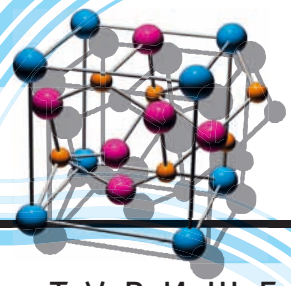
НАОЧНИЙ ДОВІДНИК



Л. В. ТУРИЩЕВА

ХІМІЯ

8–9

Київ — Харків
VESTA

Згідно з програмою Міністерства освіти і науки України
(наказ № 306 від 20.05.2001)

Рецензенти:
Ю. В. Ісаєнко, канд. хім. наук, доцент ХНУ ім. В. Н. Каразіна
Т. М. Гранкіна, заслужений учитель України,
учитель хімії НВК «Авторська школа Бойка» м. Харкова

Наочний довідник з хімії допоможе учням систематизувати, конкретизувати та поглибити набуті знання та вміння, а також навчитися працювати самостійно.

Структура та зміст посібника відповідають чинній програмі з біології для середніх загальноосвітніх навчальних закладів. Навчальний матеріал згрупований за програмними темами і поданий у наявній формі: у вигляді таблиць, схем, діаграм, графіків, малюнків, які супроводжуються необхідними коментарями.

Змістовний ілюстративний матеріал довідника посилює емоційне сприйняття навчальної інформації, активізує творче осмислення і більш глибоке засвоєння набутих знань.

Туріщева Л. В.
Т86 Хімія. 8—9 класи: Наочний довідник. — К., Х.: Веста, 2007. — 110 с.

Видання містить навчальний матеріал у вигляді таблиць, схем, діаграм, малюнків за розділами шкільного курсу біології 8—9 класів і складено відповідно до чинної програми для середніх загальноосвітніх навчальних закладів.

Наочний довідник призначено для учнів, абітурієнтів і вчителів хімії.

Навчальне видання
ТУРІЩЕВА Людмила Василівна

Хімія. 8—9 класи

Наочний довідник

Зав. редакцією *М. Л. Іщук*
Технічний редактор *В. І. Труфен*
Коректор *О. Г. Неро*

ТОВ «Веста». Свідоцтво ДК № 2540 від 26.06.2006.
61064 Харків, вул. Бакуніна, 8А.

Адреса редакції: 61145 Харків, вул. Космічна, 21а.
Тел. (057) 719-48-65, тел./факс (057) 719-58-67.
Для листів: 61045 Харків, а/с 3355.
З питань реалізації: (0572) 58-25-61.
www.ranok.com.ua

© Л. В. Туріщева, 2007
© ТОВ «Веста», 2007

ЗМІСТ

8 КЛАС

Предмет неорганічної хімії. Значення хімії в народному господарстві та побуті

Розділ 1

Тема 1. **Початкові хімічні поняття**

Речовини, властивості речовин. Чисті речовини та суміші. Способи розділення сумішей . . . 9
Фізичні та хімічні явища 12
Хімічний елемент. Назви та символи хімічних елементів 14
Прості та складні речовини. Молекулярна і немолекулярна будова речовин 16
Хімічна формула. Відносна молекулярна маса речовини 17
Валентність атомів елементів 18
Атомно-молекулярне вчення 19
Закон збереження маси речовин. Хімічні рівняння 21

Тема 2. **Прості речовини. Повітря**

Оксисен — хімічний елемент, кисень — проста речовина.
Фізичні та хімічні властивості кисню. Добування і застосування кисню 22
Повітря і його склад 24
Горіння і повільне окиснення 26
Гідроген як хімічний елемент і водень як проста речовина. Властивості водню.
Добування і застосування водню 27
Об'ємні співвідношення газів у хімічних реакціях. Закон Авогадро.
Молярний об'єм газів 29

Тема 3. **Складні речовини. Основні класи неорганічних речовин**

Оксиди 31
Вода як найважливіший оксид 33
Кислоти 36
Хлоридна кислота і хлороводень 39
Основи 40
Солі 43
Класифікація неорганічних речовин 46

