низці наукових праць, видав фундаментальний підручник «Основи хімії». У 1892 р. Дмитро Іванович був призначений ученим зберігачем Депо зразкових мір і ваги. Першим результатом його діяльності було перетворення у 1893 р. Депо зразкових мір і ваги на Головну палату мір і ваги. Тут розміщені службовий кабінет першого директора Д.І. Менделєєва і засновані ним наукові відділення: вагове, для вимірювання мір довжини і часу, термометричне, електричне, манометричне й фотометричне. У сквері Головної палати стоїть виконаний із бронзи пам'ятник Менделєєву. На брандмауері сусіднього будинку – мозаїчне панно із зображенням періодичної системи хімічних елементів, виконане у 1935 р. (рис. 11.5).

Видатний хімік Лев Олександрович Чугаєв так схарактеризував особистість Менделєєва: «Геніальний хімік, першокласний фізик, плідний дослідник у галузі гідродинаміки, метеорології, геології, у різних розділах хімічної технології й інших суміжних з хімією й фізикою дисциплін, глибокий знавець хімічної промисловості й промисловості взагалі, ... оригінальний мислитель у галузі вчення про народне господарство, державний розум, якому, на жаль, не судилося стати державною людиною, але який бачив і розумів завдання й майбутнє... краще за представників... офіційної влади».



Рис. 11.5. Пам'ятник-таблиця «Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва». За основу пам'ятника взято таблицю з останнього прижиттєвого 8-го видання (1906 р.) «Основ хімії» Д.І. Менделєєва. Елементи, відкриті за життя Д.І. Менделєєва, позначені червоним кольором. Елементи, відкриті з 1907 по 1934 р., позначені синім кольором. Висота пам'ятника-таблиці 9 м, загальна площа – 69 м²

Увесь науковий світ визнав заслуги Менделєєва перед наукою. Він був членом майже всіх академій і почесним членом багатьох наукових товариств, однак на батьківщині його кандидатуру до Академії наук забалотували. Кілька років потому, коли Менделєєву знову запропонували балотуватись до Академії, він відмовився.

У музеї Національного технічного університету України «Київський політехнічний інститут» зберігається світлина, зроблена понад сто років тому під час захисту перших дипломних робіт. Він відбувався в залі засідань ученої ради. Рівень підготовки спеціалістів визначала високоповажна комісія. Її очолював особливий представник Міністерства фінансів академік Дмитро Менделєєв.

Дмитро Іванович підтримував широкі зв'язки з українськими науковцями, особливо Київського і Харківського університетів. Цікаво, що перший начерк періодичної системи він зробив на звороті ділового листа, отриманого від Олексія Івановича Ходнева, який з 1847 по 1855 р. викладав хімію в Харківському університеті. А після переїзду до Санкт-Петербурга продовжував спілкування з Менделєєвим.

У 1888 р. Д.І. Менделєєв вивчав економічний стан Донецького кам'яновугільного району, з'ясував його величезне значення й запропонував низку заходів задля раціонального використання його корисних копалин.

Дмитро Іванович Менделєєв помер у 1907 році. Його похорон був справжньою загальнонаціональною жалобою. Ідеї Д.І. Менделєєва живуть і донині, їх плідно розвивають вітчизняні й зарубіжні науковці.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Використовуючи періодичний закон, Д.І. Менделєєв став першим дослідником, який зумів розв'язати проблеми прогнозування в хімії.
- Періодичний закон є універсальним. Це загальнонаукова закономірність, яка реально існує у природі й тому з розвитком знань ніколи не втратить свого значення.



Перевірте себе

1. Що зміг передбачити Д.І. Менделєєв завдяки періодичному закону? 2. Що стало очевидним після відкриття періодичного закону?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Оцініть наукове значення періодичного закону.
2. З'ясуйте, герб якої області України містить девіз – вислів Д.І. Менделєєва. Поясніть цей девіз.
3. Знайдіть, використовуючи доступні джерела, інформацію, яка доводить, що Д.І. Менделєєв – непересічна багатогранна особистість.



Творча майстерня

Підготуйте одну з презентацій: «Ім'я Менделєєва увічнено...», «Менделєєв і Україна».



Дізнайтеся більше про стан електронів в атомі:

<https://www.youtube.com/watch?v=pOy5rbCwq6Q>

<https://www.youtube.com/watch?v=mW5CQhRhjKA>

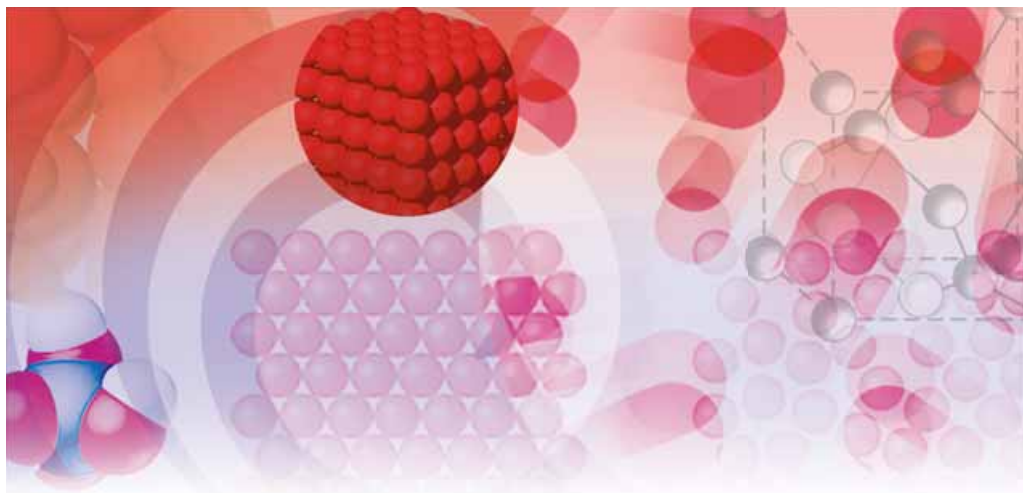
<https://www.youtube.com/watch?v=67IZU73Mull>



Тестовий контроль знань

- Укажіть дату (за старим стилем) відкриття Д.І. Менделєєвим періодичного закону.
 - А 27 січня 1834 р.
 - Б 16 грудня 1860 р.
 - В 17 лютого 1869 р.
 - Г 20 січня 1907 р.
- Властивості хімічних елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від числа
 - А енергетичних рівнів в атомі
 - Б нейтронів у ядрі атома
 - В протонів у ядрі атома
 - Г електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома
- Фізичний зміст порядкового номера хімічного елемента в періодичній системі полягає в тому, що він показує число
 - А енергетичних рівнів в атомі
 - Б нейтронів у ядрі атома
 - В протонів у ядрі атома
 - Г електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома
- Розташуйте хімічні елементи за збільшенням радіусів їхніх атомів.
 - А Na Б Mg В К Г Al
- Розташуйте хімічні елементи за зменшенням радіусів їхніх атомів.
 - А S Б Si В F Г Cl
- Хімічний елемент головної підгрупи утворює хлорид складу ECl_3 . Яка формула його вищого оксиду?
 - А EO Б E_2O_3 В E_3O_4 Г EO_3
- На скількох енергетичних рівнях розташовані електрони в атомі Сульфуру?
 - А на двох В на п'яти
 - Б на трьох Г на шести
- Скільки електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомі Кальцію?
 - А 1 Б 2 В 3 Г 4
- Який елемент утворює амфотерний вищий оксид?
 - А Na Б Al В S Г Cl
- Укажіть максимальне число електронів на p -підрівні.
 - А 2 Б 3 В 5 Г 6
- Укажіть максимальне число електронів на другому енергетичному рівні.
 - А 3 Б 4 В 7 Г 8
- Прикладами ізотопів є
 - А $^{12}_6C$ і $^{13}_6C$ В H_2O і H_2O_2
 - Б $^{40}_{19}K$ і $^{40}_{19}Ar$ Г O_2 і O_3
- В атома якого елемента електронна формула $[Ne]3s^2$?
 - А He Б Mg В Ar Г Ca

14. У якій частині періодичної таблиці розташовані неметалічні елементи?
А у лівій нижній
Б у правій верхній
В у лівій верхній
Г у правій нижній
15. Скільки електронів в атомі Силіцію?
А 2 Б 4 В 14 Г 18
16. Скільки нейтронів у ядрі нукліда $^{44}_{20}\text{Ca}$?
А 20 Б 24 В 44 Г 64
17. Укажіть хімічний елемент, що утворює летку сполуку з Гідрогеном, формула якої RH_4 .
А О Б N В С Г Р
18. Укажіть хімічний елемент, що утворює вищий оксид, формула якого RO_3 .
А S Б N В С Г Р
19. Розташуйте орбіталі за зростанням їхньої енергії.
А 4s Б 3p В 2p Г 3d
20. Скільки електронів на зовнішньому енергетичному рівні в атомі Фосфору?
А 2 Б 3 В 5 Г 8
21. Яка вища валентність Хлору?
А 1 Б 3 В 5 Г 7
22. Скільки неспарених електронів в атомі Флуору?
А 1 Б 2 В 7 Г 9
23. Яка загальна формула вищих оксидів елементів VIA підгрупи періодичної системи?
А R_2O Б R_2O_3 В RO_3 Г RO_4
24. Укажіть протонне число хімічного елемента, вищий оксид якого – основний.
А 6 Б 9 В 11 Г 13



Тема 2. Хімічний зв'язок і будова речовини

§ 12. Електронна природа хімічного зв'язку. Поняття про електронегативність елементів. Ковалентний зв'язок

Хімічний зв'язок – центральна, найголовніша проблема хімії. Тому деякі хіміки справедливо вважають, що розкрити природу, характер хімічного зв'язку, закономірності утворення й руйнування його – означає розкрити механізм і сутність процесу перетворення речовин, тобто саму суть хімічного руху.

М.А. Будрейко

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- наводити приклади сполук із ковалентним (полярним і неполярним) хімічним зв'язком;
- пояснювати утворення ковалентного (полярного і неполярного) зв'язків;
- обґрунтовувати природу хімічних зв'язків;
- характеризувати особливості ковалентного зв'язку;
- використовувати поняття електронегативності для характеристики хімічних зв'язків.

Хімічним зв'язком називають сили, які утримують атоми в молекулах або кристалах. Для утворення хімічного зв'язку між двома атомами необхідно, щоб енергія системи з двох атомів була нижчою за енергію окремо взятих атомів (рис. 12.1).

Розглянемо утворення хімічного зв'язку в молекулі водню. Спочатку два атоми Гідрогену перебувають далеко один від одного й не справляють взаємного впливу. Під час їхнього зближення починають діяти сили відштовхування (рис. 12.2) між двома однаково зарядженими електронними оболонками атомів.

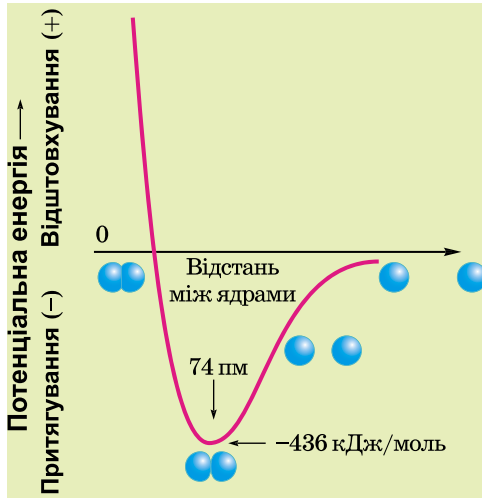


Рис. 12.1. Крива зміни потенціальної енергії під час взаємодії двох атомів Гідрогену з утворенням молекули водню

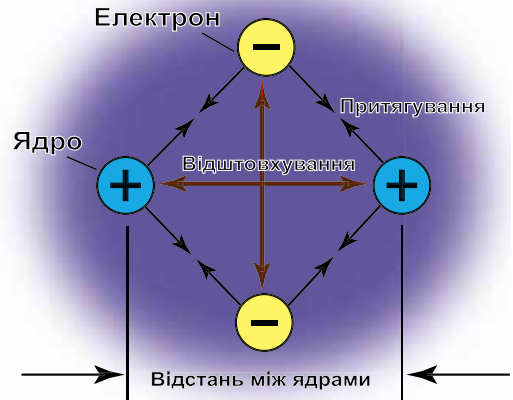


Рис. 12.2. Хімічний зв'язок між атомами має електростатичну природу

З ядрами атомів найменш міцно зв'язані електрони зовнішніх шарів, тож саме вони беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Під час утворення молекул у хімічних реакціях атоми хімічних елементів прагнуть утворити стійку зовнішню оболонку з вісьмох електронів.



Пригадайте максимальне число електронів в атомі на першому енергетичному рівні. Поміркуйте, яка зовнішня оболонка буде стійкою для атомів хімічних елементів першого періоду.

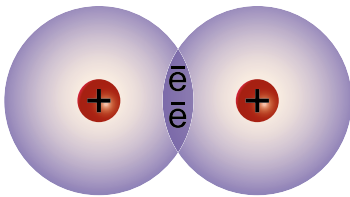


Рис. 12.3. Утворення спільної електронної пари в молекулі водню

Коли електронні оболонки двох атомів Гідрогену перекриваються, то утворюють нову електронну оболонку (рис. 12.3). Вона подібна до завершеної електронної оболонки атома інертного елемента (*назвіть, якого саме*).

Мінімум енергії молекули відповідає строго визначеній відстані між ядрами атомів Гідрогену (рис. 12.1). Якщо атоми в молекулі під дією зовнішньої сили наблизити один до одного, почнеться потужне відштовхування між

однойменно зарядженими ядрами атомів і загальна енергія системи почне стрімко зростати (рис. 12.1). Це енергетично невигідно системі, тому відстань між ядрами є строго певним, рівноважним значенням. Для молекули водню довжина хімічного зв'язку становить 0,74 ангстрема (740 пм).

Зв'язок між атомами за рахунок спільних електронних пар називають *ковалентним*. Його зображують за допомогою електронних і графічних формул молекул. Американський хімік Гілберт Льюїс (рис. 12.4) у 1916 р. запропонував позначати електрони крапками поруч із символами елементів. Одна крапка символізує один електрон (рис. 12.5).



Рис. 12.4. Льюїс Гілберт Ньютон (1875–1946). Американський фізико-хімік. Основні наукові праці присвячені теорії будови речовини й хімічній термодинаміці. Висловив припущення (1916), що хімічний зв'язок виникає шляхом утворення електронної пари, яка водночас належить обом атомам. Ця ідея послужила вихідним пунктом для розроблення сучасної теорії ковалентного зв'язку

Якщо двохатомна молекула утворена атомами одного неметалічного елемента, то негативний заряд спільної електронної пари розподілений між ними порівну. Такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*.

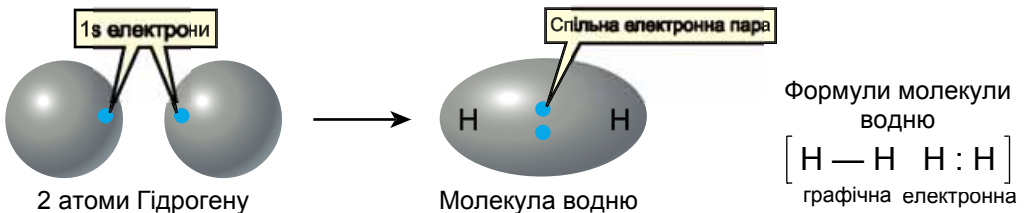


Рис. 12.5. Зображення ковалентного зв'язку в молекулі водню.

Завдання. Пригадайте: а) значення слова *валентність*; б) слова, які, так само як і слово *ковалентний*, мають префікс *ко-*. Висловіть припущення щодо значення слова *ковалентний*

		Підгрупа							
		1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
		ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Період	2	• Li	• Be	• B	• C	• N	• O	• F	• Ne
	3	• Na	• Mg	• Al	• Si	• P	• S	• Cl	• Ar

Рис. 12.6. Будова зовнішнього енергетичного рівня атомів елементів 2 і 3 періодів. **Завдання.** Складіть електронні та графічні формули двохатомних молекул: фтору, хлору, кисню, азоту. Пам'ятайте, що у графічній формулі кожній спільній електронній парі відповідає одна риска, яка символізує хімічний зв'язок.

Електронегативність хімічного елемента (χ) – це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари. Сучасне поняття про електронегативність було запроваджене американським науковцем Лайнусом Полінгом (рис. 12.7).

Полінг виразив електронегативність в умовних відносних одиницях. Як змінюється електронегативність хімічних елементів у періодах і групах періодичної системи? Видно, що найбільші значення електронегативності мають неметалічні елементи (Флуор, Хлор, Оксиген, Нітроген),

а найменші – лужні. Тобто зі зростанням протонного числа електронегативність хімічних елементів збільшується в періодах і зменшується в підгрупах (рис. 12.8).



Рис. 12.7. Полінг Лайнус Карл (1901–1994). Американський фізик і хімік. Роботи присвячені переважно вивченню будови молекул і природи хімічного зв'язку. Кількісно визначив (1932) поняття електронегативності, запропонував її шкалу. Заклав основи структурного аналізу білка. Лауреат Нобелівської премії (1954)

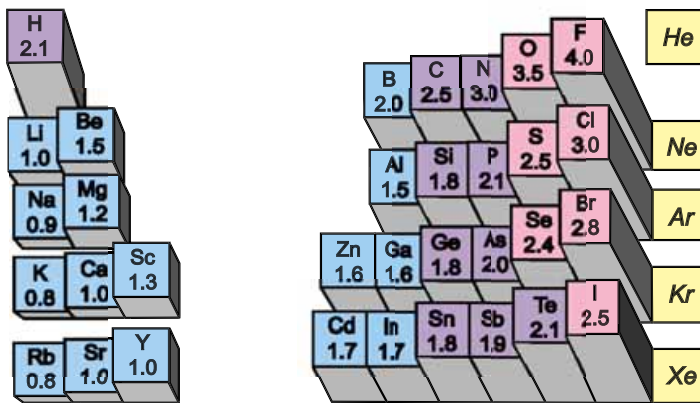


Рис. 12.8. Зміна електронегативності хімічних елементів у періодичній системі

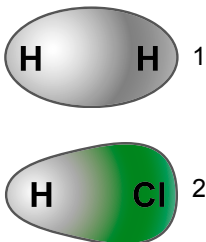


Рис. 12.9. Ковалентний зв'язок: неполярний (1) і полярний (2)

Електронегативність залежить не лише від відстані між ядром і валентними електронами, але й від того, наскільки валентна оболонка атома близька до завершеної. В одному періоді хімічний елемент, атом якого має сім електронів на зовнішній оболонці, виявлятиме вищу електронегативність, ніж елемент, в атомі якого на зовнішній оболонці один електрон. Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік більш електронегативного атома, називають *полярним* зв'язком (рис. 12.9).



Складіть, використовуючи рис. 12.6, електронні та графічні формули легких сполук з Гідрогеном Карбону, Нітрогену, Оксигену, Флуору. Скористайтеся даними щодо відносної електронегативності цих елементів і позначте стрілкою напрямком зміщення спільних електронних пар, наприклад $\text{H} \overset{\rightarrow}{\text{—}} \text{Cl}$.

Про ще один вид хімічного зв'язку ви дізнаєтеся з наступного параграфа.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Хімічним зв'язком називають сили, які утримують атоми в молекулах або кристалах.
- Під час утворення молекул у хімічних реакціях атоми хімічних елементів прагнуть утворити стійку зовнішню оболонку з вісьмох електронів.
- Зв'язок між атомами за рахунок спільних електронних пар називають *ковалентним*. Його зображують за допомогою електронних і графічних формул молекул.
- Якщо двохатомна молекула утворена атомами одного неметалічного елемента, то негативний заряд спільної електронної пари розподілений між ними порівну. Такий зв'язок називають *ковалентним неполярним*.
- Електронегативність хімічного елемента – це властивість його атома притягувати спільні з іншим атомом електронні пари.
- Зі зростанням протонного числа електронегативність хімічних елементів зростає в періодах і зменшується в підгрупах.
- Ковалентний зв'язок, у якому одна чи кілька спільних електронних пар зміщені в бік більш електронегативного атома, називають *полярним* зв'язком.



Перевірте себе

1. Яка природа хімічного зв'язку? 2. Що таке електронегативність? 3. Який зв'язок називають ковалентним неполярним? 4. Чим ковалентний полярний зв'язок відрізняється від ковалентного неполярного? 5. Як змінюється електронегативність хімічних елементів у періодичній системі?



Застосуйте свої знання й уміння

- Виберіть правильне твердження. Ковалентним зв'язком сполучені атоми
 - A** металічних елементів
 - Б** неметалічних і металічних елементів
 - В** неметалічних елементів
 - Г** інертних елементів
- Укажіть формулу речовини з ковалентним полярним типом зв'язку.
 - A** H_2O
 - Б** N_2
 - В** PH_3
 - Г** O_2
- Під час утворення молекул у хімічних реакціях атоми хімічних елементів намагаються набути стійкої зовнішньої оболонки з
 - A** трьох електронів
 - Б** чотирьох електронів
 - В** шістьох електронів
 - Г** вісьмох електронів
- Для утворення хімічного зв'язку між двома атомами необхідно, щоб енергія системи з двох атомів була за енергію окремо взятих атомів
 - A** нижчою
 - Б** вищою
- Виберіть записи, у яких символи елементів розміщені за зменшенням їхньої електронегативності.
 - A** Li, Be, C, O
 - Б** H, Na, K, Cs
 - В** B, N, C, F
 - Г** F, Cl, Br, I
- Правильним є запис (χ – електронегативність)
 - A** $\chi(\text{H}) < \chi(\text{Cl})$
 - Б** $\chi(\text{H}) > \chi(\text{O})$
 - В** $\chi(\text{F}) < \chi(\text{Br})$
 - Г** $\chi(\text{H}) > \chi(\text{N})$
- Порівняйте ковалентні зв'язки у молекулах водню і гідроген хлориду. Чим вони подібні і чим відрізняються?



Творча майстерня

Складіть казку про хімічний зв'язок або створіть комікс.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=sYiTSsalUjk>
<https://www.youtube.com/watch?v=E-1x9LD8ong>
<https://www.youtube.com/watch?v=Fx7FhKBZTbk>

§ 13. Йони. Йонний зв'язок, його утворення

Тільки той досягає мети, хто іде.

Олександр Олесь

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- наводити приклади сполук з йонним хімічним зв'язком;
- пояснювати утворення йонного зв'язку;
- характеризувати його особливості.

Йони – це заряджені частинки, на які перетворюються атоми і молекули внаслідок приєднання або втрачання одного або кількох електронів.

Якщо електронейтральна частинка приєднує електрони, вона перетворюється на негативний йон – *аніон*. Цей процес супроводжується виділенням енергії. Натомість утворення *катіона* – позитивного йона – відбувається внаслідок втрачання електронейтральною частинкою електронів. Під час цього процесу енергія поглинається. Протилежно заряджені йони притягуються, між ними виникає *йонний зв'язок*.

Цікаво і пізнавально

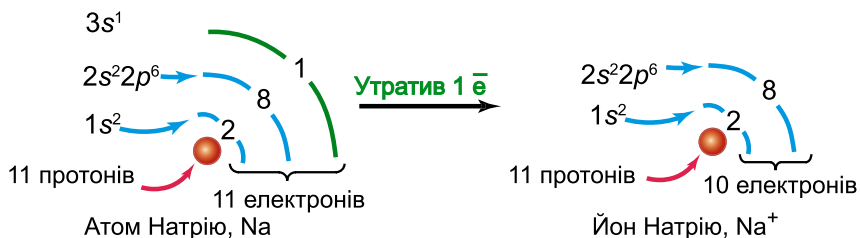
Поняття і термін «йон» увів у 1834 році англійський науковець Майкл Фарадей (рис. 13.1). У перекладі з давньогрецької *ίόν* – той, що йде. Аніон – той, що йде вгору, катіон – той, що йде вниз.



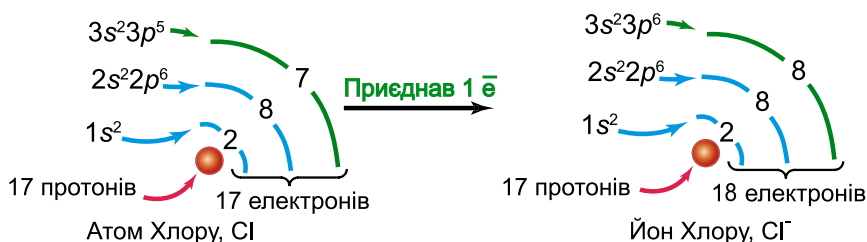
Рис. 13.1. Фарадей Майкл (1791–1867). Англійський науковець. Навчався самотужки, наукові дослідження почав у галузі хімії. Зробив вагомий внесок у розвиток хімічного аналізу, синтетичної органічної хімії, металургії, уперше отримав низку газів у зрідженому стані. Установив кількісні закони електролізу. Увів терміни «йон», «катіон», «аніон», «електрод», «електроліт», поняття діелектричної проникності. Досліджував електромагнетизм, створив учення про електромагнітне поле. Член багатьох академій наук і наукових товариств

Йонний зв'язок – це зв'язок між катіонами та аніонами. Його можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку. Якщо різниця в значеннях електронегативності атомів хімічних елементів дуже велика, спільні електронні пари практично повністю зміщуються до атома більш електронегативного елемента. За цих умов атоми перетворюються на йони. Розгляньмо утворення йонного зв'язку у кристалі натрій хлориду.

Атом Натрію втратив один електрон і перетворився на катіон Na^+ . Це стійка частинка, адже після втрачання електрона має завершений зовнішній другий рівень, такий як в атома Неону: $1s^2 2s^2 2p^6$.



Атом Хлору приєднав один електрон і перетворився на аніон Cl^- . Це також стійка частинка. Адже в атомі Хлору на зовнішньому енергетичному рівні було сім електронів, а після приєднання електрона рівень набув завершеності, як атом Аргону: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



За рахунок електростатичних сил притягання між катіонами Натрію та аніонами Хлору утворюються йонні зв'язки у кристалі натрій хлориду (рис. 13.2).

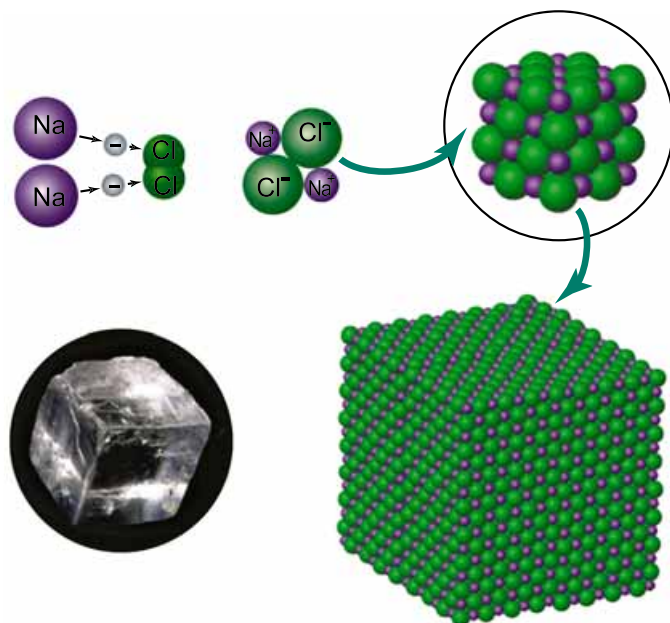


Рис. 13.2. Утворення хімічного зв'язку між йонами Натрію і Хлору

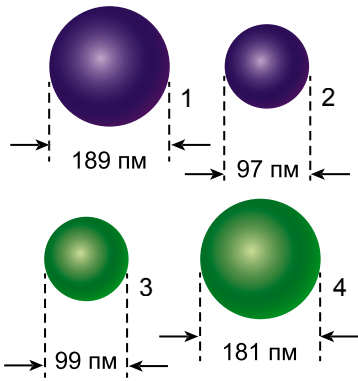


Рис. 13.3. Радіуси атома (1) і катіона (2) Натрію та атома (3) і аніона (4) Хлору в пікометрах.

Пікометр (скорочення пм, міжнародне – pm) часткова одиниця вимірювання відстані, яка дорівнює 10^{-12} м (0,000 000 000 001 м)

Зверніть увагу: у кристалі натрій хлориду катіон Натрію з усіх боків оточений аніонами Хлору і навпаки. Енергетично найбільш вигідно, коли кожен йон оточений максимальним числом йонів протилежного знака. Однак через відштовхування однойменних йонів один від одного стійкість системи досягається лише за певного взаємного розташування йонів. Наприклад, у натрій хлориді кожен катіон оточений шістьма аніонами і навпаки.

Запам'ятайте: на катіони перетворюються атоми металічних елементів, на зовнішньому енергетичному рівні яких зазвичай не більше трьох електронів. На аніони перетворюються атоми неметалічних елементів (за винятком інертних), на зовнішньому енергетичному рівні яких – від чотирьох до семи електронів. Атом Гідрогену може утворити як катіон, так і аніон.



Запишіть електронну формулу атома Гідрогену. Визначте, скільки протонів і електронів у його катіоні та аніоні.

Зверніть увагу: радіуси йонів відрізняються від атомних радіусів відповідних хімічних елементів. Утрачання атомами електронів зумовлює зменшення їхніх ефективних розмірів, а приєднання електронів – збільшення. Тому радіус катіона завжди значно менший, а радіус аніона завжди трохи більший за радіус атома (рис. 13.3). У межах головної підгрупи радіуси йонів однакового заряду, як і радіуси атомів, зростають зі збільшенням протонного числа (рис. 13.4).

		Радіуси, пм							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
АТОМІВ	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
	155	113	80	77	55	60	71	160	
АТОМІВ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
	189	160	143	118	95	102	99	191	
ЙОНІВ	Li ⁺	Be ²⁺	B ³⁺	C ⁴⁺	N ⁵⁺	O ²⁻	F ⁻		
	68	35	23	16	13	132	133		
ЙОНІВ	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Si ⁴⁺	P ⁵⁺	S ²⁻	Cl ⁻		
	97	66	51	42	35	174	181		

Рис. 13.4. Закономірності зміни в періодичній системі хімічних елементів радіусів атомів і йонів

Межа між ковалентним полярним та йонним зв'язком дещо умовна. Різниця електронегативності хімічних елементів дає змогу визначити, наскільки хімічний зв'язок у сполуці відрізняється від ковалентного неполярного. Для ковалентного неполярного зв'язку різниця значень електронегативності дорівнює нулю або дуже близька до нуля. Якщо величина $\Delta\chi$ менша за 0,4, такий зв'язок теж умовно називають «неполярним ковалентним». За різниці електронегативності від 0,4 до 2,0 зв'язок вважають полярним ковалентним. За різниці значень електронегативності понад 2,0 зв'язок вважають йонним.



1. Використовуючи дані таблиці, визначте тип хімічного зв'язку у сполуках: F_2 ; O_2 ; CCl_4 ; HF; NaCl; SO_2 ; NaF.

Елемент	K	Na	Li	Ca	Mg	Be	Al
χ	0,82	0,93	0,98	1,00	1,31	1,57	1,61

Елемент	Zn	Cr	Fe	Si	B	P	H	C
χ	1,65	1,66	1,8	1,9	2,04	2,19	2,20	2,55

Елемент	S	I	Br	N	Cl	O	F
χ	2,58	2,66	2,96	3,04	3,16	3,44	4,0

2. Порівняйте ковалентний неполярний, ковалентний полярний та йонний зв'язки (рис. 13.5). **Зверніть увагу:** літерою δ позначено часткові електричні заряди на атомах у молекулі гідроген хлориду.

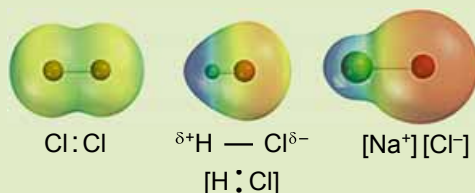


Рис. 13.5. Як змінюється розподіл електронної густини між атомами залежно від типу хімічного зв'язку в сполуці?

ПРО ГОЛОВНЕ

- Йонний зв'язок – це зв'язок між катіонами та аніонами.
- Межа між ковалентним полярним та йонним зв'язком дещо умовна.
- Різниця значень електронегативності хімічних елементів дає змогу визначити, наскільки хімічний зв'язок у сполуці відрізняється від ковалентного неполярного.



Перевірте себе

1. Що таке йони? 2. Як утворюються катіони? Аніони? 3. Який зв'язок називають йонним? 4. Чи є чітка межа між ковалентним полярним і йонним зв'язком? 5. Як визначити, наскільки хімічний зв'язок у сполуці відрізняється від чисто ковалентного?

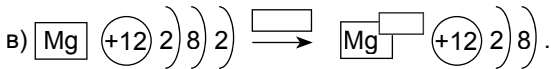
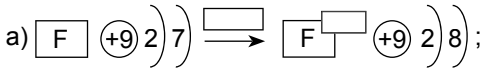
**Застосуйте свої знання й уміння**

1. У якому рядку наведено формули трьох речовин з йонним типом хімічного зв'язку?

- A** K_2O , Na_2S , $LiCl$ **B** H_2SO_4 , CO_2 , Cl_2
Б MgO , H_2O , H_2S **Г** MgO , SO_2 , NH_3

2. На прикладі реакції літію з фтором розгляньте утворення йонного зв'язку в літій флуориді.

3. Доповніть схеми утворення йонів: зазначте в прямокутнику над стрілкою, скільки електронів віддано або прийнято, у прямокутнику біля символу йона – його заряд.



4. У йоні якого хімічного елемента вдвічі більше електронів, ніж в атомі Флуору?

5. Наведіть приклади атома, катіона й аніона, будова електронної оболонки в яких така сама, як в аніона Сульфору.

6. *Не використовуючи довідкових даних, спрогнозуйте зміну радіуса частинок за таких перетворень: а) $P^{5+} \rightarrow P^{3+} \rightarrow P \rightarrow P^{3-}$; б) $C^{4-} \rightarrow C \rightarrow C^{4+}$. Відповідь обґрунтуйте.

**Творча майстерня**

Класифікуйте речовини повсякденного вжитку за типом хімічного зв'язку, підготуйте презентацію свого дослідження.

**Дізнайтеся більше:**

- <https://www.youtube.com/watch?v=7BF4prQUymk>
<https://www.youtube.com/watch?v=900dXBWgx3Y>
<https://www.youtube.com/watch?v=DEdRcfyYnSQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=Qf07-8Jhhpc>
<https://www.youtube.com/watch?v=PKA4CZwbZWU>
<https://www.youtube.com/watch?v=eafbUftMGBU>
<https://www.youtube.com/watch?v=4YX5iDCIX50>

§ 14. Кристалічні ґратки

Кристали здавна привертали людей своїм зовнішнім виглядом: правильними гранями, досконалістю форм.

Гарний кристал – прекрасна геометрична фігура.

Саме цим його завжди відрізняли від інших – «безформних» – природних утворень.

Р.К. Баландін

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- називати типи кристалічних ґраток;
- наводити приклади сполук з атомними, молекулярними та йонними кристалічними ґратками;
- характеризувати особливості кристалічної будови речовин з різними видами хімічного зв'язку;

- *обґрунтовувати* фізичні властивості речовин залежно від їхньої будови;
- *прогнозувати* властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку і типу кристалічних ґраток.

Майже весь світ є кристалічним. Що означає це твердження видатного науковця О.Є. Ферсмана (рис. 14.1)?



Рис. 14.1. Ферсман Олександр Євгенович (1883–1945) – російський геохімік і мінералог, один з основоположників геохімії, «поет каменю» (Олексій Толстой). Дійсний член, віцепрезидент (1926–1929) Академії наук, член Імператорського православного палестинського товариства. На його честь названо мінерали ферсміт і ферсманіт

Для кристалічного стану речовини характерне впорядковане розташування структурних одиниць (атомів, молекул, йонів) у всьому кристалічному тілі незалежно від відстані між частинками. Структурні частинки кристалічних тіл утворюють у просторі правильні кристалічні просторові ґратки. Поверхня кристала обмежена площинами – гранями, лінії перетину яких є ребрами, а точки перетину ребер – вершинами. Кристали можуть мати різну форму (рис. 14.2).

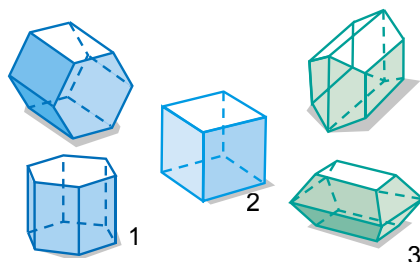


Рис. 14.2. Форма кристаликів льоду (1), натрій хлориду (2) і сахарози (3)

У аморфних (безформних) тіл, на відміну від кристалічних, немає строгого порядку в розташуванні атомів і молекул. Лише найближчі атоми розташовуються в деякому порядку. Але строгої повторюваності в усіх напрямках одного й того самого елемента структури, яка характерна для кристалів, в аморфних тілах немає (рис. 14.3).

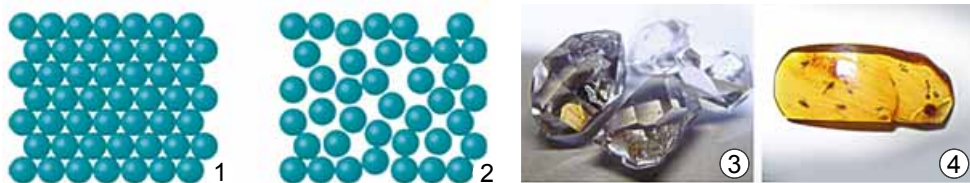


Рис. 14.3. Моделі будови кристалічної (1) та аморфної (2) речовин. Природні самоцвіти вражають розмаїттям форм і барв. Мармароські діаманти (3) – гірський кришталь Гуцульських Альп. Аморфний бурштин (4) – застигли «сльози» давніх сосен

Цікаво і пізнавально

Одна й та сама речовина може перебувати як у кристалічному, так і в аморфному стані. Якщо розплавлений цукор охолоджувати повільно, утворюються кристалики. Якщо розплав охолоджувати дуже швидко – одержимо склоподібну масу – льодяник. Через кілька місяців поверхня льодяника вкривається пухкою кірочкою – цукор почне переходити з аморфного до кристалічного стану.

Кристалічні ґратки – модель, за допомогою якої описують внутрішню будову кристалів. Точки кристалічних ґраток, у яких розташовані частинки, називають *вузлами кристалічних ґраток*. Природа частинок у вузлах кристалічних ґраток та сили взаємодії між частинками визначають тип ґраток: *атомні, молекулярні, йонні*.

В атомних кристалах атоми зв'язані ковалентним неполярним зв'язком. Характерним прикладом таких речовин є алмаз, у кристалічних ґратках якого всі щонайближчі між'ядерні відстані й усі кути між чотирма зв'язками атома Карбону рівні (рис. 14.4).

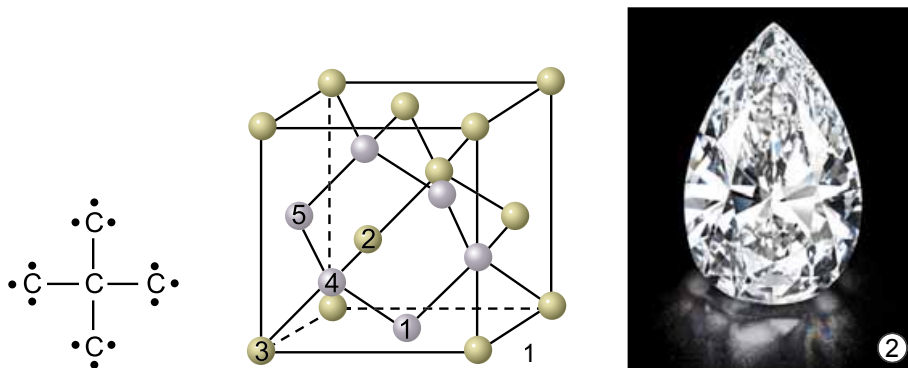


Рис. 14.4. 1. Модель кристалічних ґраток алмазу. 2. Діамант – огранений алмаз

З алмазів особливим огранюванням, що спеціально виявляє його блиск, виготовляють діаманти – дорогоцінне каміння. Алмаз не проводить електричний струм. Це надзвичайно стійка форма існування Карбону, за нагрівання без доступу повітря вище від температури 1200 °С відбувається її перехід у графіт. Кристалічна структура графіту зовсім не схожа на структуру алмазу. Атоми Карбону в графіті розташовані плоскими сітками (рис. 14.5). На відміну від алмазу, графіт непрозорий, чорного кольору, має високу електропровідність, легко розшаровується. Алмаз і графіт – атомні кристали. Відмінність у будові зумовлює відмінність у фізичних властивостях і застосуванні речовин.

Бор, силіцій, германій, арсен, кварц також утворюють атомні кристали. Ці кристали дуже міцні та тверді, погано проводять тепло й електричний струм. Речовини, що мають атомні кристалічні ґратки, плавляться за високих температур. Наприклад, температура плавлення кварцу 1725 °С. Такі речовини практично нерозчинні в будь-яких розчинниках, мають низьку реакційну здатність.

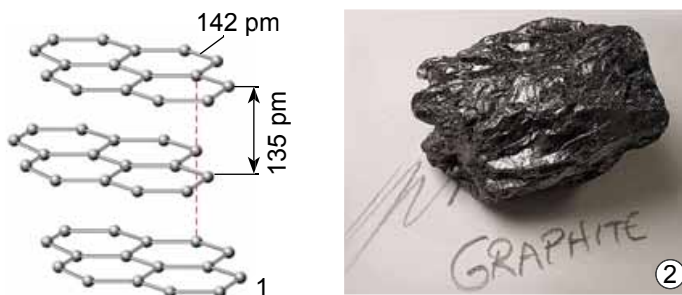


Рис. 14.5. 1. Модель кристалічних ґраток графіту. 2. Кристал графіту.
Завдання. Назвіть побутові й промислові вироби, де використовують алмаз і графіт. Поясніть, якими властивостями цих речовин зумовлене їхнє застосування в певній сфері

Молекулярні кристалічні ґратки побудовані з молекул речовини. Зазвичай у таких речовин низькі температури плавлення й кипіння, адже молекули слабо зв'язані між собою. Молекулярні ґратки мають у твердому агрегатному стані водень H_2 , азот N_2 , кисень O_2 , галогени (фтор, хлор, бром, йод), чимало органічних речовин. На рисунку 14.6 зображено кристалічні ґратки йоду, у вузлах яких містяться молекули I_2 . Атоми йоду в молекулі зв'язані досить міцними ковалентними зв'язками, а молекули між собою – слабкими силами. Тому вже за незначного нагрівання йод, не плавлячись, переходить з кристалічного стану в газуватий (сублімується), а за охолодження пара йоду кристалізується (рис. 14.6).

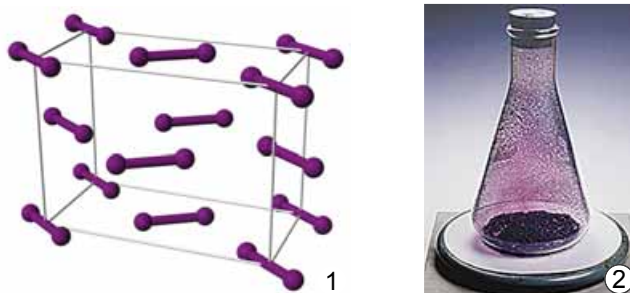


Рис. 14.6. 1. Кристалічні ґратки йоду – молекулярні. 2. Сублімація йоду

Лід – також молекулярний кристал. Міцність молекулярних кристалів залежить від розмірів і складності молекул.

Йонні кристали утворюють більшість солей неорганічних і органічних кислот, луги, основні й амфотерні оксиди й гідроксиди (про ці сполуки ви докладніше дізнаєтеся під час вивчення теми 4). Чи не найтипівіший приклад йонного кристала – галіт (натрій хлорид) (рис. 14.7).

В утворенні йонних кристалів багатьох солей беруть участь катіони металічних елементів та одно- або багатоатомні аніони (формули багатьох з них наведено в таблиці «Розчинність кислот, солей, основ, амфотерних гідроксидів у воді»). У йонних кристалах зв'язки між йонами міцні, тому такі кристали мають високі температури плавлення ($801\text{ }^\circ\text{C}$ – натрій хлорид, $2627\text{ }^\circ\text{C}$ – кальцій оксид тощо). Зазвичай йонні кристали тверді, але крихкі.

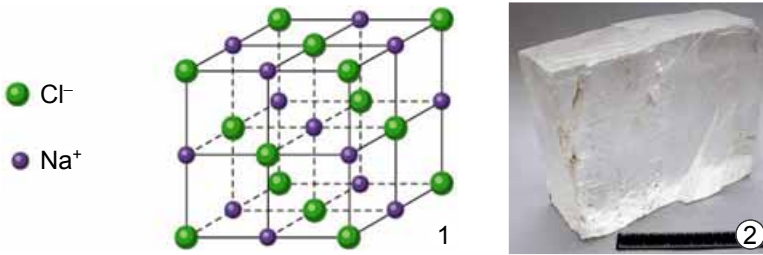


Рис. 14.7. 1. Кулестержнева модель кристалічних ґраток галіту.
2. Кристал галіту

Їхня крихкість зумовлена тим, що навіть за невеликої деформації кристала катіони й аніони зсуваються так, що сили відштовхування між однойменними йонами починають переважати над силами притягання між катіонами й аніонами, тож кристал руйнується.

Цікаво і пізнавально

Науково-технологічний комплекс «Інститут монокристалів» НАН України – провідний науковий центр. У травні 2015 р. виграв конкурс НАНУ на постачання монокристалічного сапфіру. Цей стратегічний матеріал буде використовуватися для створення оптичних елементів протидії самонавідним боєголовкам, а також для вдосконалення прозорої броні.

Закріпимо здобуті знання, виконавши лабораторний дослід (індивідуально за порадою вчителя або в малій навчальній групі).



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 1

Ознайомлення з фізичними властивостями речовин атомної, молекулярної та йонної будови

Неухильно дотримуйтеся правил безпеки під час роботи в кабінеті хімії!

Вам видано натрій хлорид (кухонну сіль), кварцовий пісок, шматочки льоду, сахарозу, ванілін, ментол. Розгляньте ці речовини (за потреби використайте збільшувальне скло). Чи однакової форми їхні кристали? Перевірте, які з речовин розчинні у воді, які – ні. Чи легко їх подрібнити? Наскільки вони легко- або тугоплавкі, термостійкі? Чи мають запах?

Класифікуйте речовини за типами кристалічних ґраток. Результати класифікації запишіть до таблиці. Чи вдалося вам правильно визначити тип кристалічних ґраток, ґрунтуючись на фізичних властивостях досліджуваних речовин? Перевірте свої висновки за додатковими джерелами інформації.

Речовина, її хімічна формула	Відношення до нагрівання	Запах	Тип кристалічних ґраток

ПРО ГОЛОВНЕ

- Кристалічні ґратки – модель, за допомогою якої описують внутрішню будову кристалів.

- Природа частинок у вузлах кристалічних ґраток та сили взаємодії між частинками визначають тип ґраток: йонні, атомні, молекулярні.
- Молекулярні речовини мають низькі температури плавлення й кипіння.
- Речовини з атомними кристалічними ґратками зазвичай плавляться за високих температур, практично нерозчинні в будь-яких розчинниках, мають низьку реакційну здатність.
- У йонних кристалах зв'язки між йонами міцні, тому такі речовини зазвичай мають високі температури плавлення. Вони тверді, але крихкі.
- Властивості сполук залежать від їхньої будови і зумовлюють застосування речовин.