Тема 4. **Хімічні реакції**

Класифікація хімічних реакцій 47
Енергетичний ефект хімічних реакцій 48
Швидкість хімічних реакцій 49
Хімічна рівновага. Реакції оборотні та необоротні 51

9 КЛАС

Розділ 2

Тема 1. **Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома**

Поняття про лужні метали 54
Поняття про галогени 55
Періодична система хімічних елементів 56
Будова атома. Склад атомних ядер 57
Будова атома і періодична система елементів Д. І. Менделєєва
Будова електронних оболонок атомів 59
Характеристика хімічних елементів за їх положенням у системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва 64

Тема 2. **Хімічний зв'язок і будова речовини**

Електронегативність хімічних елементів 66
Полярний і неполярний ковалентний зв'язки 66
Йонний зв'язок 68
Кристалічні ґратки 69
Ступінь окиснення і валентність 70
Окисно-відновні реакції 72

Тема 3. **Розчини**

Поняття про розчини та розчинність 75
Електроліти та неелектроліти. Теорія електролітичної дисоціації 77
Реакції йонного обміну 82

Тема 4. **Загальні відомості про метали**

Характеристика металів 83
Добування металів. Електроліз 88
Корозія металів. Сплави 90
Доменне виробництво чавуну 93
Способи виробництва сталі 95
Кальцій і його сполуки 97
Натрій і Калій як представники лужних металів 98
Алюміній і його сполуки 99
Ферум і його сполуки 101

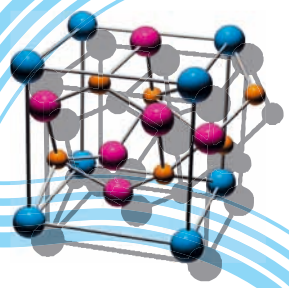
ДОДАТКИ

Словник термінів 104

Довідкові таблиці

Електронегативність елементів
Зміна кольору індикаторів залежно від середовища 107
Таблиця розчинності 108
Періодична система елементів Д. І. Менделєєва 109

Література 110



XIMIA

8

ПРЕДМЕТ НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ. ЗНАЧЕННЯ ХІМІЇ В НАРОДНОМУ ГОСПОДАРСТВІ ТА ПОБУТІ

Хімія — це наука про речовину, її будову, властивості та реакції, внаслідок яких утворюються нові речовини.

Хімічна наука розглядає властивості та зміни тіл, склад тіл, пояснює причину того, що відбувається з речовинами під час хімічних перетворень.

М. В. Ломоносов

Найважливіші розділи хімії

Розділ	Предмет вивчення
Неорганічна хімія	Вивчення елементів та їхніх сполук (окрім більшості сполук Карбону)
Органічна хімія	Сполуки Карбону (окрім карбон оксидів, карбонатної кислоти, карбонатів, простих сполук Карбону)

Сучасний період характеризується тісним зближенням і переплетенням наук. З однієї науки в іншу проникають методи та ідеї. На межі зіткнення наук виникають дедалі нові «гібридні» науки, такі як хімічна фізика, біофізика, біохімія, фізико-хімічна біологія, геохімія та ін.

А. Н. Несмеянов

Завдання неорганічної хімії

Історія розвитку хімічних знань у давнину

Держава	Хімічні знання та їх застосування
Єгипет	Єгиптяни бальзамували трупи, створювали фарби різних кольорів, які відзначалися яскравістю та міцністю (наприклад, блакитну фарбу одержували, сплавляючи скло із солями Купруму(II) та виливаючи гарячий сплав у холодну воду), одержували клейкі речовини, варили мило. Під час розкопок у Єгипті були знайдені хімічні лабораторії, сполучені безпосередньо з храмами
Месопотамія	У Месопотамії добре знали метали, способи їх добування й обробки. Ще за 300 років до н. е. її жителі видобували з руд залізо, мідь, срібло і свинець. Це було можливим завдяки тому, що металурги вміли одержувати температуру (понад 1000°С); виготовляли вироби з інкрустацією по сріблу та бронзі, будівельні матеріали (особливо цеглу). У Месопотамії використовувалися хімічні способи знезаражування води. Археологами знайдені медичні та хімічні рецепти, зокрема рецепти виготовлення мила
Індія	Індуси мали широкі хімічні знання. Вони вміли фарбувати тканини й навіть друкували на них малюнки. Із міді, бронзи та заліза, які їм були відомі з початку III тисячоліття до н. е. вони робили знаряддя праці та зброю. Уже в I—II тисячоліттях до н. е. індуси знали золото та срібло. Розвивали ювелірне мистецтво. У священних «Ведах» згадується про добрива, ліки (під час виготовлення яких використовувались нітратна, хлоридна та сульфатна кислоти). Знаменита Кутубська колона поблизу м. Делі свідчить про розвиток металургії в Стародавній Індії. Колона заввишки 7 м і масою понад 6 т складається з чистого заліза, яке не іржавіє. Для вчених залишається загадкою, як вдалося одержати таку велику кількість чистого заліза і як можна було викувати таку масу заліза
Китай	Китайцям належить винахід порцеляни. Керамічні вироби з білої глини з'явилися ще у XVIII—XII ст. до н. е., а вже в VII—IX ст. Китай міг пишатися своїми порцеляновими виробами (у Європі порцеляна з'явилася лише в XVII ст.). На початку II ст. у Китаї був винайдений папір, який спочатку робили з кори дерев, а згодом почали використовувати пагони бамбука й очерету. Китайцями були розроблені способи добування цукру з рослин, а також лаків, ліків, фарб. У Китаї ще до нашої ери вміли добувати порох
Давня Греція	Більш розвиненим, ніж у інших народів давнини, у греків було виробництво фарб. Вони вміли фарбувати не лише вовняні, але й лляні тканини, що значно важче. Греки відносно пізно дізналися про залізо (приблизно за одну тисячу років до н. е.), а дрібний посуд виготовляли, як правило, з благородних металів

Основні ідеї алхімії

Основні ідеї алхімії	
	Сонце, зорі та планети впливають на всі процеси, що відбуваються на Землі
	Існують чотири елементи: теплота, холод, сухість, вологість
	Існує первинна матерія, яка міститься скрізь і всюди. Вона забруднена різними домішками. Видаляючи домішки від первинної матерії, можна одержати «філософський камінь», який може перетворити неблагородний метал на благородний, а також зціляє хвороби й повертає молодість
	На Землі існують сім металів, які зароджуються й розвиваються в надрах під впливом небесних світил. Ці сім металів присвячені семи богам: золото — Сонцю, срібло — Місяцю, залізо — Марсу, олово — Юпітеру, мідь — Венері, свинець — Сатурну, ртуть — Меркурію

Страшно подумати, що сталося б із цим людством, якби суворим середньовічним опікунам суспільної думки вдалося перепалити та перетопити, як чаклунів, як шкідливих членів суспільства, всіх цих пристрасних трудівників над потворною думкою, які несвідомо будували хімію і медицину.

І. М. Сеченов

Алхімічні символи деяких речовин

△ вогонь	≋ вода	🜁 повітря	🜃 земля
♀ мідь	♄ свинець	☿ ртуть	♂ залізо
☾ срібло	🜔 скло	🜍 сірка	☉ золото

Використання неорганічних речовин

Конструкційні матеріали для всіх галузей промисловості, будівництва, сільського господарства та транспорту, включаючи космічну техніку (метали, сплави, цемент, скло)

Ядерне та ракетне паливо

Використання неорганичних речовин

Фармацевтичні препарати

Добрива та кормові добавки

Сировина для створення нових матеріалів

РОЗДІЛ 1

Тема 1. **Початкові хімічні поняття**

РЕЧОВИНИ, ВЛАСТИВОСТІ РЕЧОВИН. ЧИСТІ РЕЧОВИНИ ТА СУМІШІ. СПОСОБИ РОЗДІЛЕННЯ СУМІШЕЙ

Речовина — це те, що складається з частинок одного або декількох хімічних елементів, може бути в твердому, рідкому або газоподібному стані, а також має масу й об'єм. Із речовин складаються тіла.