Перевірте себе

1. Що таке кристалічні ґратки? 2. Що називають вузлами кристалічних ґраток? 3. Які є типи кристалічних ґраток? Які частинки розташовані у вузлах кристалічних ґраток кожного типу? 4. Чим аморфні речовини відрізняються від кристалічних?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Спрогнозуйте тип кристалічних ґраток у речовинах за описом їхніх властивостей і застосування: а) камфора (компонент мазей, крапель та інших лікарських форм) – безбарвні леткі кристали з характерним запахом; б) бор нітрид BN (боразон) за твердістю наближається до алмазу, водночас він стійкіший до високих температур. Його використовують для виготовлення надтвердих абразивних матеріалів; в) сухий лід – карбон(IV) оксид за атмосферного тиску і звичайної температури зазнає сублімації – випаровується (рис. 14.8). Поясніть, який тип кристалічних ґраток у цієї речовини.



Рис. 14.8. Сублімація сухого льоду – вражаюче видовище

2. У вузлах кристалічних ґраток йоду містяться

- А** атоми **В** йони
Б молекули **Г** електрони

3. Заповніть узагальнювальну таблицю «Типи кристалічних ґраток, види хімічного зв'язку й властивості речовин» за зразком:

Тип кристалічних ґраток	Частинки у вузлах кристалічних ґраток	Вид зв'язку між частинками	Фізичні властивості речовин	Приклади речовин



Творча майстерня

1. Виготовте з дроту та кольорового пластиліну (або інших матеріалів) моделі кристалічних ґраток алмазу, графіту, натрій хлориду, йоду, карбон(IV) оксиду.

2. Знайдіть інформацію про вирощування кристалів з розчинів речовин. Сплануйте своє дослідження. Обговоріть свій план з учителем, порадьтеся з батьками. Виростіть кристали і підготуйте презентацію свого доробку.



Дізнайтеся більше:

http://rulibs.com/ru_zar/child_education/fersman/1/j33.html

http://rulibs.com/ru_zar/child_education/fersman/1/j32.html

http://tvkultura.ru/video/show/brand_id/20939/episode_id/167776/video_id/167776/
<https://www.youtube.com/watch?v=rS9XVmBDqzo>
https://www.youtube.com/watch?v=wQ_4G8E5I3o
<https://www.youtube.com/watch?v=GH9fTljC6uY>

§ 15. Ступінь окиснення. Визначення ступеня окиснення атома елемента за хімічною формулою сполуки. Складання формули сполуки за відомими ступенями окиснення атомів елементів

Amat Victoria Curam!

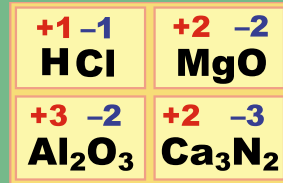
Перемога полюбляє підготовку!

Після опрацювання параграфа ви зможете:

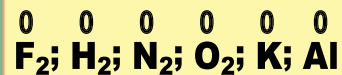
- розрізняти валентність і ступінь окиснення елемента;
- визначати ступені окиснення елементів у сполуках за їхніми формулами;
- складати хімічні формули бінарних сполук за ступенями окиснення елементів;
- використовувати поняття електронегативності під час складання хімічних формул.

Ступінь окиснення елемента – це чисельна величина електричного заряду, приписуваного атому в молекулі, якщо припустити, що електронні пари, які забезпечують зв'язок, повністю зміщені в бік більш електро-негативних атомів.

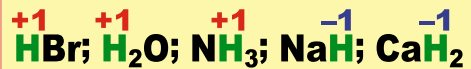
Ступені окиснення позначають у формулах речовин над символами хімічних елементів:



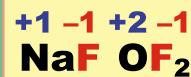
Ступінь окиснення може мати не лише додатне чи від'ємне значення. У простих речовинах ступінь окиснення атомів дорівнює нулю:



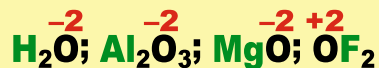
Ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з неметалічними елементами зазвичай дорівнює +1, а з металічними – -1:



Флуор в усіх сполуках з іншими елементами має ступінь окиснення -1:



Оксиген в усіх сполуках з іншими елементами (за винятком сполук з Флуором та тих, де атоми Оксигену сполучені між собою, наприклад у гідроген пероксиді H-O-O-H) має ступінь окиснення -2:



Сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.

Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента дорівнює номеру групи, у якій він розміщений. Наприклад, максимальний позитивний ступінь окиснення Хлору становить +7 – адже цей хімічний елемент розташовано у VIIA групі періодичної системи. Мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює різниці між номером групи і числом 8. Так, мінімальний ступінь окиснення Сульфуру дорівнює -2 (різниці між номером групи VI і числом 8).

Як визначити ступінь окиснення хімічного елемента за формулою речовини? Цього вміння вам допоможе набутти алгоритмічний припис. Розгляньмо приклади.

Послідовність дій	Приклади	
	P_2O_5	H_2SO_4
1. Проаналізуйте хімічну формулу речовини й визначте елементи зі сталим ступенем окиснення	O: -2 P: +5; +3; -3	H: +1 O: -2 S: +6; +4; -2
2. Визначте ступені окиснення цих елементів на основі будови їхніх атомів і зазначте над їхніми символами у формулі	$P_2O_5^{-2}$	$H_2SO_4^{+1 -2}$
3. Визначте суму ступенів окиснення всіх атомів зі сталим ступенем окиснення. Для цього помножте ступінь окиснення на число атомів відповідного хімічного елемента	O: $-2 \cdot 5 = -10$	H: $+1 \cdot 2 = +2$ O: $-2 \cdot 4 = -8$ $+2 - 8 = -6$
4. Позначте через x або y шуканий ступінь окиснення атомів елемента зі змінним ступенем окиснення	$P_2O_5^{x -2}$	$H_2SO_4^{+1 y -2}$
5. Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю. На підставі цього обчисліть значення x або y	$2x - 10 = 0$ $2x = 10$ $x = 5$	$y - 6 = 0$ $y = +6$
6. Зазначте обчислений ступінь окиснення над знаком відповідного хімічного елемента у формулі речовини	$P_2O_5^{+5 -2}$	$H_2SO_4^{+1 +6 -2}$



1. Порівняйте цей припис з алгоритмом визначення валентності за формулами бінарних сполук, який ви опанували минулого року. 2. Визначте ступені окиснення елементів 3-го періоду в їхніх вищих оксидах. Проаналізуйте здобуті дані й з'ясуйте, чи правильними є наведені в параграфі відомості про зв'язок вищого ступеня окиснення хімічного елемента з його положенням у періодичній системі.

Як скласти хімічну формулу бінарної сполуки за відомими ступенями окиснення елементів? Розгляньмо приклад – складання хімічної формули алюміній оксиду.

Послідовність дій	Приклад
1. Запишіть символи Алюмінію й Оксигену ¹	AlO
2. Зазначте над ними ступені окиснення. Алюміній – металічний елемент головної підгрупи III групи періодичної системи. На зовнішньому енергетичному рівні його атома три електрони. Тож ступінь окиснення Алюмінію +3. Оксиген – елемент VI групи головної підгрупи. На зовнішньому енергетичному рівні його атома шість електронів. Тому в сполуці з металічним елементом виявляє ступінь окиснення –2	$\begin{matrix} +3 & -2 \\ \text{Al} & \text{O} \end{matrix}$
3. Визначте найменше спільне кратне ² для чисел 3 і 2. Воно дорівнює шести. Поділіть його на значення ступенів окиснення й одержані індекси зазначте у формулі	$\begin{matrix} +3 & -2 \\ \text{Al}_2 & \text{O}_3 \end{matrix}$
4. Перевірте: сумарне значення ступенів окиснення має дорівнювати нулю	$+3(2) + 2(-3) = 0$



1. Порівняйте цей припис з алгоритмом складання хімічних формул бінарних сполук за валентністю, який ви вивчили торік. 2. Складіть хімічні формули вищих оксидів Кальцію, Арсену, Селену. Перевірте результат за формулами вищих оксидів, наведеними в періодичній системі.

Зверніть увагу: валентність – число хімічних зв'язків, утворених атомом. А ступінь окиснення визначають, умовно вважаючи всі полярні зв'язки повністю йонними. Ступінь окиснення, на відміну від валентності, може бути як позитивним, так і негативним, нульовим, і навіть бути дробовим числом. Значення валентності не завжди збігається із чисельним значенням ступеня окиснення. Ви можете пересвідчитися в цьому, проаналізувавши дані, наведені в таблиці 15.1.

¹ Символ елемента з меншою електронегативністю записують першим.

² Число, яке ділиться на вихідні числа без надлишку.

**Значення валентності й ступенів окиснення
хімічних елементів у деяких речовинах**

Формула речовини	Хімічний елемент	Валентність	Ступінь окиснення
O ₂ 	Оксиген	II	0
H ₂ O 	Оксиген	II	-2
	Гідроген	I	+1
H ₂ O ₂ 	Оксиген	II	-1
	Гідроген	I	+1

Незважаючи на широке застосування в хімії, поняття ступінь окиснення є суто формальним. Наприклад, у молекулі гідроген хлориду експериментально визначені часткові заряди на атомах Гідрогену і Хлору становлять +0,17 і -0,17 (а ступені окиснення +1 і -1). У кристалах цинк сульфідну часткові заряди на атомах Цинку і Сульфуру дорівнюють +0,86 і -0,86 замість формальних ступенів окиснення +2 і -2.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Ступінь окиснення елемента – це умовний заряд, який виникає на атомі внаслідок переходу електронів від одних атомів до інших або зміщення спільних електронних пар у бік атомів більш електронегативних елементів.
- Ступені окиснення зазначають у формулах речовин над символами елементів.
- Ступінь окиснення може мати не лише додатне чи від'ємне значення.
- Ступінь окиснення атомів у простих речовинах дорівнює нулю.
- Ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з неметалічними елементами зазвичай дорівнює +1, а з металічними – -1.
- Флуор в усіх сполуках з іншими елементами має ступінь окиснення -1.
- Оксиген в усіх сполуках з іншими елементами (за винятком сполук з Флуором та тих, де атоми Оксигену сполучені між собою, наприклад у гідроген пероксиді H-O-O-H) має ступінь окиснення -2.
- Сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці дорівнює нулю.
- Максимальний позитивний ступінь окиснення елемента дорівнює номеру групи, у якій він розміщений.
- Мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента дорівнює різниці між номером групи і числом 8.

**Перевірте себе**

1. Що таке ступінь окиснення хімічного елемента? 2. Де в хімічній формулі зазначають ступінь окиснення? 3. Чому дорівнює ступінь окиснення атомів у простих речовинах? 4. Чому дорівнює ступінь окиснення Гідрогену в сполуках з металічними елементами? Неметалічними? 5. Чому дорівнює ступінь окиснення Флуору в сполуках з іншими елементами? 6. У якій речовині ступінь окиснення Оксигену становить +2? 7. Чому дорівнює сума ступенів окиснення всіх атомів у сполуці? 8. Як визначити максимальний позитивний ступінь окиснення елемента? 9. Як обчислити мінімальний (негативний) ступінь окиснення неметалічного елемента?

**Застосуйте свої знання й уміння**

- Визначте ступені окиснення елементів у сполуках, хімічні формули яких N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , PCl_3 , ClO_2 , K_3N .
- Виберіть формули тих сполук, у яких Сульфур виявляє ступінь окиснення -2 : SO_2 ; CS_2 ; SF_6 ; SO_3 ; MgS .
- Виберіть формули сполук, у яких Гідроген виявляє ступінь окиснення -1 : H_2S ; CaH_2 ; LiH ; NH_3 ; AlH_3 ; HCl .
- Виберіть формули сполук, у яких ступені окиснення елементів дорівнюють 0 : CO ; Cl_2 ; Zn ; SO_2 ; Li .
- Виберіть формули сполук, у яких атоми Флуору мають однаковий ступінь окиснення: F_2 ; OF_2 ; HF ; KF ; MgF_2 .
- Виберіть формулу сполуки, у якій Сульфур виявляє ступінь окиснення $+4$: SO_3 ; SO_2 ; H_2S ; K_2S .
- Виберіть хімічний елемент, який ніколи не виявляє позитивний ступінь окиснення: O ; H ; S ; F ; Na ; N .
- *Визначте ступені окиснення хімічних елементів у речовинах, формули яких H_2SO_3 ; $NaOH$; $HClO_4$; C_2H_6 ; C_2H_5OH .
- Складіть формули оксидів Хрому, в яких він виявляє ступені окиснення $+2$, $+3$, $+6$.
- Складіть формули оксидів Нітрогену, в яких він виявляє ступені окиснення $+1$, $+2$; $+3$; $+4$; $+5$.
- Порівняйте поняття «валентність» і «ступінь окиснення хімічного елемента». Відповідь оформіть як таблицю.

**Творча майстерня**

- Складіть сенкан про ступінь окиснення хімічного елемента.
- Пригадайте, що ви вивчили з теми «Хімічний зв'язок. Будова речовини», і побудуйте сходинки до успіху:

**Дізнайтеся більше:**

<https://www.youtube.com/watch?v=x4wjfOexrsA>
<https://www.youtube.com/watch?v=YGXqlDi95wM>
<https://www.youtube.com/watch?v=SM4BxoCoHzk>



Тестовий контроль знань

1. Установіть відповідність між числом протонів у атомних ядрах і будовою електронних оболонок атомів.

- | | |
|----------|------------------|
| 1 $6p^+$ | А $1s^22s^2$ |
| 2 $7p^+$ | Б $1s^22s^22p^1$ |
| 3 $8p^+$ | В $1s^22s^22p^2$ |
| 4 $9p^+$ | Г $1s^22s^22p^3$ |
| | Д $1s^22s^22p^4$ |
| | Е $1s^22s^22p^5$ |

2. Розташуйте хімічні елементи за зростанням електронегативності.

- А Si Б Р В N Г F

3. Електронегативність хімічних елементів зростає в рядку

- А C, Si, S Б P, Cl, I В Br, Cl, S Г Se, S, Cl

4. Укажіть речовину з йонним типом хімічного зв'язку.

- А PH_3 Б CaF_2 В HI Г Br_2

5. Немолекулярну будову має речовина, хімічна формула якої

- А I_2 Б F_2 В S_8 Г B

6. У вузлах кристалічних ґраток ментолу містяться

- А молекули
Б атоми
В атоми та йони
Г молекули та йони

7. У легких сполуках хімічних елементів з Гідрогеном, загальна формула яких HE , кількість спільних електронних пар дорівнює

- А 1 Б 2 В 3 Г 4

8. Сталий ступінь окиснення в

- А Li Б C В Cl Г Cu

9. Ступінь окиснення Броду в сполуці, формула якої HBrO_3 , дорівнює

- А +1 Б -1 В +5 Г -5

10. Формула сполуки Алюмінію з Хлором –

- А AlCl Б AlCl_3 В Al_3Cl Г AlCl_2

11. Ступінь окиснення Сульфуру у вищому оксиді дорівнює

- А -2 Б 0 В +4 Г +6

12. Немолекулярну будову має речовина, хімічна формула якої

- А SO_3 Б H_2O В NaCl Г CO_2



Тема 3. Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами

§ 16. Кількість речовини. Моль – одиниця кількості речовини. Число Авогадро

*Вимірюй усе доступне вимірюванню
і роби доступним все недоступне йому.*

Галілео Галілей

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- назвати одиницю вимірювання кількості речовини;
- пояснити сутність фізичної величини «кількість речовини»;
- обчислювати число атомів (йонів, молекул тощо) у певній кількості речовини та кількість речовини за певним числом цих структурних одиниць.

Кількість речовини. Пояснюючи сутність закону збереження маси, ми переконалися, що дуже важливо вміти спостерігати та описувати зовнішні ознаки перебігу хімічних реакцій – явищ, які належать до *макросвіту*. Однак ще важливішим є вміння пояснювати ці явища, аналізуючи процеси, які відбуваються між структурними частинками, що належать до *мікросвіту*.

Ви, звичайно, пам'ятаєте, що *хімічне рівняння* відображає одиничний акт реакції, який побачити неможливо. Адже для того, щоб спостерігати ознаки реакції, необхідно брати досить значні, цілком відчутні кількості речовин. Розгляньмо умови й ознаки перебігу реакції заліза із сіркою (рис. 16.1).

Змішаємо в чашці Петрі подрібнені до порошкоподібного стану залізо й сірку. Розжаримо в полум'ї сталеву спицю й торкнемося нею суміші реагентів. Бурхлива реакція між залізом і сіркою супроводжується виділенням теплової та світлової енергії. Твердий продукт взаємодії цих речовин – ферум(II) сульфід є сполукою чорного кольору.

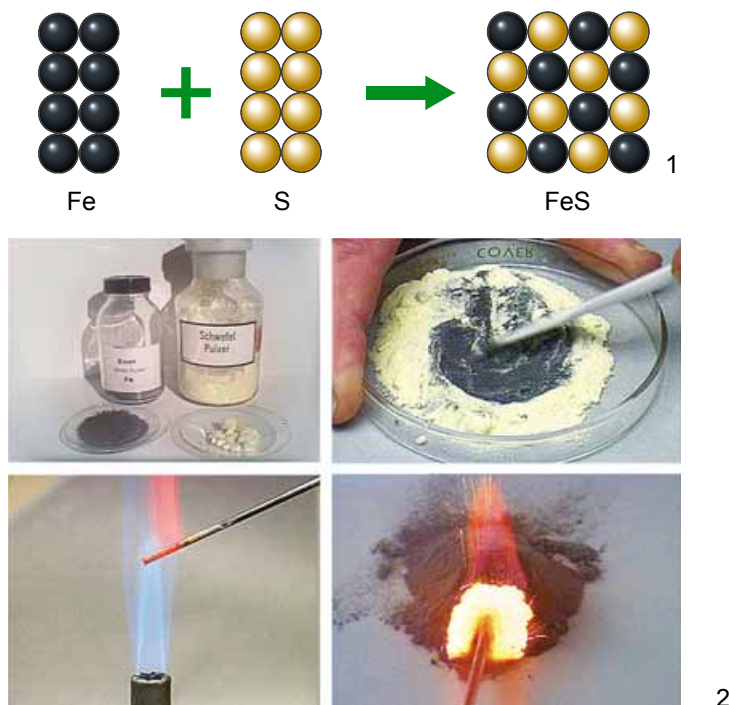


Рис. 16.1. Реакція заліза із сіркою. 1. Схема. 2. Світлини

Щоб продемонструвати вам цей дослід, учитель хімії мав попередньо підготувати порції порошкоподібних заліза й сірки. Залізо взято масою 7 г, а сірку – масою 4 г.

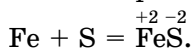


Пригадайте закон збереження маси та обчисліть масу продукту цієї реакції, якщо в ній обидва реагенти витратилися повністю:

- а) $m(\text{Fe}) = 7 \text{ г}; m(\text{S}) = 4 \text{ г};$ в) $m(\text{Fe}) = 14 \text{ г}; m(\text{S}) = 8 \text{ г};$
 б) $m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}; m(\text{S}) = 16 \text{ г};$ г) $m(\text{Fe}) = 56 \text{ г}; m(\text{S}) = 32 \text{ г}.$

Проаналізуйте наведені в умові дані та одержані відповіді. Поміркуйте й визначте, яка залежність існує між масами реагентів і продукту реакції.

Чому саме такі маси речовин зазначено в інструкції? Дослідним шляхом визначено, що за такої умови і сірка, і залізо повністю витратяться під час перебігу реакції. Розгляньмо її рівняння:



Відповідно до нього атом Феруму сполучається з атомом Сульфуру. Продуктом реакції є ферум(II) сульфід. Отже, можемо обґрунтовано припустити: число атомів Феруму, що міститься в порції заліза масою 7 г, дорівнює числу атомів Сульфуру, яке міститься в порції сірки масою 4 г.

Ви вже знаєте, що атоми, молекули, йони – надзвичайно малі частинки. Саме тому порції речовин, які беруть для проведення хімічних реакцій, характеризуються *фізичними величинами*, що відповідають великій кількості частинок. Такою *фізичною величиною* є кількість речовини.



Кількість речовини – фізична величина, яка прямо пропорційна числу структурних одиниць речовини в певній її порції.



Пригадайте скорочені позначення маси та об'єму речовин.

Фізичну величину *кількість речовини* скорочено позначають літерою латинської абетки *n* (вимовляємо *ен*).

Моль – одиниця кількості речовини. Число Авогадро. Як і будь-яка інша фізична величина, кількість речовини має одиниці вимірювання.



Пригадайте: а) одиниці вимірювання маси та об'єму речовин; б) стандартну форму запису числа.

Одиниця кількості речовини – моль – це порція речовини, у якій $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць. Слово «моль» походить від латинського слова *toles* і означає кількість, масу або множину, елементи якої полічені. Із цих трьох понять останнє найточніше виражає сучасне розуміння поняття «моль».

Зверніть увагу: Слово «моль» як позначення одиниці вимірювання не відмінюється (5 моль; 0,25 моль), а як назва одиниці вимірювання (у тексті й усному мовленні) відмінюється як іменник чоловічого роду (чверть моля, сімома молями, трьох молів тощо).

Цікаво і пізнавально

Латинське *toles* означає вага, брила, масивна структура. На італійській монетці номіналом два центи¹ зображено шпиль *Mole Antonelliana* (Антонеллієва громадина) – до 2011 року найвищого будинку в Італії (167,5 м), символу Турину (рис. 16.2).



Рис. 16.2. Mole Antonelliana

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ назвали на честь Амедео Авогадро (рис. 16.3). Якщо числу Авогадро приписати одиницю вимірювання $\frac{1}{\text{моль}}$ або (моль⁻¹), дістанемо фізичну константу – сталу Авогадро. Її позначають N_A . $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$. Це одна з фундаментальних сталих, за допомогою

¹ Була в обігу до 2002 року.

якої можна визначити такі величини, як, наприклад, маса атома або молекули, заряд електрона тощо.



Рис. 16.3. Авогадро Амедео (1776–1856). Італійський фізик і хімік (юрист за освітою). Популярність його імені пов'язана з відкриттями в галузі фізики й хімії. У 1811 р. заклав підвалини молекулярної теорії. Цього самого року відкрив закон, названий його ім'ям. Винайшов метод визначення молекулярних мас, першим правильно обчислив атомні маси низки хімічних елементів

Цікаво і пізнавально

То чи насправді число Авогадро таке велике? Щоб осягнути його колосальність, уявіть собі, що на дно Чорного моря висипали шпилькові головки (діаметр кожної близько 1 мм), кількість яких дорівнює числу Авогадро. Тоді б виявилось, що в Чорному морі вже не залишається місця для води: воно з надлишком було б заповнене шпильковими головками. Такою кількістю шпилькових головок можна було б шаром завтовшки близько 1 км засипати площу, яка дорівнює, наприклад, території Франції.

Утім, поняття «моль» застосовуване до будь-яких матеріальних об'єктів. Та для об'єктів макросвіту ця величина втрачає сенс. Наприклад, тенісні м'ячі кількістю 1 моль укрили б поверхню планети Земля шаром завтовшки 100 км. А восьмикласники кількістю 1 моль склали б $6,02 \cdot 10^{23}$ школярів, у той час як населення земної кулі становить близько 7,3 мільярдів ($7,3 \cdot 10^9$) осіб.

Якби все населення Землі стало лічити молекули, що містяться у воді кількістю 1 моль, то у процесі безупинної лічби кожною людиною по одній молекулі за секунду для виконання роботи потрібно було б близько 4 мільйонів років.

Ви, звичайно, пам'ятаєте, що еталоном атомних мас (а. о. м.) є $\frac{1}{12}$ маси атома Карбону, в ядрі якого 6 протонів і 6 нейтронів $^{12}_6\text{C}$. Чи існує еталон моля? Кількість атомів у порції Карбону-12 масою 12 г дорівнює числу Авогадро.

Тобто якщо число структурних одиниць N у порції речовини X відоме, то діленням його на сталу Авогадро (N_A , $\frac{1}{\text{моль}}$) дістанемо кількість цієї речовини (n , моль). Отже, за потреби можна відтворити 1 моль будь-якої речовини як $6,02 \cdot 10^{23}$ її структурних одиниць (рис. 16.4).



Рис. 16.4. Кількість атомів у порції Карбону-12 масою 12 г дорівнює числу Авогадро

Ці міркування можна відобразити низкою взаємопов'язаних математичних виразів. Вони відбивають пряму пропорційну залежність між кількістю речовини і числом структурних одиниць у її порції:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}; N(X) = n(X) \cdot N_A; N_A = \frac{N(X)}{n(X)}.$$

Скорочено ці співвідношення відображено на рисунку 16.5.

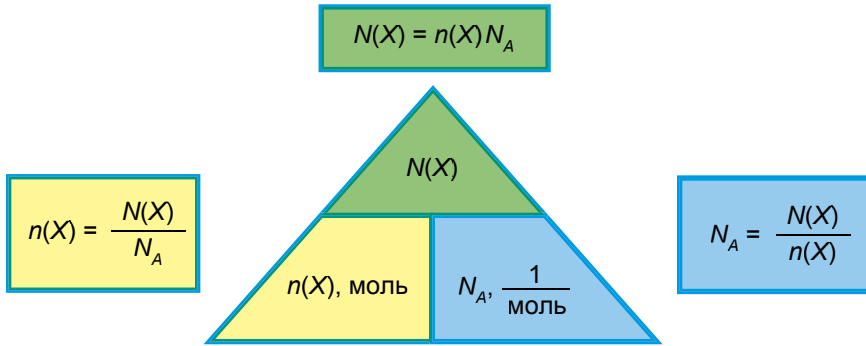


Рис. 16.5. Взаємозв'язок між числом структурних одиниць речовини, її кількістю та сталою Авогадро

Цю схему зручно використовувати як своєрідний алгоритм для розв'язування задач. Розгляньмо приклади.

Задача 1. Обчисліть число атомів Феруму в залізі кількістю речовини 3 моль.

$$N(X) = n(X)N_A$$

$$\begin{array}{l} n(\text{Fe}) = 3 \text{ моль} \\ N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \end{array}$$

$N(\text{Fe}) - ?$

$$N(\text{Fe}) = n(\text{Fe})N_A$$

$$N(\text{Fe}) = 3 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 18,06 \cdot 10^{23} = 1,806 \cdot 10^{24}.$$

Відповідь: У залізі кількістю речовини 3 моль міститься $1,806 \cdot 10^{24}$ атомів Феруму.

Задача 2. Обчисліть кількість речовини (моль) атомів Сульфуру, порція яких містить $1,204 \cdot 10^{25}$ атомів Сульфуру.

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

$$\begin{array}{l} N(\text{S}) = 1,204 \cdot 10^{25} \\ N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \end{array}$$

$n(\text{S}) - ?$

$$n(\text{S}) = \frac{N(\text{S})}{N_A}$$

$$n(\text{S}) = \frac{1,204 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}} = \frac{120,4 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ моль} =$$

$$= 20 \text{ моль}.$$

Відповідь: кількість речовини атомів Сульфуру, порція яких містить $1,204 \cdot 10^{25}$ атомів Сульфуру, становить 20 моль.

Задача 3. Обчисліть сталу Авогадро, якщо відомо, що ферум(II) сульфід кількістю речовини 10 моль містить $6,0221415 \cdot 10^{24}$ структурних одиниць цієї речовини.

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)}$$

$$\begin{array}{l} N(\text{FeS}) = 6,0221415 \cdot 10^{24} \\ n(\text{FeS}) = 10 \text{ моль} \end{array}$$

$$N_A = \frac{N(\text{FeS})}{n(\text{FeS})}$$

$$N_A = ?$$

$$N_A = \frac{6,0221415 \cdot 10^{24}}{10 \text{ моль}} = 6,0221415 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$$

$$\text{Відповідь: } 6,0221415 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$$

ПРО ГОЛОВНЕ

- Кількість речовини – фізична величина, яка прямо пропорційна числу структурних одиниць речовини в певній її порції.
- Фізичну величину кількість речовини скорочено позначають латинською літерою n .
- Одиниця кількості речовини – моль – це порція речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ її структурних одиниць.
- Число $6,02 \cdot 10^{23}$ назвали на честь Амедео Авогадро. Якщо числу Авогадро приписати одиницю вимірювання $\frac{1}{\text{моль}}$, дістанемо фізичну константу – сталу Авогадро. Її позначають N_A .

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

- Існує пряма пропорційна залежність між кількістю речовини і числом структурних одиниць у її порції. Стала Авогадро є коефіцієнтом пропорційності.



Перевірте себе

1. Що таке кількість речовини? 2. Яка одиниця вимірювання кількості речовини? 3. Як скорочено позначають фізичну величину кількість речовини? 4. Чому дорівнює число Авогадро?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Поясніть сутність фізичної величини «кількість речовини».
2. Обчисліть число молекул кисню в його порції кількістю речовини 0,8 моль.
3. Пригадайте хімічну формулу кисню та обчисліть число атомів Оксигену в кисні кількістю речовини 2 моль.
4. Обчисліть кількість речовини (моль) заліза, порція якого містить $2,408 \cdot 10^{22}$ атомів Феруму.
5. Обчисліть число молекул у порції води кількістю речовини 15 моль. Скільки атомів: а) Гідрогену; б) Оксигену в цій порції води?
6. Складіть і розв'яжіть кілька розрахункових задач на встановлення взаємозв'язку між числом структурних одиниць речовини, її кількістю та сталою Авогадро.
7. Фізики з MIT-Harvard Centrefor Ultra-Coldatoms (Центру ультрахолодних атомів, створеного спільно Массачусетським технологічним інститутом і Гарвардським університетом) охолодили 2500 атомів Натрію до половини мільярдної частини градуса

вище абсолютного нуля – температури, за якої коливання атомів майже повністю припиняються. Обчисліть кількість речовини (моль) натрію, яку було охолоджено в цьому експерименті.

8. День моля – неофіційне свято, яке відзначають хіміки Північної Америки 23 жовтня між 6 : 02 ранку й 6 : 02 вечора (6 : 02 10/23 в американській нотації часу й дати). У деяких школах США та Канади День моля святкують 2 червня (6/02), а не 23 жовтня (23/10), очевидно, з 10 : 23 ранку до 10 : 23 вечора. Поміркуйте й висловіть припущення, чому для святкувань вибрано саме ці час і дату. Як ви вважаєте, якому науковцеві присвячені ці щорічні урочистості?

9. На емблемі Дня моля зображено крота. Пригадайте уроки англійської, поміркуйте й поясніть, чому саме це звірятко стало символом наукового свята (рис. 16.6).

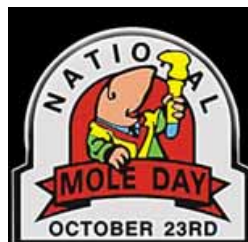


Рис. 16.5. Емблема Дня моля



Творча майстерня

1. Розробіть сценарій проведення наукового свята День моля у вашому навчальному закладі.

2. У сірниковій коробці (її об'єм близько 27 см³) легко помістяться порції багатьох металів кількістю речовини один моль: заліза, міді, алюмінію, срібла, золота, ртуті, цинку, літію, урану. Використайте довідкові дані щодо густин цих металів, виконайте обчислення і перевірте достовірність наведеної інформації.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=B1cxRELISOQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=TEI4jeETVmg>
<https://www.youtube.com/watch?v=-WFD5Cfczks>
<https://www.youtube.com/watch?v=iyJ7f6ppGaQ>
<http://www.moleday.org/>

§ 17. Молярна маса

Точна наука неможлива без вимірювання.

Д.І. Менделєєв

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- *установлювати взаємозв'язок між фізичними величинами – масою, молярною масою, кількістю речовини;*
- *обчислювати за хімічною формулою молярну масу, масу і кількість речовини.*

Як відміряти кількість речовини. Ми вже з'ясували, що для роботи хімікам необхідно знати число молекул або інших (*пригадайте, яких саме*) структурних одиниць у певній порції речовини. Та чи можна відрахувати певне число цих надзвичайно малих частинок? Зробити це досить легко, якщо знати, як взаємопов'язані **кількість речовини, число структурних одиниць у ній та її маса.** (*Пригадайте, як взаємопов'язані кількість речовини та число структурних частинок у ній.*) Порція будь-якої речовини кількістю 1 моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок і має певну масу.

Молярна маса – маса речовини кількістю 1 моль. Молярну масу позначають латинською літерою **M**. Її можна визначити як відношення маси **m** порції речовини **X** до її кількості **n** у цій порції:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

Пригадайте одиниці вимірювання маси та кількості речовини.

Аналізуючи формулу, за якою обчислюють молярну масу, легко дійти таких висновків:

- одиниця вимірювання молярної маси – $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
- існує пряма пропорційна залежність між масою речовини та її кількістю:

$$m(X) = n(X)M(X); \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Скорочено ці співвідношення можна представити так (рис. 17.1).

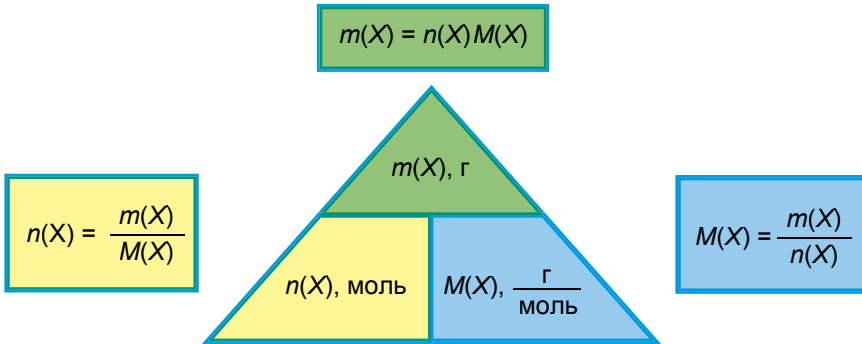


Рис. 17.1. Взаємозв'язок між масою речовини, її кількістю та молярною масою.

Завдання. Порівняйте схеми на рисунках 16.1 і 17.1. Визначте, який спільний елемент вони мають

Як обчислити молярну масу речовини. Обчислимо масу вуглецю кількістю речовини 1 моль. З періодичної системи дізнаємось, що відносна атомна маса Карбону дорівнює 12. Це означає, що маса $m_a(\text{C})$ одного атома Карбону у 12 разів більша за атомну одиницю маси m_u :

$$m_a(\text{C}) = 12m_u = 12 \cdot 1,66053886 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

У вуглеці кількістю 1 моль міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів Карбону, їхня маса дорівнює: $6,02 \cdot 10^{23} \cdot m_a(\text{C}) = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,66053886 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 0,602 \cdot 10^{24} \cdot 12 \cdot 1,66053886 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 12$. Зверніть увагу: добуток числа Авогадро та атомної одиниці маси дорівнює одиниці: $0,602 \cdot 10^{24} \cdot 12 \cdot 1,66053886 \cdot 10^{-24} = 1$.

Отже, молярна маса вуглецю дорівнює $12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Тобто чисельне значення молярної маси вуглецю збігається із чисельним значенням його відносної молекулярної маси.

Виконання аналогічних дій для інших речовин приведе нас до висновку про те, що



числове значення молярної маси речовини чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі.



Отже, тепер ви *знаєте*, як взаємопов'язані **кількість речовини**, **число структурних одиниць** у ній та її **маса**, й *умієте* за хімічною формулою

речовини обчислювати її молярну масу. Ці знання й уміння знадобляться вам під час розв'язування розрахункових задач. Пам'ятайте, що ви можете використати схеми на рисунках 16.1 і 17.1 як своєрідні алгоритми. Розгляньмо приклади.

Задача 1. Обчисліть масу міді кількістю речовини 3 моль.

$$m(X) = n(X)M(X).$$

$$\begin{array}{l} n(\text{Cu}) = 3 \text{ моль} \\ M(\text{Cu}) = 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\ \hline m(\text{Cu}) - ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} m(\text{Cu}) = n(\text{Cu})M(\text{Cu}) \\ m(\text{Cu}) = 3 \text{ моль} \cdot 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 192 \text{ г} \end{array}$$

Відповідь: маса міді кількістю речовини 3 моль становить 192 г.

Задача 2. Обчисліть кількість речовини (моль) натрій гідрогенкарбонату (питної соди) NaHCO_3 масою 16,8 г.

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}.$$

$$\begin{array}{l} m(\text{NaHCO}_3) = 16,8 \text{ г} \\ M(\text{NaHCO}_3) = 84 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\ \hline n(\text{NaHCO}_3) - ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{M(\text{NaHCO}_3)} \\ n(\text{NaHCO}_3) = \frac{16,8 \text{ г}}{84 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,2 \text{ моль} \end{array}$$

Відповідь: кількість речовини натрій гідрогенкарбонату масою 16,8 г становить 0,2 моль.

Задача 3. Обчисліть молярну масу йоду, якщо маса порції йоду кількістю речовини 0,4 моль становить 101,6 г. Визначте хімічну формулу йоду.

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

$$\begin{array}{l} m(I_x) = 101,6 \text{ г} \\ n(I_x) = 0,4 \text{ моль} \\ M(I) = 127 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\ \hline M(I_x) - ? \\ x - ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M(I_x) = \frac{m(I_x)}{n(I_x)} \\ M(I_x) = \frac{101,6 \text{ г}}{0,4 \text{ моль}} = 254 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \\ x = \frac{M(I_x)}{M(I)} \\ x = \frac{254 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{127 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 2 \end{array}$$

Відповідь: молярна маса йоду $254 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Хімічна формула йоду I_2 .

Задача 4. У склянці міститься сахароза (цукор) $C_{12}H_{22}O_{11}$ масою 200 г. Обчисліть число молекул сахарози в цій порції.

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad N(X) = n(X)N_A.$$

$$\begin{aligned} m(C_{12}H_{22}O_{11}) &= 200 \text{ г} \\ M(C_{12}H_{22}O_{11}) &= 12 \cdot 12 + \\ &+ 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = \\ &= 342 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \end{aligned}$$

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

$$N(C_{12}H_{22}O_{11}) - ?$$

$$N(C_{12}H_{22}O_{11}) = n(C_{12}H_{22}O_{11})N_A$$

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})}$$

$$n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{200 \text{ г}}{342 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} \approx 0,58 \text{ моль}$$

$$\begin{aligned} N(C_{12}H_{22}O_{11}) &= 0,58 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \approx \\ &\approx 3,5 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

Відповідь: у сахарозі масою 200 г міститься $3,5 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 5. Обчисліть масу (кг) кристала кам'яної солі, у якому міститься $1,204 \cdot 10^{25}$ структурних одиниць натрій хлориду.

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}; \quad m(X) = n(X)M(X).$$

$$\begin{aligned} N(\text{NaCl}) &= 1,204 \cdot 10^{25} \\ N_A &= 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M(\text{NaCl}) &= 23 + 35,5 = \\ &= 58,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \end{aligned}$$

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

$$n(\text{NaCl}) = \frac{N(\text{NaCl})}{N_A}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{1,204 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}} =$$

$$= \frac{120,4 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ моль} = 20 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl})M(\text{NaCl})$$

$$\begin{aligned} m(\text{NaCl}) &= 20 \text{ моль} \cdot 58,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 1170 \text{ г} = \\ &= 1,17 \text{ кг} \end{aligned}$$

Відповідь: маса кристала кам'яної солі, у якому міститься $1,204 \cdot 10^{25}$ структурних одиниць натрій хлориду, становить 1,17 кг.

Задача 6. 2015 року корпорація *Lucara Diamond* виявила на руднику *Karowe* у Ботсвані (Африка) найбільший з нині існуючих алмазів. Обчисліть масу цього кристала (у грамах і каратах) та число атомів Карбону в ньому, якщо він містить вуглець кількістю речовини 18,5 моль. Візьміть до уваги, що 1 карат дорівнює 0,2 г.

$$N(X) = n(X)N_A; \quad m(X) = n(X)M(X).$$

$$n(\text{C}) = 18,5 \text{ моль}$$

$$M(\text{C}) = 12 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

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

$$1 \text{ карат} = 0,2 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) - ?$$

$$N(\text{C}) - ?$$

$$m(\text{C}) = n(\text{C})M(\text{C})$$

$$m(\text{C}) = 18,5 \text{ моль} \cdot 12 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 222 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) = 222 \text{ г} : 0,2 \frac{\text{г}}{\text{карат}} = 1110 \text{ карат}$$

$$N(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot N_A$$

$$N(\text{C}) = 18,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 24,52 \cdot 10^{23}$$

$$N(\text{C}) = 2,452 \cdot 10^{24}$$

Відповідь: маса кристала становить 222 г, або 1110 карат. У ньому міститься $2,452 \cdot 10^{24}$ атомів Карбону.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Молярна маса – маса речовини кількістю 1 моль.
- Молярну масу позначають латинською літерою M . Її можна визначити як відношення маси m порції речовини X до її кількості n у цій порції.
- Одиниця вимірювання молярної маси – $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$.
- Існує пряма пропорційна залежність між масою m речовини X та її кількістю n .
- Числове значення молярної маси речовини чисельно дорівнює її відносній молекулярній масі.



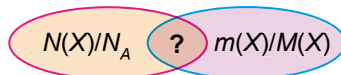
Перевірте себе

1. Дайте визначення молярної маси.
2. Яка одиниця вимірювання молярної маси?
3. Як за хімічною формулою речовини обчислити її молярну масу?
4. Який взаємозв'язок існує між кількістю речовини та її масою?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Розгляньте діаграму Венна й назвіть фізичну величину, яка є спільною для елементів схеми.



2. Обчисліть масу алюмінію кількістю речовини 0,05 моль.
3. Обчисліть кількість речовини етанової (оцтової) кислоти $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ масою 300 г.
4. Обчисліть молярну масу броміду, якщо маса порції броміду кількістю речовини 0,1 моль становить 16 г. Визначте хімічну формулу броміду.
5. У склянці міститься глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ масою 180 г. Обчисліть число молекул глюкози в цій порції та число атомів Карбону в ній.
6. Обчисліть масу кристала флюориту, у якому міститься $1,204 \cdot 10^{24}$ структурних одиниць кальцій флуориду CaF_2 .
7. В одній з п'єс Івана Кочерги описано алмаз «Липовецьке жорно». Цей кристал містить $1,33 \cdot 10^{24}$ атомів Карбону. Обчисліть його масу (у грамах і каратах). Перевірте правильність ваших обчислень за текстом твору.
8. Обчисліть кількість речовини карбон(IV) оксиду, в якій міститься стільки само молекул, як у воді масою 180 г.
9. Порівняйте число атомів у магнії масою 48 г і вуглеці такої самої маси.



Дізнайтеся більше:

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab68072-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_15_01.swf

§ 18. Молярний об'єм газів

Кумедно, коли твій розум намагається осмислити хаос.

Чак Паланик

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- назвати молярний об'єм газів за нормальних умов;
- встановити взаємозв'язок між фізичними величинами – масою, молярною масою, об'ємом, кількістю речовини;
- обчислювати об'єм газу за нормальних умов.

Які особливості газуватого стану речовин? Дещо про це вам відомо з курсів природознавства та фізики. Рисунок 18.1 допоможе пригадати, що характерною особливістю газуватого стану є те, що частинки газу не утримуються вкупі. Вони вільно рухаються в об'ємі, значно більшому за об'єм самих частинок. Тобто проміжки між молекулами газу дуже великі, а зв'язки між ними – слабкі.

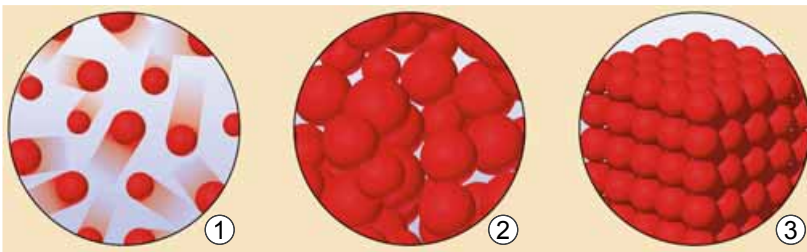


Рис. 18.1. Агрегатні стани речовини: 1 – газуватий, 2 – рідкий, 3 – твердий

Цікаво і пізнавально

Слово «газ» (нід. Gas, від давньогрец. χάος) було придумано на початку XVII століття фламандським натуралістом Я.Б. ван Гельмонтом (рис. 18.2) для позначення отриманого ним «мертвого повітря» (вуглекислого газу). Гельмонт зазначав: «Таку пару я назвав газом, тому що він майже не відрізняється від хаосу древніх».



Рис. 18.2. Гельмонт Ян Баптиста ван (1580–1644) – знаменитий фізіолог і хімік. Завдяки йому наука збагатилася такими поняттями, як «газ», «ферменти» тощо. У своїх дослідженнях велику увагу приділяв процесу травлення і його впливу на здоров'я тварини і людини

Як відміряти кількість газуватої речовини. У хімічних розрахунках замість мас газуватих реагентів і продуктів зручніше використовувати їхні об'єми. Щоб відрахувати певне число структурних одиниць газуватої речовини, потрібно знати, як взаємопов'язані **кількість речовини, число структурних одиниць у ній та її об'єм.**

Порція будь-якої речовини кількістю 1 моль містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок і має не лише певну масу (*пригадайте, як її називають*), а й певний об'єм (рис. 18.3).



Рис. 18.3. Порції речовин кількістю 1 моль мають різні об'єми. 1. Меркурій(II) оксид. 2. Сахароза. 3. Сірка. 4. Мідний купорос. 5. Натрій хлорид. 6. Мідь

Молярний об'єм – об'єм речовини кількістю 1 моль.

Молярний об'єм позначають латинською літерою V_m . Його можна визначити як відношення об'єму V порції речовини X до її кількості n у цій порції:

$$V_m(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Пригадайте одиниці вимірювання об'єму та кількості речовини.

Аналізуючи формулу, за якою обчислюють молярний об'єм, легко дійти таких висновків:

- одиниця вимірювання молярного об'єму – $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$;
- існує пряма пропорційна залежність між об'ємом речовини та її кількістю:

$$V(X) = V_m(X) n(X); \quad n(X) = \frac{V(X)}{V_m(X)}$$

Скорочено ці співвідношення можна представити схемою, зображеною на рисунку 18.4.

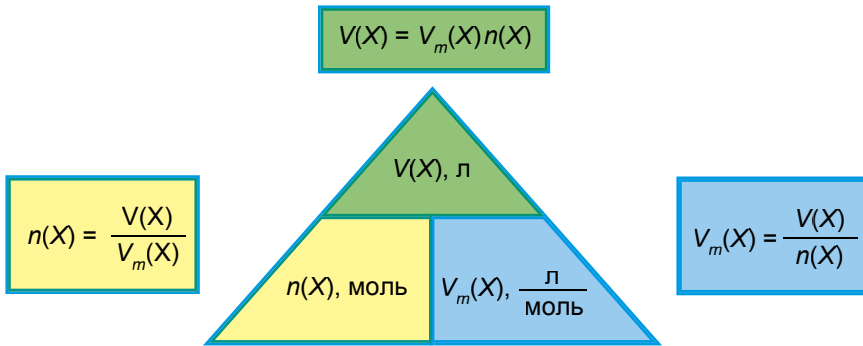


Рис. 18.4. Взаємозв'язок між об'ємом речовини, її кількістю та молярним об'ємом. **Завдання.** Порівняйте схеми на рисунках 16.1, 17.1, 18.4. Визначте, який спільний елемент вони мають

Як обчислити молярний об'єм речовини. Кожна речовина має певну молярну масу (*пригадайте, як її обчислюють за хімічною формулою речовини*) й молярний об'єм. Ви, звичайно, пам'ятаєте з курсів природознавства й фізики формулу, яка відбиває взаємозв'язок між масою та об'ємом речовини:

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)}.$$

Для речовини **кількістю 1 моль** ця формула матиме такий вигляд:

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_m(X)}.$$

Відповідно,

$$V_m(X) = \frac{M(X)}{\rho(X)}.$$

Обчислимо, наприклад, молярний об'єм води за нормальних умов ($t = 0\text{ }^\circ\text{C}$; $P = 10^5\text{ Па}$):

$$V_m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{18 \frac{\text{Г}}{\text{МОЛЬ}}}{1 \frac{\text{Г}}{\text{СМ}^3}} = 18 \frac{\text{СМ}^3}{\text{МОЛЬ}}.$$

Для твердих речовин і рідин молярні об'єми мають різні значення, а об'єми газуватих речовин за однакових умов – дуже близькі значення.

За нормальних умов молярний об'єм будь-якого газу становить $22,4 \frac{\text{Л}}{\text{МОЛЬ}}$.

Цікаво і пізнавально

Об'єм 22,4 л – це багато чи мало? Такий об'єм у куба з довжиною ребра 28,2 см. Або сумарний об'єм чотирьох футбольних м'ячів стандарту FIFA (Міжнародна федерація футбольних асоціацій). Сувенір Американського хімічного товариства – пляжний м'яч об'ємом 22,4 л (рис. 18.5).



Рис. 18.5.

Власне, величина $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$ є молярним об'ємом ідеального газу за нормальних умов. Молярні об'єми реальних газів тією або іншою мірою відхиляються від неї (рис. 18.6). Наприклад, об'єм амоніаку NH_3 кількості речовини 1 моль дорівнює 22,08 л.

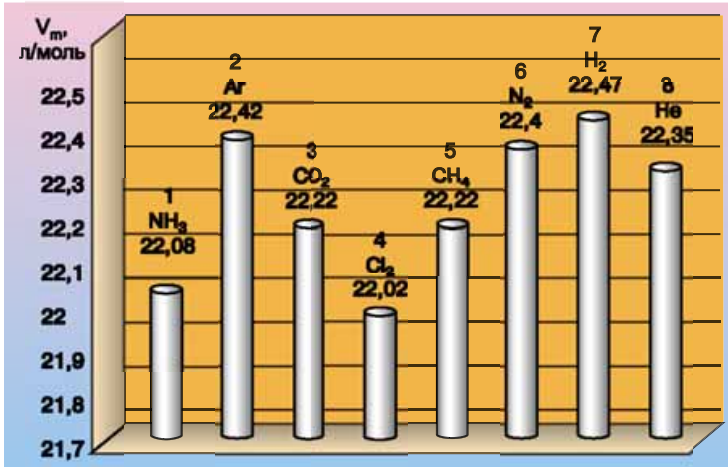


Рис. 18.6. Молярні об'єми деяких реальних газів за нормальних умов.

1. Амоніак. 2. Аргон. 3. Вуглекислий газ. 4. Хлор. 5. Метан. 6. Азот. 7. Водень. 8. Гелій. **Завдання.** Обчисліть густину амоніаку за нормальних умов

Отже, тепер ви знаєте, як взаємопов'язані кількість газуватої речовини та її об'єм. Ці знання й уміння знадобляться вам під час розв'язування розрахункових задач. Пам'ятайте, що ви можете використати схеми на рисунках 16.1, 17.1, 18.4 як своєрідні алгоритми. Розгляньмо приклади.

Задача 1. Обчисліть об'єм (л) азоту N_2 (н. у.) кількістю речовини 5 моль.

$$V(X) = V_m(X) n(X).$$

$$\begin{array}{l} n(\text{N}_2) = 5 \text{ моль} \\ V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \end{array}$$

$$V(\text{N}_2) = V_m n(\text{N}_2)$$

$$V(\text{N}_2) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 5 \text{ моль} = 112 \text{ л}$$

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

Відповідь: об'єм азоту (н. у.) кількістю речовини 5 моль становить 112 л.

Задача 2. Обчисліть кількість речовини (моль) озону O_3 об'ємом 448 л (н. у.).

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}.$$

$$\begin{array}{l} V(\text{O}_3) = 448 \text{ л} \\ V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \end{array}$$

$$n(\text{O}_3) = \frac{V(X)}{V_m}$$

$$n(\text{O}_3) = \frac{448 \text{ л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 20 \text{ моль}$$

$$n(\text{O}_3) - ?$$

Відповідь: кількість речовини озону (н. у.) об'ємом 448 л (н. у.) становить 20 моль.

Задача 3. Обчисліть молярні об'єми (н. у.) водню H_2 , густина якого становить $0,0899 \frac{г}{л}$, та кисню, густина якого становить $1,429 \frac{г}{л}$. Визначте середнє значення молярного об'єму газів.

$$V_m = \frac{M(X)}{\rho(X)}$$

$$\rho(H_2) = 0,0899 \frac{г}{л}$$

$$V_m(O_2) = 1,429 \frac{г}{л}$$

$$m(H_2) = 2 \frac{г}{\text{МОЛЬ}}$$

$$m(O_2) = 32 \frac{г}{\text{МОЛЬ}}$$

$$V_m(H_2) - ?$$

$$V_m(O_2) - ?$$

$$V_m - ?$$

$$V_m(H_2) = \frac{M(H_2)}{\rho(H_2)}$$

$$V_m(H_2) = \frac{2 \frac{г}{\text{МОЛЬ}}}{0,0899 \frac{г}{л}} \approx 22,47 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$$

$$V_m(O_2) = \frac{M(O_2)}{\rho(O_2)}$$

$$V_m(O_2) = \frac{32 \frac{г}{\text{МОЛЬ}}}{1,429 \frac{г}{л}} \approx 22,39 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$$

$$V_m = \frac{V_m(O_2) + V_m(H_2)}{2}$$

$$V_m(O_2) = \frac{22,47 \frac{л}{\text{МОЛЬ}} + 22,39 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}}{2} \approx 22,4 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$$

Відповідь: молярні об'єми (н. у.) водню та кисню становлять відповідно $22,47 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$ та $22,39 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$. Середнє значення молярного об'єму газів становить $22,4 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$.

Задача 4. У повітряній кульці міститься водень масою $0,5$ г. Обчисліть об'єм (л) газу (н. у.) та кількість його молекул у цій порції.

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad V(X) = V_m(X) n(X); \quad N(X) = n(X) N_A$$

$$m(H_2) = 0,5 \text{ г}$$

$$V_m = 22,4 \frac{л}{\text{МОЛЬ}}$$

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

$$V(H_2) - ?$$

$$N(H_2) - ?$$

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)}$$

$$n(H_2) = \frac{0,5 \text{ г}}{2 \frac{г}{\text{МОЛЬ}}} = 0,25 \text{ моль}$$

$$V(H_2) = n(H_2) V_m(H_2)$$

$$V(H_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \frac{л}{\text{МОЛЬ}} = 5,6 \text{ л}$$

$$N(H_2) = n(H_2) N_A$$

$$N(H_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{МОЛЬ}} = 1,505 \cdot 10^{23}$$

Відповідь: порція водню масою $0,5$ г має об'єм $5,6$ л (н. у.) та містить $1,505 \cdot 10^{23}$ молекул газу.

Задача 5. Обчисліть об'єм (л), масу (г) та число молекул у порції метану CH_4 кількістю речовини 0,2 моль (н. у.).

$$V(X) = n(X)V_m(X); \quad m(X) = n(X)M(X); \quad N(X) = n(X)N_A.$$

$$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

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

$$V(\text{CH}_4) - ?$$

$$m(\text{CH}_4) - ?$$

$$N(\text{CH}_4) - ?$$

$$V(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4)V_m$$

$$V(\text{CH}_4) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л}$$

$$m(\text{CH}_4) = M(\text{CH}_4)n(\text{CH}_4)$$

$$m(\text{CH}_4) = 16 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ моль} = 3,2 \text{ г}$$

$$N(\text{CH}_4) = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ моль} = 1,204 \cdot 10^{23}$$

Відповідь: об'єм, маса та число молекул у порції метану CH_4 кількістю речовини 0,2 моль становлять відповідно 4,48 л (н. у.), 3,2 г та $1,204 \cdot 10^{23}$ молекул.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Молярний об'єм – об'єм речовини кількістю 1 моль.
- Молярний об'єм позначають латинською літерою V . Його можна визначити як відношення об'єму V порції речовини X до її кількості n у цій порції.
- Одиниця вимірювання молярного об'єму – $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$.
- Існує пряма пропорційна залежність між об'ємом V речовини X та її кількістю n .
- У твердих речовин і рідин молярні об'єми мають різні значення, натомість об'єми газуватих речовин за однакових умов мають дуже близькі значення.
- За нормальних умов ($t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$; $P = 10^5 \text{ Па}$) молярний об'єм будь-якого газу становить $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$.



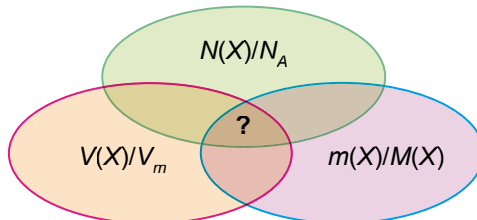
Перевірте себе

1. Що таке молярний об'єм газів? Як його позначають? 2. Яка одиниця вимірювання молярного об'єму? 3. Який молярний об'єм газів за нормальних умов? 4. Які умови називають нормальними? 5. Який взаємозв'язок між фізичними величинами – масою, молярною масою, об'ємом, кількістю речовини?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Обчисліть об'єм (л) кисню (н. у.) кількістю речовини 2,5 моль.
2. Розгляньте схему й назвіть фізичну величину, яка є спільною для її елементів.



3. У кисневій подушці міститься кисень об'ємом 6,72 л (н. у.). Обчисліть кількість речовини (моль) кисню та його масу (г).

4. Досліджуючи дихання рослин, французький ботанік і фармацевт Л. Гарро з'ясував, що 12 бруньок бузку виділили протягом доби вуглекислий газ об'ємом 0,07 л (н. у.). Обчисліть масу (г) вуглекислого газу, який виділили бруньки бузку.

5. Французький хімік, один з фундаторів наукової агрохімії, Ж.Б. Буссенго виявив, що листові поверхні площею 1 дм² лавровишні й олеандра під час фотосинтезу поглинає на світлі за одну годину в середньому вуглекислий газ об'ємом 5,28 см³ (н. у.). Обчисліть кількість речовини вуглекислого газу та його масу (г), які можуть бути поглинуті листовою поверхнею (площею 10 дм²) цих рослин за 5 годин.

6. Прилад «Кисневий концентратор» призначений для індивідуальної кисневої терапії та для створення сприятливого клімату в приміщеннях. Він виробляє 4 л/хв кисню. Обчисліть кількість речовини (моль) та масу (г) кисню, який (за н. у.) виробить цей прилад за годину.

7. Молярна маса газу дорівнює $36,5 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$. Обчисліть масу (г) цього газу об'ємом 4,48 л (н. у.).



Творча майстерня

1. Щоб гарантувати гравцям усього світу однаковий рівень функціональних характеристик м'ячів, FIFA встановила стандарти якості. Відповідно до них, зокрема, незмінна довжина окружності м'яча є важливим чинником, який забезпечує оптимальний контроль під час дриблінгу й ведення м'яча. Згідно зі стандартом FIFA, довжина окружності м'яча має дорівнювати 68,5–69,5 см. Дізнайтеся з доступних джерел інформації (за потреби проконсультуйтеся з учителем математики), як пов'язані: а) радіус окружності та її довжина; б) об'єм кулі та її радіус. Обчисліть об'єм футбольного м'яча й значте, чи достовірною є інформація, наведена в рубриці «Цікаво і пізнавально».

2. Виготовте з доступних матеріалів модель молярного об'єму газів (н. у.).



Дізнайтеся більше:

<http://www.sciencegeek.net/Chemistry/taters/Unit7MolarVolume.htm>

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab6807b-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_01.jpg

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab6807e-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_04.swf

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab6807f-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_05.swf

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab68080-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_06.swf

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab6a780-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_07.swf

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0ab6a781-4185-11db-b0de-0800200c9a66/ch08_16_08.swf

§ 19. Відносна густина газів

Після опрацювання параграфу ви зможете обчислювати відносну густину одного газу за іншим.

Густина – важлива кількісна характеристика газів. Потрібно знати її, щоб правильно використовувати газоваті речовини в практичній діяльності, на виробництві й у побуті. Яким газом заповнити повітряну кулю,



Рис. 19.1. Зробіть припущення, яким газом заповнено кульки

щоб вона здійнялася в повітря й полинула в небесну височінь (рис. 19.1)? Чому в Собачій печері, що поблизу Неаполя (Італія), у якій безперервно виділяється вуглекислий газ, люди можуть перебувати, а собаки гинуть? Як хімік має розташувати посудину для збирання кисню витісненням повітря – отвором догори чи донизу? Як правильно «перелити» водень або вуглекислий газ з одного хімічного стакана до іншого? На ці та багато інших запитань ви зможете відповісти самостійно після вивчення параграфа.

Ви вже знаєте, що для характеристики мас атомів, молекул або інших структурних одиниць речовини застосовують величини, що дістали назву *відносної атомної й відносної молекулярної маси речовини*.

Для газуватих речовин особливе значення має **відносна густина** одного газу за іншим. **Відносна густина D** газуватої речовини X за газуватою речовиною Y дорівнює відношенню **густин ρ** цих газів, виміряних за однакових умов:

$$D_Y(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)}.$$

Пригадайте, **густина речовини ρ** дорівнює частці від ділення її **маси m** на **об'єм V** :

$$\rho(X) = \frac{m(X)}{V(X)} \quad \rho(Y) = \frac{m(Y)}{V(Y)}.$$

Для речовин **кількістю 1 моль** ці формули набудуть такого вигляду:

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_m(X)} \quad \rho(Y) = \frac{M(Y)}{V_m(Y)}.$$

Отже,

$$D_Y(X) = \frac{\frac{M(X)}{V_m(X)}}{\frac{M(Y)}{V_m(Y)}}.$$

Оскільки для газуватих речовин $V_m(X) = V_m(Y)$, то

$$D_Y(X) = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Отже, через особливі властивості газуватих речовин **відносна густина** газуватої речовини X за газуватою речовиною Y дорівнює відношенню **молярних мас M** цих газів. Цей взаємозв'язок відображає схема, зображена на рисунку 19.2.

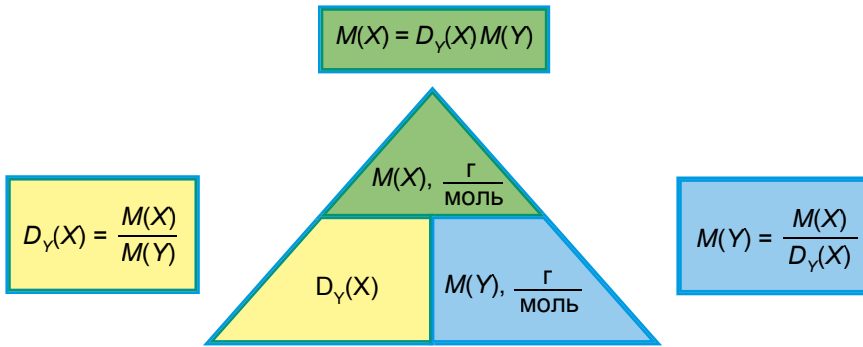


Рис. 19.2

Оскільки молярні маси речовин чисельно дорівнюють їхнім відносним молекулярним масам, то **відносна густина** газуватої речовини X за газуватою речовиною Y дорівнює відношенню відносних молекулярних мас M_r цих газів:

$$D_Y(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(Y)}$$

Аналіз формул визначення відносної густини доводить, що, як і будь-яка інша відносна величина, відносна густина одного газу за іншим не має одиниць вимірювання.

Найчастіше визначають **відносну густина** газу за *воднем* H_2 , *киснем* O_2 та *повітрям*. Наприклад, у загальному вигляді формула обчислення відносної густини газу X за воднем матиме вигляд:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(H_2)} = \frac{M_r(X)}{2}$$



Запишіть у загальному вигляді формули обчислення відносної густини газу X за: а) киснем; б) повітрям. Зважте на те, що повітря – суміш газів (пригадайте, яких саме), його середня молярна маса становить $29 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Цікаво і пізнавально

Серед газів найменша густина – у водню, вона становить лише $0,08988 \frac{\text{г}}{\text{л}}$, найбільша – у вольфрам(VI) флуориду – $12,9 \frac{\text{г}}{\text{л}}$. Також важким газом є сульфур(VI) флуорид.

Аналізуючи схему на рисунку 19.1, легко дійти висновку, що за експериментально визначеною **відотною густиною** невідомого газу X за відомим газом Y можна обчислити молярну (а отже, й відносну молекулярну) масу невідомого газу X :

$$M(X) = D_Y(X)M(Y); \quad M_r(X) = D_Y(X)M_r(Y)$$

Цікаво і пізнавально

Формулу для визначення відносної молекулярної маси будь-якого газу за його відносною густиною за воднем або за повітрям уперше запропонував у 1856 році Д.І. Менделєєв.

Отже, тепер ви знаєте, що таке **відносна густина** одного газу за іншим та як її обчислити. Ці знання й уміння знадобляться вам під час розв'язування розрахункових задач. Пам'ятайте, що ви можете використати схему на рисунку 19.2 як своєрідний алгоритм. Розгляньмо приклади.

Задача 1. Обчисліть відносну густину азоту N_2 за воднем.

$$D_X(Y) = \frac{M_r(X)}{M_r(Y)}$$

$M_r(N_2) = 28$	$D_{H_2}(N_2) = \frac{M_r(N_2)}{M_r(H_2)}$
$M_r(H_2) = 2$	$D_{H_2}(N_2) = \frac{28}{2} = 14$
$D_{H_2}(N_2) - ?$	

Відповідь: відносна густина азоту за воднем становить 14.

Задача 2. Обчисліть середню молярну масу газової суміші, відносна густина якої за киснем становить 0,5.

$$M_r(X) = D_Y(X) M_r(Y)$$

$D_{O_2}(X) = 0,5$	$M_r(X) = D_{O_2}(X) M_r(O_2)$
$M_r(O_2) = 32$	$M_r(X) = 0,5 \cdot 32 = 16$
$M(X) - ?$	$M(X) = 16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

Відповідь: середня молярна маса газової суміші, відносна густина якої за киснем становить 0,5, дорівнює $16 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Задача 3. Визначте формулу газуватої речовини, утвореної атомами Оксигену, якщо відносна густина метану CH_4 за нею становить $\frac{1}{3}$.

$$M_r(Y) = \frac{M_r(X)}{D_Y(X)}$$

$D_Y(CH_4) = \frac{1}{3}$	$M_r(Y) = \frac{M_r(CH_4)}{D_Y(CH_4)}$
$A_r(O) = 16$	$M_r(Y) = \frac{16}{\frac{1}{3}} = 48$
$Y - ?$	$N(O) = \frac{M_r(Y)}{A_r(O)}$

$$N(O) = \frac{48}{16} = 3; \quad Y - O_3$$

Відповідь: формула газуватої речовини O_3 .

ПРО ГОЛОВНЕ

- **Відносна густина** газуватої речовини X за газуватою речовиною Y дорівнює відношенню молярних мас M цих газів.
- **Відносна густина** газуватої речовини X за газуватою речовиною Y дорівнює відношенню відносних молекулярних мас M_r цих газів.
- Відносна густина одного газу за іншим не має одиниць вимірювання.
- За експериментально визначеною **відотною густиною** невідомого газу X за відомим газом Y можна обчислити молярну (а отже, й відносну молекулярну) масу невідомого газу.



Перевірте себе

1. Що таке відносна густина одного газу за іншим? 2. Як позначають відносну густину одного газу за іншим? 3. Які ще відносні величини відомі вам з курсу хімії?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Поясніть відмінність між абсолютними й відносними величинами.
2. Поясніть взаємозв'язок між масою, об'ємом і густиною речовини.
3. Поясніть, яка з двох кульок (див. рис. 19.3) заповнена метаном CH_4 , а яка – сульфур(IV) оксидом SO_2 . Обчисліть відносну густину сульфур(IV) оксиду за метаном.
4. Обчисліть відносну густину озону O_3 за киснем.
5. Обчисліть відносну густину сірководню H_2S за амоніаком NH_3 .
6. Порівняйте відносну густину за воднем чадного CO та вуглекислого CO_2 газу.
7. Обчисліть середню молярну масу газової суміші, відносна густина якої за азотом N_2 становить 2.
8. З переліку виберіть пари хімічних формул тих газів, які мають однакову відносну густину за гелієм: O_3 , CO_2 , CO , H_2S , N_2 , CH_4 , C_3H_8 .
9. Визначте хімічну формулу газуватої речовини, утвореної атомами Оксигену, якщо відносна густина вуглекислого газу CO_2 за нею становить 1,375.



Рис. 19.3



Творча майстерня

1. Підготуйте відповіді на запитання, що були на початку параграфа.
2. Підготуйте за матеріалами Інтернету мультимедійну презентацію з фото та відео цікавих дослідів, які демонструють властивості найлегших і найважчих газів.



Дізнайтеся більше:

<http://www.litmir.co/bd/?b=260980>



Тестовий контроль знань

1. Поняття «кількість речовини» 1811 року запровадив

- А Каніццаро
- Б Авогадро
- В Бірингуччо
- Г Бернуллі

2. Число Авогадро дорівнює

- А $6,02 \cdot 10^{23}$
- Б 22,4
- В 6,02
- Г $2,24 \cdot 10^{23}$

3. Число молекул карбон(II) оксиду кількістю речовини 0,1 моль становить

- А $6,02 \cdot 10^{23}$
- Б $6,02 \cdot 10^{22}$
- В $6,02 \cdot 10^{21}$
- Г $6,02 \cdot 10^{20}$

4. Скільки атомів Алюмінію міститься в порції алюмінію масою 54 г?

- А $6,02 \cdot 10^{23}$
- Б $6,02 \cdot 10^{22}$
- В $1,204 \cdot 10^{24}$
- Г $1,204 \cdot 10^{25}$

5. Скільки йонів Натрію міститься в порції натрій сульфату Na_2SO_4 масою 14,2 г?

- А $6,02 \cdot 10^{23}$
- Б $6,02 \cdot 10^{22}$
- В $1,204 \cdot 10^{23}$
- Г $1,204 \cdot 10^{24}$

6. Маса (г) води кількістю речовини 3 моль становить

- А 6,02
- Б 5,4
- В 22,4
- Г 54

7. Молярна маса чисельно дорівнює

- А кількості речовини
- Б масі молекули речовини
- В об'єму речовини
- Г відносній молекулярній масі

8. Молярна маса ($\frac{\text{г}}{\text{моль}}$) озону O_3 дорівнює

- А 3
- Б 16
- В 32
- Г 48

9. Кількість речовини позначають символом

- А N
- Б m
- В n
- Г N_A

10. Молярна маса азоту N_2 становить

- А 14 г
- Б 28 г
- В $14 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$
- Г $28 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$

11. Молярну масу позначають символом

- А m_r
- Б m
- В M
- Г M_r

12. Одиницею вимірювання кількості речовини є

- А грам-молекула
- Б грам-моль
- В моль^{-1}
- Г моль

13. Об'єм (л) кисню кількістю речовини 0,1 моль за н. у. становить

- А 224
- Б 22,4
- В 2,24
- Г 0,224

14. Молярний об'єм речовини – це об'єм

- А речовини масою 1 г
- Б речовини кількістю 1 моль
- В речовини масою 1 кг
- Г однієї молекули речовини

15. Об'єм (л) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул азоту за н. у. становить

- А 224
- Б 22,4
- В 2,24
- Г 0,224

16. Кількість речовини (моль) хлору об'ємом 448 л за н. у. становить

- А 1
- Б 2
- В 10
- Г 20

17. Кількість молекул карбон(IV) оксиду об'ємом 2,24 л за н. у. становить

- А $6,02 \cdot 10^{23}$
- Б $6,02 \cdot 10^{22}$
- В $6,02 \cdot 10^{21}$
- Г $6,02 \cdot 10^{20}$

18. Метеорологічний зонд заповнено гелієм об'ємом 200 л. Формула, за якою потрібно обчислити кількість речовини гелію, – це

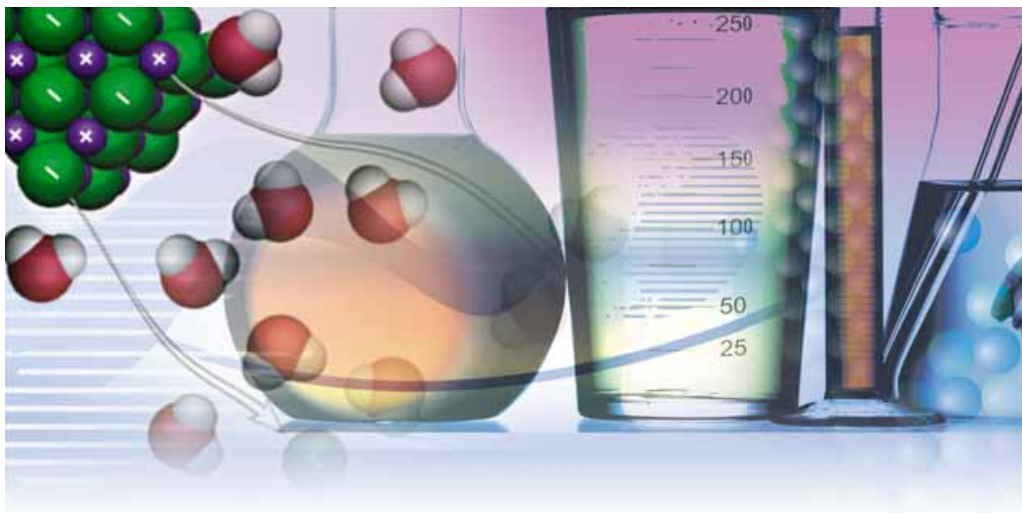
- А $\frac{1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}}$
- Б $\frac{22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль}}$
- В $\frac{200 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}}$
- Г $\frac{22,4 \text{ л/моль}}{200 \text{ л}}$

19. Однакова кількість молекул міститься у

- А воді масою 18 г і кисні масою 32 г
- Б воді об'ємом 18 см^3 і кисні об'ємом 18 см^3
- В воді масою 18 г і кисні об'ємом 32 см^3
- Г воді масою 18 г і кисні масою 18 г

20. Відносна густина метану за киснем 0,5. Його відносна густина за воднем

- А 4
- Б 8
- В 16
- Г 32



Тема 4. Основні класи неорганічних сполук

§ 20. Класифікація неорганічних сполук, їхній склад і номенклатура

Науковець прагне класифікувати...

Абрахам Гарольд Маслоу

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- пояснити потребу в класифікації неорганічних речовин;
- назвати основні класи неорганічних сполук.

Для чого потрібна класифікація речовин? Ви вже знаєте, що класифікація – це система групування об'єктів дослідження або спостереження відповідно до їхніх загальних ознак. Використання класифікації забезпечує систематизування знань про об'єкти будь-якої природи і призначення. Зокрема в хімії такими об'єктами є речовини. Класифікація речовин ґрунтується на найпростішій і сталій у часі характеристиці – хімічному складі. За цією ознакою речовини поділяють на органічні й неорганічні.

Про класифікацію органічних речовин ви дізнаєтеся наступного навчального року, розширите й поглибите ці знання у старшій школі. Зараз розглянемо класифікацію неорганічних речовин. Їх відомо близько семи-сот тисяч.

Для полегшення орієнтування в розмаїтті неорганічних речовин їх розділили на окремі класи, що містять сполуки, подібні за складом, будовою і властивостями. Класифікацію неорганічних речовин за складом наведено на рис. 20.1.



Проаналізуйте склад речовин, хімічні формули яких наведено на рис. 20.1, і поясніть відмінність між простими і складними речовинами.



Рис. 20.1. Класифікація неорганічних речовин за складом. У наведених на схемі загальних формулах Е – елемент, М – металічний елемент, А – неметалічний елемент VI або VII групи періодичної системи хімічних елементів

Неорганічні речовини класифікують не лише за складом, а й за хімічними властивостями. Ви вже вмієте використовувати інформацію, закладену в періодичній системі, для класифікації простих речовин (метал або неметал), визначення хімічного характеру оксидів (кислотний, амфотерний, основний), гідратів оксидів (кислота, амфотерний гідроксид, основа), сполук елементів з Гідрогеном. Кожна речовина має індивідуальні особливі властивості, притаманні саме їй. І водночас виявляє властивості, загальні для всіх речовин класу, до якого вона належить. Докладніше склад і властивості представників кожного класу неорганічних сполук буде розглянуто в наступних параграфах.

Класифікація речовин тісно пов'язана з *хімічною номенклатурою*.

Хімічна номенклатура – це сукупність правил утворення назв речовин, а також самі назви. Номенклатура неорганічних сполук є системою назв хімічних елементів та речовин, яка забезпечує чітке позначення складу речовини як у письмовій, так і в розмовній формах. Хімічна номенклатура складається з формул і назв; при цьому назва має адекватно описувати формулу (тобто склад). Написання формул має підпорядковуватися таким самим строгим правилам, як і побудова їхніх систематичних назв. Тоді перехід від формули до назви неорганічної сполуки виявиться вельми простим і полягатиме в читанні формули зліва направо із заміною хімічних символів елементів (або груп символів) на їхні назви. Ви зможете пересвідчитися в цьому під час вивчення основних класів неорганічних сполук.

Наукові основи хімічної номенклатури були закладені 1787 р. комісією французьких хіміків на чолі з А. Лавуазьє (рис. 20.2). Вони запропонували латинізовані назви елементів. Ця номенклатура була розвинута Й. Берцеліусом (1811), який дав назви багатьом елементам і сполукам та запропонував принцип хімічної символіки (рис. 20.3). Значний вплив на розвиток хімічної систематики та номенклатури мав Міжнародний конгрес хіміків 1860 р.



Рис. 20.2. Лавуазьє Антуан Лоран (1743–1794). Французький хімік. Член Паризької АН. Праці вченого сприяли перетворенню хімії в науку, яка ґрунтується на точних вимірюваннях. Експериментально обґрунтував основний закон хімії – закон збереження маси речовин. Визначив склад повітря та вперше правильно пояснював явище горіння як процес сполучання речовин з киснем. Довів, що процес дихання подібний до процесу горіння. Праці Лавуазьє сприяли спростуванню гіпотези флогістону, яка панувала в тогочасній хімії



Рис. 20.3. Берцеліус Єнс Якоб (1779–1848), барон, шведський хімік, один з основоположників сучасної хімії. Досягненнями Берцеліуса є відкриття Церію, Селену і Торію; виділення таких елементів, як Силіцій, Цирконій і Титан; визначення відносної атомної маси і створення сучасної системи хімічних символів. Він перший уклав таблицю атомних мас

Ми вже згадували, що перші спроби створення української хімічної номенклатури розпочалися ще в 60-х роках 19 сторіччя журналом «Основа». Головні положення номенклатури в неорганічній хімії були затверджені на секції математичних, природничих і медичних наук Науковим товариством імені Тараса Шевченка (НТШ) лише в 1903 р. Вони відображали особливості української мови і разом з тим враховували елементи західноєвропейської термінології. Великий внесок у створення української хімічної номенклатури зробив І.Я. Горбачевський (рис. 20.4).



Рис. 20.4. Горбачевський Іван (Ян) Якович (1854–1942) – видатний український хімік, біохімік, гігієніст та епідеміолог, громадсько-політичний діяч. Академік АН УРСР. Синтезував і дослідив сечову кислоту, добув її штучно і встановив роль сечової кислоти у живих організмах. Одним з перших висловив думку про амінокислотний склад білків. Праці з гігієни, епідеміології та судової медицини. Удосконалив українські хімічну та медичну термінології. Видав українською та чеською мовами підручники з хімії

Ви також знаєте, що українську хімічну систематику і термінологію відродив і розвинув професор Київського університету імені Тараса Шевченка Андрій Матвійович Голуб.

У 1992 р. комісія Верховної Ради України затвердила Національну комісію України з хімічної термінології та номенклатури, яка запропонувала нові принципи української хімічної номенклатури та термінології, що в 1995 р. набули статусу Державного стандарту.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Класифікація – система групування об'єктів дослідження або спостереження відповідно до їхніх загальних ознак.
- Речовини поділяють на органічні й неорганічні.
- Неорганічні речовини поділяють на прості й складні.
- Прості речовини класифікують на метали і неметали.
- Оксиди, основи, кислоти, солі – основні класи неорганічних сполук.
- Хімічна номенклатура – це сукупність правил утворення назв речовин, а також самі назви.
- Будь-яка правильно побудована номенклатура завжди ґрунтується на певній системі класифікації.



Перевірте себе

1. Що таке класифікація? 2. На чому ґрунтується класифікація речовин? 3. Які речовини називають простими? 4. Чим складні речовини відрізняються від простих? 5. На які основні класи поділено неорганічні сполуки? 6. Наведіть приклади представників основних класів неорганічних сполук. 7. Що таке хімічна номенклатура? Для чого вона потрібна?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Класифікуйте (див. рис. 20.1) неорганічні речовини, формули яких наведено, за складом і властивостями: SO_2 , Br_2 , Fe, CuO, HBr, NO_2 , Hg, H_2S , P_2O_5 , H_2SO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
2. Визначте, формула якої речовини не відповідає класифікаційному критерію: Mg, CO, Cl_2 , N_2 .
3. Визначте, які речовини не є оксидами: MgO, CO, HClO, NO_2 , H_2O_2 , OF_2 .



Теорча майстерня

Підготуйте одну з презентацій «Неорганічні речовини ...» ... – у клітині, на кухні, у хімчистці, у майстерні художника тощо.



Дізнайтеся більше:

<http://diafilmy.su/926-stroenie-i-svoystva.html>
<http://abouthist.net/xviii-vek/klassifikaciya-veshhestv.html>

§ 21. Розрахунки за хімічними рівняннями маси, об'єму, кількості речовини реагентів та продуктів реакцій

*І пропорційно кожний компонент
 Ми вводимо в новий експеримент.
 Відмірять срібла треба унцій п'ять,
 А може, шість, а може, більше взять?*

Джеффри Чосер (переклад Костянтина Родигіна)

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- обчислювати за хімічними рівняннями кількість речовини, масу та об'єм газу за відомою кількістю речовини, масою, об'ємом газу одного з реагентів чи продуктів реакції.

Чимало виробництв ґрунтується на хімічних реакціях. Для ефективного здійснення хімічних технологічних процесів потрібно знати якісний

і кількісний склад реагентів і продуктів реакції. Вам уже відомо, що для цього треба вміти здійснювати розрахунки за хімічними формулами. Однак не менш важливо знати кількості реагентів і продуктів реакції, їхні маси, а для газуватих речовин – об'єми. Адже хімік-аналітик у науковій чи заводській лабораторії, наприклад, має бути впевненим, що з визначеною кількістю будь-якого реагенту прореагує визначена кількість іншого реагенту й утвориться визначена кількість продуктів реакції.

Хімічні рівняння складають на основі закону збереження маси (*пригадайте його формулювання*). Коефіцієнти в хімічному рівнянні показують кількісні співвідношення речовин, які беруть участь у хімічній реакції та утворюються внаслідок її перебігу. Тобто можна за кількістю хоча б одного з реагентів або продуктів реакції обчислити кількості решти реагентів і продуктів. Розгляньмо приклади розрахунків за рівняннями хімічних реакцій.

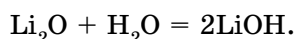
Обчислення кількості речовини (реагенту або продукту) за рівнянням реакції, якщо відома кількість іншої речовини (реагенту або продукту).

Задача 1. *Обчисліть кількість речовини (моль) літій гідроксиду, який утвориться в результаті реакції літій оксиду кількістю речовини 2 моль з достатньою кількістю води.*

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 2 \text{ моль}$$

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

Записуємо рівняння реакції між літій оксидом і водою:



За коефіцієнтами перед формулами речовин у рівнянні реакції визначаємо співвідношення між кількостями речовин літій оксиду і літій гідроксиду:

$$n(\text{Li}_2\text{O}) : n(\text{LiOH}) = 1 : 2.$$

Виражаємо кількість речовини літій гідроксиду через кількість речовини літій оксиду:

$$n(\text{LiOH}) = 2n(\text{Li}_2\text{O}).$$

Обчислюємо кількість речовини літій гідроксиду:

$$n(\text{LiOH}) = 2 \cdot 2 \text{ моль} = 4 \text{ моль}.$$

Відповідь: у результаті реакції літій оксиду кількістю речовини 2 моль з достатньою кількістю води утвориться літій гідроксид кількістю речовини 4 моль.

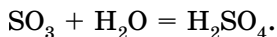
Обчислення маси речовини (реагенту або продукту) за рівнянням реакції, якщо відома кількість іншої речовини (реагенту або продукту).

Задача 2. *Обчисліть масу (г) сульфур(VI) оксиду, який прореагував з достатньою кількістю води, якщо продуктом реакції є сульфатна кислота кількістю речовини 5 моль.*

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ моль}$$

$$m(\text{SO}_3) = ?$$

Записуємо рівняння реакції сульфур(VI) оксиду з водою:



За коефіцієнтами перед формулами речовин у рівнянні реакції визначаємо співвідношення між кількостями речовин сульфур(VI) оксиду і сульфатної кислоти:

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

Виражаємо кількість речовини сульфур(VI) оксиду через кількість речовини сульфатної кислоти та обчислюємо її:

$$n(\text{SO}_3) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ моль}.$$

Обчислюємо молярну масу сульфур(VI) оксиду:

$$M(\text{SO}_3) = (32 + 3 \cdot 16) \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Обчислюємо масу сульфур(VI) оксиду. Вона є добутком його кількості речовини і молярної маси:

$$m(\text{SO}_3) = n(\text{SO}_3) M(\text{SO}_3) = 5 \text{ моль} \cdot 80 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 400 \text{ г}.$$

Відповідь: маса сульфур(VI) оксиду дорівнює 400 г.

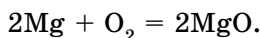
Зверніть увагу: логіка розв'язання задач, наведених далі, така сама. Тож пояснення будуть менш докладними. Тому спробуйте самостійно, за вже розглянутими зразками, прокоментувати наведені в розв'язаннях обчислення.

Обчислення маси речовини (реагенту або продукту) за рівнянням реакції, якщо відома маса іншої речовини (реагенту або продукту).

Задача 3. Обчисліть масу (г) магній оксиду, який утвориться в результаті спалювання в кисні магнію масою 12 г (рис. 21.1). У цій, як і в багатьох інших реакціях, реагенти хімічно взаємодіють у строго визначених співвідношеннях, а в результаті реакції утворюються продукти, кількість яких можна точно обчислити.

$$m(\text{Mg}) = 12 \text{ г}$$

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



За рівнянням реакції $n(\text{Mg}) : n(\text{MgO}) = 1 : 1$

$$n(\text{MgO}) = n(\text{Mg}) = m(\text{Mg}) : M(\text{Mg}) =$$

$$= 12 \text{ г} : 24 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$M(\text{MgO}) = (24 + 16) \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

$$m(\text{MgO}) = n(\text{MgO}) M(\text{MgO}) =$$

$$= 0,5 \text{ моль} \cdot 40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 20 \text{ г}$$

Відповідь: маса магній оксиду дорівнює 20 г.



Рис. 21.1. Горіння магнію в кисні



Рис. 21.2. Горіння водню в хлорі



Рис. 21.3. Розкладання води електричним струмом

$V(\text{O}_2) = 10 \text{ л}$	$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
$V(\text{H}_2) - ?$	За рівнянням $n(\text{H}_2) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$
	$n(\text{H}_2) = 2n(\text{O}_2)$
	Молярні об'єми кисню й водню однакові:
	$V_m(\text{H}_2) = V_m(\text{O}_2)$
	Тому об'єми водню й кисню співвідносяться як їхні кількості речовин:
	$V(\text{H}_2) = 2V_m(\text{O}_2) = 2 \cdot 10 \text{ л} = 20 \text{ л}$
	Відповідь: об'єм водню дорівнює 20 л.

Обчислення маси речовини (реагенту або продукту) за рівнянням реакції, якщо відомий об'єм іншої речовини (продукту або реагенту) у газовому стані.

Задача 6. Обчисліть масу води (g), розкладеної електричним струмом (рис. 21.3), якщо продуктом реакції є кисень об'ємом 56 л (н. у.). (За рівнянням реакції визначте, у якій пробірці, зображеній на рис. 21.3, зібрався кисень, у якій – водень.)

$V(\text{O}_2) = 56 \text{ л}$	$V_m(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л}$
$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$	$M(\text{H}_2\text{O}) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$
	$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
	За рівнянням реакції $n(\text{H}_2\text{O}) : n(\text{O}_2) = 2 : 1$
	$n(\text{H}_2) = 2n(\text{O}_2)$
	Молярні об'єми кисню й водню однакові:
	$V_m(\text{H}_2) = V_m(\text{O}_2)$
	Тому об'єми водню й кисню співвідносяться як їхні кількості речовин:
	$V(\text{H}_2) = 2V_m(\text{O}_2) = 2 \cdot 10 \text{ л} = 20 \text{ л}$
	Відповідь: об'єм водню дорівнює 20 л.

Уміння, набуті під час опрацювання цього параграфу, ви закріпите й удосконалисте, коли вивчатимете хімічні властивості основних класів неорганічних сполук. Адже до кожного нового для вас хімічного рівняння можна скласти декілька задач і розв'язати їх.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Хімічні рівняння складають на основі закону збереження маси.
- Коефіцієнти в хімічному рівнянні показують кількісні співвідношення речовин, які беруть участь у хімічній реакції та утворюються внаслідок її перебігу.
- За кількістю речовини хоча б одного з реагентів або продуктів реакції можна обчислити кількості речовини решти реагентів і продуктів, їхні маси та об'єми (для газуватих речовин).



Перевірте себе

1. На основі якого закону складають хімічні рівняння? 2. Що показують коефіцієнти в хімічному рівнянні?



Застосуйте свої знання й уміння

1. На шальки терезів помістили дві колби з хлоридною кислотою. На шийку кожної з двох колб надягли по гумовій повітряній кульці. В одній кульці – натрій карбонат, у другій – кальцій карбонат. Терези зрівноважили. Потім підняли одну з кульок так, щоб натрій карбонат потрапив у кислоту. Пояснить явище, яке відбулося внаслідок цієї дії (рис. 21.4). Поміркуйте й пояснить, чому терези залишилися зрівноваженими. Спрогнозуйте, чи вийдуть терези з рівноваги, якщо кальцій карбонат з другої кульки пересипати в колбу з кислотою.



Рис. 21.4

2. Обчисліть кількість речовини (моль) кальцій гідроксиду, який утвориться в результаті реакції кальцій оксиду кількістю речовини: а) 0,5 моль; б) 3 моль; в) 6 моль з водою.

3. Обчисліть масу (г) сульфур(IV) оксиду, який прореагував з водою, якщо продуктом реакції є сульфатна кислота кількістю речовини: а) 2,5 моль; б) 4 моль; в) 0,5 моль.

4. Обчисліть масу (г) бромю, який прореагував з воднем, якщо продуктом реакції є водень бромід (бромоводень) об'ємом (н. у.): а) 11,2 л; б) 56 л; в) 0,224 л.

5. *50-літровий балон містить скраплений пропан C_3H_8 масою 20 кг, 27-літровий – пропан масою 11 кг, 5-літровий – пропан масою 3 кг. Обчисліть масу води та об'єм (н. у.) карбон(IV) оксиду – продуктів повного згоряння пропану з кожного балона.

6. *Проаналізуйте умови задач, наведених у параграфі. Складіть і розв'яжіть: а) задачі, обернені до них; б) інші задачі за цими рівняннями реакцій. Укладіть міні-задачник і розв'язник до нього.



Творча майстерня

З додаткових джерел інформації дізнайтеся, що таке стехіометрія і стехіометричні розрахунки, на яких законах вони ґрунтуються. Підготуйте стисле повідомлення за результатами дослідження.



Дізнайтеся більше:

<http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/4d1edba8-18df-ba68-f6eb-048c63df8839/1010650A.htm>

§ 22. Оксиди

Грецькою *охус* гострий на смак, пекучий, пряний. Від цього кореня походить термін *оксиди* і не лише...

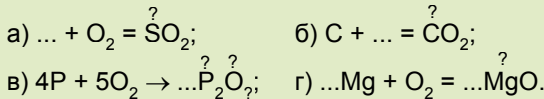
Після опрацювання параграфа ви зможете:

- називати оксиди за сучасною науковою українською номенклатурою;
- складати хімічні формули оксидів;
- описати поширеність оксидів у природі;
- характеризувати фізичні властивості оксидів та заходи безпеки під час роботи з ними, вплив на довкілля і здоров'я людини.

Оксиди, їхній склад, назви. Вивчивши в 7 класі хімічні властивості кисню, ви дізналися, що продуктами реакцій горіння вуглецю, сірки, фосфору, магнію є оксиди відповідних хімічних елементів.



За наведеними фрагментами відтворіть рівняння реакцій горіння, визначте ступені окиснення й валентність хімічних елементів в оксидах:



Усі продукти розглянутих реакцій сполучення – бінарні сполуки, до складу яких уходить Оксиген. Такі сполуки називають *оксидами*.



Оксиди – складні речовини, утворені двома елементами, одним з яких є Оксиген у ступені окиснення –2.

Наприклад, кальцій оксид $\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}$, сульфур(VI) оксид $\overset{+6}{S}\overset{-2}{O}_3$.

Зверніть увагу: в оксидах немає зв'язків між атомами Оксигену (рис. 22.1).

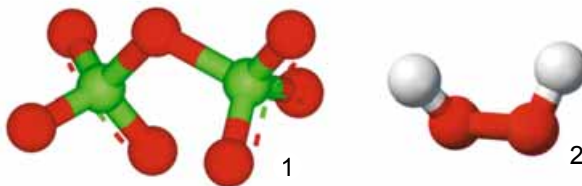


Рис. 22.1. Моделі молекул хлор(VII) оксиду (1) і гідроген пероксиду (2)

Виконуючи завдання, ви, безперечно, правильно визначили ступені окиснення і валентність хімічних елементів в оксидах. Тож легко зможете назвати ці сполуки за сучасною українською хімічною номенклатурою: $\overset{+4}{S}\overset{-2}{O}_2$ – сульфур(IV) оксид; $\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2$ – карбон(IV) оксид; $\overset{+5}{P}_2\overset{-5}{O}_5$ – фосфор(V) оксид; MgO – магній оксид. Називаючи магній оксид, валентність не зазначати- мемо, адже валентність Магнію стала і дорівнює двом.

Узагальнимо, як ви це зробили: поруч із систематичною назвою атома електропозитивного елемента-катиона зазначили в дужках римською цифрою його ступінь окиснення і добавили назву кисень-аніона – оксид. Наприклад, Cr_2O_3 – хром(III) оксид – вимовляємо *хром-три-оксид*.

Оксиди, у яких елементи виявляють свою найбільшу валентність, називають *вищими оксидами*. Загальні формули *вищих оксидів* наведено в періодичній системі під відповідними групами хімічних елементів. Наприклад, загальна формула *вищого оксиду* елементів IV групи EO_2 . Отже, хімічні формули вищих оксидів Карбону та Силіцію – CO_2 і SiO_2 відповідно.

Зверніть увагу: символ Кисню в хімічних формулах оксидів записують другим. Назви оксидів є загальними, а не власними, тож їх пишуть з малої літери.