Властивість речовин — це ознаки, за якими речовини схожі між собою або відрізняються одна від одної.

Фізичні властивості речовини не залежать від дії на неї інших речовин. До фізичних властивостей належать: форма, забарвлення, запах, розчинність, температура плавлення, густина та ін.

Чисті речовини складаються з частинок тільки одного виду.

Суміші складаються з частинок декількох чистих речовин. Наприклад, повітря — суміш із молекул азоту, кисню й інших речовин.

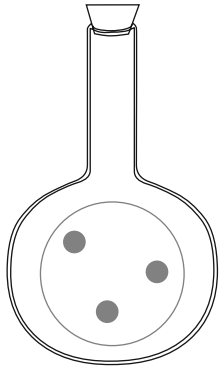
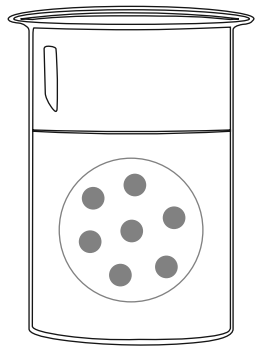
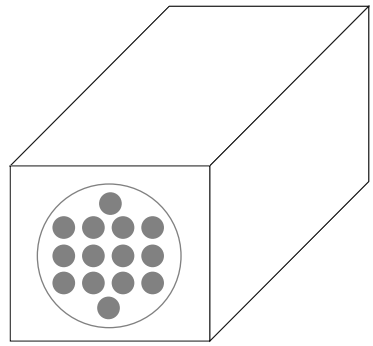
Класифікація речовин

План характеристики речовини

1. Склад (молекулярна формула, відносна молекулярна маса речовини)
2. Будова (структурна формула)
3. Фізичні властивості (агрегатний стан, колір, запах, смак, щільність, твердість, розчинність, температура кипіння, температура плавлення)
4. Хімічні властивості
5. Застосування
6. Добування (у лабораторних і промислових умовах)

Характеристика агрегатних станів речовин

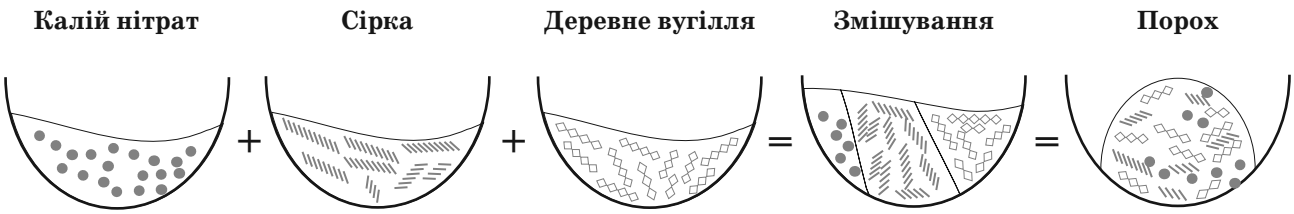
Газоподібний	Рідкий	Твердий
Газ не має певних об'єму та форми; їх легко змінити. Газ має особливу властивість: він здатний розширятися, заповнюючи весь об'єм посудини, в якій міститься	Рідина має певний об'єм, але не має певної форми. Форму рідини змінити легко, а об'єм — важко	Тверде тіло має певні об'єм і форму. Збереження об'єму та форми — властивість твердого тіла

Газ	Рідина	Тверде тіло
		
Частинки розташовані далеко одна від одної	Частинки розташовані ближче одна до одної	Частинки розташовані щільно одна до одної

Суміші

Види сумішей	Їх характеристика	Приклад
Однорідні	Суміші, в яких не можна виявити частинки речовин, які входять до суміші, навіть за допомогою мікроскопа	Розчин цукру у воді
Неоднорідні	Суміші, в яких частинки речовин, що становлять суміш, можна помітити неозброєним оком або за допомогою мікроскопа	Суміш глини з водою

Компоненти суміші (на прикладі пороху)



Способи розділення суміше

Спосіб розділення	Суть процесу	Застосування	Приклад
Відстоювання	Осідання важкої речовини або спливання легкої в посудині з рідиною	Розділення неоднорідної суміші нерозчинних у воді речовин з різною густиною	Розділення ошурок і тирси
Фільтрування	Пропускання сумішей через фільтр	Розділення неоднорідної суміші рідкої речовини та нерозчинної в ній твердої речовини	Очищення води від механічних домішок
Випарювання	Нагрівання рідини до кипіння та її випаровування. Розчинена речовина залишається у вигляді твердого кристалічного залишку	Виділення речовин з рідкої однорідної суміші	Виділення кухонної солі з розчину
Кристалізація	Часткове випаровування води з утворенням концентрованого розчину, при охолоджуванні якого розчинена речовина виділяється у вигляді кристалів	Виділення речовин з рідкої однорідної суміші	Добування кристалів мідного купоросу з його розчину
Дистиляція (перегонка)	Нагрівання рідкої суміші до випаровування її компонентів із подальшою їх конденсацією	Розділення двох або декількох рідин, що мають різні температури кипіння, а також очищення рідин від розчинених домішок	Добування дистильованої води

Етапи очистки кухонної солі, забрудненої тирсою та піском

У склянку із забрудненою сіллю приливаємо воду, перемішуємо. Тирса, що спливла, видаляється.

Фільтруємо розчин солі, забруднений піском, крізь паперовий фільтр. Пісок залишається на фільтрі.

Розчин солі поміщаємо у порцелянову чашку та нагріваємо до цілковитого випаровування води. Залишаються кристали солі.

ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ЯВИЩА

Явища — це будь-які зміни, які відбуваються в навколишньому середовищі.

Унаслідок **фізичних явищ** можуть змінюватись деякі фізичні властивості речовин (агрегатний стан, температура), але при цьому не утворюються нові матеріали або речовини.

Унаслідок **хімічних явищ** з одних речовин утворюються інші.

Реагенти — **ре**човини, що вступають у хімічні реакції.

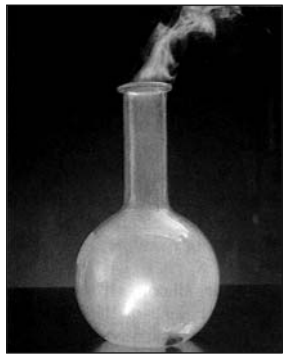
Продукти реакції — речовини, що утворилися внаслідок реакції.

Ознаки фізичних і хімічних явищ

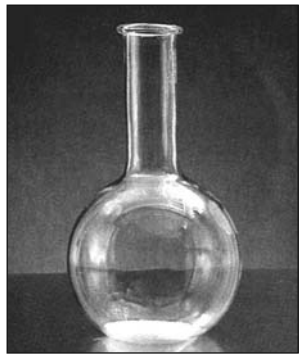
Фізичні явища	Хімічні явища
Зміна фізичних властивостей речовин (агрегатного стану, густини, електро- і теплопровідності)	Зміна забарвлення Поява запаху Утворення осаду Виділення газу Виділення або поглинання теплоти

Ознаки перебігу хімічних реакцій

Зміна кольору



Виділення газу



Утворення осаду

Виділення теплоти

Приклади фізичних і хімічних процесів

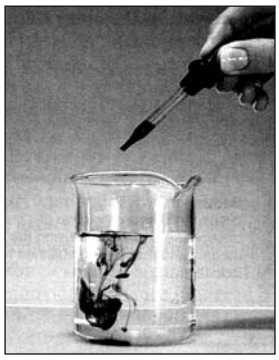
Фізичні процеси	Хімічні процеси
Перегонка сирої нафти	Горіння магнієвої стрічки
Розчинення цукру у воді	Утворення озону в атмосфері під час грози
Випаровування води з поверхні озера	Іржавіння заліза
Витягування мідного дроту	Спалювання вугілля
Плавлення скла	Потемніння посуду та прикрас із срібла