Поширеність оксидів, їхні фізичні властивості. Оксиди – досить поширені сполуки. Роздивімося – навколо нас є багато оксидів, які за звичайних умов перебувають у різних агрегатних станах і мають різне забарвлення. Оксиди металічних елементів є, переважно, йонними речовинами. Оксиди неметалічних елементів – молекулярні сполуки. У силіцій(IV) оксиду атомні кристалічні ґратки. Саме тому більшість оксидів металічних елементів за звичайних умов – тверді речовини (Ag_2O , HgO , NiO , CuO). Манган(VII) оксид – рідина. Натомість багато які з оксидів

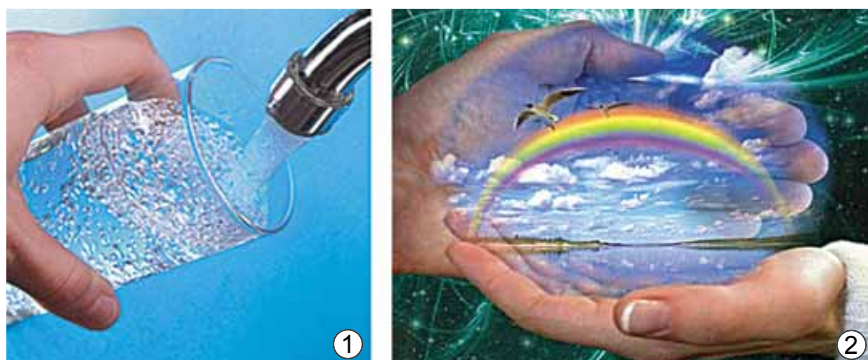


Рис. 22.2. 1. Вода – найцінніший мінерал на Землі. Олександр Ферсман.
2. Збережемо воду! Збережемо світ!



Рис. 22.3. Гематит Fe_2O_3

неметалічних елементів – газуваті (CO_2 , SO_2 , деякі з оксидів Нітрогену). Є рідкі оксиди. Це, передусім, вода (рис. 22.2), хлор(VII) оксид. Тверді оксиди неметалічних елементів – фосфор(V) оксид, силіцій(IV) оксид, сульфур(VI) оксид.

Чимало мінералів і руд є оксидами. Головним складником гематиту (червоного залізняку) є ферум(III) оксид. Він є компонентом фарб – вохри, сурику, мумії (рис. 22.3).

Цікаво і пізнавально

Палеолітичні наскальні малюнки бізонів, турів та оленів розмальовувалися вохрою.

Магній оксид – палена магнезія, легкий пухкий білий порошок – компонент лікарських засобів. Також до складу лікарських і косметичних засобів входять титан(IV) оксид і цинк оксид. Ці оксиди – тверді речовини білого кольору, нерозчинні у воді, нетоксичні. Тому їх застосовують для виготовлення косметичних кремів, мазей, пудри, дитячої присипки.

Білу тверду речовину – кальцій оксид (негашене вапно) – широко використовують у складі будівельних сумішей і в'язучих розчинів. І наждак, і коштовні рубін та сапфір складаються переважно з алюміній оксиду (рис. 22.4). Як і багато інших оксидів металічних елементів, цей оксид є ефективним каталізатором.

Кварц – силіцій(IV) оксид – не лише входить до складу піску, а й утворює досить великі кристали, наприклад, гірського кришталю (рис. 22.5). Силіцій(IV) оксид – важлива сировина для виробництва будівельних матеріалів, кераміки, скла тощо.



Рис. 22.4. ...Червоних рубінів, ...синіх, як небо, сапфірів... *Іван Нечуй-Левицький*

Рис. 22.5. Кварц SiO_2 . Сяючих граней йому надала природа. *Кристофер Сташефф*

Хром(III) оксид – тверда речовина темно-зеленого кольору – входить до складу полірувальної пасти та зеленої олійної фарби. Фарби, які використовують для оздоблення полив'яного посуду, містять тверді пігменти, поміж яких чимало оксидів. Наприклад, кобальт(III) оксид надає поливі синього й блакитного кольорів, нікель(III) оксид – коричневого та фіолетового, ферум(III) оксид – жовтого, червоного та коричневого, купрум(II) оксид – зеленого та синьо-зеленого. Манган(IV) оксид забарвлює поливу в коричневий, фіолетовий та рожевий кольори. А уран(VI) оксид та титан(IV) оксид надають їй відтінків жовтого (рис. 22.6).

Карбон(IV) оксид – добре відомий вам вуглекислий газ. Він міститься у продуктах газообміну, які утворюються під час дихання живих організмів, без нього неможливий процес фотосинтезу. Ним газують мінеральну



Рис. 22.6. Оксиди-пігменти. Глечіку мальований – ватрою цільований.
З жовтими оленями, з квітами зеленими. Косівський голублений,
усіма ти люблений. *Богдан Радиш*

воду й напої, застосовують у виробництві соди та під час гасіння пожеж. Вуглекислий газ у твердому агрегатному стані – так званий сухий лід – використовують як охолоджувач.

Карбон(II) оксид – чадний газ – є продуктом неповного згоряння палива. Він міститься у вихлопних газах автомобілів та тютюновому димі. У харчовій промисловості чадний газ використовують для оброблення м'яса тварин і риби – він надає їм, не змінюючи смаку продуктів, яскраво-червоного кольору й свіжого вигляду.

Газуватий сульфур(IV) оксид – засіб боротьби з мікроскопічними грибами і бактеріями в льохах. І він, і сульфур(VI) оксид – проміжні продукти у виробництві сульфатної кислоти – «хліба» хімічної промисловості.

Нітроген(I) оксид, так званий звеселяючий газ, використовують як знеболювальний засіб у медицині та розпушувач у харчовій промисловості.

Цікаво і пізнавально

Оксиди є найпоширенішими сполуками на Землі: до цього класу належать вода, пісок, вуглекислий газ, алюміній оксид та ферум(III) оксид.

Глобальні екологічні проблеми, пов'язані з оксидами, заслуговують на особливу увагу. Є вагомі підстави вважати, що карбон(IV) оксид – одна з причин виникнення парникового ефекту на планеті Земля. Також разом з оксидами Сульфуру та Нітрогену(IV) вуглекислий газ зумовлює виникнення кислотних опадів (рис. 22.7). Пригадайте, ви вже дещо знаєте про них з курсу хімії 7 класу. Докладніше про ці явища та їхню хімічну природу ви дізнаєтеся з наступних параграфів.

Силіцій(IV) оксид спричиняє важке легеневе захворювання – силікоз. Пиліві бурі, так само як повені, – небезпечні природні явища. Вони є справжнім екологічним лихом та завдають великих матеріальних збитків (рис. 22.8).



Рис. 22.7. 1. Нітроген(IV) оксид – їдкий газ бурого кольору. 2. Ще далі в нагірній частині міста азотно-туковий випускає ржаво-руді лисячі хвости, отруєє небо. *Олесь Гончар*. То над Європою кислотні йдуть дощі... *Оксана Пахльовська*



Рис. 22.8. 1. Вітер не стихав, хмари пилюки все густішали. *Семен Склярєнко*.
2. У сусідньому селі повінь. Затопило хати, потрібна допомога. *Всеволод Нестайко*

Небезпечними для здоров'я є отруйні карбон(II) оксид (чадний газ), меркурій(II) оксид, плумбум(IV) оксид та чимало інших. Ось чому, щоб ефективно й безпечно використовувати оксиди, дуже важливо знати їхні фізичні й хімічні властивості та вплив на здоров'я людини і довкілля.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Оксиди – складні речовини, утворені двома елементами, одним з яких є Оксиген.
- Ступінь окиснення Оксигену в оксидах завжди –2.
- Символ Оксигену в хімічних формулах оксидів записують другим.
- Називаючи оксид за його хімічною формулою, записують назву хімічного елемента, у дужках – значення валентності елемента в оксиді (для елементів зі змінною валентністю) і слово *оксид*.
- Оксиди досить поширені у природі, їх застосовують у промисловості й повсякденному житті.
- Щоб ефективно й безпечно використовувати оксиди, дуже важливо знати їхні властивості та фізіологічну дію.

**Перевірте себе**

1. Які речовини називають оксидами? 2. Який ступінь окиснення Оксигену в оксидах?
3. Чи сполучені атоми Оксигену в оксидах між собою? 4. Як називають оксиди за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою? 5. Які оксиди називають вищими?

**Застосуйте свої знання й уміння**

1. Виберіть з переліку хімічні формули оксидів і назвіть їх за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою: N_2O_3 ; $CaCO_3$; H_2SO_4 ; Cu_2O ; Ag_2O ; N_2O_5 ; CrO_3 ; $COCl_2$; $NaOH$; $CaCO_3$; Na_2O_2 ; O_3 ; H_2S ; OF_2 .

2. Складіть хімічні формули оксидів за їхніми назвами: калій оксид, барій оксид, аурум(III) оксид; станум(IV) оксид; арсен(III) оксид; арсен(V) оксид; вольфрам(VI) оксид.

3. Проаналізуйте хімічні формули оксидів, наведені в тексті параграфа і завданнях до нього. Користуючися періодичною системою, визначте, які з них відповідають *вищим оксидам*.

4. Опишіть поширеність оксидів.

5. Складіть схему «Поширеність оксидів в оболонках Землі». Зазначте хімічні формули оксидів (див. рубрику «Цікаво і пізнавально»), уміст яких у кожній оболонці найбільший.

6. Схарактеризуйте фізичні властивості кількох (на власний вибір) оксидів.

7. За наведеною інформацією визначте, про які оксиди йдеться, запишіть їхні хімічні формули й назвіть за сучасною українською хімічною номенклатурою: а) утворюється під час згоряння сірникової головки; б) поглинається акваріумними рослинами під час фотосинтезу; в) міститься в цинковому білілі (біла олійна фарба).

8. Проаналізуйте наведені в параграфі відомості про оксиди й узагальніть їх у формі таблиці (назва оксиду, хімічна формула, агрегатний стан за звичайних умов, колір).

9. Поясніть, чому під час шліфування кристалів кварцу робітники мають надягати захисні окуляри й респіратори.

10. Визначте й порівняйте масові частки Оксигену в: а) фосфор(III) оксиді й фосфор(V) оксиді; б) ферум(II) оксиді і ферум(III) оксиді.

11. Обчисліть масу кристалу кварцу, кількість речовини силіцій(IV) оксиду в якому становить 0,5 моль.

12. У порції шліфувальної пасти масою 100 г міститься хром(III) оксид масою 60 г. Обчисліть кількість речовини (моль) хром(III) оксиду в порції цієї пасти масою 200 г.

13. Гранично припустимий уміст карбон(II) оксиду в повітрі промислових підприємств становить 0,00002 г/л. Обчисліть гранично припустиме число молекул цього газу в цеху, об'єм повітря в якому становить 1 000 000 м³.

14. *«Нарзан» – всесвітньо відоме джерело мінеральної води (курорт Кисловодськ). Щодоби це джерело дає близько двох з половиною мільйонів літрів мінеральної води, яка містить вуглекислий газ масою до 5 т. Обчисліть об'єм (м³) цієї порції газу (н. у.).

**Творча майстерня**

1. Проаналізуйте зміст етикеток товарів повсякденного вжитку, побутової хімії, лікарських препаратів. Знайдіть на етикетках та в інструкціях з використання товарів відомості про оксиди й підготуйте презентацію «Оксиди в дії».

2. Дізнайтеся, використовуючи різноманітні джерела інформації, які Е числа відповідають оксидам у складі харчових продуктів. Зберіть відомості про властивості й фізіологічну дію цих оксидів. Підготуйте проект «Що ми їмо».

§ 23. Хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів

Contraria sunt complementa (лат.).
Протилежності доповнюють одна одну.

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- класифікувати оксиди;
- наводити приклади основних, кислотних, амфотерних оксидів;
- характеризувати хімічні властивості основних, кислотних, амфотерних оксидів і складати відповідні рівняння реакцій;
- розрізняти несолетворні (CO , N_2O , NO , SiO) й солетворні (кислотні, основні, амфотерні) оксиди;
- установлювати генетичний зв'язок між простими речовинами й відповідними оксидами та їхніми гідратами;
- обґрунтувати залежність між складом, властивостями та застосуванням оксидів, оцінювати їхнє значення.

Класифікація оксидів. Ви вже вивчили хімічний склад оксидів і навчилися називати їх, ознайомилися з їхніми фізичними властивостями. А також дізналися про застосування деяких найважливіших представників цього класу неорганічних сполук. Класифікацію оксидів за їхнім складом та хімічними властивостями наведено на рис. 23.1.

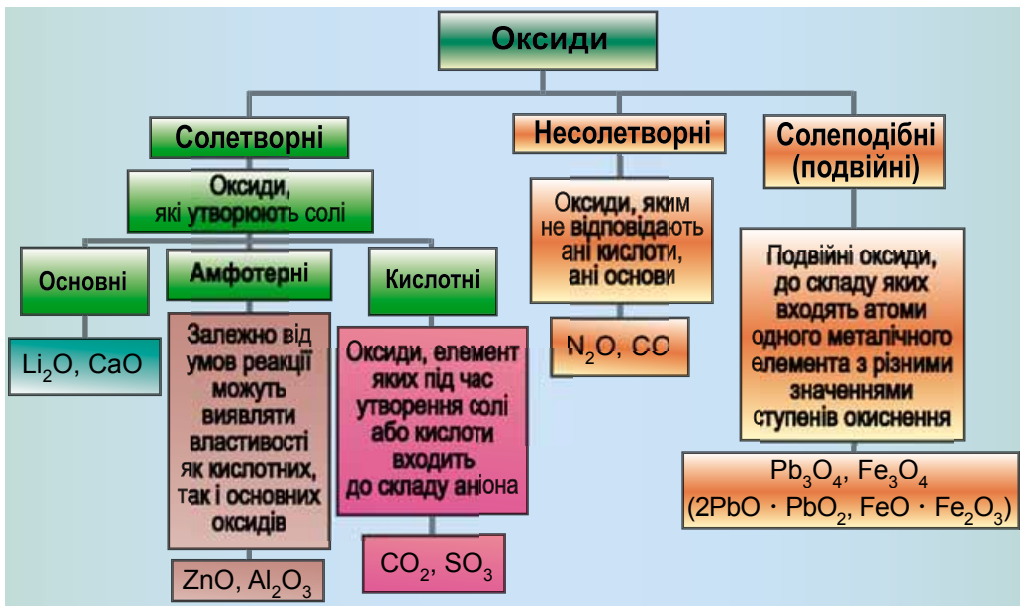


Рис. 23.1. Класифікація оксидів

До основних оксидів належать:

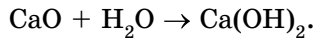
- оксиди всіх металічних елементів головної підгрупи першої групи;
- оксиди всіх металічних елементів головної підгрупи другої групи, починаючи з магнію ($\text{Mg} - \text{Ra}$);
- оксиди металічних елементів у нижчих значеннях валентності, наприклад MnO , FeO .

Хімічні властивості основних оксидів певною мірою відомі вам з курсу хімії 7 класу. Пригадайте: ви вивчали хімічні властивості води, її взаємодію з оксидами металічних і неметалічних елементів.

Основні оксиди, утворені лужними (IA підгрупа) і лужноземельними (IIA підгрупа, за винятком Берилію і Магнію) металічними елементами, взаємодіють з водою. Продуктом реакції є розчинна основа – луг:



Наприклад, унаслідок взаємодії кальцій оксиду з водою утворюється кальцій гідроксид:



На цій реакції ґрунтується процес гасіння вапна. Взаємодія кальцій оксиду з водою відбувається дуже бурхливо, супроводжується виділенням теплової енергії (рис. 23.2). Ось як описує цей процес Іван Франко у творі «Борислав сміється»: «В вапнярках шипіло та булькотіло вапно, немов лютилось, що його наперед спражено в огні, а тепер назад вкинено у воду».

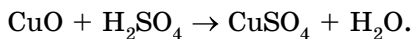


Рис. 23.2. 1. Реакція кальцій оксиду з водою. 2. Виявлення луку за допомогою розчину фенолфталеїну. 3. Гасіння вапна

Основні оксиди взаємодіють з кислотами, утворюючи сіль і воду:



Чорний порошок купрум(II) оксиду CuO помістимо в хімічний стакан. Доллемо трохи розведеної сульфатної кислоти. Для початку реакції одного контактування речовин недостатньо, потрібне нагрівання. Злегка нагріємо стакан з речовинами, не доводячи розчин до кипіння. У результаті реакції чорний порошок купрум(II) оксиду поступово зникає. Утворюється розчин блакитного кольору (рис. 23.3):



Ця реакція належить до реакцій обміну.



Реакція обміну – це реакція між двома складними речовинами, у результаті якої вони обмінюються своїми складовими частинами. Продукти реакції – дві нові складні речовини.

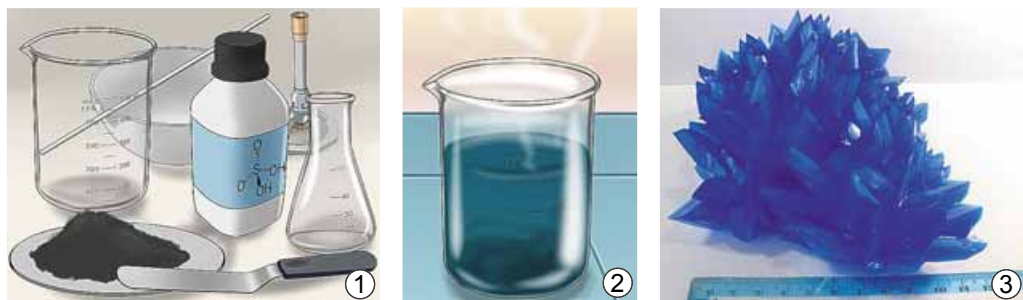
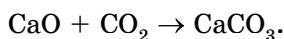


Рис. 23.3. Взаємодія купрум(II) оксиду з розведеною сульфатною кислотою. 1. Реактиви й обладнання. 2. Водний розчин продукту реакції – купрум(II) сульфату CuSO_4 . 3. Кристал мідного купоросу

Основні оксиди можуть взаємодіяти з кислотними і амфотерними оксидами, утворюючи солі:



Наприклад, унаслідок взаємодії кальцій оксиду з карбон(IV) оксидом утворюється кальцій карбонат:



Кислотними оксидами є більшість оксидів неметалічних елементів (SO_3 , P_2O_5 тощо). Вищі оксиди металічних елементів зі змінною валентністю також виявляють переважно кислотні властивості, наприклад: CrO_3 , Mn_2O_7 , V_2O_5 . Зв'язок між хімічними елементами, їхніми кислотними оксидами та гідратами оксидів зображено на рисунку 23.4.

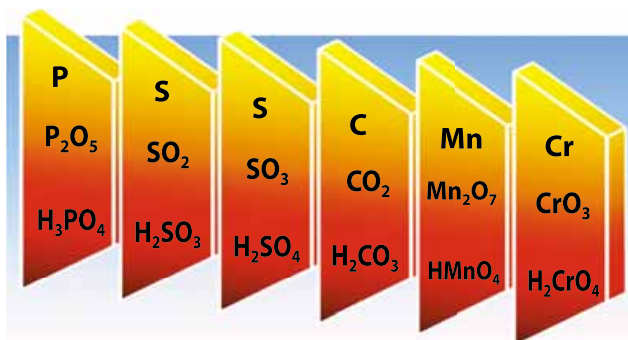
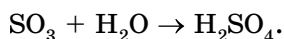


Рис. 23.4. Зв'язок між хімічними елементами, їхніми оксидами та гідратами оксидів

Хімічні властивості кислотних оксидів. Вам уже відомо, що кислотні оксиди можуть взаємодіяти з водою, утворюючи кислоти:



Так, продуктом реакції сульфур(VI) оксиду з водою є сульфатна кислота:



Унаслідок взаємодії фосфор(V) оксиду з водою утворюється ортофосфатна кислота (рис. 23.5):

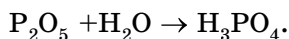


Рис. 23.5. Фосфор(V) оксид бурхливо реагує з водою. Метилевий оранжевий набув у водному розчині продукту реакції рожевого кольору

Зверніть увагу: силіцій(IV) оксид SiO_2 з водою не реагує!

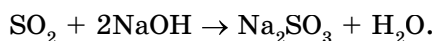


Перетворіть схему реакції фосфор(V) оксиду з водою на хімічне рівняння. До якого типу належать реакції оксидів з водою?

Кислотні оксиди взаємодіють з лугами. Продуктами реакції є сіль і вода:



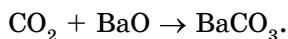
Наприклад, унаслідок взаємодії сульфур(IV) оксиду з натрій гідроксидом утворюється натрій сульфід і вода:



3. Кислотні оксиди можуть реагувати з основними оксидами, утворюючи солі:



Приміром, продуктом взаємодії карбон(IV) оксиду з барій оксидом є барій карбонат:



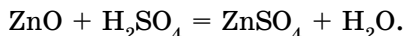
Щоб скласти рівняння цієї реакції, потрібно виконати такі дії:

- 1) визначити за формулою кислотного оксиду хімічну формулу відповідної йому кислоти, формулу кислотного залишку і його валентність;
- 2) визначити за формулою основного оксиду валентність металічного елемента;

3) скласти за валентністю формулу солі;

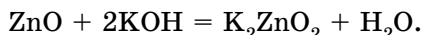
4) записати схему реакції і перетворити її на хімічне рівняння.

Хімічні властивості амфотерних оксидів. Амфотерні оксиди під час взаємодії з кислотою або кислотним оксидом виявляють властивості, характерні для основних оксидів. Так само, як основні оксиди, вони взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води. У результаті реакції цинк оксиду із сульфатною кислотою утворюються цинк сульфат $ZnSO_4$ і вода:

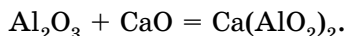


Амфотерні оксиди виявляють кислотні властивості в реакціях з лугами або з оксидами лужних і лужноземельних елементів. Унаслідок стоплення амфотерних оксидів з лугами утворюються сіль і вода.

Продуктами стоплення цинк оксиду з калій гідроксидом є калій цинкат і вода:



Унаслідок стоплення амфотерного й основного оксидів утворюється сіль. Якщо алюміній оксид стопити з кальцій оксидом, утвориться кальцій алюмінат:



Зверніть увагу: якщо металічний елемент виявляє кілька ступенів окиснення, то його оксид з нижчим ступенем окиснення виявлятиме, зазвичай, основні властивості, з вищою – кислотні, а з проміжною – амфотерні. Наприклад, хром(II) оксид CrO – основний, хром(III) оксид Cr_2O_3 – амфотерний, хром(VI) оксид CrO_3 – кислотний.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Найважливіші групи оксидів – основні, кислотні, амфотерні оксиди.
- У результаті реакцій кислотних оксидів з водою утворюються кислоти, а продуктами гідратації оксидів найбільш активних металічних елементів (Li, Na, K, Mg, Ca, Sr, Ba тощо) є луги.
- Продуктами реакції основних і кислотних оксидів між собою є солі.
- Основні оксиди взаємодіють з кислотами.
- Кислотні оксиди реагують з лугами.
- Амфотерні оксиди виявляють як основні, так і кислотні властивості.
- У реакції обміну реагенти – дві складні речовини. Під час перебігу реакції вони обмінюються складовими частинами. Продуктами реакції обміну є дві нові складні речовини.



Перевірте себе

1. На які групи класифікують оксиди? 2. Які оксиди називають основними? Кислотними? Амфотерними?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Класифікуйте оксиди FeO , SO_3 , Na_2O , CO_2 , N_2O_5 , BaO , P_2O_5 , SO_2 , Na_2O , K_2O , MnO .
2. Наведіть по два приклади основних, кислотних і амфотерних оксидів.
3. Назвіть найважливіші індикатори.

4. Схарактеризуйте хімічні властивості основних оксидів на прикладі літій оксиду.
5. Схарактеризуйте хімічні властивості кислотних оксидів на прикладі сульфур(VI) оксиду.

6. Оксид одного з хімічних елементів реагує з водою. У водному розчині продукту реакції фенолфталеїн набуває малинового забарвлення. Класифікуйте оксид. Поясніть, до якого класу неорганічних сполук належить продукт його гідратації.

7. Оксид одного з хімічних елементів реагує з водою. У водному розчині продукту реакції метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення. Класифікуйте оксид. Поясніть, до якого класу неорганічних сполук належить продукт його гідратації.

8. Відтворіть хімічні рівняння за наведеними фрагментами, визначте, які з них відповідають реакціям обміну: а) $\text{SO}_3 + \dots = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\dots + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{SiO}_2 + \dots = \text{CaSiO}_3$; г) $\text{CrO}_3 + \dots = \text{H}_2\text{CrO}_4$; д) $\dots + \text{FeO} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; е) $\text{HBr} + \dots = \text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

9. Складіть хімічні формули гідратів, які відповідають оксидам Калію, Магнію, Селену(IV), Хлору(VII).

10*. 2004 року в ЗМІ з'явилася повідомлення: «Наука приходить на допомогу кулінарії: винайдено упаковку, яка після відкорковування здатна розігріти харчі до потрібної температури. Між стінками бляшанки у двох окремих контейнерах містяться кальцій оксид і вода (рис. 23.6). Щойно бляшанку відкорковують – два реагенти змішуються й харчі нагріваються». Оцініть вірогідність цієї інформації, обґрунтуйте свою думку.



Рис. 23.6

11*. Для ліквідації шаруватих хмар застосовують сухий лід. Його розпорошують з висоти кількох тисяч метрів. Потрапляючи до хмар, частинки реагенту концентрують вологу навколо себе, «втягаючи» з хмар воду. У результаті практично відразу починається рясний дощ. Складіть рівняння реакції, яка відбувається під час перебігу описаного процесу. Спрогнозуйте забарвлення універсального індикаторного папірця в цій дощовій воді.

12*. Чи не найдавніший метод фарбування в білий колір – побілка. Цей простий і доступний прийом декоративної обробки крізь віки дійшов до наших днів. Не оминули його увагою й письменники. Марк Твен описав кумедну історію з побілкою паркану: «Том вийшов... із цебром вапна й довгим пензлем... Зітхнувши, він умочив у вапно пензель, провів ним по верхній дощці, потім проробив те саме знову й зупинився: як мізерно виглядала біла смужка порівняно з величезним простором нефарбованого паркану!»

З наведеного опису випливає, що для побілки використовували суміш гашеного вапна з водою. Така фарба із часом стає ще міцнішою, бо перетворюється на крейду. Пригадайте, який кислотний оксид міститься в повітрі, й складіть рівняння відповідної реакції.

13. «Увага! Негашене вапно необхідно зберігати в закритій тарі, захищеній від доступу вологи. Негашене вапно зберігати не більше 30 діб, тому що під час доступу повітря воно втрачає активність». Поясніть це застереження з інструкції щодо використання негашеного вапна. Складіть рівняння відповідних реакцій.

14. Обчисліть і порівняйте масові частки хімічних елементів у кислотних оксидах, формули яких наведено на рис. 23.1.

15. Обчисліть маси (г) основних оксидів, формули яких наведено на рис. 23.1, узятих кількістю речовини 0,5 моль.

16. Обчисліть кількість молекул та масу (г) одного з несолетворних оксидів, формули яких наведено на рис. 23.1, кількістю речовини 0,25 моль.

17. Обчисліть масу (г) кальцій карбонату, який утвориться внаслідок взаємодії кальцій оксиду масою 112 г з карбон(IV) оксидом.

18. Обчисліть об'єм (л) сульфур(IV) оксиду (н. у.), який прореагував з водою, якщо в результаті утворилася сульфітна кислота масою 164 г.



Теорча майстерня

Складіть сенкан на тему «Оксиди».



Дізнайтеся більше:

https://www.youtube.com/watch?v=D7mFRACCXnA&index=42&list=PL_QCOTUIndSHRZtffmNsbFIBq4MS3Arb

https://www.youtube.com/watch?v=M4qOC1hcanw&list=PL_QCOTUIndSHRZtffmNsbFIBq4MS3Arb&index=47

https://www.youtube.com/watch?v=s_rvqLEF9GY&list=PL_QCOTUIndSHRZtffmNsbFIBq4MS3Arb&index=48

https://www.youtube.com/watch?v=0YjuvtEt7Ns&index=51&list=PL_QCOTUIndSHRZtffmNsbFIBq4MS3Arb

<https://www.youtube.com/watch?v=fWrJy36i6QA>

<https://www.youtube.com/watch?v=2U7zzqittjU>

http://www.dailymotion.com/video/xam14w_%D0%B2%D0%B7%D0%B0%D0%B8m%D0%BE%D0%B4%D0%B5%D0%B9%D1%81%D1%82%D0%B2%D0%B8%D0%B5-%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%82%D0%BD%D1%8B%D1%85-%D0%BE%D0%BA%D1%81%D0%B8%D0%B4%D0%BE%D0%B2-%D1%81_school

<https://www.youtube.com/watch?v=m2-wbCGxHtl>

<https://www.youtube.com/watch?v=1t3GaPKH6jE>

§ 24. Основи: поширеність, склад, назви, фізичні властивості

...І, як у лузі, очищу з тебе домішки...

Біблія. Старий Завіт. Книга пророка Ісайї

Після вивчення параграфу ви зможете:

- називати основи за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою;
- наводити приклади розчинних і нерозчинних основ, розрізняти їх;
- складати формули цих сполук;
- характеризувати фізичні властивості основ та заходи безпеки під час роботи з ними;
- висловлювати судження про вплив лугів на навколишнє середовище і здоров'я людини.

Основи навколо нас, їхній склад. Грецький філософ Діоген Синопський удень блукав з ліхтарем. На запитання, кого він шукає, відповідає: «Людину». Щоб знайти *основи*, нам теж стане в пригоді ліхтарик, щоправда, електричний. Адже до складу його елементів живлення (батареєнок) входять *луги* – гідроксиди Натрію, Калію, Літію (рис. 24.1). Їхні хімічні формули NaOH, KOH, LiOH відповідно. Такі батареєнки мають напис *alkaline*. Це слово арабського походження й буквально означає «одержуваний із золи рослин».

Цікаво і пізнавально

Заміна в лужному акумуляторі калій гідроксиду на літій гідроксид зумовлює збільшення його терміну служби вдвічі.



Рис. 24.1. 1. Літій гідроксид. 2. Натрій гідроксид. 3. Калій гідроксид.
4. Елементи живлення містять гідроксиди Натрію, Калію, Літію

Тож озирніться навколо – побачите *основи*. Уже згадуваний *натрій гідроксид* – складник побутових та професійних засобів для очищення засмічених каналізаційних труб, видалення бруду з робочої поверхні газових й електричних плит, духовок і мікрохвильових печей (рис. 24.2). Малі дози цієї речовини містяться в лікарських та косметичних засобах.

Цікаво і пізнавально

Натрон – солono-лужне озеро на півночі Танзанії в регіоні Аруша, поруч із кордоном з Кенією. Залежно від рівня води її рН може становити від 9 до 10,5. Висока лужність і температура озера Натрон створюють такі умови, що тут можуть жити лише кілька видів тварин. А малі фламінго в такий спосіб захищаються від хижаків.

Магній гідроксид $Mg(OH)_2$ – компонент антацидних (проти печії) лікарських препаратів (рис 24.3).



Рис. 24.2. Натрій гідроксид $NaOH$ – складник засобів побутової хімії



Рис. 24.3. Магній гідроксид входить до складу антацидних препаратів

Для виготовлення будівельних розчинів здавна використовують гашене вапно – *кальцій гідроксид* $Ca(OH)_2$. Наприклад, до складу класичної венеціанської штукатурки входить гашене вапно, а також мікрочастинки природного мармуру. Поверхня матеріалу після повного висихання стає міцною і при цьому залишається паропроникною (рис. 24.4).



Рис. 24.4. Оздоблення стін ванної кімнати венеціанською штукатуркою дає змогу створити унікальне й оригінальне приміщення



Рис. 24.5. І залізо ржа з'їдає. Українське народне прислів'я

Ви, звичайно, знаєте, що під впливом вологи та кисню залізо ржавіє. Одним з продуктів цього процесу є речовина бурого кольору – ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (рис. 24.5). Він є представником *амфотерних гідроксидів*, про властивості яких ви незабаром дізнаєтеся.

Ферум утворює й інший гідроксид – нерозчинну основу, формула якої $\text{Fe}(\text{OH})_2$.



Проаналізуйте хімічну формулу ферум(III) гідроксиду й за аналогією спробуйте назвати основу, формула якої $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Відомі й інші основи, наприклад барій гідроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Його прозорий насичений водний розчин – баритову воду – використовують для виявлення оксидів Сульфуру(VI) і Карбону(IV).

Зауважимо, що основи – йонні сполуки. Вочевидь, ви помітили, що до складу всіх основ входить група атомів OH, її називають *гідроксильною групою*. Зверніть увагу, гідроксильна група одновалентна. Гідроксид-йон має заряд -1 : OH^- .

Аналіз хімічних формул основ підведе нас до висновку: *основи – складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами гідроксильних груп*.

З огляду на те, що гідроксильна група одновалентна, *число гідроксильних груп у структурній одиниці основи дорівнює валентності (або ступеню окиснення) металічного елемента в ній*.

Як назвати основу за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою? Зважаючи на те, що вам уже неодноразово траплялися назви основ, проаналізувавши їх, зможете легко засвоїти алгоритм їхнього складання. Адже він дуже подібний до алгоритму складання назв оксидів:

- 1) записуємо **назву металічного елемента** (у називному відмінку однини);
- 2) для металічного елемента зі **змінною валентністю** зазначаємо її в дужках після його назви (не робимо пробілу між назвою хімічного елемента і записом у дужках);

- 3) записуємо слово **гідроксид**.

Фізичні властивості основ. Класифікація основ. Ви одержали чимало інформації щодо основ, тож треба їх класифікувати. Критерієм класифікації основ є їхні властивості, зокрема розчинність у воді (рис. 24.6).

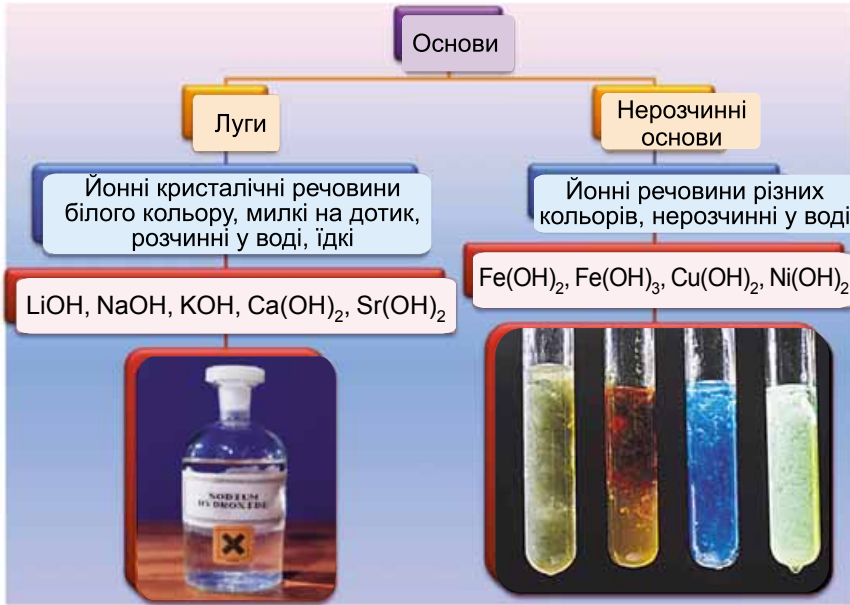


Рис. 24.6. Класифікація основ. На схемі зображено прозорий безбарвний розчин натрій гідроксиду й драглисті осаді ферум(II) гідроксиду, ферум(III) гідроксиду, купрум(II) гідроксиду, нікель(II) гідроксиду

Щоб дізнатися, не виконуючи дослідів, чи розчиняється та чи інша основа у воді, потрібно скористатися довідковою таблицею «Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді»¹ (рис. 24.7).

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
ОН ⁻		Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н

Р – розчиняється
М – мало розчиняється
Н – практично не розчиняється
- – сполука розкладається водою або не існує

Рис. 24.7. Як з таблиці «Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді» дізнатися, чи розчиняється основа у воді

¹ Цю таблицю розміщено у додатках.

Визначимо, наприклад, чи розчинним є плюмбум(II) гідроксид. Для цього знайдемо поміж формул катіонів йон Pb^{2+} , а поміж формул аніонів – йон OH^- . На перетині відповідних стовпчика й рядка у клітинці є позначка **H**. Це означає, що плюмбум(II) гідроксид – нерозчинна основа. У клітинці, яка відповідає натрій гідроксиду, є позначка **P**. Отже, натрій гідроксид розчиняється у воді. Кальцій гідроксид належить до лугів, хоча є малорозчинною (позначено літерою **M**) речовиною.



Використовуючи таблицю «Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді», визначте, чи правильно автори підручника навели на рис. 25.1 приклади нерозчинних основ.

Заходи безпеки під час роботи з лугами має знати кожна людина – адже ці речовини входять до складу багатьох побутових хімікатів, містяться в елементах живлення. Луги – їдкі речовини, вони руйнують шкіру, тканини, папір тощо. На уроках з основ здоров'я ви вивчали, що потрапляння лугів на шкіру та слизові оболонки спричиняє важкі хімічні опіки. Пригадайте правила поводження з їдкими речовинами та правила надання першої допомоги в разі хімічних опіків та неухильно їх дотримуйтесь!

ПРО ГОЛОВНЕ

- Основи – йонні сполуки.
- Гідроксильна група OH одновалентна. Гідроксид-йон має заряд -1 : OH^- .
- Основи – складні речовини, утворені катіонами металічних елементів та аніонами гідроксильних груп.
- Число гідроксильних груп у формулі основи дорівнює валентності металічного елемента в ній.
- Луги – йонні кристалічні речовини білого кольору, милкі на дотик, розчинні у воді, їдкі.
- Нерозчинні основи – йонні речовини різних кольорів.



Перевірте себе

1. Які речовини називають основами? 2. Яка формула гідроксильної групи? 3. Який заряд гідроксид-йона? 4. Де в повсякденному житті трапляються основи? 5. За якою ознакою класифікують основи? 6. Як назвати основу за сучасною українською хімічною номенклатурою?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Назвіть основи: $Ca(OH)_2$, $LiOH$, $Ni(OH)_2$.
2. Проаналізуйте хімічні формули, виберіть з їхнього переліку формули основ. Назвіть ці основи: $Mg(OH)_2$, MgO , $Sr(OH)_2$, $Cu_2(OH)_2CO_3$, $NaOH$, CaF_2 , $Mn(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $RbOH$, KOH . Класифікуйте їх.
3. Наведіть по два приклади розчинних і нерозчинних основ.
4. Складіть і запишіть хімічні формули купрум(I) гідроксиду, станум(II) гідроксиду, лантан(III) гідроксиду.
5. Схарактеризуйте фізичні властивості основ та заходи безпеки під час роботи з ними.

6. Поміркуйте й поясніть, чому під час роботи з гашеним вапном необхідно використовувати не лише захисні окуляри, рукавиці, спецодяг, а ще й респіратор або ватно-марлеву пов'язку.

7. *Чому на засобі для видалення жиру з кухонного начиння виробники помістили

такі знаки:



? Розшифруйте їх.

8. Обчисліть масові частки хімічних елементів у основах, формули яких наведено на рисунку 24.6.

9. Обчисліть масу (г) кальцій гідроксиду кількістю речовини 0,8 моль.

10. У стандартному пакетуку антацидного засобу «Маалокс» міститься магній гідроксид масою 0,6 г. Обчисліть кількість речовини (моль) магній гідроксиду в пакетуку.

11. У пакетуку засобу для прочищення засмічених зливних труб міститься натрій гідроксид кількістю речовини 1,75 моль. Обчисліть масу (г) цієї порції натрій гідроксиду.



Творча майстерня

1. Складіть сенкан на тему «Основи».
2. Створіть віртуальну колекцію об'єктів повсякденного вжитку, до складу яких входять основи.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=zuD1222sWvU>
<http://hitech.vesti.ru/news/view/id/7608>

§ 25. Хімічні властивості лугів: дія на індикатори, взаємодія з кислотами, кислотними оксидами, солями. Реакція нейтралізації

*Ще вивчати вам кислот, лугів глибінь.
Вітезслав Незвал. Переклад Євгена Дроб'язку*

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- характеризувати хімічні властивості лугів і складати відповідні рівняння реакцій;
- розпізнавати дослідним шляхом луги за допомогою індикаторів.

Під час вивчення хімічних властивостей оксидів ви дізналися про один зі способів добування та деякі хімічні властивості лугів. Пригадаймо: важливими хімічними властивостями лугів є **дія на індикатори, взаємодія з кислотними оксидами**.



Наведіть кілька прикладів рівнянь реакцій за участю: а) оксиду лужного елемента та води; б) кислотного оксиду та лугу. Класифікуйте ці реакції.

Щоб закріпити вміння виявляти луги в розчині, виконайте лабораторні досліди 2 і 3. Будьте обережні (див. рисунок 25.1)!

Вам видано штатив з пробірками (або пластину для крапельного аналізу), скляні палички, піпетки, промивалку з дистильованою водою, розчини натрій гідроксиду, калій гідроксиду, кальцій гідроксиду, засобу для

Рис. 25.1. Застережні знаки. **Завдання.** Розтлумачте зміст зображених застережних знаків. Поясніть, чому вони передують інструкції до лабораторних дослідів



прочищення засмічених каналізаційних труб, розбавлену хлоридну кислоту; універсальний індикаторний папір, розчини лакмусу та метилового оранжевого, сік однієї з рослин (буряка, червоного винограду, червонокачанної капусти тощо).



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 2

Дія розчинів лугів на індикатори

Виконайте досліди (за порадою вчителя – індивідуально або у складі малої навчальної групи): дослідіть, опишіть і порівняйте забарвлення індикаторів у дистильованій воді та в розчинах лугів. Для цього за допомогою скляної палички нанесіть по краплині досліджуваних розчинів на смужки індикаторного паперу. У пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) помістіть по 5 крапель розчинів лугів. У кожен заглибину долийте по 1 краплі розчину індикатора.

Результати спостережень запишіть до таблиці за зразком:

Індикатор	Забарвлення індикатора у				
	дистилюваній воді	розчині			
		натрій гідроксиду	калій гідроксиду	кальцій гідроксиду	засобу для прочищення каналізаційних труб
Універсальний індикаторний папір					
Фенолфталеїн					
Лакмус					
Метилловий оранжевий					
Сік					
.....					

Порівняйте хімічні формули лугів та визначте, чим вони подібні та чим відрізняються. Зробіть **висновок**, яка складова структурної одиниці лугів (катиони металічного елемента чи аніони гідроксильної групи) зумовлює загальну властивість лугів діяти на індикатори. Визначте, який з індикаторів є специфічним індикатором лужного середовища.

Взаємодія з кислотами – загальна властивість лугів. Пересвідчіться в цьому під час виконання лабораторного досліді.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 3

Взаємодія лугів з кислотами

Виконайте досліди (за порадою вчителя – індивідуально або у складі малої навчальної групи): дослідіть, опишіть і порівняйте властивість натрій гідроксиду і калій гідроксиду вступати в реакцію нейтралізації. Для цього у пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) з розчинами лугів, підфарбованих індикаторами (див. попередній дослід), піпеткою по краплях добавляйте хлоридну кислоту, щоразу перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою до появи змін. Стисло опишіть спостереження.

Порівняйте хімічні формули лугів та визначте, чим вони подібні та чим відрізняються.

Складемо схему реакції між лугом і кислотою. У реакцію вступають дві складні речовини – натрій гідроксид і хлоридна кислота. Під час реакції вони обмінюються складовими частинами (рис. 25.2):

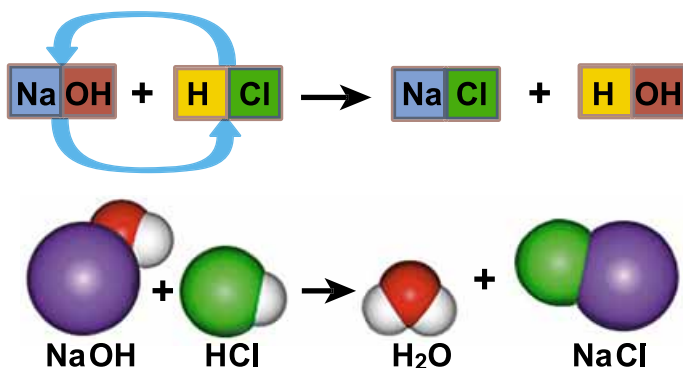


Рис. 25.2. Схематичне зображення реакції між натрій гідроксидом і хлоридною кислотою

Унаслідок цього утворюються дві нові складні речовини – натрій хлорид і вода.



Реакцію обміну між лугом і кислотою з утворенням солі і води називають реакцією нейтралізації.

Зверніть увагу: гідроксид-аніон зі структурної одиниці лугу переходить до складу молекули води. Катіон металічного елемента – до структурної одиниці солі.

Взаємодія лугів з кислотними оксидами вам уже відома. Застосуйте знання про цю їхню властивість, виконуючи завдання.

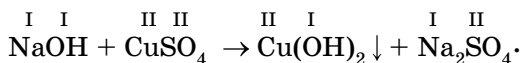


1. Поясніть, чому: а) розчини лугів не можна зберігати у відкритих посудинах; б) вапняна і баритова вода (насичені розчини кальцій гідроксиду та барій гідроксиду) унаслідок контакту з повітрям стають каламутними.

2. Запропонуйте спосіб очищення газуватих викидів ТЕЦ від карбон(IV) оксиду та сульфур(IV) оксиду.

Підтвердьте відповіді рівняннями хімічних реакцій, назвіть продукти реакцій, класифікуйте їх.

Ще одна важлива хімічна властивість лугів – взаємодія із солями в розчині. До розчину натрій гідроксиду добавимо розчин купрум(II) сульфату. Про перебіг реакції свідчить утворення блакитного драглистого осаду купрум(II) гідроксиду (рис. 25.3):



Зверніть увагу – реакція обміну між лугом і сіллю в розчині можлива, якщо хоча б один з продуктів реакції – нерозчинна сполука, наприклад:

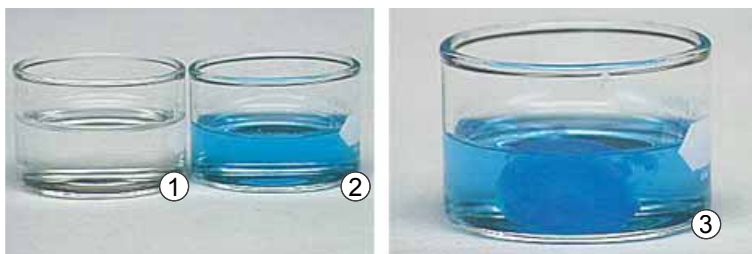
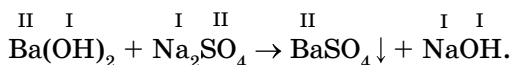


Рис. 25.3. Реакція між купрум(II) сульфатом і натрій гідроксидом у розчині. 1. Розчин натрій гідроксиду. 2. Розчин купрум(II) сульфату. 3. Осад купрум(II) гідроксиду. **Завдання.** Перетворіть схеми хімічних реакцій між солями і лугами в розчині на хімічні рівняння. Класифікуйте ці хімічні реакції

Аналогічно можна добути ферум(III) гідроксид (рис. 25.4).



Рис. 25.4. Реакція між ферум(III) хлоридом і натрій гідроксидом у розчині. 1. Розчин натрій гідроксиду. 2. Розчин ферум(III) хлориду. 3. Осад ферум(III) гідроксиду. **Завдання.** Наведіть приклади лугів та солей Феруму(III), у результаті взаємодії яких у розчині можна добути ферум(III) гідроксид. За потреби використайте таблицю розчинності. Складіть хімічні рівняння відповідних реакцій, класифікуйте їх

ПРО ГОЛОВНЕ

- У розчинах лугів індикатори змінюють своє забарвлення. Універсальний індикаторний папір набуває синього кольору, метиловий оранжевий – жовтого, лакмус – синього, а фенолфталеїн – малинового. Фенолфталеїн – специфічний індикатор лужного середовища.

- Луги вступають у реакцію нейтралізації з кислотами з утворенням солі та води.
- Продуктами реакції обміну між лугами і кислотними оксидами є сіль і вода.
- Важлива хімічна властивість лугів – взаємодія із солями в розчині. Ці реакції обміну між двома розчинними сполуками можливі, якщо хоча б один з продуктів реакції – нерозчинний.



Перевірте себе

1. Як виявляють луги в розчині? 2. Який індикатор є специфічним індикатором лужного середовища? 3. З якими речовинами реагують луги? 4. Що таке реакція нейтралізації? 5. За якої умови відбувається реакція лугів із солями в розчині?

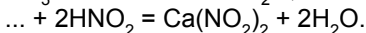
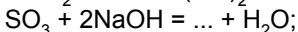
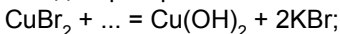


Застосуйте свої знання й уміння

1*. Прочитайте уривок літературного твору й прокоментуйте його. Поясніть, які висновки ви зробили для себе з прочитаного: «Ігорьок – так звати хлопчика – давній житель палати. В нього – непрохідність стравоходу. Три роки тому, недоглянуте мамою, дитя випило півбанки каустичної соди¹. Хлоп'я зовсім не знає смаку хрумкої шкоринки, зуби його не врізалися в м'якуш яблука, не розлузували горіхів. Во-ю тільки здогадується, яке то заласся, і відвертається, коли хтось при ньому розв'язує вузлика передачі». (Юрій Мушкетик. *Крапля крові*).

2. Схарактеризуйте хімічні властивості лугів, складіть відповідні рівняння реакцій.

3. Відтворіть рівняння хімічних реакцій за наведеними фрагментами:



4. Виберіть з переліку хімічні формули тих речовин, які реагують з натрій гідроксидом. Складіть рівняння відповідних реакцій та класифікуйте їх: CuCl_2 , BaO , SO_2 , HNO_3 , H_3PO_4 , Au , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KCl , FeSO_4 .

5*. Проаналізуйте зміст уривка повідомлення ЗМІ: «...у цьому населеному пункті у питній воді підвищений уміст солей, зокрема Феруму(III). Жінки хутора навчилися обробляти червону воду гашеним вапном і таким чином використовувати її для побутових потреб». Поміркуйте й спробуйте пояснити, для чого забруднену воду обробляють гашеним вапном. Використовуючи таблицю розчинності, складіть рівняння відповідних реакцій для трьох солей Феруму(III). Чи можна із цієї ж метою використати негашене вапно? Відповідь підтвердьте хімічними рівняннями.



Рис. 25.5

6*. Сталева арматура в бетоні захищена від корозії, оскільки цементний камінь має лужне середовище. На свіжих зламах бетону за допомогою індикатора можна визначити, чи достатня лужність для задовільного захисту від корозії. Розгляньте рисунок 25.5, поміркуйте й визначте, який індикатор було використано для визначення характеру середовища. Чи достатня, на вашу думку, лужність цементного каменю в цьому зразку для задовільного захисту від корозії.

7*. Проаналізуйте зміст уривка літературного твору: «Молодий торпедист, відчинивши під час

¹ Тривіальна назва натрій гідроксиду.

обходу двері до акумуляторного відділення, побачив, що там хлюпається кислота, і до смерті перелаявся. Згадавши, що каустична сода нейтралізує сірчану кислоту, він висипав до акумуляторної цілий сорокафунтовий пакет каустуку». (*Алістер Маклін. Оди-сея крейсера «Улісс»*).

Складіть рівняння реакції, описаної в цьому уривку, і класифікуйте її. Назвіть реагенти і продукти реакції.

8*. Проаналізуйте зміст уривка літературного твору: «Двоє в кают-компанії знімають кришку з першої батареї. У світлі аварійної лампи, що падає крізь люк, я бачу, що один з них тримає в лівій руці смужку синього лакмусового паперу, а правою направляє вимірювальний щуп, дістає його й змочує лакмусовий папірець. Я вилупився на цих двох, як на хлопчиків-служок біля вітваря під час урочистої меси.

Ледь чутно команди шефа:

– Негайно влийте туди розчин вапна. Потім з'ясуйте, скільки банок витекло!

Отже, у трюмній воді в акумуляторному відділенні міститься кислота». (*Букхайм Лотар-Гюнтер. Човен*).

Складіть рівняння реакції, описаної в цьому уривку, і класифікуйте її. Назвіть реагенти і продукти реакції. За потреби повторіть § 8. Поясніть, що дало підстави стверджувати, що у трюмній воді містилася кислота.

9. Обчисліть масу (г) калій гідроксиду, необхідного для повної нейтралізації розчину, який містить нітратну кислоту масою 126 г.

10. Обчисліть масу (г) гашеного вапна, необхідного для поглинання вуглекислого газу об'ємом 448 л (н. у).

11. Обчисліть масу (г) нікель(II) гідроксиду, який утвориться внаслідок реакції обміну між нікель(II) хлоридом кількістю речовини 0,5 моль і достатньою кількістю розчину натрій гідроксиду.



Творча майстерня

Поміж непоодиноких способів фальсифікування солодких газованих напоїв та лікєро-горіччаної продукції – застосування не передбачених нормативними документами синтетичних барвників і ароматизаторів, заміна натуральних компонентів рецептури на сурогати й інші замітники. Недобросовісні виробники замінюють натуральну сировину (плоди, ягоди, коріння, трави) синтетичною. Уміст синтетичних барвників можна визначити додаванням будь-якого лужного розчину: амоніаку, соди – в об'ємі, що перевищує об'єм напою. Різка зміна характеру середовища спричиняє зміну кольору натуральних барвників (червоного – на брудно-синій, фіолетового – на червоний і бурий). Натомість синтетичні барвники не змінюють кольору. Якщо додати луг до напоїв, які забарвлені в жовтий, жовтогарячий чи зелений кольори, та прокип'ятити, то після цього натуральні барвні речовини – каротин, каротиноїди, хлорофіл – зруйнуються, жовтий і жовтогарячий кольори напою зникнуть, а зелений перетвориться на боро- або темно-зелений. Колір синтетичних барвників за цих умов не зміниться.

Оцініть вірогідність цієї інформації. Подумайте, як перевірити її експериментально. Обговоріть план свого дослідження з учителем хімії, порадьтеся з батьками. Виконайте досліди та підготуйте презентацію за результатами дослідження.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=EL9xOrvPHiw>

<https://www.youtube.com/watch?v=9o-idyAoYhU>

<https://www.youtube.com/watch?v=3oQ348Hk3QA>

§ 26. Взаємодія нерозчинних основ з кислотами. Розкладання нерозчинних основ під час нагрівання

Кожне дослідження ґрунтується на порівнянні і використовує спосіб зіставлень.

Микола Кузанський

Після опрацювання параграфа ви зможете:

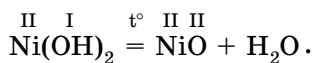
- характеризувати хімічні властивості нерозчинних основ і складати відповідні рівняння реакцій;
- обґрунтувати залежність між складом, властивостями та застосуванням основ.

Взаємодія нерозчинних основ з кислотами та розкладання під час нагрівання. Під час вивчення хімічних властивостей лугів ви пересвідчилися, що луги й нерозчинні основи виявляють подібні хімічні властивості. Однак нерозчинні основи мають й особливі властивості, не характерні для лугів. У цьому ви можете пересвідчитися, проаналізувавши зміст таблиці 26.1.

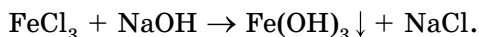
Таблиця 26.1

Хімічні властивості основ											
Луги	Нерозчинні основи										
1. Дія на індикатори											
Лакмус – синій	–										
Метилоранж – жовтий											
Фенолфталеїн – малиновий											
Універсальний індикаторний папір – синій											
2. Взаємодія з кислотними оксидами											
$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	–										
3. Взаємодія з кислотами (реакція нейтралізації)											
$\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$										
4. Реакція обміну із солями											
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ $3\text{NaOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaNO}_3$	–										
5. Термічне розкладання											
Для типових лугів не характерне, однак є винятки:											
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="text-align: center;">Хімічна формула основи</th> <th style="text-align: center;">Температура розкладання, °C</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: center;">LiOH</td> <td style="text-align: center;">930</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Mg(OH)₂</td> <td style="text-align: center;">близько 340</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Ca(OH)₂</td> <td style="text-align: center;">580</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">Ba(OH)₂</td> <td style="text-align: center;">1000</td> </tr> </tbody> </table>	Хімічна формула основи	Температура розкладання, °C	LiOH	930	Mg(OH) ₂	близько 340	Ca(OH) ₂	580	Ba(OH) ₂	1000	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \stackrel{t^\circ}{=} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Хімічна формула основи	Температура розкладання, °C										
LiOH	930										
Mg(OH) ₂	близько 340										
Ca(OH) ₂	580										
Ba(OH) ₂	1000										

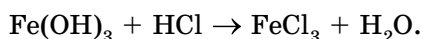
Переважаючі луги стійкі до термічного розкладання. А нерозчинні основи за нагрівання легко розкладаються на відповідний оксид і воду. Наприклад, за підвищеної температури об'ємний драглистий яблучно-зелений осад нікель(II) гідроксиду розкладається з утворенням твердої речовини чорного кольору – нікель(II) оксиду – і водяної пари:



Щоб дослідити властивості деяких нерозчинних основ, виконаємо дослід. Добудемо ферум(III) гідроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ взаємодією розчинів ферум(III) хлориду FeCl_3 і натрій гідроксиду NaOH :



Випадає бурий осад ферум(III) гідроксиду. Чи реагує він з кислотами? Додаємо до нього хлоридної кислоти:



Осад ферум(III) гідроксиду розчиняється, утворюється бурий розчин ферум(III) хлориду (рис. 26.1).



Рис. 26.1. Розчинення осаду ферум(III) гідроксиду (1) під дією хлоридної кислоти (2) з утворенням прозорого бурого розчину ферум(III) хлориду (3)

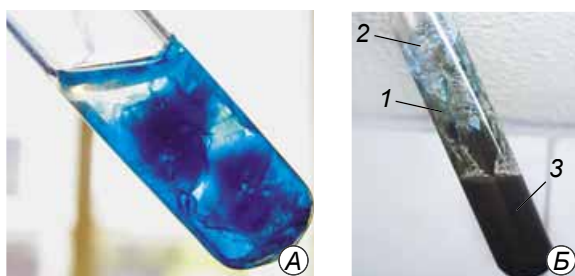


Рис. 26.2. Розкладання купрум(II) гідроксиду за нагрівання. А. Купрум(II) гідроксид. Б. Реакційна суміш після нагрівання. 1. Купрум(II) гідроксид, що не розклався. 2. Сконденсована водяна пара. 3. Завись купрум(II) оксиду.

Завдання. Перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння. Визначте, до якого типу належать ці реакції

Застосування нерозчинних основ зумовлене їхніми фізичними й хімічними властивостями. Наприклад, купрум(II) гідроксид використовують

для надійної дезінфекції кореневих каналів зубів, як засіб захисту рослин від шкідників та мікроскопічних грибів, пігмент для скла, емалей та полив, протраву під час фарбування, у виробництві деяких волокон.

Ферум(III) гідроксид застосовують як пігмент для очищення газів від водню сульфиду (сірководню), як антидимову присадку для дизельного пального. Нікель(II) гідроксид – складова лужних залізо-нікелевих або кадмій-нікелевих акумуляторів.



Поміркуйте й висловіть припущення, чому луги застосовують значно ширше, ніж нерозчинні основи.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Луги й нерозчинні основи виявляють подібні хімічні властивості: і луги, і нерозчинні основи реагують з кислотами з утворенням відповідних солей і води.
- Нерозчинні основи мають й особливі властивості, не характерні для лугів.
- За нагрівання нерозчинні основи розкладаються з утворенням оксиду і води.
- Застосування нерозчинних основ зумовлене їхніми фізичними й хімічними властивостями.



Перевірте себе

Наведіть приклади нерозчинних основ.



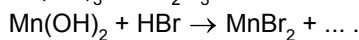
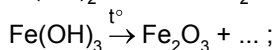
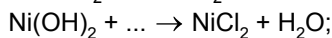
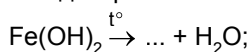
Застосуйте свої знання й уміння

1. Виберіть з переліку хімічні формули нерозчинних основ (за потреби скористайтесь таблицею розчинності): $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

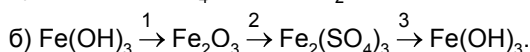
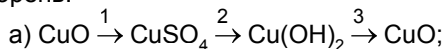
2. Схарактеризуйте хімічні властивості нерозчинних основ на прикладі: а) купрум(II) гідроксиду; б) ферум(III) гідроксиду. Складіть відповідні хімічні рівняння, назвіть реагенти і продукти хімічних реакцій.

3. Проаналізуйте зміст таблиці 26.1 і назвіть властивості нерозчинних основ: а) спільні з лугами; б) індивідуальні. Розв'язок завдання оформіть як діаграму Венна.

4. Відтворіть за наведеними фрагментами схем хімічних реакцій хімічні рівняння:



5. Складіть рівняння хімічних реакцій, які відповідають схемам послідовних перетворень:



6. Ферум(III) гідроксид використовують у виробництві складних фарб (коричнева Ван Дейка, червона Ван Дейка, «англійська коричнева», «шведська коричнева»). Поміркуйте й висловіть припущення, які властивості ферум(III) гідроксиду зумовили таке його застосування.

7. Оцініть і порівняйте значення лугів і нерозчинних основ.
8. Обчисліть кількість речовини (моль) нікель(II) оксиду, який є продуктом термічного розкладання нікель(II) гідроксиду кількістю речовини 6 моль.
9. Обчисліть масу (г) ферум(III) хлориду, який можна добути дією достатньої кількості хлоридної кислоти на ферум(III) гідроксид кількістю речовини 2,5 моль.
10. Обчисліть масу (г) сульфатної кислоти, яка витратиться на повну нейтралізацію купрум(II) гідроксиду кількістю речовини 4 моль.
11. Обчисліть масу (г) купрум(II) оксиду, який можна добути термічним розкладанням купрум(II) гідроксиду масою 49 г.
12. Обчисліть масу (г) магній гідроксиду, необхідного для добування магній оксиду масою 80 г.



Теорча майстерня

Складіть сенкан на тему «Нерозчинні основи».



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=4-QSmsaiR-Y>
<https://www.youtube.com/watch?v=3PLcEj3F1Z8>
https://www.youtube.com/watch?v=I_50Yj-ZVKU
<https://www.youtube.com/watch?v=qFy5IX6yHP0>

§ 27. Класифікація та фізичні властивості кислот. Заходи безпеки під час роботи з кислотами

*Стоїть посудина закоркована, кислота нікому
не шкодить. Перекинулася посудина, вилілася
кислота, проявилися її властивості.*

Василь Хомченко

Після вивчення параграфу ви зможете:

- називати кислоти за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою;
- описувати поширеність кислот у природі;
- характеризувати фізичні властивості кислот та заходи безпеки під час роботи з ними;
- наводити приклади оксигеновмісних і безоксигенових, одно-, дво-, триосновних кислот, розрізняти їх та складати їхні формули.

Кислоти навколо нас, їхній склад і назви. На початку формування хімічних знань кислотами називали кислі на смак речовини. Типовим представником кислот уважали оцет (ви, звичайно, пам'ятаєте, що це – водний розчин *оцтової*¹ кислоти). Оцтова кислота – *органічна речовина*. Її, так само як і чимало інших *органічних* кислот, з давніх-давен і по сьогодні використовують люди (рис. 27.1). Наприклад, у молочнокислих продуктах міститься *молочна кислота*, у лимонах – *лимонна*, у щавлі – *щавлева*. Ви безпомилково зможете назвати джерела інших органічних кислот – *яблучної, винної, мурашиної* тощо.

¹ За сучасною науковою українською хімічною номенклатурою – етанова кислота.



Рис. 27.1. Кислоти у природі. 1. Оцет – водний розчин оцтової кислоти.

2. Лимонна кислота. 3. Кефір містить молочну кислоту. 4. Незрілі яблука – джерело яблучної кислоти. 5. Мурашину кислоту в природі продукують мурашки

Цікаво і пізнавально

Яблучну кислоту вперше виділив шведський хімік Карл Вільгельм Шеєле в 1785 році з незрілих яблук. Вона також є у винограді, горобині, барбарисі, малині та ін. Рослини махорки і тютюну містять її у вигляді солей нікотину.

З розвитком хімічної науки і технологій було синтезовано чимало *неорганічних* кислот, найважливіші поміж них – сульфатна H_2SO_4 , нітратна HNO_3 , хлоридна HCl тощо. Деякі з неорганічних кислот виявили у природі. Мінеральні води багатьох джерел містять розчини кислот – карбонатної H_2CO_3 , сульфідної H_2S , сульфітної H_2SO_3 . До складу шлункового соку людини входить хлоридна кислота HCl .

Цікаво і пізнавально

Існує родина молюсків (*Tonnidae*), слинні залози яких виробляють секрет, що містить сульфатну й хлоридну кислоти (рис. 27.2).



Рис. 27.2. Молюск *Tonnidae*

Кислоти стали невід'ємною частиною повсякденного життя людини: так звані кислотні опади містять карбонатну, нітратну, сульфітну та сульфатну кислоти; газовані напої містять карбонатну кислоту, концентрована сульфатна кислота – складник автомобільних акумуляторів, ортофосфатна кислота H_3PO_4 входить до складу перетворювачів іржі, боратна (борна) кислота H_3BO_3 – компонент дезінфікувальних засобів та засіб боротьби з тарганами й хатніми мураками. Ацетилсаліцилова кислота – добре відомий усім лікарський препарат аспірин, аскорбінова кислота – вітамін С (рис. 27.3).



Рис. 27.3. Кислоти в повсякденному житті. 1. Кока-кола та багато інших солодких газованих напоїв містять ортофосфатну та карбонатну кислоти. 2. Сульфатна кислота – складник автомобільного акумулятора. 3. Аспірин – ацетилсаліцилова кислота. 4. Вітамін С – аскорбінова кислота

Проаналізуємо якісний і кількісний склад *неорганічних кислот* і спробуємо класифікувати їх. Очевидно, що *кислоти – складні речовини* (поясніть, чому). До складу всіх кислот входять **атоми Гідрогену**. Вони сполучені з *кислотними залишками* (таблиця 27.1).

Таблиця 27.1

Формула кислоти	HCl	H ₂ S	HNO ₃	H ₂ CO ₃	H ₂ SiO ₃	H ₂ SO ₃	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄
Назва кислоти	хлоридна	сульфідна	нітратна	карбонатна	силікатна	сульфітна	сульфатна	ортофосфатна
Кислотний залишок і його валентність	I Cl	II S	I NO ₃	II CO ₃	II SiO ₃	II SO ₃	II SO ₄	III PO ₄

Зверніть увагу: валентність кислотного залишку дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Також валентність кислотного залишку можна визначити за таблицею розчинності, де наведено відповідні аніони.

Класифікація та фізичні властивості кислот. Кислоти класифікують за різними ознаками. За якими саме? Незабаром ви дізнаєтеся, що атоми Гідрогену у складі кислот здатні заміщуватися атомами металічних елементів. На підставі цього кислоти класифікують за *основністю* (рис. 27.4).



1. Визначте у молекулі триосновної кислоти максимальне число атомів Гідрогену, які здатні заміститися атомами металічного елемента. 2. Визначте основність оцтової кислоти C₂H₄O₂, якщо в її молекулі лише один атом Гідрогену здатен заміститися атомом металічного елемента.

Продовжуючи аналізувати хімічний склад кислот, дійдемо висновку: кислоти можна класифікувати за наявністю в їхньому складі атомів Оксигену на *оксигеновмісні* та *безоксигенові* (рис. 27.5).

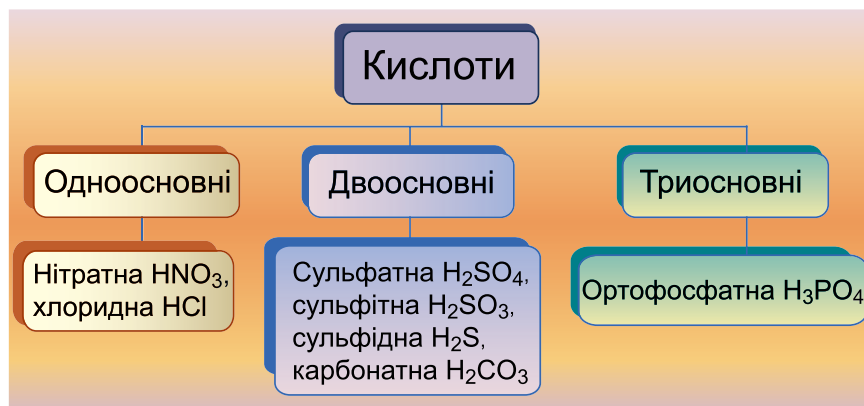


Рис. 27.4. Класифікація кислот за основністю: критерій класифікації – кількість атомів Гідрогену, здатних заміститися на атоми металічного елемента. У молекулах одноосновних кислот один атом Гідрогену здатен заміститися атомом металічного елемента, у молекулах двоосновних кислот два атоми Гідрогену здатні заміститися атомами металічного елемента

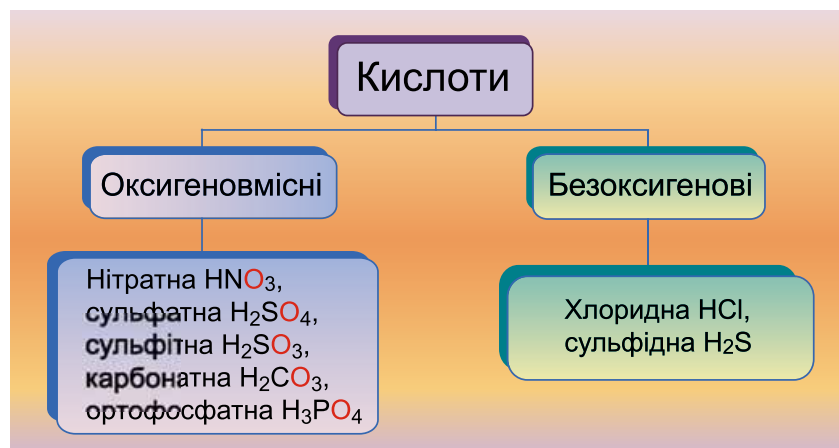


Рис. 27.5. Класифікація кислот за якісним складом: критерій класифікації – наявність атомів Оксигену

Також кислоти можна класифікувати за їхніми фізичними властивостями. Поміж них є рідини та тверді речовини (див. таблицю 27.2). Флуоридна, хлоридна, бромідна, йодидна, сульфідна кислоти – водні розчини газів – гідроген флуориду (фтороводню) HF , гідроген хлориду (хлороводню) HCl , гідроген броміду (бромоводню), гідроген йодиду (бромоводню) HBr та гідроген сульфідну (сірководню) H_2S відповідно.

Назви кислот за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою складаються з двох частин. Перша частина – прикметник у називному відмінку однини. Він характеризує елементний склад кислотного залишку. Друга частина назви – слово *кислота*. Наприклад, **хлоридна кислота**, **сульфатна кислота**. Назви найважливіших кислот та їхніх залишків наведено в таблиці 27.2.

Із цієї таблиці видно, що назви оксигеновмісних кислот мають суфікс **-ат-**, а назви безоксигенових кислот – суфікс **-ид-** або **-ід-**. У деяких випадках для оксигеновмісних кислот використовують суфікси **-ит-** або **-ім-**. Це роблять для того, щоб, наприклад, розрізнити сульфатну H_2SO_4 і сульфитну H_2SO_3 кислоти.

Щоб дізнатися, не виконуючи дослідів, чи розчиняється кислота у воді, потрібно використати довідкову таблицю «Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді» (рис. 27.6). У верхньому рядку таблиці містяться хімічні формули катіонів. У її лівому стовпчику – хімічні формули аніонів. Поміж них переважають саме аніони кислотних залишків. Визначмо, наприклад, чи розчинною є сульфатна кислота. Для цього поміж формул катіонів знайдемо йон H^+ , а поміж формул аніонів – йон SO_4^{2-} . На перетині відповідних стовпчика й рядка у клітинці є позначка **Р**. Це означає, що сульфатна кислота добре розчиняється у воді. У клітинці, яка відповідає силікатній кислоті, є позначка **Н**. Отже, ця кислота є нерозчинною речовиною.

**Розчинність основ, кислот,
амфотерних гідроксидів і солей у воді**

Аніони	Катіони								
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
OH^-									
Cl^-	Р								
Br^-	Р								
I^-	Р								
S^{2-}	Р								
SO_3^{2-}	Р								
SO_4^{2-}	Р								
PO_4^{3-}	Р								
CO_3^{2-}	Р								
SiO_3^{2-}	Н								
NO_3^-	Р								
CH_3COO^-	Р								

Р – розчиняється
М – мало розчиняється
Н – практично не розчиняється

Рис. 27.6. Фрагмент довідкової таблиці «Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді»

Зверніть увагу, що заряди катіонів і аніонів за абсолютною величиною збігаються зі значеннями валентності відповідних атомів чи атомних груп. Тож цю таблицю можна використовувати як довідкову під час складання хімічних формул, зокрема кислот.

Заходи безпеки під час роботи з кислотами. Чимало представників кислот – їдкі, отруйні речовини (рис. 27.7).

Тож під час роботи з ними потрібно використовувати захисний одяг, респіратор, окуляри та гумові рукавиці. Про небезпечність хімічних опіків, спричинених кислотами, та надання відповідної першої допомоги ви дізналися на уроках з основ здоров'я. Будьте особливо обережні під час роботи з реактивами та побутовими хімікатами, які містять кислоти!



Рис. 27.7. Сульфатна кислота миттєво роз'їдає полотнинку

ПРО ГОЛОВНЕ

- Кислоти – складні речовини.
- До складу всіх кислот входять атоми Гідрогену, сполучені з кислотними залишками.
- Валентність кислотного залишку дорівнює числу атомів Гідрогену в молекулі кислоти.
- Кислоти класифікують за основністю, за наявністю атомів Оксигену у складі молекул, за фізичними властивостями.
- Чимало представників кислот – їдкі, отруйні речовини.
- Під час роботи з їдкими отруйними кислотами необхідно використовувати захисний одяг, респіратор, окуляри та гумові рукавиці.

Перевірте себе

1. Які речовини називають кислотами? 2. Як класифікують кислоти за: основністю; складом кислотного залишку; фізичними властивостями? 3. Як називають кислоти за сучасною українською хімічною номенклатурою?

Застосуйте свої знання й уміння

1. Назвіть кілька кислот (на ваш вибір) за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою.
2. Опишіть поширеність кислот у природі.
3. Схарактеризуйте фізичні властивості кислот.
4. Обґрунтуйте заходи безпеки під час роботи з кислотами в лабораторії та в побуті.
5. Виберіть хімічні формули кислот з наведеного переліку: H_2SiO_3 , HCl , H_2SO_4 , NaOH , HI , HNO_3 , NO_2 , H_2SO_3 , H_2S , CO_2 , NH_3 . Визначте валентність кислотних залишків.
6. Запишіть хімічні формули кислот, до складу яких входять кислотні залишки: $\overset{\text{I}}{\text{I}}\text{O}_3$; $\overset{\text{I}}{\text{P}}\text{O}_3$; $\overset{\text{II}}{\text{Se}}\text{O}_3$; $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}\text{O}_4$; $\overset{\text{III}}{\text{As}}\text{O}_4$.
7. Визначте основність мурашиної кислоти CH_2O_2 , якщо в її молекулі лише один атом Гідрогену здатен замінитися атомом металічного елемента.
8. Наведіть приклади кислот: а) оксигеновмісних; б) безоксигенових; в) одноосновних; г) двоосновних; д) триосновних.
- 9*. Запишіть хімічні формули та назви кислот, моделі молекул яких зображено на рисунку 27.8. Визначте кислотні залишки у їхньому складі та валентність цих залишків.

Перевірте правильність виконання завдання за таблицею 27.2. Класифікуйте ці кислоти за кількісним і якісним складом.

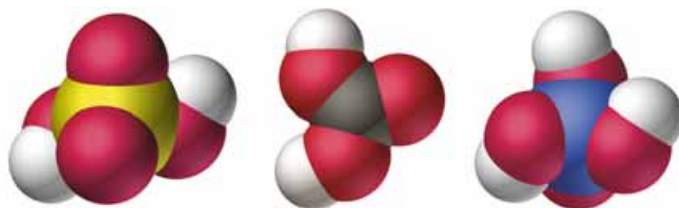


Рис. 27.8. Моделі молекул кислот

10. Висловіть припущення, чому на етикетках засобів для чищення сантехніки, видалення накипу тощо є застереження: «Надягніть захисні окуляри й рукавиці!».

11. Обчисліть масові частки хімічних елементів у кислотах, формули яких наведено в таблиці 27.1.

12. Обчисліть маси (г) та число молекул кислот, формули яких наведено в таблиці 27.1, у порціях цих речовин кількістю 2,5 моль.



Творча майстерня

1. На півдні Мексики у штаті Табаско є печера Освяченого духу – двокілометровий лабіринт у вапняку крейдового періоду. У печері зі стелі капає сульфатна кислота. Окрім цієї, у світі відомо лише дві подібні печери. Дізнайтеся, використовуючи різноманітні джерела інформації, про їхні назви і місце розташування.

2. На острові Флорес в Індонезії є озера, вода яких містить сульфатну і хлоридну кислоти. Дізнайтеся, використовуючи різноманітні джерела інформації, де існують у світі інші такі озера.

3. Сульфатну кислоту виявлено на деяких планетах Сонячної системи. Дізнайтеся, використовуючи різноманітні джерела інформації, на яких саме.

4. На острові Сицилія є Мертве озеро. Із дна озера б'ють два джерела концентрованої сульфатної кислоти. Поясніть, чому на берегах озера немає рослинності, а будь-яка істота, що потрапляє до нього, гине.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=HKCzeS5u1EQ>

<https://www.youtube.com/watch?v=QciCaa0I6TE>

<https://www.youtube.com/watch?v=4SUHJQaI7EE>

<https://www.youtube.com/watch?v=Ftd3U3EFD54>

§ 28. Хімічні властивості кислот: дія на індикатори, взаємодія з металами. Ряд активності металів. Реакції заміщення

Я ще забув докладно розповісти про води, що метали можуть їсти.

Джеффри Чосер. Переклад Костянтина Родигіна

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- розрізняти реакції заміщення;
- характеризувати деякі хімічні властивості кислот та складати відповідні рівняння реакцій;

- прогнозувати перебіг хімічних реакцій кислот з металами, використовуючи ряд активності;
- розпізнавати дослідним шляхом кислоти за допомогою індикаторів.

Дія на індикатори – важлива хімічна властивість кислот. Ви вже знаєте, що її використовують для виявлення представників цього класу неорганічних сполук у розчинах. Застосуйте ці знання під час виконання лабораторного дослідіду.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 4

Дія розчинів кислот на індикатори

Вам видано штатив з пробірками (або пластину для крапельного аналізу), піпетки, скляні палички, промивалку з дистильованою водою, оцет, розбавлену хлоридну кислоту, розчин сульфатної кислоти, розчин засобу для видалення накипу, універсальний індикаторний папір, розчини лакмусу та метилового оранжевого, сік однієї з рослин (буряка, червоного винограду, червонокочанної капусти тощо).

Виконайте дослідіди (за порадою вчителя – індивідуально або у складі малої навчальної групи): дослідіть, опишіть і порівняйте забарвлення індикаторів у дистильованій воді та в розчинах кислот. Для цього за допомогою скляної палички нанесіть по краплині досліджуваних розчинів на смужки індикаторного паперу. У пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) внесіть по 5 крапель розчинів кислот. У кожену комірку долийте по 1 краплі розчину індикатора.

Результати спостережень запишіть до таблиці за зразком:



Індикатор	Забарвлення індикатора у				
	дистильованій воді	хлоридній кислоті	оцті	розчині сульфатної кислоти	розчині засобу для видалення накипу
Універсальний індикаторний папір					
Лакмус					
Метилловий оранжевий					
Сік					
.....					

Порівняйте хімічні формули хлоридної і сульфатної кислот, пригадайте хімічні формули інших неорганічних кислот та визначте, чим вони подібні та чим відрізняються. Зробіть **висновок**, який складник молекул

кислот (атоми Гідрогену чи кислотний залишок) зумовлює загальну властивість кислот діяти на індикатори.

Взаємодія кислот з металами. Виконайте лабораторний дослід, щоб з'ясувати, які метали реагують з кислотами в розчині.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 5

Взаємодія хлоридної кислоти з металами

Вам видано штатив з пробірками (або пластину для крапельного аналізу), піпетки, скляні палички, скельця, пальник, пробіротримач, сталеві скріпки (дротинки), гранули цинку, ошурки магнію та міді, розбавлену хлоридну кислоту.

Виконайте досліди (за порадою вчителя – індивідуально або у складі малої навчальної групи): у пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) помістіть кусочки металів і додайте до них трохи розбавленої хлоридної кислоти. З'ясуйте, які з металів реагують з хлоридною кислотою, а який – не реагує. Помістіть за допомогою піпеток або скляних паличок по кілька крапель розчину продуктів реакцій на скельця й обережно нагрійте в полум'ї пальника до повного випаровування води.

Результати спостережень (+/-, ↑) запишіть до таблиці за зразком:

Метал	Здатність реагувати з хлоридною кислотою	Ознаки перебігу реакції
Mg		
Zn		
Fe		
Cu		

Порівняйте здобуті результати з положенням металів у таблиці «Ряд активності металів». Зробіть висновок, як за цією таблицею можна визначити, чи реагує метал з кислотою в розчині.

Зверніть увагу: таблицю «Ряд активності металів» склав М.М. Бекетов (рис. 28.1) на основі експериментальних даних.

Ряд активності металів

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au, Pt

→ послаблення відновних властивостей, активності →

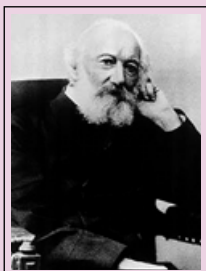


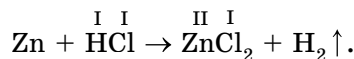
Рис. 28.1. Бекетов Микола Миколайович (1827–1911). Видатний науковець, засновник фізико-хімічної школи, академік Петербурзької АН (1886). Відкрив відновлення металів з їхніх оксидів, заклавши основи алюмінотермії. Виявив витіснення металів з розчинів їхніх солей воднем під тиском. Склали витискувальний ряд металів. Організував перші в Росії термохімічні лабораторії. Організував публічну бібліотеку в Харкові, Товариство поширення письменності і Товариство допомоги малозабезпеченим студентам, виступав з лекціями. Був президентом Російського фізико-хімічного товариства

Результати виконаних дослідів свідчать, що з кислотами в розчинах реагують ті метали, які в ряду активності розташовані до водню. Ви, воєвидь, звернули увагу, що продуктами реакції є безбарвний газ і кристалічна речовина (рис. 28.2). Саме вона залишається на скельці після випаровування води.



Рис. 28.2. 1. Взаємодія цинку з хлоридною кислотою. Продукти реакції: 2 – газуватий водень можна зібрати витісненням води; 3 – цинк хлорид кристалізується з розчину за нагрівання

Складемо схему цієї хімічної реакції:



У реакції заміщення реагентами є проста і складна речовини. Під час реакції атоми простої речовини заміщують атоми одного з хімічних елементів у складній речовині. Продуктами реакції є нові проста і складна речовини.



1. Складіть рівняння реакцій з хлоридною кислотою а) магнію; б) заліза (рис. 28.3). Зважте на те, що продуктом реакції хлоридної кислоти із залізом є сполука Феруму(II).

2. Виберіть з переліку схем хімічних реакцій ті, які відповідають реакціям заміщення:

- а) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2 \uparrow$;
- б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$;
- в) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$;
- г) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{W} + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;
- ж) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$.

Перетворіть схеми реакцій заміщення на хімічні рівняння.



Рис. 28.3. Взаємодія заліза з хлоридною кислотою. Продукти реакції – водень (безбарвний газ) та ферум(II) хлорид – речовина зеленого кольору

Отже, метали, які стоять у ряду активності до водню, витісняють його з кислот у їхніх водних розчинах. Продуктами реакції заміщення між металом і кислотою є сіль і водень.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Кислоти в розчинах виявляють за допомогою індикаторів.
- Ряд активності металів склав видатний хімік М.М. Бекетов на основі експериментальних даних.
- Активність металів зменшується в ряду активності зліва направо.
- З кислотами в розчинах реагують ті метали, які в ряду активності розташовані до водню.
- У реакції заміщення реагентами є проста і складна речовини. Під час реакції атоми простої речовини заміщують атоми одного з хімічних елементів у складній речовині. Продуктами реакції є нові проста і складна речовини.



Перевірте себе

1. Як виявляють кислоти в розчинах? 2. На основі чого складений ряд активності металів? 3. Як змінюється активність металів у ряду активності? 4. Які метали реагують з кислотами в розчинах? 5. Які реакції є реакціями заміщення?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Виберіть з переліку схем хімічних реакцій ті, які відповідають реакціям заміщення: а) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2 \uparrow$; б) $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2 \uparrow$; в) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$; г) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$; д) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{AlBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$; е) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$; ж) $\text{Mg} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{Fe}$. Перетворіть схеми реакцій заміщення на хімічні рівняння.

2. Схарактеризуйте відомі вам хімічні властивості кислот та складіть відповідні рівняння реакцій.

3. Відтворіть рівняння хімічних реакцій за наведеними фрагментами: а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2 \uparrow$; б) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$; в) $\text{Ni} + \dots \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$; г) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; д) $\text{Li}_2\text{O} + \text{HBr} \rightarrow \text{LiBr} + \dots$; е) $\text{Al} + \text{HBr} \rightarrow \text{AlBr}_3 + \dots$; ж) $\text{Mg} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

4. Виберіть з переліку метали, які реагують з розведеним розчином сульфатної кислоти: Mg, Pt, Fe, Fl, Au, Zn, Sn, Hg. Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

5. Спрогнозуйте, який з металів активніше реагуватиме з хлоридною кислотою – Mg чи Pb.

6. Виберіть ті метали, які не реагуватимуть з розведеним розчином сульфатної кислоти: Ca, Mg, Pt, Au, Zn.

7. Антін занурив смужку індикаторного паперу у зразок свіжого молока (рис. 28.4.1). Він залишив молоко в теплому місці й через кілька днів повторив спробу (рис. 28.4.2). Опишіть явища, які спостерігав Антін, і поясніть їхні причини.

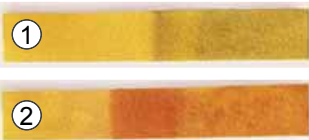


Рис. 28.4

8. У розчині засобу для видалення накипу метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення. Поясніть це явище.

9. Засіб для чищення сантехнічних виробів «Йорж» містить кислоту, а засіб для чищення газових плит цього самого виробника – луг. Поясніть, як експериментально можна розрізнити розчини цих засобів.

10. Марійка змішала буряковий сік з молоком. Суміш набула синього кольору. Спостерігаючи за цією сумішшю протягом кількох днів, Марійка помітила, що суміш поступово змінила колір на фіолетовий, а згодом – на рожевий. Поясніть імовірні причини спостережуваних Марійкою явищ.

11. Досвідчені господині завжди добавляють до страв зі столового буряка (борщів, салатів) лимонний сік або оцет. Вони мотивують це тим, що страви набувають привабливого червоного кольору. Оцініть доцільність застосування таких кулінарних хитрощів, обґрунтуйте свою позицію.

12. Спеціалісти з гігієни харчування не рекомендують зберігати компоти, кисломолочні продукти, квашену капусту в алюмінієвому або оцинкованому посуді. Оцініть доцільність таких застережень, обґрунтуйте свою позицію.

13. До переліку основних компонентів кока-коли входять сік лайма та ортофосфатна кислота. Проаналізуйте зміст рецепта й спрогнозуйте зміни, що відбудуться, якщо в кока-колу: а) занурити універсальний індикаторний папірець; б) помістити ошурки магнію. Перевірте свої прогнози експериментально.



Творча майстерня

Придумайте, як унаочнити реакцію заміщення. Це може бути рисунок, динамічна матеріальна модель, анімація, пантоміма тощо. Продемонструйте свій доробок однокласникам.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=M-TFaSaGYKg>
<https://www.youtube.com/watch?v=yOS45xk-58M>
<https://www.youtube.com/watch?v=oQz5YEsx7Fo>
<https://www.youtube.com/watch?v=eFjRpytza0E>
<https://www.youtube.com/watch?v=IsAG6pl2xPo>
<https://www.youtube.com/watch?v=TvllIG1FwjI>

§ 29. Хімічні властивості кислот: взаємодія з основними оксидами, основами, солями

Якщо шматок вапняку покласти в розведenu сірчану кислоту, то остання, з'єднуючись з вапном, утворює гіпс, а слабка газувата кислота випаровується.

Йоганн Гете

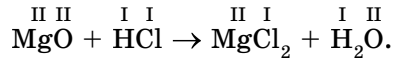
Після опрацювання параграфу ви зможете:

- характеризувати деякі хімічні властивості кислот та складати відповідні рівняння реакцій;
- висловлювати судження про зумовленість застосування кислот їхніми властивостями.

Взаємодія кислот з основними оксидами. На прикладі реакції купрум(II) оксиду з розведеною сульфатною кислотою ви дізналися, що основні оксиди вступають в реакцію обміну з кислотами. Продуктами реакції є сіль і вода. Розгляньмо ще одну реакцію за участю основного оксиду й кислоти. Вона, зокрема, відбувається в організмі людини, яка тамує печію, зумовлену підвищеною кислотністю шлункового соку, паленою магnezією – магній оксидом.

Щоб змоделювати лікувальну дію засобу для зниження кислотності, наллємо в хімічний стакан розведеної хлоридної кислоти і добавимо кілька крапель лакмусу. У кислому середовищі лакмус набуває червоного кольору. Невеликими порціями добавлятимемо до кислоти, підфарбованої індикатором, палену магnezію. Щоразу ретельно перемішуватимемо вміст хімічного стакана. Спостерігатимемо, як порошок магній оксиду розчинятиметься. Виявиться, що з добавлянням чергової порції магній оксиду червоне забарвлення реакційної суміші зміниться на фіолетове. Чому? Що відбулося?

Магній оксид прореагував з хлоридною кислотою – складником шлункового соку:



Продуктами реакції є магній хлорид і вода. Тобто кислотність середовища істотно зменшилась, бо хлоридна кислота витратилася на реакцію з магній оксидом.



Перетворіть схему реакції магній оксиду з хлоридною кислотою на хімічне рівняння.

Властивість кислот реагувати з основними оксидами використовують для очищення поверхні металевих виробів від оксидної плівки. Наприклад, до складу перетворювача іржі входить *ортофосфатна кислота*. Розбавлена *хлоридна кислота* – чи не найефективніший засіб для видалення оксидної плівки (декапування) під час виготовлення друкованих плат. Коли виготовляють дріт, мідні болванки спочатку піддають гарячому прокатуванню – перетворюють на катанку. Перш ніж витягувати дріт, катанку протравлюють у розчині *сульфатної кислоти*, щоб видалити з поверхні купрум(II) оксид.



Виберіть з переліку хімічні формули основних оксидів.

CaO; SO₂; Cl₂O₇; CO; P₂O₅; MnO; Ca(OH)₂; HClO; NO; CaCl₂; Li₂O; BaSO₄; NH₃; FeS; SO₃.

Складіть рівняння реакцій цих оксидів з: а) хлоридною; б) сульфатною; в) ортофосфатною кислотами. Назвіть реагенти і продукти реакцій. Поясніть, до якого типу належать реакції між основними оксидами та кислотами.

Реакція кислот з лугами вам уже відома. Під час виконання лабораторного дослідження «Взаємодія лугів з кислотами в розчині» ви добавляли до розчину лугу кілька крапель фенолфталеїну. Для чого? Це потрібно було зробити тому, що ознаки перебігу реакції *нейтралізації* не очевидні – адже розчини і реагентів, і продуктів безбарвні. Щоб пересвідчитися, що реакції між кислотами й лугами відбуваються, використаємо індикатор. Заповнимо довгу тонку скляну або пластикову трубку розчином універсального індикатора. В один отвір трубки введемо три краплі розбавленої хлоридної кислоти і закоркуємо. Уведемо стільки само розчину натрій гідроксиду до другого отвору й також закоркуємо його¹. Перевернемо

¹ Обидва розчини об'ємом 1 л містять розчинені речовини кількістю речовини по 0,02 моль.

трубку кілька разів. Про перебіг реакції свідчить зміна забарвлення універсального індикатора на межі контакту кислоти та лугу (рис. 29.1).



Рис. 29.1. Зміна забарвлення універсального індикатора на межі контакту кислоти та лугу. **Завдання.** Обчисліть маси (г) натрій гідроксиду та гідроген хлориду, які містяться в порціях використаних розчинів об'ємами по 1 л

Взаємодія з основами – також загальна властивість кислот. Продуктами цих реакцій, так само як і в попередньому випадку, є відповідні солі та вода. Якщо, наприклад, долити хлоридну кислоту до осадів гідроксидів Купруму(II), Феруму(II), Феруму(III), Кальцію, вони перетворяться на розчинні хлориди (рис. 29.2).

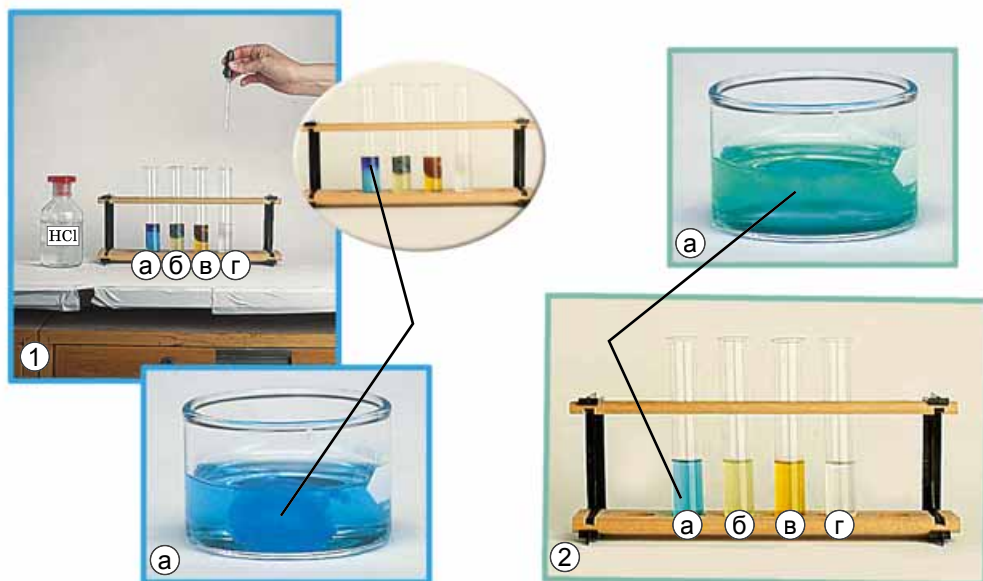
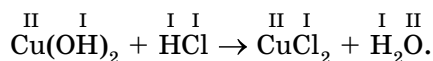


Рис. 29.2. 1. Реагенти. Хлоридна кислота та осаді гідроксидів: а) Купруму(II); б) Феруму(II); в) Феруму(III); г) Кальцію. 2. Продукти реакцій. Розчини хлоридів а) Купруму(II); б) Феруму(II); в) Феруму(III); г) Кальцію

Запишемо схему реакції купрум(II) гідроксиду з хлоридною кислотою. Продукти цієї реакції – купрум(II) хлорид і вода:



1. За цією схемою проаналізуйте число та склад реагентів і продуктів реакції, класифікуйте її. 2. Перетворіть схему реакції на хімічне рівняння. 3. За аналогією складіть рівняння реакцій з хлоридною кислотою гідроксидів Феруму(II): а) Феруму(III); б) Кальцію.