Фізичні явища

Перехід води з рідкого стану в прозорий під час кипіння

Накалювання вольфрамової нитки електричної лампи

Поширення хвиль у середовищі



Дифузія забарвленого розчину у воді

Хімічні явища

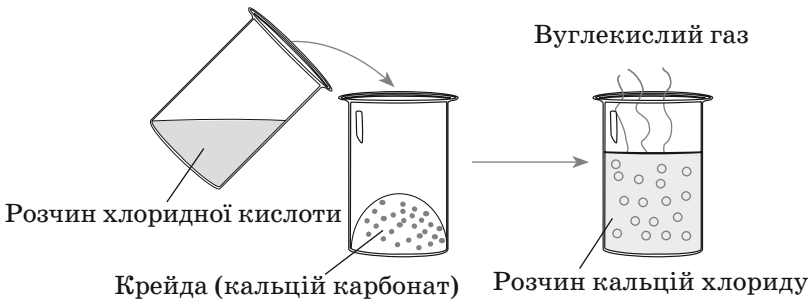
Феєрверк

Руйнування будівель і пам'ятників кислотними дощами

Горіння природного газу

Осіння зміна забарвлення листя

Хімічні реакції

У хімічних реакціях з одних речовин утворюються інші		**Умови перебігу хімічних реакцій**
		1. Зіткнення
		2. Подрібнення
		3. Розчинення
		4. Нагрівання

ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. НАЗВИ ТА СИМВОЛИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Атоми — це найдрібніші хімічно неподільні частинки речовини.

Хімічний елемент — це певний вид атомів.

Атомною одиницею маси (а. о. м.) називається 1/12 частина маси атома Карбону.

Відносною атомною масою (A_r) називається число, яке показує, у скільки разів маса атома більша за 1/12 частину маси атома Карбону.

Уся суть теоретичного вчення в хімії полягає в абстрагованому понятті про елементи. Знайти їхні властивості, визначити причини їх відмінності та схожості, а потім, на підставі цього, передбачити властивості тіл, які утворюються ними,— ось шлях, яким іде ця наука.

Д. І. Менделєєв

Назви та символи хімічних елементів

Назва хімічного елемента	Символ	Міжнародна назва	Походження назви	Ким і коли відкритий
Нітроген	**N**	Nitrogenium	Той, що породжує селітру (грец.) Нежиттєвий (латин.)	1772 р., Д. Рутерфорд, К. Шеєле
Алюміній	**Al**	Aluminium	Галун (латин.)	1827 р., Ф. Велер
Барій	**Ba**	Barium	Важкий (грец.)	1774 р., К. Шеєле; металічний барій добув у 1808 р. Г. Деві
Бор	**B**	Borum	Бура (грец.)	1808 р., Ж. Гей-Люссак, Л. Тенар
Бром	**Br**	Bromum	Сморідний (грец.)	1826 р., А. Балар
Гідроген	**H**	Hydrogenium	Той, що породжує воду (грец.)	Перша половина XVI ст., Т. Парацельс
Вольфрам	**W**	Wolfram	Вовча піна (нім.)	1781 р., К. Шеєле
Ферум	**Fe**	Ferrum	Міцність (латин.)	Відкриті в далеку давнину за II—VI тис. років до н. е. різними
Аурум	**Au**	Aurum	Ранкова зоря (латин.)	
Йод	**I**	Iodum	Колір фіалки (грец.)	1811 р., Б. Куртуа
Калій	**K**	Kalium	Від арабської назви лугу «алкалі»	1807 р., Г. Деві; чистий метал добув у 1855 р. Р. Бунзен
Кальцій	**Ca**	Calcium	Від назви вапна «калькс»	1808 р., Г. Деві
Оксиген	**O**	Oxygenium	Той, що породжує кислоту (грец.)	1771р., К. Шеєле, виділив у 1774 р. Дж. Прістлі