Взаємодія кислот із солями певною мірою знайома вам з курсу хімії 7 класу – ви спостерігали й описували зовнішні ефекти реакцій між

кислотами (лимонною, оцтовою) та солями (питною содою, крейдою). Розгляньмо реакції кислот із солями докладніше. Складова черепашок, яєчної шкаралупи – кальцій карбонат. Якщо подіємо на нього хлоридною кислотою, спостерігатимемо певні зовнішні ефекти перебігу хімічної реакції (опишіть їх за рисунком 29.3). Суть цієї хімічної реакції полягає в перегруповуванні атомів з утворенням нових речовин – кальцій хлориду, карбон(IV) оксиду (вуглекислого газу) і води.



Рис. 29.3. 1, 3. Кальцій карбонат у природних об'єктах.
2, 4. Взаємодія хлоридної кислоти з кальцій карбонатом

Запишемо схему реакції між хлоридною кислотою та кальцій карбонатом: $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$. Очевидно, що в цій реакції дві складні речовини обмінюються складовими частинами і утворюються дві нові складні речовини. Однак цей запис суперечить нашим спостереженням – адже поміж продуктів реакції має бути вуглекислий газ. Річ у тім, що карбонатна кислота – нестійка сполука й легко розкладається на карбон(IV) оксид і воду: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Тобто сумарна схема реакції між хлоридною кислотою та кальцій карбонатом матиме вигляд: $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.



1. Перетворіть схеми цих реакцій на хімічні рівняння. 2. Сульфідна кислота також нестійка сполука. Пригадайте, який кислотний оксид відповідає їй. Складіть рівняння реакції між хлоридною кислотою та калій сульфідом. 3. Сульфідна кислота – водний розчин газу – сірководню H_2S . Складіть рівняння хімічної реакції між натрій сульфідом і хлоридною кислотою. Назвіть солі – продукти цих реакцій.

Отже, сильні та/або нелеткі кислоти витісняють слабкі та/або леткі кислоти з їхніх солей. Про сутність понять «сильні й слабкі кислоти» ви докладно дізнаєтеся у 9 класі. Класифікацію кислот за силою та леткістю відображає схема, зображена на рисунку 29.4.

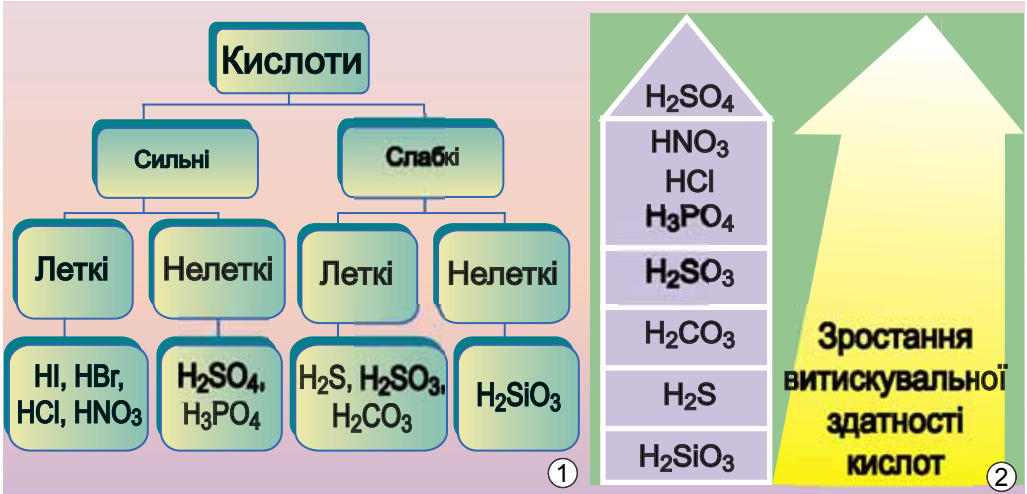
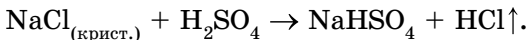


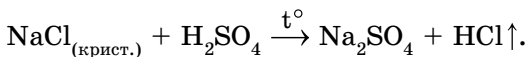
Рис 29.4. 1. Класифікація кислот. 2. Витискувальний ряд кислот

Ви, звичайно, пам'ятаєте, що хлоридна кислота – це водний розчин гідроген хлориду (хлороводню). У хімічних лабораторіях цей їдкий задушливий газ добувають дією концентрованої сульфатної кислоти на кристалічний натрій хлорид (рис. 29.5).

За звичайних умов відбувається хімічна реакція, яку описує схема:



За нагрівання реакція відбувається за такою схемою:



Перетворіть на хімічні рівняння схеми цих реакцій. Класифікуйте їх.

Гідроген хлорид (хлороводень) можна зібрати в колбу витісненням повітря.



1. Обчисліть відносну молекулярну масу гідроген хлориду та його відносну густину за повітрям. 2. Поясніть, догори отвором чи догори дном треба розташувати посудину для збирання хлороводню витісненням повітря.



Рис. 29.5. Добування хлороводню й розчинення цього газу у воді.

1 – кристалічний натрій хлорид; 2 – концентрована сульфатна кислота; 3 – газовивідна трубка, по якій надходить хлороводень; 4 – вода, підфарбована метиловим оранжовим

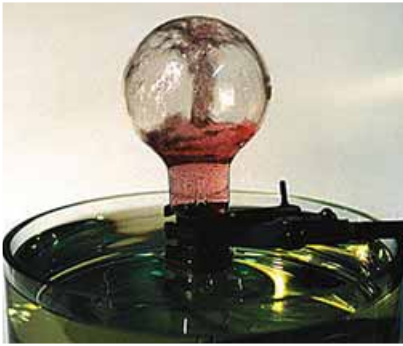
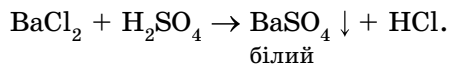


Рис. 29.6. Хімічний фонтан.

Завдання. 1. Розгляньте рисунки 29.5 і 29.6. Поясніть, чому змінилося забарвлення індикатора. 2. Поміркуйте й висловіть думку, чому у приладі для добування хлороводню (рис. 29.5) пластикова лійка не повинна торкатися поверхні води у кристалізаторі

з утворенням барій сульфату, який випадає в осад. Другим продуктом цієї реакції є хлоридна кислота:



Тобто реакція у розчині між кислотою та сіллю можлива, якщо хоча б один з її продуктів не розчиняється у воді.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Здатність кислот реагувати з основними оксидами використовують для очищення поверхні металевих виробів від оксидної плівки.
- Взаємодія з основами – загальна властивість кислот. Продуктами цих реакцій обміну є відповідні солі та вода.
- У реакції нейтралізації беруть участь основа та кислота. Продукти цієї реакції – сіль і вода. Реакція нейтралізації – різновид реакції обміну.
- Сильні та/або нелеткі кислоти витісняють слабкі та/або леткі кислоти з їхніх солей.
- Реакція в розчині між кислотою та сіллю можлива, якщо хоча б один з її продуктів не розчиняється у воді.



Перевірте себе

1. З якими речовинами реагують кислоти? 2. До якого типу належать ці реакції?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Схарактеризуйте хімічні властивості кислот на прикладі хлоридної кислоти, складіть відповідні рівняння реакцій.

2. Поясніть на конкретних прикладах зумовленість застосування кислот їхніми хімічними властивостями.

3. Установіть відповідність між вихідними речовинами та продуктами реакції:

Реагенти:	Продукти реакції:
<i>варіант I</i>	
1) $\text{BaO} + \text{HNO}_3$	а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	б) $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3) $\text{KOH} + \text{HNO}_2$	в) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
<i>варіант II</i>	
4) $\text{Zn} + \text{HBr}$	г) $\text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$	д) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6) $\text{NaOH} + \text{HNO}_2$	е) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
	ж) $\text{CuSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	з) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	и) $\text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Складіть рівняння відповідних реакцій і класифікуйте їх.

4. Установіть відповідність між наведеними фрагментами хімічних рівнянь і типами хімічних реакцій.

Фрагменти рівнянь реакцій:	Реакції:
<i>варіант I</i>	
1) $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	а) сполучення
2) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \dots$	б) розкладу
3) $\text{CaO} + \dots = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	в) заміщення
<i>варіант II</i>	
4) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \dots$	г) обміну
5) $\text{Na}_2\text{S} + \dots = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$	
6) $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \dots$	

Відтворіть рівняння реакцій за наведеними фрагментами.

5. Виберіть з переліку хімічні формули речовин, які реагують з хлоридною кислотою: BaCO_3 , MgO , SO_2 , KOH , Zn , Na_2SiO_3 , Au , HNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$. За потреби використайте таблицю розчинності та ряд активності металів. Складіть рівняння відповідних реакцій, класифікуйте їх.

6. Виберіть з переліку ті речовини, які реагують з розбавленою сульфатною кислотою: літій оксид, магній, калій карбонат, платина, калій сульфід, ферум(II) оксид, алюміній, барій гідроксид. За потреби скористайтеся таблицею розчинності та рядом активності металів. Складіть рівняння відповідних реакцій, класифікуйте їх.

7. До складу іржі входять ферум(III) оксид та ферум(III) гідроксид. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються під час оброблення іржавої поверхні кузова автомобіля перетворювачем іржі, головний складник якого – ортофосфатна кислота.

8. На відкритому повітрі на поверхні міді утворюється тонка щільна плівка, яка містить купрум(I) оксид (коричневу патину) і купрум(II) оксид – чорну патину. Шар



Рис. 29.7. Руйнування мармурової скульптури під впливом кислотних дощів

благородної патини захищає поверхню міді від подальшого руйнування. Поміркуйте, чи доцільно використовувати для очищення бронзових скульптур і пам'ятників хлоридну кислоту. Підтвердьте свою думку рівняннями реакцій.

9. Під впливом кислотних дощів руйнуються мармурові скульптури (рис. 29.7). Наведіть кілька прикладів хімічних рівнянь, які описують цей процес, класифікуйте відповідні хімічні реакції.

10. До складу засобу для прочищення засмічених каналізаційних труб входять натрій гідроксид і натрій карбонат. Засіб для чищення сантехнічних виробів містить хлоридну кислоту. Поясніть, чому не можна використовувати ці два

засоби одночасно. Відповідь підтвердьте хімічними рівняннями.

11. Запишіть рівняння реакції, яка відбувається у шлунку за участю кальцій карбонату – одного з компонентів антацидного препарату.

12. Обґрунтуйте, чому відбувається реакція між аргентум(I) нітратом і хлоридною кислотою. За потреби використайте таблицю розчинності.

13. Використовуючи таблицю розчинності, наведіть приклади рівнянь реакцій за участю солі та кислоти, якщо один з продуктів реакцій – осад.



Творча майстерня

Складіть сенкан на тему «Кислоти».



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=bCFLI4B3h3g>

<https://www.youtube.com/watch?v=x5e8e99-IV1>

<https://www.youtube.com/watch?v=eDscbZadP8w>

§ 30. Солі (середні), їхня поширеність у природі та практичне значення, склад, назви, фізичні властивості

*До нас в науку! Ми навчим,
Почому хліб і сіль почім!*

Тарас Шевченко

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- називати солі за сучасною українською хімічною номенклатурою;
- наводити приклади середніх солей, складати формули цих сполук та розрізняти їх;
- описувати поширеність солей у природі;
- характеризувати фізичні властивості й оцінювати значення солей;
- висловлювати судження про вплив солей на навколишнє середовище і здоров'я людини.

Солі навколо нас, їхній склад. Найвідомішою й найбільш широко вживаною сіллю є кухонна сіль – *натрій хлорид* NaCl (рис. 30.1).

Ви можете записати на дошці формулу кухонної солі, використовуючи іншу сіль – *кальцій карбонат* CaCO_3 – крейду (рис. 30.2).

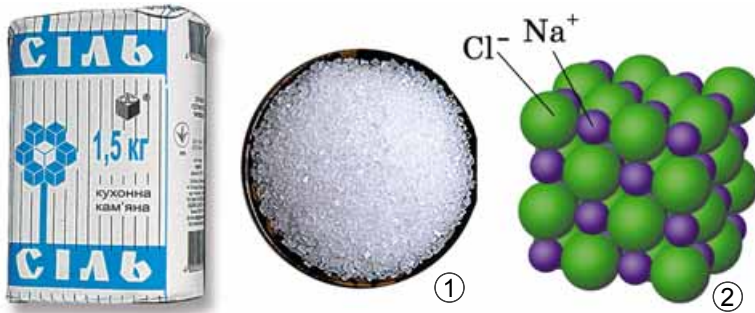


Рис. 30.1. 1. Кухонна сіль. 2. Будова кристала натрій хлориду



Рис. 30.2. Кальцій карбонат у складі крейди й мармуру. 1. Шкільна крейда. 2. Пам'ятник княгині Ользі на Михайлівській площі Києва виготовлено з білого мармуру

Кальцій карбонат – головний складник мармуру та шкаралупи курячого яйця. Він, так само як і *магній карбонат* $MgCO_3$ та *алюміній ортофосфат* $AlPO_4$, входить до складу антацидних (проти печії) лікарських засобів. *Натрій гідрогенкарбонат* $NaHCO_3$ – питна сода – також є *сіллю*. І *натрій карбонат* Na_2CO_3 – пральна (кальцинована) сода, і *аргентум(I) нітрат* $AgNO_3$ (ляпіс), і *ферум(III) хлорид* (хлорне залізо) – представники *солей* (рис 30.3).



Рис. 30.3. 1. Харчова сода. 2. Пральна (кальцинована) сода

Силікатний клей (розчинне скло) є водним розчином солей – *натрій силікату* Na_2SiO_3 і *калій силікату* K_2SiO_3 . *Натрій флуорид* NaF додають до зубної пасти для профілактики карієсу. *Калій нітрат* KNO_3 і *натрій нітрат* NaNO_3 – мінеральні добрива. У харчовій промисловості *натрій нітрит* NaNO_2 (харчову добавку Е 250) додають до м'ясних виробів для надання їм привабливого рожевого кольору. Проте важливо пам'ятати, що ця речовина небезпечна для здоров'я, перевищення її гранично допустимого вмісту в продуктах спричиняє отруєння організму. *Магній сульфат* MgSO_4 (карловарська, або англійська, сіль) і *натрій сульфат* Na_2SO_4 (глауберова сіль) – послаблювальні засоби. *Калій йодид* KI – компонент препаратів для лікування захворювань щитовидної залози. Разом з іншою сіллю – *калій йодатом* KIO_3 – його використовують для збагачення харчових продуктів Йодом. *Калій хлорат* KClO_3 (бертолева сіль) – складник сірникових головок і піротехнічних сумішей.

Цікаво і пізнавально

Йодування солі та інших продуктів харчування є основою національних програм із ліквідації йододефіциту в 120 країнах світу, зокрема в Україні.

Солі – досить поширені у природі сполуки. Води морів і океанів, мінеральні й ґрунтові води містять солі – хлориди, карбонати, сульфати, нітрати тощо. Солі є в крові і фізіологічних рідинах живих організмів, входять до складу зубів і кісток. Мінерал флюорит – кристали солі кальцій флуориду CaF_2 .



Рис. 30.4. Солі в нашому житті. 1. Натрій флуорид – складник зубних паст. 2. Кальцій флуорид – головний компонент мінералу флюориту. Його використовують в оптиці, плавильній промисловості, для виготовлення ювелірних виробів

Аналізуючи хімічний склад солей, легко дійти висновку, що солі – складні речовини. Зауважимо, що всі солі – *йонні сполуки*. *Середні солі складаються з катіонів металічних елементів й аніонів кислотних залишків*.

Як назвати сіль за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою? Алгоритм такий:

1. Записуємо **назву металічного елемента** (у називному відмінку однини).
2. Для хімічних елементів зі **змінною валентністю** зазначаємо її в дужках після назви хімічного елемента (не робимо пробілу між назвою хімічного елемента і записом у дужках).
3. Записуємо назву **кислотного залишку** (у називному відмінку однини). Однак чимало солей мають тривіальні назви.



Знайдіть поміж наведених назв солей тривіальні, дізнайтеся про їхнє походження.

Формули солей складають з урахуванням валентності металічних елементів і кислотних залишків. Сумарна валентність катіонів металічного елемента у структурній одиниці солі дорівнює сумарній валентності аніонів кислотного залишку. Наприклад, сумарна валентність катіонів Алюмінію і сульфат-аніонів у структурній одиниці алюміній сульфату дорівнює 6: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2(\overset{\text{II}}{\text{SO}}_4)_3$. Послідовність складання хімічної формули солі, наприклад кальцій ортофосфату, така:

Записуємо поруч символ металічного елемента та формулу кислотного залишку.



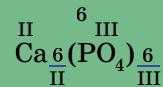
Зазначаємо валентність металічного елемента та кислотного залишку.



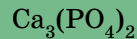
Обчислюємо найменше спільне кратне для значень валентності металічного елемента та кислотного залишку.



Шляхом ділення найменшого спільного кратного на валентність обчислюємо відповідні індекси.



Записуємо хімічну формулу солі.



Фізичні властивості солей. За звичайних умов усі солі – кристалічні речовини. Про розчинність солей у воді можна дізнатися з довідкової таблиці (*пригадайте, якої саме*).



Порівняйте розчинність магній нітрату, плюмбум(II) сульфату і аргентум(I) хлориду. Складіть хімічні формули цих солей.

Солі забарвлені в різні кольори, тому чимало з них використовують як пігменти для виготовлення фарб (рис. 30.5).



1



2

Рис. 30.5. 1. Солі використовують як пігменти у складі фарб. 2. Кіновар притягує і манить нас, як вогонь, на який людина завжди готова жадібно дивитися. Василь Кандинський

Цікаво і пізнавально

У країнах Давнього Сходу меркурій(II) сульфід HgS – кіновар – називали кров'ю дракона.

Солі мають різний смак: натрій хлорид, калій хлорид, натрій сульфат – солоний, магній сульфат – гіркий, а берилій хлорид і плумбум(II) ацетат – солодкий.



Дізнайтеся, використовуючи різноманітні джерела інформації: а) який хімічний елемент спочатку було запропоновано назвати Гліцинієм і чому; б) де застосовують речовину, яку алхіміки називали «цукор-сатурн».

Однак пам'ятайте, що куштувати речовини на смак у хімічних лабораторіях заборонено! Це стосується й побутових хімікатів. Поміж солей є порівняно безпечні речовини, які використовують як харчосмакові добавки, розпушувачі тіста тощо. Проте існує чимало отруйних солей. Зокрема, дуже небезпечними є солі Плумбуму(II), Нікелю(II), Меркурію(II), Кадмію(II) тощо. Тож потрібно бути особливо обережними під час роботи з ними, не допускати їхнього потрапляння в довкілля у складі промислових відходів і побутового сміття.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Солі – досить поширені у природі сполуки. Їх широко застосовують у техніці й повсякденному житті.
- Усі солі – йонні сполуки.
- Середні солі складаються з катіонів металічних елементів й аніонів кислотних залишків.
- За стандартних умов усі солі – кристалічні речовини.
- Про розчинність солей у воді можна дізнатися з довідкової таблиці «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді».
- Солі забарвлені в різні кольори, різні на смак.
- Поміж солей є порівняно безпечні речовини, проте існує чимало отруйних солей. Тож потрібно бути особливо обережними під час роботи з ними.



Перевірте себе

1. Які речовини називають середніми солями? 2. Які кристалічні ґратки в солей?
3. Яка послідовність складання хімічної формули солі? 4. Як назвати сіль відповідно до сучасної української хімічної номенклатури? 5. Опишіть поширеність солей у природі.



Застосуйте свої знання й уміння

1. Назвіть солі за їхніми хімічними формулами: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CuCl , CuSO_4 , Na_2SO_3 , FeS , K_3PO_4 .
2. Наведіть три приклади середніх солей.
3. Складіть хімічні формули солей, які можуть бути утворені катіонами металічних елементів і аніонами кислотних залишків, наведеними в таблиці «Розчинність кислот, основ, амфотерних гідроксидів і солей у воді». Назвіть ці солі.

4. Проаналізуйте хімічні формули: LiOH , H_2SO_4 , MgO , HI , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, CaSO_4 , MgBr_2 , SO_2 , MgSO_4 , KHSO_4 , KOH , H_3PO_4 , Al_2O_3 , HBr , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, BaS , KBr , SiO_2 , FeSO_4 . Класифікуйте ці речовини. Чи є поміж наведених хімічні формули речовин, які ви не змогли класифікувати? Про що це свідчить?

5. Схарактеризуйте фізичні властивості солей. Поміркуйте й спробуйте пояснити, які властивості солей зумовили їхнє використання як пігментів для виготовлення фарб.

6. Оцініть значення солей у житті людини.

7. Відомо, що жовта та червона полива декоративного порцелянового та керамічного посуду містить солі Плюмбуму та Кадмію. Поясніть, чому такий посуд не можна використовувати для приготування та зберігання їжі.

8. Висловіть судження про вплив солей на навколишнє середовище і здоров'я людини.

9. Обчисліть масові частки хімічних елементів у солях, формули яких наведено в тексті параграфа.

10*. Одна таблетка антацидного препарату «Ренні» містить кальцій карбонат масою 0,6 г і магній карбонат масою 0,125 г. Обчисліть кількості речовини (моль) цих солей в упаковці з 48 таблеток препарату. Який об'єм (л) карбон(IV) оксиду (н. у.) утвориться, якщо таблетка засобу повністю розчиниться у шлунковому соку?

11. Препарат «Регідрон» використовують для лікування проносу в дітей. В одному пакету цього лікарського засобу, окрім інших компонентів, міститься натрій хлорид кількістю речовини 0,06 моль і калій хлорид кількістю речовини 0,03 моль. Обчисліть маси (г) цих солей у пакету.

12. У йододефіцитних регіонах використовують йодовану кухонну сіль. Її виготовляють, додаючи до натрій хлориду масою 100 кг калій йодид масою 2,5 г. Обчисліть масові частки (%) солей у цій суміші.



Теорча майстерня

1. Підготуйте презентацію «Солі-пігменти в майстерні художника».

2. Разом з однокласниками підготуйте для молодших школярів роз'яснювальний захід «Велика шкода від маленької батарейки».



Дізнайтеся більше:

https://www.youtube.com/watch?v=PJ_LnxUvPgU

<https://www.youtube.com/watch?v=hRqfN8cElt0>

<https://www.youtube.com/watch?v=Siml7-fonP0>

<https://www.youtube.com/watch?v=KayGZHiXiNo>

§ 31. Хімічні властивості середніх солей: взаємодія з кислотами, лугами, іншими солями, металами

Немає доли без солі.

Українське народне прислів'я

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- характеризувати хімічні властивості середніх солей і складати відповідні рівняння реакцій;
- прогнозувати перебіг хімічних реакцій солей з металами, використовуючи ряд активності.

Реакції середніх солей з кислотами та лугами вам уже відомі. Щоб закріпити набуті знання й уміння, виконайте тестове завдання та лабораторні досліді (за порадою вчителя – індивідуально або в малій навчальній групі).



Установіть відповідність між лівими і правими частинами схем хімічних реакцій. Перетворіть схеми хімічних реакцій на хімічні рівняння. Класифікуйте хімічні реакції, назвіть реагенти та продукти.

Реагенти:

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CuSO}_4$
- 2) $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 5) $\text{Mg} + \text{HCl}$

Продукти реакції:

- а) $\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
- г) $\text{BaS} + \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{BaSO}_4 \downarrow + \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- е) $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
- ж) $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- з) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- і) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

Увага! Під час виконання лабораторних дослідів для кращого спостереження використовуйте контрастний екран. Якщо досліди виконуєте у пробірках, беріть по 5 крапель розчинів реагентів.

Якщо дослід виконуєте в заглибинах пластини, то досить узяти по 2–3 краплі розчинів реагентів.

Будьте особливо обережні під час роботи з їдкими та отруйними речовинами! (Рис. 31.1).

Вам видано штатив з пробірками або пластину для крапельного аналізу, піпетки скляні палички, чорно-білий екран; розчини гідроксидів Натрію і Калію, купрум(II) сульфату, ферум(III) хлориду, натрій карбонату, кальцій хлориду.



Рис. 31.1



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 6

Взаємодія солей з лугами в розчині

Завдання. Виконайте досліди і з'ясуйте, за яких умов відбуваються до кінця реакції між солями та лугами в розчині. Під час виконання дослідів використовуйте таблицю розчинності та витискувальний ряд кислот. Опишіть спостереження, складіть рівняння пророблених реакцій.

1. У пробірку налейте розчин купрум(II) сульфату й додайте розчин натрій гідроксиду.

2. У пробірку налейте розчин ферум(III) хлориду й додайте розчин калій гідроксиду.

Взаємодія між середніми солями в розчині відбувається за умови, що хоча б один із продуктів реакції є нерозчинною сполукою. Наприклад, унаслідок змішування двох безбарвних розчинів – плюмбум(II) нітрату й калій йодиду – утворюються дві солі. Одна з них – розчинна сполука, а інша випадає у вигляді яскраво-жовтого осаду (рис. 31.2).

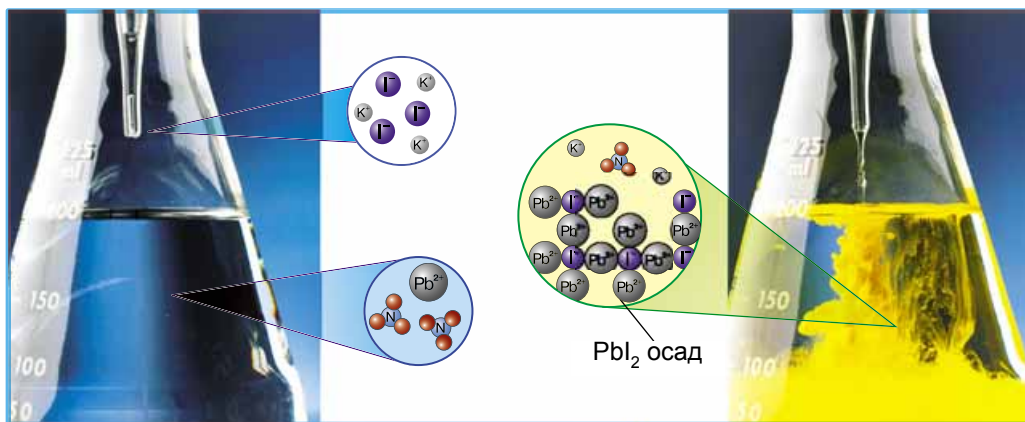


Рис. 31.2. Реакція плюмбум(II) нітрату й калій йодиду в розчині.
Завдання. Перетворіть схему реакції плюмбум(II) нітрату й калій йодиду $KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow KNO_3 + PbI_2$ на хімічне рівняння

Щоб пересвідчитися, за яких умов можлива **реакція обміну між солями в розчині**, виконайте лабораторний дослід.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 7

Реакція обміну між солями в розчині

Вам видано штатив з пробірками або пластину для крапельного аналізу, піпетки, скляні палички, чорно-білий екран; розчини натрій сульфату, натрій хлориду, аргентум(I) нітрату, натрій карбонату, кальцій хлориду, барій нітрату.

Завдання. Виконайте досліди і з'ясуйте, за яких умов реакції обміну між солями у розчині відбуваються до кінця. Під час виконання дослідів використайте таблицю розчинності. Опишіть спостереження, складіть рівняння пророблених реакцій.

1. У пробірку налейте розчин натрій сульфату й додайте розчин барій нітрату.

2. У пробірку налейте розчин натрій хлориду й додайте розчин аргентум(I) нітрату.

3. У пробірку налейте розчин натрій карбонату й додайте розчин кальцій хлориду.

4. У пробірку налейте розчин натрій карбонату й додайте розчин барій нітрату.

Здатність середніх солей взаємодіяти в розчині з металами можна спрогнозувати за довідковою таблицею «Ряд активності металів». Що лівіше

розташований метал у цьому ряду, то він активніший. Тобто витіснятиме з розчинів солей метали, розміщені правіше від нього. Наприклад, алюміній витіснятиме мідь з розчину купрум(II) сульфату (рис. 31.3):



Рис. 31.3. Алюмінієва фольга поступово вкривається шаром міді. Розчин знебарвлюється – адже другим продуктом реакції є безбарвний алюміній сульфат

Мідь витісняє срібло з розчину аргентум(I) нітрату, але не реагує з цинк нітратом у розчині (рис. 31.4):

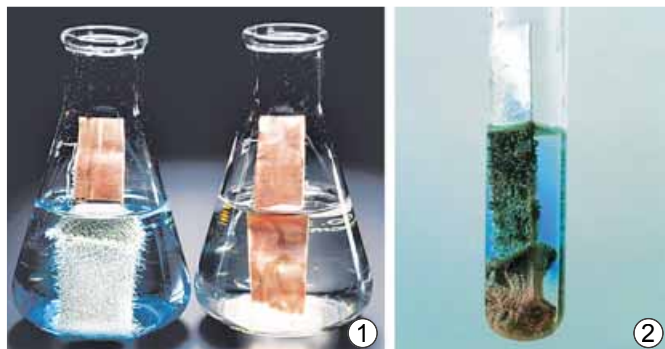
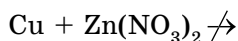
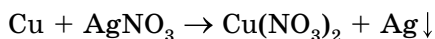
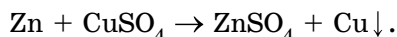


Рис. 31.4. Мідь витісняє срібло з розчину аргентум(I) нітрату, але не реагує із цинк нітратом у розчині. 2. Цинк витісняє мідь з розчину купрум(II) сульфату

Натомість цинк витіснятиме мідь з розчину купрум(II) сульфату:



Перетворіть схеми реакцій металів із солями в розчинах на хімічні рівняння. Назвіть реагенти і продукти хімічних реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 8

Взаємодія металів із солями у водному розчині

Вам видано штатив з пробірками або пластину для крапельного аналізу, піпетки, скляні палички, черно-білий екран; розчини купрум(II) сульфату, цинк сульфату, залізо, цинк, мідь.

Завдання. Дослідіть здатність металів витіснити один одного з розчинів солей. Під час формулювання висновків скористайтеся довідковою таблицею «Ряд активності металів». Опишіть спостереження, складіть рівняння пророблених реакцій.

Досліди 1–4. Трохи нахилиючи пробірки, обережно помістіть у першу з них кусочок заліза, у другу – цинку, у третю й четверту – міді. Налийте у перші дві пробірки порції розчину купрум(II) сульфату об'ємом по 1,5 мл, у третю й четверту – такі самі порції розчину цинк сульфату. Опишіть спостереження, складіть рівняння реакцій, які відбулися. Порівняйте здатність металів витіснити один одного з розчинів солей, сформулюйте висновок.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Хімічні реакції між двома солями та сіллю й лугом у розчині можливі за умови, що хоча б один із продуктів реакції – нерозчинна сполука.
- Також можлива реакція в розчині між кислотою та сіллю, якщо хоча б один з її продуктів не розчиняється у воді.
- Сильні та/або нелеткі кислоти витісняють слабкі та/або леткі кислоти з їхніх солей. Ці реакції належать до реакцій обміну.
- Здатність середніх солей взаємодіяти в розчині з металами можна спрогнозувати за довідковою таблицею «Ряд активності металів». Що лівіше розташований метал у цьому ряду, то він активніший. Тобто витіснить з розчинів солей метали, розміщені правіше від нього. Ці реакції належать до реакцій заміщення.



Перевірте себе

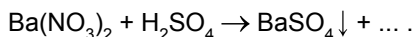
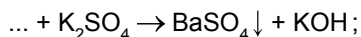
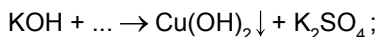
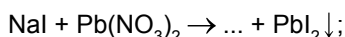
1. З якими речовинами реагують середні солі? **2.** За якої умови можливі реакції між двома солями, сіллю й лугом у розчині? **3.** За якої умови можливі реакції в розчині між кислотою та сіллю? **4.** До якого типу належать реакції між двома солями, сіллю й лугом, сіллю й кислотою в розчині? **5.** Як спрогнозувати здатність середніх солей взаємодіяти в розчині з металами?



Застосуйте свої знання й уміння

1. Схарактеризуйте хімічні властивості середніх солей, складіть відповідні рівняння реакцій.

2. Відтворіть хімічні рівняння за наведеними фрагментами схем хімічних реакцій:



Назвіть реагенти та продукти хімічних реакцій, класифікуйте ці реакції.

3. Карбонати Кальцію й Магнію часто трапляються у глинах, які застосовують для виробництва керамічної цегли. Їх легко виявити за виділенням вуглекислого газу під час дії на глину хлоридної кислоти. Складіть відповідні хімічні рівняння, назвіть реагенти та продукти хімічних реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.

4. «Книжка дуже поповнена, уся у сметані. Сметана та взялася струпом. Хімічний дослід того струпа виявив, що то – крейда». *Остап Вишня*. Поміркуйте й опишіть хімічний дослід, який підтвердив би, що досліджувана «сметана» містила кальцій карбонат. Складіть відповідне хімічне рівняння. Назвіть реагенти та продукти хімічної реакції, класифікуйте її.

5. Складіть рівняння хімічних реакцій, які відбуваються під час занурення цинкової пластинки в розчин: а) натрій хлориду; б) аргентум(I) нітрату; в) калій карбонату; г) купрум(II) хлориду.

6. Батьки доручили студентам Наталці й Сергію виготовити розчин купрум(II) сульфату для обприскування фруктових дерев на присадибній ділянці. Студенти засперечалися: Наталка запропонувала виготовити розчин в оцинкованому відрі, а Сергій – у пластмасовому. Хто з них має рацію? Долучіться до дискусії й обґрунтуйте свою позицію.

7. Алхіміки вважали, що існують речовини, розчини яких здатні перетворювати залізо на мідь. Поміркуйте й висловіть припущення, що саме могло бути причиною цього хибного висновку. Підтвердьте свою думку хімічними рівняннями.

8. Один з різновидів хімічних грілок заповнений абсолютно сухою сумішшю залізних (або алюмінієвих) ошуків із солями Купруму(II) (наприклад, купрум(II) хлориду). Унаслідок добавлення води температура відразу ж істотно підвищується за рахунок теплоти, яка виділяється під час перебігу хімічної реакції. Складіть відповідні хімічні рівняння, назвіть реагенти та продукти хімічних реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.

9*. Валерій знайшов у Інтернеті опис дослідів з вирощування «хімічних дерев». Щоб виростити «сатурнове дерево», або «дерево Парацельса», у скляний циліндр наливають водний розчин солі Плюмбуму(II) й занурюють у нього очищену тонким наждаковим папером цинкову пластину. Згодом на цинковій поверхні виростають гіллясті й блискучі, зрілі між собою кристали свинцю. Щоб виростити «дерево Юпітера», треба занурити цинкову пластину в розчин станум(II) хлориду. «Дерево Діани» вирощують у такий спосіб: у скляну посудину із краплею ртуті на дні наливають водний розчин аргентум(I) нітрату. На поверхні ртутної краплі починають рости блискучі голчасті кристали срібла, а за годину в посудині виростає блискуче срібне деревце.

Оцініть вірогідність цієї інформації, підтвердьте свою думку відповідними хімічними рівняннями. Висловіть припущення, чому дослід з вирощування «дерева Діани» заборонено виконувати у шкільній хімічній лабораторії.

10. Обчисліть масу (г) плюмбум(II) йодиду, який можна одержати взаємодією плюмбум(II) нітрату кількістю речовини 5 моль з достатньою кількістю калій йодиду в розчині.

11. Обчисліть об'єм (л) вуглекислого газу (н. у.), який виділиться внаслідок дії достатньої кількості хлоридної кислоти на магній карбонат масою 168 г.

12. Обчисліть масу (г) срібла, яке витіснить мідь кількістю речовини 0,5 моль з достатньої кількості розчину аргентум(I) нітрату.

13. Обчисліть масу (г) міді, яку витіснить цинк масою 13 г з достатньої кількості розчину купрум(II) сульфату.



Творча майстерня

Виконайте дослід. Попередньо зробіть кілька «метеликів». Крила виріжте з кольорового цигаркового паперу й приклейте до тілець (уламків сірника) для більшої стійкості в польоті. Підготуйте банку із широкою шийкою, герметично закриту пробкою, у яку вставлено лійку. Діаметр лійки вгорі має бути не більше за 10 см. У банку

налийте столового оцту стільки, щоб нижній кінець лійки не діставав до поверхні рідини приблизно на 1 см. Потім через лійку в банку з оцтом укиньте кілька таблеток питної соди або шматочки крейди. «Метеликів» помістіть у лійку. Вони почнуть «танцювати» у повітрі.

Поясніть спостережувані явища. Підготуйте презентацію виконаної роботи.



Дізнайтеся більше:

<https://www.youtube.com/watch?v=JYLtXWDZ2sU>
<https://www.youtube.com/watch?v=OV0PK-vMcGg>
<https://www.youtube.com/watch?v=426sTAdT-Uo>
<https://www.youtube.com/watch?v=AO67MnZaAvQ>
<https://www.youtube.com/watch?v=FKCS1DvORug>
<https://www.youtube.com/watch?v=eIAkWaQi0AE>

§ 32. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Veritas in medio est (лат.).
 Істина знаходиться посередині.

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- наводити приклади амфотерних гідроксидів, складати формули цих сполук і розрізнати їх;
- характеризувати фізичні та хімічні властивості амфотерних гідроксидів і складати відповідні рівняння реакцій;
- обґрунтовувати залежність між властивостями та застосуванням амфотерних гідроксидів, оцінювати їхнє значення.

Амфотерністю, як вам уже відомо, називають здатність деяких хімічних сполук залежно від умов виявляти або основні, або кислотні властивості (рис. 32.1). Наприклад, з кислотами гідроксиди Алюмінію та Цинку реагують як основи, з лугами – як кислоти.



Рис 32.1. 1. Алюміній гідроксид – амфотерний (від грец. *amphoter* – і той, і той). 2. Амфора – давня посудина з округлим або витягнутим корпусом, двома вертикальними ручками й вузьким горлом. 3. Амфібія (від грец. *amphibios* – той, який веде подвійний спосіб життя). **Завдання.** Поміркуйте і поясніть, що спільного між алюміній гідроксидом, амфорою та амфібією

Приклади деяких амфотерних гідроксидів наведено в таблиці 32.1.

Таблиця 32.1

Амфотерні гідроксиди

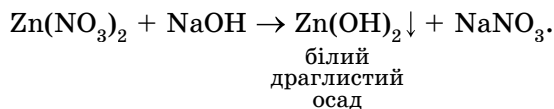
Амфотерний гідроксид		Кислотний залишок і його валентність
основна форма	кислотна форма	
Zn(OH) ₂	H ₂ ZnO ₂	ZnO ₂ (II)
Al(OH) ₃	HAlO ₂ (H ₃ AlO ₃ - H ₂ O = HAlO ₂)	AlO ₂ (I)
Be(OH) ₂	H ₂ BeO ₂	BeO ₂ (II)
Sn(OH) ₂	H ₂ SnO ₂	SnO ₂ (II)
Pb(OH) ₂	H ₂ PbO ₂	PbO ₂ (II)
Fe(OH) ₃	HFeO ₂ (H ₃ FeO ₃ - H ₂ O = HFeO ₂)	FeO ₂ (I)
Cr(OH) ₃	HCrO ₂ (H ₃ CrO ₃ - H ₂ O = HCrO ₂)	CrO ₂ (I)

У природі амфотерні гідроксиди трапляються досить рідко. Цинк гідроксид – складник мінералу ашвериту. Алюміній гідроксид входить до складу мінералу гібситу (рис. 32.2).



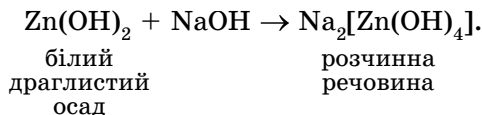
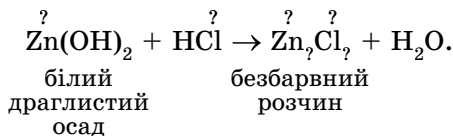
Рис. 32.2. Мінерали. 1. Ашверит містить цинк гідроксид. 2. Алюміній гідроксид – складник гібситу. **Завдання.** Запишіть назви амфотерних гідроксидів, формули яких наведено в тексті параграфа, та формули і назви відповідних амфотерних оксидів

Звичайно, здобути інформацію потрібно перевірити експериментально. Для цього добуємо цинк гідроксид реакцією обміну в розчині між цинк нітратом і натрій гідроксидом:



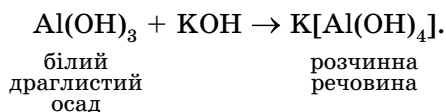
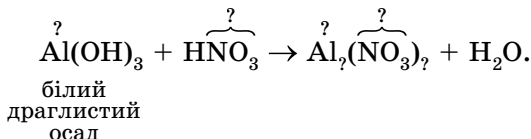
Зверніть увагу: ми поступово добавлятимемо натрій гідроксид до розчину солі Цинку. Добутий білий драглистий осад цинк гідроксиду розділимо на дві рівні порції. На одну порцію осаду подіємо хлоридною кисло-

тою, на іншу – розчином натрій гідроксиду. В обох випадках осад розчиняється:

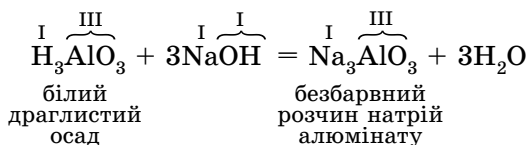
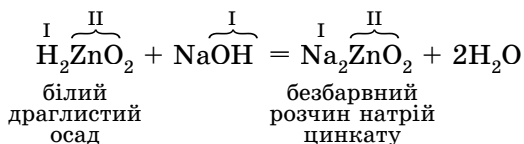


Зверніть увагу: унаслідок взаємодії цинк гідроксиду з лугом у розчині утворюється розчинна речовина складної будови – натрій тетрагідроксоцинкат. Префікс тетра- означає чотири – у цій складній речовині чотири гідроксильні групи. Складний аніон у формулі цієї солі ми відокремлюємо квадратними дужками.

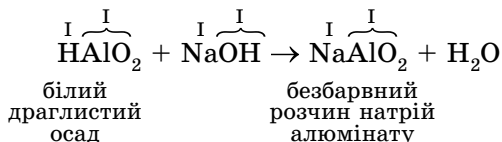
Аналогічно реагує з кислотами та лугами алюміній гідроксид:



Спрощено записати рівняння реакцій гідроксидів цинку й алюмінію з лугами можна так:



або



Зверніть увагу: у формулах амфотерних гідроксидів символи атомів Гідрогену записані першими – як у формулах кислот.



Замініть кожний двовалентний атом Оксигену у складі кислотних залишків – цинкату й алюмінату – на відповідне число одновалентних гідроксильних груп. Наприклад, один двовалентний атом Оксигену потрібно замінити двома одновалентними гідроксильними групами. Порівняйте одержані хімічні формули з наведеними в тексті параграфа.

Перетворіть схеми хімічних реакцій, які характеризують добування та амфотерні властивості цинк гідроксиду й алюміній гідроксиду, на хімічні рівняння.

Запишіть рівняння реакцій, які характеризують хімічні властивості: а) берилій гідроксиду; б) хром(III) гідроксиду. Складіть хімічні формули відповідних амфотерних оксидів.

Застосування амфотерних гідроксидів зумовлене їхніми властивостями. Наприклад, алюміній гідроксид входить до складу антацидних лікарських засобів «Маалокс», «Алмагель» тощо. (*Поміркуйте й поясніть, кислотні чи основні властивості алюміній гідроксиду зумовили його застосування як засобу проти печії*).

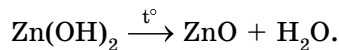
Хром(III) гідроксид застосовують для виготовлення хром(III) оксиду – полірувального засобу. Також він – компонент пігментів тіней для повік, мила (рис. 32.3).



Рис. 32.3. Хром(III) гідроксид – складник тіней для повік. **Завдання.** Поміркуйте й назвіть ті властивості хром(III) гідроксиду, які, на вашу думку, зумовили його застосування як пігменту у складі декоративної косметики

Цинк гідроксид використовують для синтезу різноманітних сполук Цинку. Продукт взаємодії цинк гідроксиду з калій гідроксидом застосовують як білі чорнила для створення написів на чорній поверхні металів. Після висушування на металі залишаються білі літери. (*Запишіть хімічну формулу сполуки – продукту реакції цинк гідроксиду з калій гідроксидом – та рівняння відповідної хімічної реакції*).

Розкладання за нагрівання – властивість, притаманна амфотерним гідроксидам, як і будь-якій нерозчинній основі. Наприклад, цинк гідроксид, який осаджують зі стічних вод металургійних комбінатів, є сировиною для добування цинк оксиду, на основі якого виробляють цинкове білило:



Алюміній гідроксид використовують як нетоксичну вогнезахисну неорганічну добавку до полімерних матеріалів. Під час термічного розкладання алюміній гідроксиду утворюється водяна пара. Унаслідок цього виникає паровий бар'єр на шляху надходження кисню до зони горіння і відведення продуктів горіння. (*Складіть рівняння реакції термічного розкладання алюміній гідроксиду*).

ПРО ГОЛОВНЕ

- Амфотерністю називають здатність деяких хімічних сполук, наприклад гідроксидів, залежно від умов виявляти або основні, або кислотні властивості.
- Амфотерними є гідроксиди Цинку, Берилію, Плюмбуму(II), Стануму(II), Хрому(III), Титану(IV) тощо.
- Амфотерні властивості виявляють купрум(II) гідроксид і ферум(III) гідроксид. Проте в цих гідроксидів кислотні властивості виражені значно слабше, ніж основні.
- Застосування амфотерних гідроксидів зумовлене їхніми властивостями.

 **Перевірте себе**

1. Що таке амфотерність? 2. Гідроксиди яких хімічних елементів є амфотерними?
3. Чи трапляються амфотерні гідроксиди у природі? 4. Де застосовують амфотерні гідроксиди?

 **Застосуйте свої знання й уміння**

1. Наведіть приклади амфотерних гідроксидів. Поясніть, гідроксиди яких елементів – металічних чи неметалічних – є амфотерними.
2. Пригадайте, які гідроксиди входять до складу антацидного препарату «Маалокс». Складіть рівняння хімічних реакцій за участю гідроксидів, які відбуваються внаслідок змішування цього препарату з розчинами: а) нітратної кислоти; б) калій гідроксиду.
3. Зазвичай стічні води очищують від розчинних солей Алюмінію, Цинку та Хрому(III), обробляючи їх лугом, наприклад натрій гідроксидом. Поясніть, чому надлишок лугу зменшує ефективність очищення. Відповідь підтвердьте рівняннями хімічних реакцій.
4. За рисунком 32.4 опишіть хід досліду й спостереження під час добування нерозчинного гідроксиду й доведення його амфотерності.

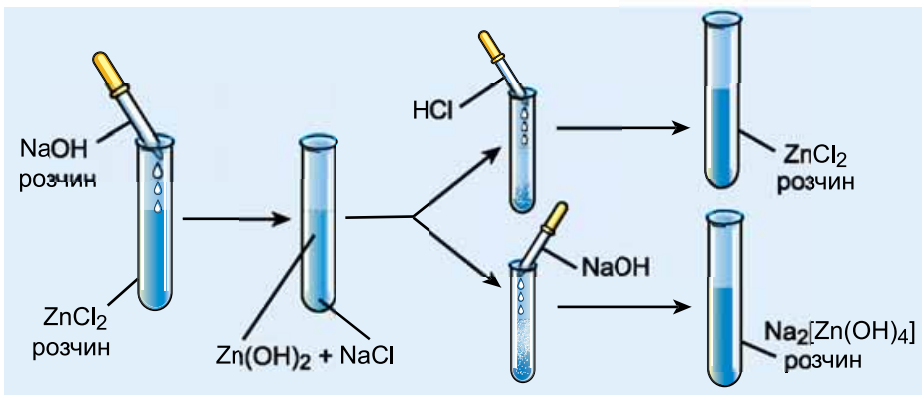


Рис. 32.4

5. Обчисліть масу (г) цинк хлориду, який можна добути із цинк гідроксиду кількістю речовини 8 моль.
6. Обчисліть максимальну масу (кг) хром(III) гідроксиду, який можна осадити зі стічних вод натрій гідроксидом масою 4 кг.
- 7*. Одна таблетка препарату «Маалокс» містить алюміній гідроксид масою 400 мг та магній гідроксид масою 400 мг. Обчисліть масу (г) водень хлориду, розчиненого у шлунковому соку, який витратиться на повну нейтралізацію амфотерного гідроксиду, що міститься в 10 таблетках препарату.

**Творча майстерня**

Сплануйте дослідження нейтралізувальної дії тих антацидних засобів, які містять амфотерний гідроксид. Обговоріть план дослідження з учителем, порадьтеся з батьками, приятелями. Для проведення дослідів використовуйте рослинні індикатори, столовий оцет, натуральний шлунковий сік*, ацидин-пепсин* (*це аптечні препарати, зокрема, 1 таблетка ацидин-пепсину масою 0,25 г замінює 16 крапель розбавленої хлоридної кислоти). Підготуйте презентацію здобутих результатів.

**Дізнайтеся більше:**

http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/0aba9f22-4185-11db-b0de-0800200c9a66/x9_167.swf

<https://www.youtube.com/watch?v=64P2B4loGsM>

<https://www.youtube.com/watch?v=aPdKbax2de0>

**Практична робота 1****ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ
КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК**

Під час виконання цієї роботи ви *застосуєте* набуті знання про властивості класів неорганічних сполук та взаємозв'язки між ними, удосконалисте вміння складати план експерименту й проводити його, робити висновки, працювати за інструкцією й розв'язувати експериментальні задачі.

За потреби використовуйте таблицю розчинності основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді.

Увага! Для кращого спостереження використовуйте контрастний екран. Якщо досліди виконуєте у пробірках, беріть по 5 крапель розчинів реагентів.

Якщо дослід виконуєте в заглибинах пластини, то досить узяти по 2–3 краплі розчинів реагуючих речовин.

Будьте особливо обережні під час роботи з їдкими й отруйними речовинами, нагрівальними приладами та скляним хімічним посудом!



Вам видано штатив з пробірками або пластину для крапельного аналізу, скляні палички, піпетки, чорно-білий екран; розчини лугів, кислот, солей, нагрівальний прилад, тримач для пробірок тощо.

Виконайте досліди за порадою вчителя, використовуючи наявні реактиви.

Варіант 1.1

Реактиви: хлоридна кислота; залізо (сталевий виріб); розчини натрій гідроксиду, барій хлориду, купрум(II) сульфату, лакмусу.

1. У три пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) помістіть хлоридну кислоту, розчини натрій гідроксиду, барій хлориду. До кожної з відібраних проб речовин додайте розчин лакмусу. Опишіть спостереження й поясніть їх.

2. До проби розчину натрій гідроксиду, підфарбованого лакмусом (див. дослід 1) піпеткою по краплях добавляйте хлоридну кислоту, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

3. У розчин купрум(II) сульфату обережно занурте сталевий виріб. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

4. До розчину купрум(II) сульфату додайте розчин барій хлориду. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

5. До розчину купрум(II) сульфату додайте розчин натрій гідроксиду. Трохи осаду, що утворився, помістіть на скельце й, використовуючи пробіркотримач, обережно нагрійте. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідні хімічні рівняння.

Варіант 1.2

Реактиви: залізо (сталевий виріб); розчини сульфатної кислоти, калій гідроксиду, калій сульфату, купрум(II) хлориду, барій нітрату, метилового оранжевого.

1. У три пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) помістіть розчини сульфатної кислоти, калій гідроксиду та калій сульфату. До кожної з відібраних проб речовин додайте розчин метилового оранжевого. Опишіть спостереження й поясніть їх.

2. До проби розчину сульфатної кислоти, підфарбованого метиловим оранжевим (див. дослід 1) піпеткою по краплях добавляйте розчин калій гідроксиду, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

3. У розчин сульфатної кислоти обережно занурте сталевий виріб. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

4. До розчину калій сульфату додайте розчин барій нітрату. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

5. До розчину купрум(II) хлориду додайте розчин калій гідроксиду. До осаду, що утворився, додайте розчин сульфатної кислоти, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідні хімічні рівняння.

Варіант 1.3

Реактиви: хлоридна кислота; розчини калій гідроксиду, аргентум(I) нітрату, калій хлориду, натрій карбонату, цинк сульфату; універсальний індикаторний папір.

1. На смужки універсального індикаторного паперу нанесіть за допомогою піпеток або скляних паличок хлоридну кислоту й розчини калій гідроксиду та калій хлориду. Опишіть спостереження й поясніть їх.

2. Помістіть поруч на смужку універсального індикаторного паперу по одній краплі хлоридної кислоти й розчину калій гідроксиду так, щоб, просочивши папір, реагенти змішалися. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

3. До розчину натрій карбонату додайте хлоридну кислоту. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

4. До розчину калій хлориду додайте розчин аргентум(I) нітрату. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

5. До розчину цинк сульфату обережно по краплях додайте розчин калій гідроксиду. До осаду, що утворився, додайте хлоридну кислоту, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідні хімічні рівняння.

Варіант 1.4

Реактиви: розчини сульфатної кислоти, барій нітрату, калій гідроксиду, цинк хлориду; магній карбонат, універсальний індикаторний папір.

1. У три пробірки (або заглибини пластини для крапельного аналізу) помістіть розчини сульфатної кислоти, калій гідроксиду та барій нітрату. До кожної з відібраних проб речовин додайте розчин фенолфталеїну. Опишіть спостереження й поясніть їх.

2. До проби розчину калій гідроксиду, підфарбованого фенолфталеїном (див. дослід 1), піпеткою по краплях добавляйте розчин сульфатної кислоти, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

3. До розчину сульфатної кислоти додайте розчин барій нітрату. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

4. До магній карбонату додайте розчин сульфатної кислоти. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідне хімічне рівняння.

5. До розчину цинк хлориду обережно по краплях додайте розчин калій гідроксиду. До осаду, що утворився, додайте розчин сульфатної кислоти, перемішуючи реакційну суміш скляною паличкою. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідні хімічні рівняння.

Варіант 2.1

Реактиви: хлоридна кислота; розчини калій гідроксиду, аргентум(I) нітрату, калій хлориду, натрій карбонату, цинк сульфату; універсальний індикаторний папір.

1. Дослідіть дію хлоридної кислоти, розчинів калій гідроксиду та калій хлориду на універсальний індикаторний папір.

2. Здійсніть реакцію нейтралізації.

3. Добудьте карбон(IV) оксид.

4. Добудьте унаслідок одного перетворення нерозчинний хлорид та розчинний нітрат.

5. Добудьте амфотерний гідроксид, а з нього – розчинний хлорид.

Варіант 2.2

Реактиви: розчини сульфатної кислоти, барій нітрату, калій гідроксиду, калій нітрату, цинк хлориду; магній карбонат, універсальний індикаторний папір.

1. Дослідіть дію на фенолфталеїн розчинів сульфатної кислоти, калій гідроксиду, калій нітрату.
2. Здійсніть реакцію нейтралізації.
3. Добудьте нерозчинний сульфат.
4. Добудьте внаслідок одного перетворення розчинний сульфат і газуватий оксид.
5. Добудьте амфотерний гідроксид, а з нього – розчинний сульфат.

Варіант 2.3

Реактиви: хлоридна кислота; залізо; розчини натрій гідроксиду, барій хлориду, купрум(II) сульфату, лакмусу.

1. Дослідіть дію хлоридної кислоти, натрій гідроксиду та барій хлориду на лакмус у розчині.
2. Здійсніть реакцію нейтралізації.
3. Добудьте мідь.
4. Добудьте внаслідок одного перетворення нерозчинний сульфат та розчинний хлорид.
5. Добудьте нерозчинний гідроксид, а з нього – оксид.

Варіант 2.4

Реактиви: залізо (сталевий виріб); розчини сульфатної кислоти, калій гідроксиду, калій сульфату, купрум(II) хлориду, барій нітрату, метилового оранжевого.

1. Дослідіть дію розчинів сульфатної кислоти, калій гідроксиду, калій сульфату на метиловий оранжевий.
2. Здійсніть реакцію нейтралізації.
3. Добудьте водень.
4. Добудьте внаслідок одного перетворення нерозчинний сульфат та розчинний нітрат.
5. Добудьте нерозчинний гідроксид, а з нього – розчинний сульфат.

§ 33. Загальні способи добування оксидів, кислот, основ, солей

*Природа так про все подбала,
що всюди ти знаходиш чого вчитися.*

Леонардо да Вінчі

Після опрацювання параграфа ви зможете:

- назвати загальні способи добування оксидів, кислот, основ, солей, схарактеризувати їх та скласти відповідні рівняння реакцій;
- встановлювати генетичний зв'язок між простими і складними речовинами, класами неорганічних сполук.

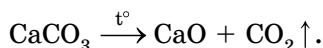
Під час вивчення теми «Основні класи неорганічних сполук» ви накопили чималий обсяг знань про їхні хімічні властивості та генетичні зв'язки між ними. Тож час систематизувати здобуті відомості й узагальнити їх.

Добування оксидів здійснюють у різні способи. Ви вже знаєте з курсу хімії 7 класу, що оксиди є продуктами взаємодії простих і складних речовин з киснем (рис. 33.1). Винятки – золото, платина, інертні гази тощо. Ці речовини з киснем не реагують.

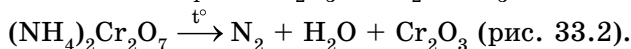
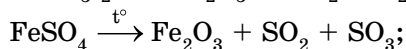
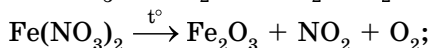
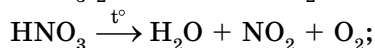
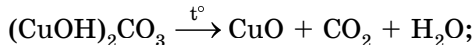
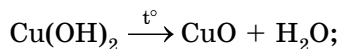


Рис. 33.1. 1 – горіння магнію $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$; 2 – горіння фосфору $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$; 3 – горіння сірки $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; 4 – горіння метану $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
Завдання. Перетворіть ці і наведені далі схеми реакції на хімічні рівняння

Оксиди утворюються й унаслідок розкладання деяких оксигеновмісних речовин за нагрівання. Наприклад, випалюванням вапняку (кальцій карбонату) добувають негашене вапно (кальцій оксид) і вуглекислий газ (карбон(IV) оксид):



Поміж продуктів реакцій розкладу нерозчинних основ, деяких солей та оксигеновмісних кислот є оксиди:



Унаслідок нагрівання солей з кислотними та амфотерними оксидами також можуть утворюватися оксиди. Можливість перебігу реакції в цьому випадку залежить від відносної леткості оксидів – менш леткий оксид витісняє більш леткий оксид із солі:

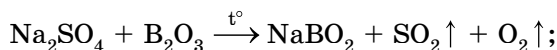
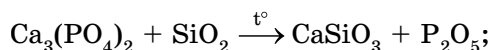
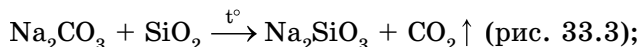
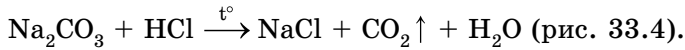




Рис. 33.2. Хімічний вулкан. Хром(III) оксид (1) – один з продуктів розкладання амоній дихромату (2)

Поміж продуктів взаємодії солей слабких нестійких кислот із сильними кислотами є оксиди:



Дією водовідбирних речовин на кислоти або солі можна добути оксиди:

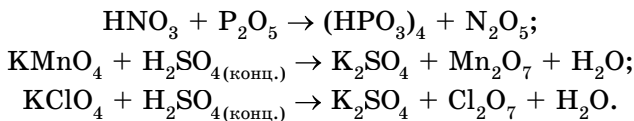
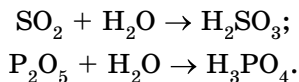


Рис. 33.3. Під час виробництва скла відбувається низка хімічних реакцій. Одна з них – взаємодія натрій карбонату (соди) із силіцій(IV) оксидом (кварцовим піском)

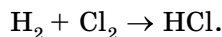


Рис. 33.4. Унаслідок дії хлоридної кислоти на натрій карбонат виділяється карбон(IV) оксид

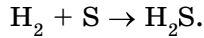
Добування кислот. Вам уже відомо, що взаємодією кислотних оксидів з водою добувають оксигеновмісні кислоти:



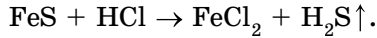
Безокисенові кислоти утворюються під час розчинення у воді продуктів реакції водню з деякими неметалами. Саме так у промисловості виробляють хлоридну кислоту:



Продукт реакції водню із сіркою – гідроген сульфід (сірководень) – складник не лише лікувальних мінеральних, а й стічних вод. Однак у доквіллі він утворюється в інший спосіб, ніж той, що описує рівняння реакції:



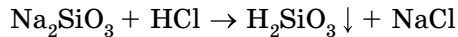
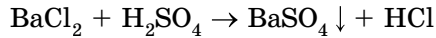
Ви вже знаєте, за яких умов (*назвіть їх*) можливі реакції обміну між сіллю й кислотою. Тому в лабораторії сірководень добувають дією розбавлених сильних кислот на сульфіди – солі слабкої сульфідної кислоти:



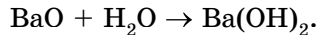
Цікаво і пізнавально

Уперше сірководень описав Карл Вільгельм Шеєле під назвою *задушливого сірчаного газу*. Шеєле отримав сірководень прямим синтезом і дією кислот на сульфіди Феруму(II) і Мангану(II).

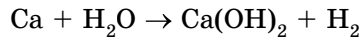
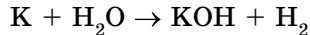
Інші приклади добування кислот реакцією обміну описують схеми реакцій:



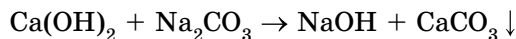
Добування основ. Луги добувають взаємодією оксидів активних металічних елементів з водою:



Продуктами взаємодії відповідних металів (*пригадайте, де вони розміщені в періодичній системі та ряді активності*) з водою (рис. 33.5) також є луги:

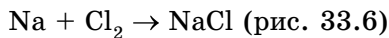


Спосіб добування нерозчинних основ реакціями обміну між лугом і сіллю в розчині вам також відомий:

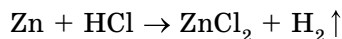


Добування середніх солей ґрунтується переважно на взаємодії речовин із протилежними властивостями:

1) металу з неметалом:



2) металу з кислотою в розчині (*пригадайте, як за положенням металу в ряді активності спрогнозувати можливість перебігу цих реакцій*):



3) металу з розчином солі менш активного металу (*пригадайте, як за положенням металу в ряді активності спрогнозувати можливість перебігу цих реакцій*):



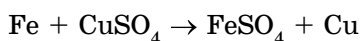
Рис. 33.5. Реакція калію з водою відбувається дуже активно



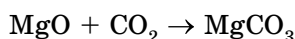
Рис. 33.6. 1. Реагенти – хлор і натрій, продукт реакції – натрій хлорид.
2. Реакція натрію з хлором



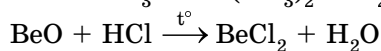
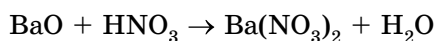
Рис. 33.7. Продукт взаємодії цинку із сіркою – цинк сульфід



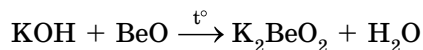
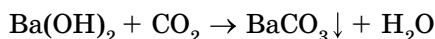
4) основного оксиду з кислотним оксидом:



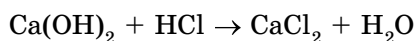
5) основного або амфотерного оксиду з кислотою:



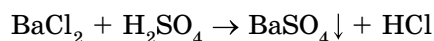
6) лугу з кислотним або амфотерним оксидом:



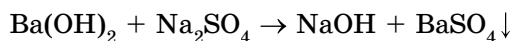
7) основи з кислотою:



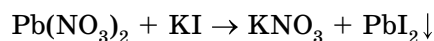
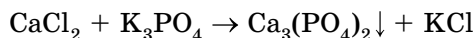
8) солі з кислотою:



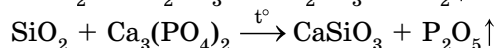
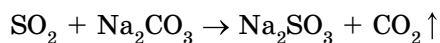
9) лугу із сіллю в розчині:



10) двох солей у розчині:



11) кислотного оксиду із сіллю:



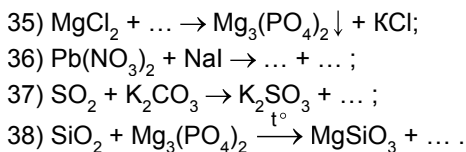
ПРО ГОЛОВНЕ

- Загальні способи добування оксидів, кислот, основ, солей ґрунтуються на генетичних зв'язках між представниками різних класів неорганічних сполук. Окрім загальних існують і специфічні способи добування окремих представників класів неорганічних сполук.

**Перевірте себе**

Відтворіть за наведеними фрагментами схем реакцій хімічні рівняння:

- 1) $\dots + \text{O}_2 \rightarrow \text{BaO}$;
- 2) $\text{C} + \dots \rightarrow \text{CO}_2$;
- 3) $\text{SO}_2 + \dots \rightarrow \text{SO}_3$;
- 4) $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \dots + \text{SO}_2$;
- 5) $\text{C}_2\text{H}_2 + \dots \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6) $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \dots$;
- 7) $\text{MgCO}_3 \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \dots + \text{CO}_2 \uparrow$;
- 8) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 9) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \dots \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$;
- 10) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{B}_2\text{O}_3 \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{KBO}_2 + \text{SO}_2 \uparrow + \dots$;
- 11) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HBr} \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{KBr} + \text{CO}_2 \uparrow + \dots$;
- 12) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
- 13) $\text{N}_2\text{O}_5 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3$;
- 14) $\dots + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$;
- 15) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{HNO}_3$;
- 16) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow + \dots$;
- 17) $\text{KCl}_{(\text{крист.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{K}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- 18) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots + \text{H}_2 \uparrow$;
- 19) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$;
- 20) $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{LiOH}$;
- 21) $\text{MgSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- 22) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots + \text{BaCO}_3 \downarrow$;
- 23) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$;
- 24) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeS}$;
- 25) $\text{Mg} + \dots \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$;
- 26) $\text{Fe} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots + \dots$;
- 27) $\text{BaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$;
- 28) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots + \dots$;
- 29) $\text{BeO} + \text{HBr} \xrightarrow[t^\circ]{t^\circ} \text{BeBr}_2 + \dots$;
- 30) $\text{LiOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots + \dots$;
- 31) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots$;
- 32) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \dots + \dots + \dots$;
- 33) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{HNO}_3$;
- 34) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$;



Назвіть реагенти та продукти хімічних реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.



Застосуйте свої знання й уміння

1. Проаналізуйте зміст уривка літературного твору. Визначте, про які речовини та хімічні реакції йдеться в ньому. Складіть хімічні рівняння: а) процесів, описаних в уривку; б) реакцій за участю речовин, згадуваних у ньому. Класифікуйте хімічні реакції, реагенти й продукти. «Шипить та куриться вапно, що його гасять у великих дощаних скринях». *Іван Франко*.

2*. Існували досить ефективні способи осушення дачного житла. Наприклад, на підлозі розкладали в плоскі тарілки невеликі шматки негашеного вапна. Убираючи вологу, вапно гаситься й розпадається на порошок. Якщо дача стояла в сирому місці, у низині, доводилося не тільки рятувати кімнати від вогкості, але й створювати гідроізолювальний шар навколо фундаменту. Довкруг будинку викопували рів завширшки 50–70 см, але досить глибокий, що сягав самої підшови фундаменту. Рів пошарово наповнювали негашеним вапном і рослинною золою, яка містила поташ – калій карбонат. Суть процесу полягала в тому, що негашене вапно, поглинувши вологу з ґрунту, підсушувало фундамент і стіни. Змішуючись із золою, перетворювалося на дуже щільний шар – різновид цементу, непроникний для ґрунтової вологи. За допомогою хімічних рівнянь поясніть цю технологію осушування.

3. Неперевершено художню цінність становлять авторські писанки. Найсучасніший метод писанкарства – так зване травлення, коли орнамент обробляється соляною кислотою і опускається нижче загального тла. Це нагадує вишивку білого на білому, адже барв тут здебільшого не застосовують. За допомогою хімічного рівняння поясніть цей метод.

4. Спосіб одержання штучної газованої води відкрито англійським хіміком Джозефом Прістлі. Після експериментів з газом, що виділяється під час шумування в чанах пивоварного заводу, він сконструював апарат, який дає змогу за допомогою насоса насичувати воду «вуглекислими» пухирцями. 1772 року Прістлі продемонстрував свій винахід Колегії фізиків у Лондоні. Назвіть продукт хімічної реакції, яка відбувається унаслідок насичення води вуглекислим газом. Класифікуйте цю хімічну реакцію.

5. Валерій розповів однокласникам, буцімто одного разу після рясного дощу квіти, які росли на лісовій галявині, змінили свій колір з фіолетового на червоний. Марійка сказала, що це вигадки, а Тарас – що така подія цілком імовірна. А як ви вважаєте? Оцініть вірогідність явища, описаного Валерієм.

6. Поясніть, як можна довести наявність лугу в розчинах, що утворилися внаслідок реакцій калію та кальцію з водою.

7. «Луги легко поглинають з повітря водяну пару, вуглекислий газ (карбон(IV) оксид), сірчистий газ (сульфур(IV) оксид), сірководень (гідроген сульфід). Якщо не вживати запобіжних заходів, луги міститимуть домішки солей». Проаналізуйте наведене застереження й висловіть припущення, яких саме запобіжних заходів потрібно вживати під час зберігання лугів та їхніх розчинів. Назвіть солі, які утворюватимуться внаслідок взаємодії лугів з газами, згадуваними у застереженні. Складіть відповідні хімічні рівняння й класифікуйте хімічні реакції.

8. Здавна в лісистих місцевостях Франції, Німеччини, Богемії виготовляли скло із застосуванням деревної золи та золи папороті, очерету й інших рослин. Ця зола багата на поташ (калій карбонат). У 1764 році професор Петербурзької академії К.Г. Лаксман

під час варіння скла замінив поташ (калій карбонат) натрій сульфатом. Складіть рівняння реакцій, які відбуваються під час сплавляння золи та натрій сульфату з кварцовим піском (силіцій(IV) оксидом). Класифікуйте ці хімічні реакції. Оцініть значення винаходу Лаксмана для збереження лісів.

9. Доберіть приклади хімічних рівнянь, які відповідають перетворенням, наведеним на рисунку 33.8. Назвіть реагенти та продукти хімічних реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.

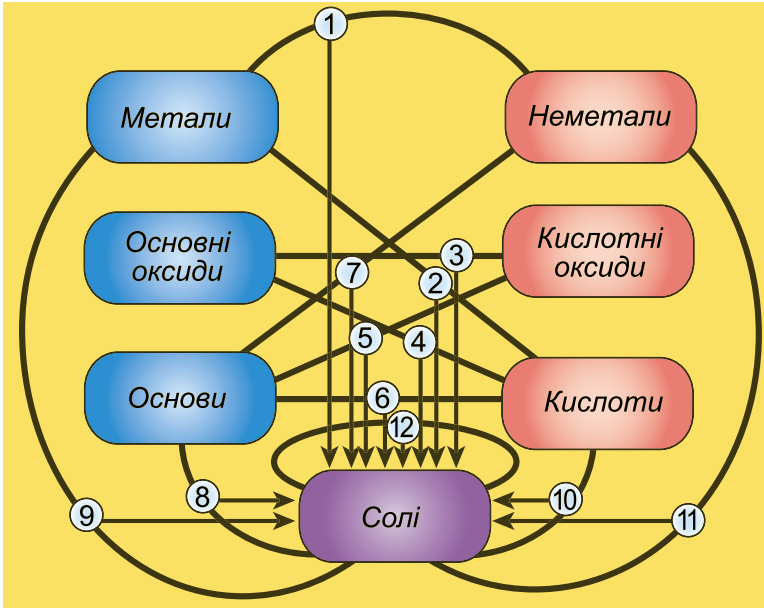


Рис. 33.8. Генетичні зв'язки між класами неорганічних сполук



Творча майстерня

Складіть сенкан на тему «Основні класи неорганічних сполук».



Дізнайтеся більше:

- <https://www.youtube.com/watch?v=SmPEmon2hhw>
- <https://www.youtube.com/watch?v=hLBSwoHS23s>
- <https://www.youtube.com/watch?v=qFy5IX6yHP0>

34. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

Жодна наука не потребує експерименту такою мірою, як хімія. Її основні закони, теорії та висновки спираються на факти. Тому постійний контроль дослідом необхідний.

Майкл Фарадей

Після опрацювання параграфу ви зможете:

- **установлювати** генетичний зв'язок між простими і складними речовинами, класами неорганічних сполук;
- **розв'язувати** експериментальні задачі;
- **висловлювати** судження про значення хімічного експерименту як джерела знань.

Між класами неорганічних сполук існують зв'язки, які називають *генетичними*. Генетичний (від грец. genesis) – той, що вказує на походження, виникнення, процес утворення. Цей зв'язок полягає в тому, що з речовин одного класу неорганічних сполук можна одержати речовини – представники інших класів. Отже, **генетичні зв'язки – це зв'язки між різними класами сполук, які ґрунтуються на їхніх взаємоперетвореннях**. До генетичного ряду речовин входять представники різних класів неорганічних сполук одного й того самого хімічного елемента. Вони мають єдине походження – генезис – і пов'язані взаємоперетвореннями.



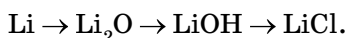
З наведеного переліку виберіть формули речовин, які належать до генетичного ряду сірки: Na, H₂O, Na₂SO₃, AlCl₃, S, H₂SO₃, Na₃PO₄, N₂, KOH, SO₂, Mg.

Генетичні ряди металів і неметалів. Для металів виокремлюють кілька різновидів генетичних рядів.

1. Генетичний ряд металу, у якому гідратом оксиду металічного елемента є луг. Цей ряд у загальному вигляді можна зобразити такими перетвореннями:



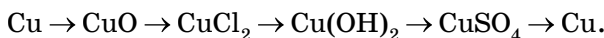
Наприклад, генетичний ряд літію:



2. Генетичному ряду, в якому гідратом оксиду металічного елемента є нерозчинна основа, відповідає ланцюжок перетворень:



Зокрема, генетичний ряд міді такий:



3. Поміж неметалів також можна виокремити два різновиди генетичних рядів. Генетичний ряд неметалів, де ланкою ряду є розчинна оксигеновмісна кислота. Ланцюжок перетворень такий:



Наприклад: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4$.

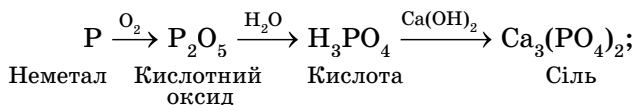
4. Генетичний ряд неметалів, де ланкою ряду є нерозчинна оксигеновмісна кислота. Ланцюжок перетворень такий:

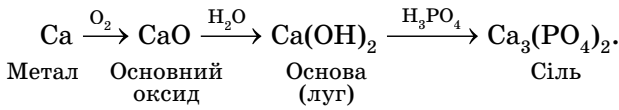


Наприклад: $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$.

Отже, існують два основних шляхи генетичних зв'язків між неорганічними речовинами: один з них починається металами, другий – неметалами.

Наприклад, кальцій ортофосфат можна одержати шляхом послідовних перетворень з неметалу фосфору та з металу кальцію:





Виконаймо ці досліди (тяга!). Наллємо в товстостінну колбу трохи дистильованої води. Заповнимо колбу киснем витісненням повітря. Підпалимо в ложечці червоний фосфор. Він горить жовтуватим полум'ям. Швидко внесемо його в колбу з киснем і закоркуємо її. Полум'я стає сліпучо-білим. Густих білий дим заповнює колбу. Це частинки фосфор(V) оксиду – продукту згоряння фосфору. Обережно збовтаємо вміст колби. Поступово білий дим зникає – адже фосфор(V) оксид взаємодіє з гарячою водою, утворюючи ортофосфатну кислоту. Щоб пересвідчитися в цьому, за допомогою скляної палички нанесемо кілька крапель одержаного розчину на універсальний індикаторний папірець. Він змінює забарвлення на червоний.

Великий ошурок кальцію акуратно розплющимо молотком у дуже тонкий шар. Візьмемо стружку щипцями, розжаримо розплющений кінчик у полум'ї пальника й швидко зануримо в колбу з киснем. Якщо кінчик стружки досить тонкий, метал легко займеться. Кальцій горить характерним цегляно-червоним полум'ям з утворенням білого пухкого порошку кальцій оксиду. Після охолодження в колбу з кальцій оксидом добавимо трохи води, збовтаємо й залишимо на якийсь час. Кальцій оксид прореагує з водою, утвориться завис кальцій гідроксиду. Відфільтруємо завис кальцій гідроксиду й добавимо до фільтрату кілька крапель фенолфталеїну. Розчин набуде малинового забарвлення, тому що кальцій гідроксид – луг.

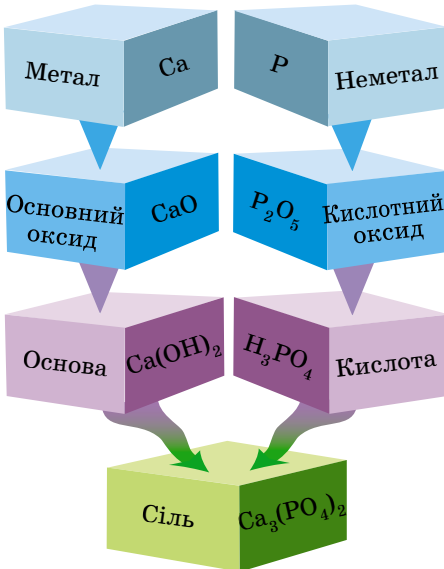
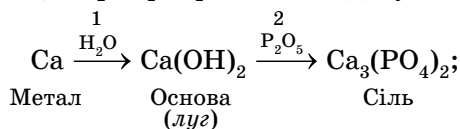
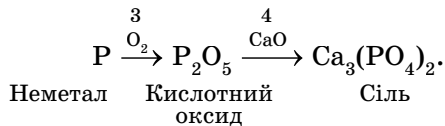


Рис. 34.1. Генетичні ряди металу й неметалу та зв'язки між ними

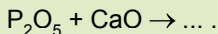
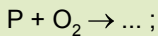
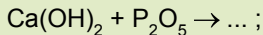
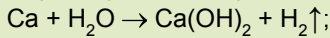
До розчину ортофосфатної кислоти, добутого в попередньому досліді, доллємо розчин кальцій гідроксиду. Утвориться білий осад кальцій ортофосфату, малинове забарвлення фенолфталеїну зникне. Отже, кислота нейтралізувала луг. Усі ці перетворення наведено на рисунку 34.1.

Очевидно, що ця схема не відображає всього розмаїття генетичних зв'язків, бо існують й інші шляхи взаємоперетворень сполук різних класів. Наприклад, кальцій ортофосфат можна добути й у такі способи:





Перетворіть схеми реакцій та їхні фрагменти на хімічні рівняння:



Назвіть реагенти й продукти реакцій. Класифікуйте хімічні реакції.

До того ж низка металічних елементів утворює не лише основні, а й амфотерні оксиди й гідроксиди. Тож більш повно різноманітні генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук описує схема на рисунку 34.2.

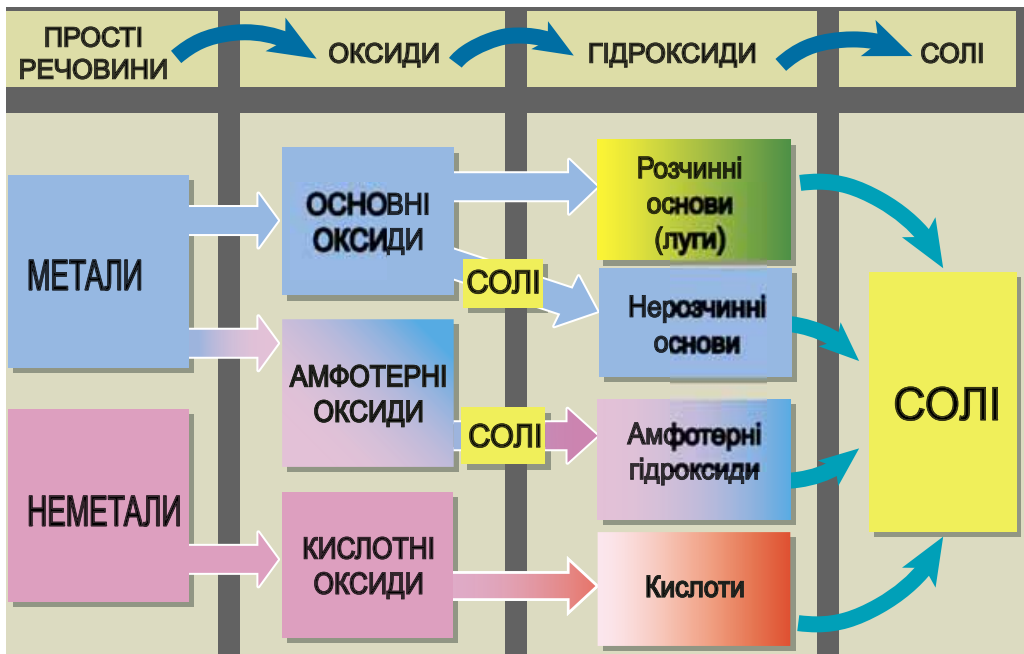


Рис. 34.2. Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук

Значення експериментального методу в хімії важко переоцінити. Ви змогли пересвідчитися в цьому, намагаючись досягнути класифікацію неорганічних речовин, установити генетичні зв'язки між ними. Цей метод пізнання ґрунтується на контрольованій взаємодії дослідника з об'єктом дослідження в заданих експериментатором умовах. Планують експеримент на основі вихідних ідей, теорій, знань. Експериментатор здобуває інформацію про досліджуваний об'єкт у контрольованих, штучно створених умовах. Саме це відрізняє експеримент від спостереження.

Під час проведення експериментального дослідження об'єкта зазвичай створюють таку ситуацію, коли змінюється лише одна з характеристик або досліджуваного об'єкта, або інструмента дослідження. Це необхідно для того, щоб можна було встановити шукані взаємозв'язки досліджуваних властивостей об'єкта з контрольованими характеристиками експериментальної ситуації. (*Поміркуйте й висловіть припущення, чому недоцільно змінювати більше однієї контрольованої характеристики експериментальної ситуації*).

Основу пізнання нового у природі становлять експерименти. Їхня мета – установити, чи є в досліджуваного об'єкта певна властивість. Під час їхнього здійснення експериментальну ситуацію організують так, щоб надійно контрольований ефект давав змогу на поставлене Природі запитання одержати відповідь у найпростішій формі «Так» або «Ні». На уроках хімії ставити Природі такі запитання й визначати шляхи пошуку відповідей на них ви будете під час розв'язування *експериментальних задач*.

Експериментальні задачі – якісні задачі, які розв'язують експериментальним шляхом. Це вид самостійної роботи, у якій учитель лише даватиме вам завдання, а вибір шляху розв'язання й проведення експерименту ви визначатимете самостійно. Тобто активно застосовуватимете не лише теоретичні знання, а й уміння виконувати досліди, передбачати результати.

У процесі розв'язування експериментальних задач ви не лише виконуватимете логічні операції, подібні до тих, які здійснюєте під час розв'язування математичних задач. На вас чекає сходження на новий складний щабель пізнання – перехід від думки до практичних дій. Дуже важливо, щоб практичним діям передувало теоретичне розв'язання. Тоді залишатиметься менше місця для методу спроб (і помилок), ваша діяльність буде більш усвідомленою, а її результат – продуктивнішим.

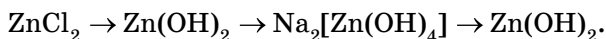
Розв'язування експериментальних задач має на меті систематичні вправи, пов'язані із застосуванням знань на практиці, а також вироблення експериментальних умінь і навичок, необхідних під час різноманітних досліджень. У такий спосіб ви не лише вдосконалюватимете набуті раніше вміння й навички, але й навчатиметесь застосовувати здобуті знання у знайомих і нових ситуаціях. Цьому сприятиме самостійне знаходження теоретичного розв'язання поставленого завдання з обов'язковою перевіркою дослідним шляхом правильності здобутого результату.

Етапи розв'язування експериментальної задачі такі:

- осмислення умови задачі;
- теоретичне розв'язування задачі, з'ясування умов перебігу реакцій, їхньої сутності;
- підготовка реактивів і обладнання;
- практичне розв'язування задачі.

Найбільш поширені види експериментальних задач ті, мета яких – *добування та розпізнавання речовин*. Розгляньмо алгоритми їхнього розв'язування.

Приклад 1. Експериментально здійсніть такі перетворення:



Послідовність дій	Оформлення розв'язання
Теоретична частина	
Пронумеруйте кожну ланку ланцюга	$\text{ZnCl}_2 \xrightarrow{1} \text{Zn(OH)}_2 \xrightarrow{2} \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \xrightarrow{3} \text{Zn(OH)}_2$
Складіть рівняння реакцій для кожної ланки ланцюга, ґрунтуючись на знаннях про добування й властивості речовин різних класів	1) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn(OH)}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$; 2) $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$; 3) $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] + 2\text{HCl} = \text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$
Перевірте наявність необхідних реактивів, а за їхньої відсутності продумайте інший варіант розв'язання завдання з використанням наявних реактивів	Замість натрій гідроксиду як реагент можна використати калій гідроксид, а замість однієї кислоти (хлоридної) – іншу (сульфатну)
Продумайте умови перебігу кожної реакції й кількості використовуваних речовин	До розчину цинк хлориду луг потрібно доливати по краплях, бо якщо долити надлишок луґу, то не утвориться осад цинк гідроксиду, оскільки відразу утвориться розчинна сіль натрій тетрагідроксоцинкат $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$
Експериментальна частина	
Здійсніть усі перетворення експериментально й зафіксуйте зміни, що відбуваються з речовинами	$\text{ZnCl}_2 \xrightarrow{1} \text{Zn(OH)}_2 \downarrow \xrightarrow{2} \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \xrightarrow{3} \text{Zn(OH)}_2$ Безбарвний розчин Білий драглистий осад Безбарвний розчин Білий драглистий осад

Приклад 2. Дослідним шляхом визначте, у якій склянці міститься хлоридна кислота, у якій – розчин натрій хлориду, у якій – розчин натрій сульфату.

Теоретична частина	
Проаналізуйте склад кожної речовини й визначте реактиви, необхідні для розпізнавання	Поміж речовин, які потрібно розрізнити, – одна кислота й дві середні солі. Хлоридна кислота змінює забарвлення індикаторів. Обидві солі містять катіони Натрію, тому їх потрібно розрізняти за аніонами. Щоб розрізнити натрій хлорид і натрій сульфат, потрібно, використовуючи таблицю розчинності, добрати катіон, який утворює розчинний

	<p>хлорид і нерозчинний сульфат (або навпаки). Цій умові відповідає катіон Барію.</p> <p>Щоб довести наявність натрій хлориду в розчині, який міститься у третій пробірці, потрібно добрати катіон, який з хлорид-аніоном утворює нерозчинну сполуку. Цій умові відповідає катіон Аргентуму(I)</p>
<p>Виберіть шлях розв'язання завдання (розпізнавання речовин)</p>	<p>Складаємо план: а) визначення хлоридної кислоти за допомогою розчину лакмусу; б) визначення розчину натрій сульфату за допомогою розчину барій хлориду; в) доведення наявності натрій хлориду в розчині за допомогою розчину аргентум(I) нітрату</p>
<p>Перевірте наявність необхідних реактивів, а за їхньої відсутності продумайте інший варіант розв'язання завдання з використанням наявних реактивів</p>	<p>Замість розчину лакмусу можна використати розчин метилового оранжевого або універсальний індикаторний папір.</p> <p>Замість розчину барій хлориду можна використати розчин барій нітрату або розчини кальцій хлориду чи кальцій нітрату.</p> <p>Замість розчину аргентум(I) нітрату можна використати розчин плюмбум(II) нітрату</p>
Експериментальна частина	
<p>Відберіть проби виданих речовин у чисті пробірки, пронумеруйте їх і додайте в усі пробірки перший реактив. Зафіксуйте спостереження. Зробіть висновок</p>	<p>У розчині з першої склянки фіолетовий лакмус набув червоного кольору. Отже, у склянці № 1 міститься хлоридна кислота</p>
<p>У чисті пробірки відберіть порції речовин з тих склянок, уміст яких ще не визначено, й додайте другий реактив. Зафіксуйте спостереження. Зробіть висновок</p>	<p>Унаслідок добавляння розчину барій хлориду до розчину речовини з третьої склянки утворився білий дрібнокристалічний осад. Висновок: у склянці № 3 міститься розчин натрій сульфату</p>
<p>У чисту пробірку відберіть порцію наступної речовини й доведіть, яка це речовина</p>	<p>Унаслідок добавляння розчину аргентум(I) нітрату до розчину речовини з другої склянки утворився білий сирнистий осад. Висновок: у склянці № 2 міститься розчин натрій хлориду</p>
<p>Зробіть загальний висновок, у якій склянці міститься яка речовина</p>	<p>Висновок: у першій склянці міститься хлоридна кислота, у другій – розчин натрій хлориду, у третій – розчин натрій сульфату</p>

Розв'язання експериментальної задачі з розпізнавання речовин можна стисло оформити в такий спосіб:

Речовини	Реактиви			
	Розчин лакмусу	Розчин барій хлориду	Розчин аргентум(I) нітрату	Висновок
№ 1	Змінив колір на червоний	–	–	HCl
№ 2	–	–	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 =$ $= \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ білий сирнистий	NaCl
№ 3	–	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 =$ $= \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ білий дрібнокристалічний	–	Na_2SO_4

Окрім експериментальних задач з добування та розпізнавання речовин, існують й інші типи, метою яких є:

- спостереження фізичних і хімічних явищ і пояснення їхньої суті; класифікація речовин;
- підтвердження якісного складу речовин, характеристика їхніх властивостей;
- визначення домішок у певному об'єкті, пояснення причин вибору певного способу визначення складу сумішей;
- виділення речовини в чистому вигляді із суміші, пояснення причин вибору певного способу розділення суміші;
- проведення характерних реакцій і пояснення типових властивостей речовин;
- виготовлення розчинів речовин з різною масовою часткою й пояснення прийомів їхнього виготовлення.

Ці задачі можуть бути складниками комбінованих експериментальних задач, розв'язування яких потребує глибоких знань і міцних умінь та навичок.

Для того щоб закріпити знання про експериментальний метод у хімії та вміння розв'язувати експериментальні задачі, виконайте лабораторний дослід.



ЛАБОРАТОРНИЙ ДОСЛІД 9

Розв'язування експериментальних задач



Виконайте за порадою вчителя індивідуально або в малій навчальній групі один з варіантів завдань.

1. Експериментально здійсніть перетворення.

I варіант. Натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій хлорид;

II варіант. Купрум(II) сульфат → купрум(II) гідроксид → купрум(II) нітрат;

2. Дослідним шляхом визначте речовини у пронумерованих склянках.

I варіант. Хлоридна кислота, розчин натрій гідроксиду, розчин натрій хлориду.

II варіант. Розчини сульфатної кислоти, натрій хлориду, натрій сульфату.

набути під час лабораторного дослідження й уміння стануть вам у пригоді на наступних уроках, коли ви виконуватимете практичні роботи, а також у подальшому вивченні хімії та повсякденному житті.

Набути під час лабораторного дослідження знання й уміння стануть вам у пригоді на наступних уроках, коли ви виконуватимете практичні роботи, а також у подальшому вивченні хімії та повсякденному житті.

ПРО ГОЛОВНЕ

- Між класами неорганічних сполук існують зв'язки, які називають генетичними.
- Генетичні зв'язки – це зв'язки між різними класами сполук, які ґрунтуються на їхніх взаємоперетвореннях.
- До генетичного ряду речовин входять представники різних класів неорганічних сполук одного й того самого хімічного елемента.
- Вони мають єдине походження – генезис – і пов'язані взаємоперетвореннями.
- Існують два основних шляхи генетичних зв'язків між неорганічними речовинами: один з них починається металами, інший – неметалами.
- В експерименті ми здобуємо інформацію про досліджуваний об'єкт у контрольованих, штучно створених умовах. Саме це відрізняє його від спостереження.
- Експериментальні задачі – якісні задачі, які розв'язують експериментальним шляхом.



Перевірте себе

1. Що означає термін «генетичний»? 2. Що таке генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук? 3. Які ознаки характеризують генетичний ряд? 4. Які є два основних шляхи генетичних зв'язків між неорганічними речовинами? 5. Яке значення експериментального методу в хімії? 6. Які задачі називають експериментальними? 7. Які два типи експериментальних задач найпоширеніші?



Застосуйте свої знання й уміння

1. З наведеного переліку виберіть формули речовин, які належать до генетичного ряду магнію: Na, H₂O, MgSO₄, MgCl₂, S, H₂SO₃, K₃PO₄, O₂, Mg(OH)₂, SO₃, Mg, MgO.

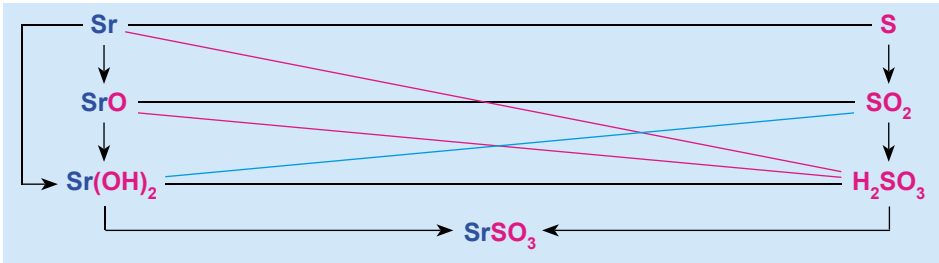


Рис. 34.3

12.* Проаналізуйте рисунок 34.4 й наведіть до нього приклади рівнянь реакцій, зазначте їхні типи.

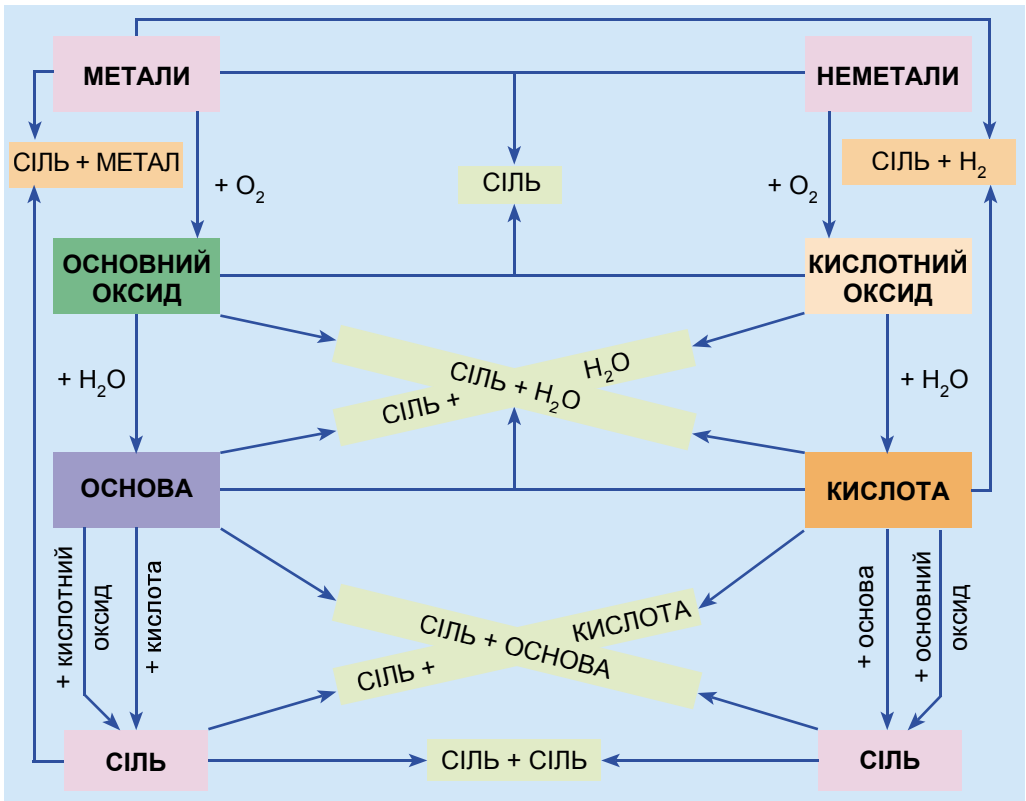


Рис. 34.4



Творча майстерня

Складіть сенкан на тему «Генетичні зв'язки між основними класами неорганічних сполук».



Дізнайтеся більше:

<http://school-collection.edu.ru/catalog/rubr/d05469b0-69bd-11db-bd13-0800200c9c11/75972/>

<https://www.youtube.com/watch?v=82ZywNS-8wl>



Практична робота 2

РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНИХ ЗАДАЧ

Під час виконання цієї роботи ви *застосуєте* набуті знання про *властивості класів неорганічних сполук та взаємозв'язки між ними, удосконалисте* вміння *складати план експерименту й проводити його, робити висновки, розв'язувати експериментальні задачі.*

За потреби використовуйте таблицю розчинності основ, кислот, амфотерних гідроксидів і солей у воді.

Увага! Для ліпшого спостереження використовуйте контрастний екран. Якщо досліди виконуєте у пробірках, беріть по 5 крапель розчинів реагентів.

Якщо дослід виконуєте у заглибинах пластини, то досить узяти по 2–3 краплі розчинів реагуючих речовин.

Будьте особливо обережні під час роботи з їдкими й отруйними речовинами, нагрівальними приладами та скляним хімічним посудом!



Вам видано штатив з пробірками або пластину для крапельного аналізу, скляні палички, піпетки, чорно-білий екран; розчини лугів, кислот, солей, нагрівальний прилад, тримач для пробірок тощо.

Виконайте досліди за порадою вчителя, використовуючи наявні реактиви. Опишіть спостереження й поясніть їх. Складіть відповідні хімічні рівняння. Зіставте мету роботи з одержаними результатами, сформулюйте й запишіть висновок.

1. Дослідним шляхом визначте, у якій з пронумерованих склянок містяться:

а) хлоридна кислота, розчин натрій гідроксиду, розчин натрій хлориду;

б) сульфатна кислота, розчин натрій хлориду, розчин натрій сульфату;

в) розчин купрум(II) сульфату, розчин купрум(II) нітрату;

г) розчин магній сульфату, розчин магній хлориду;

д) кристалічні кальцій карбонат і магній оксид;

е) кристалічні натрій карбонат і натрій нітрат;

ж) розчин алюміній сульфату та розчин натрій сульфату.

2. Експериментально здійсніть такі перетворення:
 - а) цинк → цинк сульфат → цинк гідроксид;
 - б) натрій карбонат → натрій сульфат → натрій хлорид;
 - в) купрум(II) сульфат → купрум(II) гідроксид → купрум(II) хлорид;
 - г) магній → магній хлорид → магній гідроксид → магній сульфат;
 - д) калій карбонат → кальцій карбонат → карбон(IV) оксид;
 - е) натрій гідроксид → натрій сульфат → натрій хлорид → натрій нітрат;
 - ж) алюміній хлорид → алюміній гідроксид → $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ → алюміній гідроксид → алюміній сульфат.
3. Добудьте із заліза ферум(II) сульфат.
4. З магній карбонату добудьте магній гідроксид.
5. З розчину сульфатної кислоти, купрум(II) оксиду та заліза добудьте мідь.
6. Доведіть, що до складу мінералу кальциту входить сіль карбонатної кислоти.
7. Здійсніть перетворення: натрій силікат → силікатна кислота.
8. З калій карбонату добудьте калій гідроксид.
9. Доведіть, що рідкий засіб для видалення накипу містить кислоту.
- 10*. Визначте, у якій з двох пронумерованих склянок міститься розчин засобу для чищення сантехніки, а в якій – розчин засобу для очищення поверхні плити від жиру.
11. Доведіть за допомогою характерних реакцій, що до складу розпушувача для печива входить сіль карбонатної кислоти. Поясніть, яка властивість цієї солі зумовлює її застосування.
12. Доведіть, що виданий зразок солі «Барбара» містить розчинні сульфати.
- 13*. З наявних реактивів – купрум(II) оксиду, води, купрум(II) хлориду, розчину засобу для прочищення каналізаційних труб і хлоридної кислоти – добудьте двома способами купрум(II) гідроксид. Укажіть у кожному випадку умови перебігу реакцій.
14. Доведіть, що рідкий засіб для прочищення засмічених каналізаційних труб містить луг.
15. Доведіть, що засіб для прочищення засмічених каналізаційних труб містить сіль карбонатної кислоти.

17. Лише з формул солетворних оксидів складається рядок

- А $\text{CO}_2, \text{SO}_2, \text{N}_2\text{O}, \text{SO}_3$ В $\text{NO}, \text{As}_2\text{O}_5, \text{Br}_2\text{O}_5, \text{SO}_3$
 Б $\text{CO}, \text{Cl}_2\text{O}_7, \text{P}_2\text{O}_3, \text{SO}_3$ Г $\text{CO}_2, \text{SO}_2, \text{P}_2\text{O}_3, \text{SeO}_3$

18. Сіллю є речовина, формула якої

- А BaCl_2 Б H_2O В H_2S Г SO_2

19. Формули кислотного і основного оксидів записані в рядку

- А SO_2, MgO Б $\text{CO}_2, \text{Al}_2\text{O}_3$ В $\text{Na}_2\text{O}, \text{FeO}$ Г ZnO, SO_3

20. Формули кислотного і основного оксидів записані в рядку

- А $\text{SO}_3, \text{Al}_2\text{O}_3$ Б $\text{CO}, \text{Na}_2\text{O}$ В $\text{K}_2\text{O}, \text{Fe}_2\text{O}_3$ Г CrO_3, BaO

21. Формули амфотерного гідроксиду й кислоти записані в рядку

- А $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{Zn}(\text{OH})_2$ В $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Be}(\text{OH})_2$
 Б $\text{KHSO}_4, \text{NaOH}$ Г $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{HNO}_3$

22. Кислотний оксид може утворювати

- А Sr Б Ca В Mn Г Cu

23. Сульфур(VI) оксид реагує з кожною з двох речовин

- А $\text{H}_2\text{O}, \text{HCl}$ Б O_2, CaO В MgO, NaOH Г $\text{H}_2\text{O}, \text{Cu}$

24. Ферум (III) гідроксид утворюється внаслідок дії розчинів лугів на

- А ферум(II) оксид В розчини солей Феруму(II)
 Б ферум(III) оксид Г розчини солей Феруму(III)

25. Ферум(II) хлорид реагує з кожною з двох речовин

- А MgO, HCl Б Zn, AgNO_3 В $\text{HNO}_3, \text{CO}_2$ Г CaO, CO_2

26. У схемі перетворень $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{X}_2 + \text{NaCl}$ речовина X_2 – це

- А CaSO_4 Б CaCl_2 В CaO Г $\text{Ca}(\text{OH})_2$

27. У схемі перетворень $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{+\text{NaOH}} \text{X}_1 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{SO}_4} \text{X}_2 \xrightarrow{+\text{NaOH}} \text{Fe}(\text{OH})_3$ речовинами X_1 і X_2 можуть бути відповідно

- А $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Fe}_2\text{O}_3$ В $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3, \text{Fe}_2\text{O}_3$
 Б $\text{FePO}_4, \text{Fe}_3\text{O}_4$ Г $\text{Fe}(\text{OH})_3, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

28. Карбон(IV) оксид реагує з кожною з двох речовин

- А $\text{H}_2\text{O}, \text{NaOH}$ В $\text{H}_2\text{O}, \text{SO}_3$
 Б $\text{K}_2\text{SO}_4, \text{KOH}$ Г $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2$

29. Унаслідок прожарювання хром(III) гідроксиду утворюється вода і

- А хром(II) оксид В хром(II) гідроксид
 Б хром(III) оксид Г хром(VI) оксид

30. Кальцій нітрат можна добути внаслідок взаємодії

- А кальцій оксиду і барій нітрату
 Б кальцій карбонату і калій нітрату
 В кальцій гідроксиду і нітратної кислоти
 Г кальцій ортофосфату і натрій нітрату

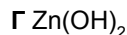
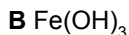
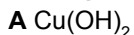
31. Розведена сульфатна кислота реагуватиме з

- А нікелем Б сріблом В киснем Г міддю

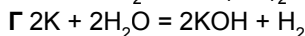
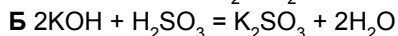
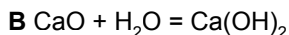
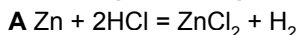
32. Яка з речовин змінює забарвлення індикатора?

- А $\text{Cu}(\text{OH})_2$ Б KOH В $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Г $\text{Zn}(\text{OH})_2$

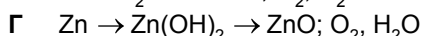
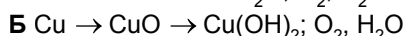
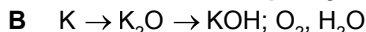
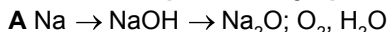
33. Яка з речовин реагує з кислотним оксидом?



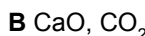
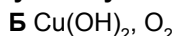
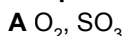
34. Укажіть рівняння реакції нейтралізації.



35. Генетичний ряд металу і реактиви правильно зазначені в рядку



36. Які речовини реагуватимуть між собою?



37. Для здійснення перетворень за схемою $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ необхідно послідовно використати

A хлор і водень

Б натрій хлорид і натрій гідроксид

В хлоридну кислоту і натрій гідроксид

Г хлоридну кислоту і воду

38. Для здійснення перетворень за схемою $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ необхідно послідовно використати

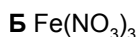
A кисень, воду, кальцій гідроксид

Б воду, натрій ортофосфат, кальцій оксид

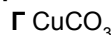
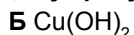
В кисень, водень, кальцій гідроксид

Г воду, натрій ортофосфат, кальцій гідроксид

39. Формула речовини, яку пропущено в ланцюжку перетворень $\text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$, – це



40. Формула речовини, яку пропущено в ланцюжку перетворень $\text{Cu} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{CuCl}_2$, – це



41. Схема перетворень $\text{E} \rightarrow \text{E}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{E}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{ECl}_3$ відповідає генетичному ряду

A натрій \rightarrow натрій оксид \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій хлорид

Б алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній хлорид

В кальцій \rightarrow кальцій оксид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій хлорид

Г сірка \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow сульфїтна кислота \rightarrow натрій сульфїт

42. Схема перетворень $\text{E} \rightarrow \text{E}_2\text{O} \rightarrow \text{EON} \rightarrow \text{ECl}$ відповідає генетичному ряду

A натрій \rightarrow натрій оксид \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій хлорид

Б алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній хлорид

В кальцій \rightarrow кальцій оксид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій хлорид

Г сірка \rightarrow сульфур(IV) \rightarrow сульфїтна кислота \rightarrow натрій сульфїт

43. Схема перетворень $\text{E} \rightarrow \text{EO} \rightarrow \text{E}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{E}(\text{NO}_3)_2$ відповідає генетичному ряду

A натрій \rightarrow натрій оксид \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій хлорид

Б алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній хлорид

В кальцій \rightarrow кальцій оксид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій нітрат

Г сірка \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow сульфїтна кислота \rightarrow натрій сульфїт

44. Схема перетворень $E \rightarrow EO_2 \rightarrow H_2EO_3 \rightarrow Na_2EO_3$ відповідає генетичному ряду

- А** натрій \rightarrow натрій оксид \rightarrow натрій гідроксид \rightarrow натрій хлорид
- Б** алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow алюміній хлорид
- В** кальцій \rightarrow кальцій оксид \rightarrow кальцій гідроксид \rightarrow кальцій нітрат
- Г** сірка \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow сульфітна кислота \rightarrow натрій сульфід

45. Генетичний зв'язок – це зв'язок між речовинами

- А** різних класів, утворених одним хімічним елементом, пов'язаними взаємоперетвореннями, і відображує єдність їхнього походження
- Б** різних класів, утворених одним хімічним елементом, пов'язаних взаємоперетвореннями, і відображує відмінність їхнього походження
- В** однакових класів, утворених різними хімічними елементами, пов'язаних взаємоперетвореннями, і відображує єдність їхнього походження
- Г** речовинами однакових класів, утворених одним хімічним елементом, пов'язаних взаємоперетвореннями, і відображує єдність їхнього походження



Домашній експеримент

1. Дослідження фізичних властивостей речовин з різними типами кристалічних ґраток: води, кухонної солі, піску.

Виберіть крупні кристалики кам'яної солі. Заморозьте кілька кубиків льоду. Приготуйте порцію кварцового піску¹. За допомогою сильної лупи розгляньте кристалики речовин. Перевірте, чи є в них запах.

Порівняйте твердість цих речовин. Спробуйте подряпати кристаликами скляну пластинку, подрібнити їх молотком. **УВАГА!** Захистіть очі й руки, щоб не поранити їх гострими скалками.

Використовуючи пластикові одноразові стаканчики, перевірте, чи розчиняються кухонна сіль і кварцовий пісок у воді. У якій з цих речовин найнижча температура плавлення й кипіння? Чому?

Опишіть свої спостереження й зробіть висновок за результатами дослідження.

2. Дія на сік буряка лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину.

У три одноразові пластикові стаканчики налийте лимонного соку, розчину харчової соди, мильного розчину. Додайте в кожний зі стаканів трохи свіжовичавленого соку червоного буряка. Опишіть свої спостереження й зробіть висновок за результатами дослідження



Навчальні проекти

1. З історії відкриття періодичної системи хімічних елементів.
2. Форми періодичної системи хімічних елементів.
3. Залежність фізичних властивостей речовин від типів кристалічних ґраток.
4. Сполуки основних класів у будівництві й побуті.
5. Хімічний склад і використання мінералів.
6. Вирощування кристалів солей.
7. Вплив хімічних сполук на довкілля і здоров'я людини.

¹ Чистий кварцовий пісок можна придбати в зоомагазині – його використовують як ґрунт для акваріумів. Ліпше взяти пісок крупного помелу, щоб можна було вибрати крупні кристалики кварцу. Також можна використати річковий, морський, кар'єрний пісок.

Підсумки

Цього навчального року ви розширили й поглибили знання про світ речовин, переконалися в залежності властивостей речовин від їхнього складу та будови. Набули нових умінь використовувати періодичну систему як важливе джерело інформації про хімічні елементи та їхні сполуки. Ви вдосконалили вміння сприймати й обробляти інформацію різного формату – алгоритмічні приписи, табличні дані, графіки, діаграми.

Ви можете назвати молярний об'єм газів за нормальних умов та число Авогадро, пояснити сутність фізичної величини кількість речовини, встановити взаємозв'язок між фізичними величинами (масою, молярною масою, об'ємом, кількістю речовини).

Вам до снаги визначити число атомів (молекул) у певній кількості речовини, молярну масу, масу й кількість речовини, об'єм газу за нормальних умов, відносну густину газу.

Ви умієте не лише називати оксиди, кислоти, основи, солі за сучасною науковою українською хімічною номенклатурою, а й можете скласти формули цих сполук, описати їхню поширеність у природі, навести приклади основних і кислотних оксидів, оксигеновмісних і безоксигенових, одно-, дво-, триосновних кислот, розчинних і нерозчинних основ, амфотерних гідроксидів, солей, індикаторів.

Розрізнити реакції заміщення, обміну, нейтралізації, основні й кислотні оксиди, розчинні й нерозчинні основи, амфотерні гідроксиди, середні солі також у вашій компетенції.

Ви можете схарактеризувати фізичні та хімічні властивості оксидів, основ, кислот, солей і скласти відповідні рівняння реакцій. Також ви класифікуєте неорганічні речовини і встановлюєте генетичний зв'язок між ними.

Ви обґрунтовуєте залежність між складом, властивостями та застосуванням речовин і прогнозуєте перебіг хімічних реакцій солей та кислот з металами, використовуючи ряд активності.

Оцінити значення неорганічних сполук також вам до снаги.

Ви умієте обчислювати за рівняннями хімічних реакцій масу, кількість речовини та об'єм газу (н. у.) за відомою масою, кількістю речовини одного з реагентів чи продуктів реакції, розпізнати дослідним шляхом кислоти і луги за допомогою індикаторів.

Ви удосконалили вміння складати план експерименту, проводити його, робити висновки, навчилися розв'язувати експериментальні задачі. Висловити судження про значення хімічного експерименту як джерела знань, про вплив речовин на навколишнє середовище і здоров'я людини – це завдання є для вас посильним.

Ви неухильно дотримуетесь запобіжних заходів під час роботи з кислотами і лугами не лише в шкільній хімічній лабораторії, а й у побуті.

Ви осягнули сутність періодичного закону і формулюєте його визначення, описуєте структуру періодичної системи. Можете навести приклади лужних, інертних елементів, галогенів.

Важливо, що ви здатні схарактеризувати: сутність прийому класифікації та його роль у науці; закону як форми вираження наукових знань про

природу; стан електронів у атомах; будову атомів (№ 1–20) і розподіл електронів у них; елемент за його положенням у періодичній системі.

Ви набули важливого вміння складати електронні та графічні електронні формули атомів, здатні обґрунтувати фізичну суть періодичного закону й пояснити закономірності періодичної системи, залежність властивостей елементів та їхніх сполук від електронної структури атомів. Ви аналізуєте інформацію, закладену в періодичній системі, та використовуєте її для характеристики хімічного елемента, оцінюєте значення періодичного закону.

Ви спроможні навести приклади сполук із ковалентним та йонним хімічним зв'язком, визначити ступені окиснення атомів елементів у сполуках за їхніми формулами та вид хімічного зв'язку в типових випадках. Ви складаєте бінарні формули речовин за ступенями окиснення атомів елементів і використовується поняття електронегативності під час складання хімічних формул.

Можете пояснити утворення йонного, ковалентного неполярного, ковалентного полярного зв'язків, схарактеризувати їхні особливості й обґрунтувати електронну природу. Ви прогнозуєте властивості речовин залежно від виду хімічного зв'язку й типу кристалічних ґраток.

Якщо так, щиро вітаємо, компетентні восьмикласники! Рівень вашої загальноосвітньої підготовки з хімії відповідає державним вимогам.

Не засмучуйтеся, якщо виявили у своїх знаннях і вміннях прогалини. Ліквідувати їх допоможе наполеглива робота з підручником.

Зичимо успіхів!

Глумачний словничок

А

Алгоритм – походить від algorithmi – латинської форми написання імені великого математика IX ст. Аль Хорезмі, який сформулював правила виконання арифметичних дій. Точний набір інструкцій, які описують послідовність дій виконавця для досягнення результату, розв'язування завдання.

Алгоритмічний – прикм. до алгоритм.

Аналог (від грец. analogia – відповідність, подібність) – те, у чому виявляється схожість, подібність до іншого предмета або явища.

Аніон – негативний йон.

Аргумент (від лат. argumentum) – судження (або сукупність суджень), яке наводять на підтвердження істинності іншого судження.

Атом – найменша частинка елемента, що зберігає його хімічні властивості; електрично нейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра, яке практично визначає його масу (більше за 99,9 %), та електронів, що оточують ядро, визначають розміри атома.

Б

Бінарні сполуки – складні речовини, що складаються з двох будь-яких елементів.

Будівельний розчин – матеріал, який добувають унаслідок тверднення суміші в'язучої речовини (цемент), дрібного наповнювача (пісок), замішувача (вода) і, за потреби, спеціальних добавок.

В

Валентність – число хімічних зв'язків, що утворює атом з іншими атомами.

Валентність вища – максимальне значення валентності, що може виявляти хімічний елемент, у багатьох випадках дорівнює номеру групи в періодичній системі.

Вапно гашене – кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Вапно негашене – кальцій оксид CaO .

Вапняк – кальцій карбонат CaCO_3 .

Вапняна вода – насичений розчин кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$ у воді.

Відносна атомна маса – безрозмірна величина, що дорівнює відношенню маси атома до $\frac{1}{12}$ маси нукліда Карбону $^{12}_6\text{C}$.

Відносна молекулярна маса – це величина, що дорівнює відношенню маси молекули до $\frac{1}{12}$ маси нукліда Карбону $^{12}_6\text{C}$.

Властивості – це ознаки, за якими речовини або тіла відрізняються одне від одного чи подібні одне до одного.

Г

Галогени – хімічні елементи головної підгрупи VII групи (VIIA підгрупи).

Гідрат – речовина, що є продуктом приєднання води до іншої речовини.

Гідратація – приєднання води до різних речовин.

Гідроксиди – сполуки, які містять йон OH^- . Загальна формула таких сполук $\text{M}(\text{OH})_n$, де n – ступінь окиснення металічного елемента. Можуть виявляти основні або амфотерні властивості.

Гіпотеза (від грец. hypothesis – підстава, припущення) – наукове положення, висновок, що пояснює певні явища дійсності на основі припущення. Будь-яке припущення, здогад.

Група періодичної системи – вертикальний ряд хімічних елементів, що об'єднує подібні за властивостями хімічні елементи.

Д

Діаграми Венна (Venn diagrams) – загальна назва низки методів візуалізації та способів графічної ілюстрації, широко використовуваних у різних галузях науки і математики; увів Джон Венн, британський філософ, математик і логік, у 1881 р. Власне, діаграма Венна показує всі можливі відношення між множинами або подіями з певної родини.

Е

Експеримент (від лат. experimentum – проба, дослід) – метод пізнання, за допомогою якого в контрольованих і керованих умовах досліджують явища природи й суспільства.

Експериментальні задачі – вид самостійної роботи, у якій учитель лише ставить завдання, а вибір шляху розв'язання й проведення експерименту учні визначають самостійно. Експериментальні задачі не містять інструкцій, а лише умови. Розробити план розв'язання й здійснити його учні мають самотужки.

Електронегативність – властивість атомів притягувати спільні електронні пари.

Електрони – елементарні частинки з електричним зарядом -1 та масою, приблизно у 2000 разів меншою за масу протона чи нейтрона.

Електронна конфігурація атома – умовний запис, що характеризує розподілення електронів у атомі по орбіталах.

Електронна оболонка – група електронів, що рухаються навколо ядра атома.

Емпіричний (від грец. empeiria – досвід) – той, що ґрунтується на досвіді, практиці.

Енергетичний підрівень – сукупність орбіталей з однаковою енергією.

Енергетичний рівень – сукупність електронів, що мають близьку енергію.

Ерудиція (від лат. eruditio – ученість, пізнання) – глибокі всебічні пізнання, широка поінформованість.

З

Завись – 1. Суміш рідини або газу з твердими частинками, які перебувають у завислому стані; змучення. 2. Рідка лікарська форма, що утворюється під час змішування нерозчинних речовин з водою, оліями, гліцеролом тощо

Закон – істотний, сталий і повторюваний зв'язок між явищами.

Закон Авогадро – у рівних об'ємах будь-яких газів, що перебувають в однакових умовах (температура й тиск), міститься однакове число молекул.

Закономірність – повторюваний, суттєвий зв'язок явищ.

Зв'язок йонний – зв'язок, що утворюється між протилежно зарядженими йонами однієї речовини.

Зв'язок ковалентний – зв'язок, що виникає між атомами завдяки утворенню спільної електронної пари.

Зв'язок ковалентний неполярний – ковалентний зв'язок, у якому спільна електронна пара однаково належить обом атомам і не зміщена в бік одного з них, зв'язок між однаковими атомами.

Зв'язок ковалентний полярний – ковалентний зв'язок, у якому спільна електронна пара зміщується в бік атома більш електронегативного елемента, завдяки чому на ньому виникає частковий негативний заряд, зв'язок між атомами різних елементів з різницею електронегативностей не більше за 2.

I

Ідеальний газ – це газ, у якому молекули можна вважати матеріальними точками, а силами притягання й відштовхування між молекулами можна знехтувати. У природі такого газу не існує, але близькими за властивостями до ідеального газу є реальні розріджені гази, тиск у яких не перевищує 200 атмосфер і які перебувають за не дуже низької температури, оскільки за таких умов відстань між молекулами набагато перевищує їхні розміри.

Ізотопи – різні нукліди одного хімічного елемента.

Індекс – число атомів певного елемента у складі молекули або структурної одиниці.

Індикатор (від пізньолат. *indicator* – вказівник) – речовина, що після введення до розчину змінює свій колір або колір розчину й таким чином дає змогу визначити його хімічну природу.

Інертні елементи – хімічні елементи головної підгрупи VIII групи (VIIIА підгрупи).

ІЮПАК (англ. і фр. *IUPAC*) – Міжнародний союз теоретичної (чистої) і прикладної хімії (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) – організація, яка координує дослідження, що потребують міжнародного узгодження, контролю й стандартизації, рекомендує (затверджує) хімічну термінологію, назви елементів тощо.

Ї

Їдкий калі – калій гідроксид KOH .

Їдкий натр – натрій гідроксид NaOH .

Й

Йони – одноатомні або багатоатомні частинки, що мають електричний заряд.

К

Каталізатор – речовина, що бере участь у реакції і змінює її швидкість, але сама в реакції не витрачається. Каталізатори, що збільшують швидкість реакції, називають позитивними, а ті, що зменшують, – негативними (або інгібіторами). Найбільш поширений та універсальний каталізатор – платина.

Катіон – позитивний йон.

Каустична сода (від грец. kaustikos – їдкий, пекучий) – каустик – технічна назва натрій гідроксиду.

Кислота – сполука, у молекулі якої є один або кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватися на один або кілька атомів металічного елемента.

Кислотний дощ – утворюється внаслідок реакції кислотних оксидів Нітрогену й Сульфуру з атмосферною вологою.

Кислотний залишок – частина молекули кислоти, з якою сполучені атоми Гідрогену.

Кількість речовини – фізична величина, що показує число структурних одиниць даної речовини (атомів, молекул, йонів тощо). Одиниця вимірювання – 1 моль. 1 моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць.

Класифікація (від лат. classis – розряд, клас і ...фікація) – система розподілу предметів, явищ або понять на класи, групи тощо за спільними ознаками, властивостями.

Коефіцієнт – показує число молекул (структурних одиниць), що вступають до певної хімічної реакції.

Компетентний (від лат. competo – домагаюся; відповідаю, підходжу) – той, який володіє компетенцією або компетентністю, спроможний.

Компетенція (від лат. competo – домагаюся; відповідаю, підходжу) – 1. Коло повноважень, наданих законом, уставом або іншим актом конкретному органу або посадовій особі. 2. Знання, досвід у тій або іншій галузі.

Кристал (від грец. krystallos – лід) – тверде тіло, що має природну форму багатогранника і внутрішню впорядковану будову. ** Рідкі кристали – рідини, що мають властивості кристалів, швидко реагують на зовнішні зміни й широко використовуються в техніці.

Л

Луги – розчинні гідроксиди металічних елементів. До них відносять гідроксиди лужних і деяких лужноземельних елементів.

Лужні елементи – хімічні елементи головної підгрупи I групи (IA підгрупи).

Лужноземельні елементи – хімічні елементи головної підгрупи II групи (IIA підгрупи).

М

Маса атома – це маса атома, виражена в грамах або кілограмах.

Маса молярна – маса речовини кількістю 1 моль.

Масова частка елемента – це величина, що показує, яка частка маси речовини або молекули припадає на атоми цього елемента.

Метод (від грец. methodos – шлях дослідження, теорія, навчання) – спосіб досягнення якої-небудь мети, розв'язання конкретного завдання; сукупність прийомів або операцій практичного або теоретичного освоєння (пізнання) дійсності.

Множина (математичний термін) – сукупність елементів, об'єднаних за певною ознакою.

Модель (від лат. *modulus* – міра, зразок) – уявний чи умовний (зображення, опис, схема і т. ін.) образ якого-небудь об'єкта, процесу або явища, що використовується як його «представник».

Молекула – найменша частинка речовини, що є носієм усіх її властивостей. Молекули складаються з атомів.

Н

Нано... (від грец. *nanos* – карлик) – префікс для утворення найменувань часток одиниць, рівних одній мільярдній вихідних одиниць.

Нанометр – одна мільярдна метра.

Нуклід – різновид атомів з певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Нуклони – субатомні частинки, з яких складаються ядра атомів. Нуклони є двох видів: протони та нейтрони.

О

Об'єм молярний – об'єм речовини кількістю 1 моль. Молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов дорівнює 22,4 л/моль.

Оксид амфотерний – оксид, що виявляє хімічні властивості кислотних і основних оксидів залежно від умов.

Оксид кислотний – оксид, якому відповідає кислота. Утворюється атомами неметалічних елементів або металічних із високим ступенем окиснення (вище за +4).

Оксид несолетворний – оксид, якому не відповідає жодна кислота з таким самим ступенем окиснення елемента, що утворює оксид.

Оксид основний – оксид, якому відповідає основа. Утворюється атомами металічних елементів.

Оксиди – хімічні сполуки, що складаються з атомів двох хімічних елементів, один з яких – Оксиген зі ступенем окиснення –2.

Орбіталь – це область простору, де ймовірність знаходження електрона вища за 90 %.

Основа – сполука, яка складається з катіонів металічного елемента й аніонів OH^- .

П

Парниковий ефект – нагрівання внутрішніх шарів атмосфери. Парниковий ефект підвищує середню температуру планети, зм'якшує розходження між денними й нічними температурами. Посилення парникового ефекту може призвести до глобальних змін клімату Землі.

Період – горизонтальний ряд елементів у періодичній системі, що починається лужним елементом і закінчується інертним.

Періодичний закон – властивості хімічних елементів та сполук, що вони утворюють, перебувають у періодичній залежності від заряду ядра їхніх атомів.

Пігменти (від лат. *pigmentum* – фарба) – в хімії – барвники, застосовувані у вигляді тонких порошоків для фарбування пластмас, гуми, хімічних волокон, виготовлення фарб.

Підгрупа головна – *s*- або *p*-елементи однієї групи періодичної системи.

Підгрупа побічна – *d* та *f*-елементи однієї групи періодичної системи.

Піко- (від ісп. *piso* – мала величина) – частина складного слова, що означає 10^{-12} (п).

Презентація (від англ. presentation) – 1. Спосіб наочного подання інформації з використанням аудіовізуальних засобів. Зазвичай презентація містить у собі текст, ілюстрації до нього й витримана в єдиному графічному стилі. Використання інформаційних технологій розширює форми і методи подання матеріалу. 2. Захід, проведений з метою поширення деякої інформації й/або демонстрації деяких товарів, послуг тощо.

Продукти реакції – це речовини, що утворюються під час хімічної реакції.

Прості речовини – речовини, які складаються з атомів одного хімічного елемента.

Протони – субатомні частинки, що входять до складу ядра атома, з електричним зарядом +1 та масою, що дорівнює 1 атомній одиниці маси (1 а. о. м.).

Р

Радіоактивні ряди, радіоактивні родини – групи генетично зв'язаних радіоактивних нуклідів, у яких кожний наступний нуклід утворюється унаслідок розпаду попереднього.

Радіоактивність (від лат. radio – випромінюю і activus – дієвий) – процес мимовільного перетворення нестійкого нукліду одного хімічного елемента в нуклід іншого елемента, що супроводжується випускненням елементарних часток.

Реагенти – це речовини, що вступають у хімічну реакцію.

Реакції заміщення – це реакції, у яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині.

Реакція нейтралізації – хімічна реакція між кислотою і лугом з утворенням солі й води.

Реакція обміну – хімічна реакція, у результаті якої дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами (атомами або групами атомів).

Реакція розкладу – хімічна реакція, у результаті якої з однієї складної речовини утворюється дві (або більше) речовини.

С

Силікоз (від лат. silex – кремій) – хронічне легеневе захворювання гірників, спричинюване тривалим вдиханням силікатного пилу, що містить силіцій(IV) оксид.

Система (від грец. systema – ціле, складене із частин) – сукупність елементів, що перебувають у відношеннях і зв'язках один з одним, утворюють певну цілісність, єдність.

Складні речовини – речовини, які складаються з атомів різних хімічних елементів.

Спектральний аналіз – (від лат. spectrum – уявлення, образ) – дослідження хімічного складу речовини на основі вивчення її спектрів. Спектральні лінії – вузькі ділянки спектра, кожна з яких відповідає певній довжині хвилі. Спектральні прилади – прилади для розкладання світла оптичного діапазону на спектри за довжинами хвиль.

Специфічний (від лат. specificus – особливий) – 1. Характерний тільки для кого-, чого-небудь, властивий виключно комусь, чомусь; своєрідний, особливий. 2. *спец.* Який має особливі властивості, будову, склад.

Спін електрона – це його внутрішня властивість, що характеризує поведінку електрона в магнітному полі.

Спонтанний (від лат. *spontaneus* – мимовільний) – 1. Викликаний внутрішніми причинами, без впливу, дії ззовні. Спонтанне випромінювання. 2. Мимовільний.

Спостереження – цілеспрямоване сприйняття, зумовлене завданням діяльності. Головна умова наукового спостереження – об'єктивність, тобто можливість контролю шляхом або повторного спостереження, або застосування інших методів дослідження (наприклад, експерименту).

Ступінь окиснення – це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, який би виник на ньому, якщо всі полярні зв'язки мали б йонний характер.

Ступінь окиснення вищий – максимальне позитивне значення ступеня окиснення, що може виявляти хімічний елемент, у багатьох випадках дорівнює номеру групи в періодичній системі.

Ступінь окиснення нижчий – мінімальне значення ступеня окиснення, що може виявляти хімічний елемент; для металічних елементів дорівнює нулю.

Т

Технологія (від грец. *techne* – мистецтво, майстерність, уміння) – сукупність методів обробки, виготовлення, зміни стану, властивостей, форми сировини, матеріалу або напівфабрикату, здійснюваних у процесі виробництва продукції.

Тривіальний (від лат. *trivium* – досл. трипуття) – позбавлений новизни, оригінальності. Занадто звичайний, простий.

Ф

Факт (від лат. *factum* – здійснене) – дійсна, не вигадана подія, дійсне явище; те, що сталося, відбулося насправді. Приклад, випадок. Те, що є матеріалом для певних висновків і відповідає об'єктивній дійсності. Реальність, дійсність; те, що об'єктивно існує.

Фізична величина – характеристика матеріального об'єкта (або явища), однакова в якісному відношенні для багатьох об'єктів, але в кількісному відношенні індивідуальна для кожного об'єкта. Кожна фізична величина має назву й позначення. Числове значення величини – абстрактне число, що входить у значення величини. Одиниця вимірювання фізичної величини – фізична величина фіксованого розміру, однорідна вимірюваній, якій умовно присвоєно числове значення, що дорівнює одиниці.

Формат (від лат. *formato* – надаю форму) – 1. У системах обробки інформації – структура інформаційного об'єкта, що піддається обробці, зберіганню, передачі. 2. Тематика, коло питань, що висвітлюються в теле-, радіопередачі, рубриці газети тощо.

Фундаментальний (від лат. *fundamentum*) – ґрунтовний, позитивний, солідний, головний.

Х

Хімічний елемент – різновид атомів з однаковою зарядом ядра.

Хімічний зв'язок – це взаємодія атомів, що здійснюється шляхом обміну електронами або їхнім переходом від одного атома до іншого.

Ч

Число Авогадро – число структурних одиниць, що містить речовина кількістю 1 моль.

Предметний покажчик

А

Алгоритм 9, 11, 14, 15, 16, 82, 86, 92, 98, 125, 158, 186, 200, 202
 Амфотерний гідроксид 103, 168, 174, 175
 Амфотерність 44, 46
 Аніон 62

В

Валентність 72, 202
 Вища валентність 43, 44, 48, 75
 Вищий оксид 29, 43, 48, 112, 119
 Відносна атомна маса 11, 34, 202
 Відносна густина газів 95–99
 Відносна молекулярна маса 9, 11, 12, 202

Г

Галогени 18, 24, 25, 43, 69, 202
 Генетичний зв'язок 117, 175, 182, 183, 190
 Гідроксиди 44, 103, 168, 170, 171, 85
 Група періодичної системи 28, 29, 203

Е

Електрон 5, 31, 203
 Електронегативність 59, 60, 203
 Електронна орбіталь 39, 40, 48, 203
 Елемент хімічний 5–8
 Енергетичний підрівень 39, 203
 Енергетичний рівень 39, 203

З

Закон
 Авогадро 204
 збереження маси 78, 104, 106, 110
 періодичний 26, 27, 50, 51, 54, 206
 Зауранові елементи 50, 51
 Зв'язок
 йонний 62, 204
 ковалентний неполярний 60, 204
 ковалентний полярний 60, 204
 хімічний 57, 58

І

Ізотопи 33, 204
 Індикатори 204
 лакмус 8, 129, 133
 метиловий оранжевий 120, 129, 131, 145, 153, 173, 175, 188
 універсальний 19, 54, 129, 131, 134, 145, 150, 151, 173, 174, 184, 188

фенолфталеїн 19, 118, 129, 131, 134, 150, 174, 175, 184
 Інертний елемент 28, 60, 204
 Інертні гази 28, 60

Й

Йон 62–64, 204

К

Катіон 62–64, 69, 70, 112, 125, 127, 129, 130, 142, 143, 158, 159, 187, 188, 204
 Кислоти 7–10, 13, 19, 48, 104, 105, 107, 114, 118–121, 135, 137–139, 140–154, 163, 167, 173–175, 177, 178, 184, 187, 194, 205
 безоксигенові 139, 142, 177
 добування 175
 класифікація 134
 назви 140
 фізичні властивості 123
 хімічні властивості 144
 Кислотний
 дощ 151, 203
 залишок 139, 203
 оксид 116
 Кількість речовини 80
 Класифікація 205
 неорганічних речовин 102, 103
 хімічних елементів 18
 Кристал 67, 205
 Кристалічні ґратки 68

Л

Луги 205
 добування 178
 фізичні властивості 126
 хімічні властивості 128
 Лужний
 елемент 19
 метал 19
 Лужноземельний
 елемент 205
 метал 205

М

Масова частка розчиненої речовини 13
 Масова частка хімічного елемента в речовині 10

Метали 6
Мінерал 112, 158, 168, 194, 199
Молекула 206
Молярна маса 84
Молярний об'єм 90

Н

Нейтрон 31, 33
Неметали 6
Нуклід 33
Нуклонне число 33

О

Оксиди 7, 45, 69, 111–115, 117–121,
128, 134, 149, 175–177, 179, 183–185
Орбіталь електронна
s- 36
p- 37
Основи 8, 105, 123–125, 127, 134–
136, 167, 179
Основний гідроксид 44, 69
Основний оксид 44, 103, 121, 184,
206

П

Період 23, 27–30, 40, 42–44, 45–47,
59–61, 206
великий 29
малий 27
незавершений 28, 29
Періодична система хімічних елемен-
тів 25, 27, 29, 45
довга форма 26, 27, 50
коротка форма 29, 31
Періодичність 26, 27, 50
Пігменти 113, 114, 136, 159, 170, 206
Підгрупа 28–30, 40, 42, 43, 45, 46,
60, 61, 118, 206
головна 28–30, 40, 42, 46, 64, 74,
202, 204–206
побічна 29, 30, 206
Природний ряд хімічних елементів 26
Протон 5, 6, 31–36, 47, 81, 203, 206,
207
Протонне число 33, 34

Р

Радіус атома 39, 40, 42, 43, 48, 64
Реакція
заміщення 147, 148, 165, 207

нейтралізації 130, 132, 134, 150,
154, 174, 175, 207
обміну 118, 121, 130–132, 134,
149, 154, 163, 165, 168, 178, 207
розкладу 5, 7, 8, 109, 134, 135,
170, 176, 177, 207
сполучення 5–8, 111

Речовина

проста 5–8, 18–20, 26, 42, 48, 72,
75, 103, 105, 147, 175, 207
складна 5–10, 12, 18, 26, 105, 111,
115, 118, 121, 125, 127, 130, 139,
143, 147, 148, 152, 158, 169, 175,
202, 207

Розчин 10–16, 19, 45, 113, 118–120,
124–126, 128–132, 135, 137, 138,
140, 145–148, 150, 151, 153, 154,
158, 162–165, 168, 169, 172–175,
178, 179, 184, 187–190, 193, 194

Ряд активності металів 146, 148, 164,
165

С

Солі 105, 118–121, 130, 132, 151,
154, 156, 158–160, 163, 168, 169,
176–179, 187, 194, 199
Спін електрона 36–38, 40, 207
Сплави 13
Стала Авогадро 83
Ступінь окиснення 72–76, 112, 115,
203, 208
Сублімація 69

Т

Таблиця розчинності 132, 136, 155, 156

Х

Хімічна номенклатура 102, 103, 105
Хімічна формула 9, 11, 86, 134, 141

Я

Ядро атомне 8, 35, 45, 58

Іменний покажчик

А

Авогадро Амедео 78, 80–83, 85, 203,
208

Б

Баландін Рудольф Костянтинович 66
Бекетов Микола Миколайович 146,
148

Берцеліус Єнс Якоб 103, 104
Будрейко Микола Андрійович 57
Букхайм Лотар-Гюнтер 51
Бунзен Роберт Вільгельм 51
Буссенго Жан Батист 95

В

Венн Джон 88, 136

Г

Ганч Артур Рудольф 45
Гарро Л. 93
Гей-Люссак Жозеф Луї 45
Гельмонт Ян Баптиста ван 89
Голуб Андрій Матвійович 6, 104
Горбачевський Іван (Ян) Якович 104

Д

Дальтон Джон 8
Деберейнер Йоганн Вольфганг 20, 21
Деві Гемфрі 22
Дейк Антоніс ван 136
Джеффри Чосер 105, 144
Дроб'язко Євген Антонович 128

І

Іваненко Дмитро Дмитрович 31, 32

К

Кандинський Василь Васильович 159
Кузанський Микола 134

Л

Лавуазьє Антуан Лоран 18, 103, 104
Лаксман Кирило Густавович 182
Леєнсон Ілля Абрамович 8, 12, 17
Ломоносов Михайло Васильович 9
Льюїс Герберт Ньютон 58, 59

М

Маклін Алістер 133
Макміллан Едвін Маттісон 51

Маслоу Абрахам Гарольд 102
Мейер Лотар Юліус 23
Менделєєв Дмитро Іванович 18, 22,
23, 25, 26, 29, 49–54, 84, 99
Мозлі Генрі Гвін Джефріс 34, 35

Н

Незвал Вітеслав 128
Ньюлендс Джон Александер Рейну 22

П

Паланик Чак (Палагнюк Чарльз
Майкл «Чак») 89
Перепелиця Олександр Петрович 8
Пойа Дьордь 12
Полінг Лайнус Карл 59, 60
Прістлі Джозеф 181

Р

Родигін Костянтин Михайлович 105,
144

С

Сіборг Гленн Теодор 50, 51
Содді Фредерік 32
Спіцин Віктор Іванович 41

Т

Тенар Луї Жак 45

Ф

Фарадей Майкл 62, 185
Ферсман Олександр Євгенович 67, 112
Фігуровський Микола Олександрович
47, 49

Х

Ходнев Олексій Іванович 53
Хомченко Василь (Василь Федорович)
137

Ч

Чедвік Джеймс 32
Чугаєв Лев Олександрович 52

Ш

Шанкуртуа Олександр Еміль Бегюйе
де 21
Шеєле Карл Вільгельм 138, 178

Таблиця розчинності основ, кислот, амфотерних гідроксидів та солей у воді (за температури 20–25 °С)

	H ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ¹⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	#	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	–	–	–	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	#	–	Н	–	Н	Н	#	М	Н	Н	Н	#	#	#
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	–	Н	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	#	#	#	#	Р	М	#	#	М	#	#	#	#	#
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	#	#	Н	#	Н	Н	Н	Н	Н	#	Н	#	#	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	#	Н	Н	Н	Н	#	#	Н	#	#	#	Н	Н	#	#	Н	Н	#	#

Р – розчинні (більше 1 г в 100 г води);

М – малорозчинні (від 1 г до 0,001 г в 100 г води);

Н – нерозчинні (менше від 0,001 г у 100 г води);

– не існують; «–» – реагують з водою з утворенням нерозчинних основних солей чи гідроксидів

Ряд електронегативності елементів:

Cs, Rb, K, Ba, Na, Sr, Li, Ca, Mg, Al, Be, Zn, Cr, Fe, Si, V, H, P, C, S, J, Br, Cl, N, O, F

Ряд активності металів:

Li, Rb, K, Cs, Ra, Ba, Sr, Ca, Na, Ac, La, Y, Mg, Sc, Be, Al, Ti, Mn, Cr, Zn, Ga,
 Fe, Cd, In, Co, Ni, Sn, Pb, (H) Sb, Re, Bi, Cu, Ru, Ag, Rh, Hg, Pd, Pt, Au

Витискувальний ряд кислот (кожна попередня кислота може витіснити наступну з її солей)