Закінчення таблиці

Назва хімічного елемента	Символ	Міжнародна назва	Походження назви	Ким і коли відкритий
Кобальт	**Co**	Cobaltum	Від скандинавської назви злих духів	1735 р., Г. Брандт
Силіцій	**Si**	Silicium	Від латинської назви кременя	1811 р., Ж. Гей-Люссак, Л. Тенар
Магній	**Mg**	Magnesium	Від назви Магнезії (область Стародавньої Греції)	1808 р., Г. Деві
Купрум	**Cu**	Cuprum	Від латинської назви острова Кіпр, багатого на мідь	Відкриті в далеку давнину за II—VI тис. років до н. е. різними народами незалежно один від одного
Арсен	**As**	Arsenikum	Сильний (грец.)	
Натрій	**Na**	Natrium	Від латинської назви соди	1807 р., Г. Деві
Нікель	**Ni**	Niccolum	Непридатний (нім.)	1751 р., А. Кронштедт; чистий нікель добув у 1804 р. І. В. Ріхтер
Станум	**Sn**	Stannum	Стійкий (грец.)	Відкриті в далеку давнину за II—VI тис. років до н. е. різними народами незалежно один від одного
Меркурій	**Hg**	Hydrargurum	Рідке срібло (латин.)	
Плюмбум	**Pb**	Plumbum	Звуконаслідування «пломб» (латин.)	
Сульфур	**S**	Sulfur	Ясно-жовтий (латин.)	
Аргентум	**Ag**	Argentum	Світлий, білий (латин.)	
Карбон	**C**	Carboneum	Від латинської назви вугілля	
Фосфор	**P**	Phosphorus	Світлоносний (грец.)	1669 р., Г. Брандт
Флуор	**F**	Fluorum	Той, що руйнує (грец.)	1886 р., А. Муассан
Хлор	**Cl**	Chlorum	Жовто-зелений (грец.)	1774 р., К. Шеєле
Хром	**Cr**	Chromium	Забарвлення (грец.)	1797 р., Н. Вокелен, М. Клапрот
Цинк	**Zn**	Zincum	Білий наліт (латин.)	Відкритий у далеку давнину за II—VI тис. років до н. е. різними народами незалежно один від одного

ПРОСТІ ТА СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ. МОЛЕКУЛЯРНА І НЕМОЛЕКУЛЯРНА БУДОВА РЕЧОВИН

Проста речовина — речовина, що складається з атомів одного хімічного елемента.

Складна речовина — речовина, що складається з атомів різних хімічних елементів.

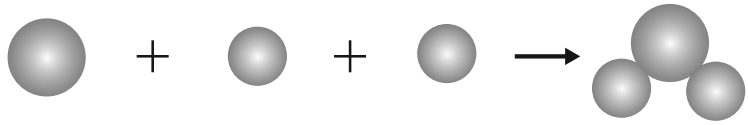
Порівняльна характеристика простих і складних речовин

Ознаки порівняння	Речовини	
	Прості	Складні
Склад	Складаються з атомів одного виду	Складаються з атомів різних видів
Поведінка в хімічних реакціях	Не розкладаються	Можуть розкладатися з утворенням кількох інших речовин
Приклади	Кисень, залізо, золото	Вода, цукор, кухонна сіль

Схема утворення простої речовини

Атоми Оксигену **Молекула кисню**

Схема утворення складної речовини



Атом Оксигену **Атоми Гідрогену** **Молекула води**

Порівняльна характеристика речовин молекулярної і немолекулярної будови

Молекулярна будова	Немолекулярна будова
Речовини складаються з молекул	Речовини складаються з атомів або йонів
За звичайних умов — гази, рідини або тверді речовини	За звичайних умов — тверді кристалічні речовини
Низькі температури кипіння, легкоплавкі, леткі	Високі температури кипіння, тугоплавкі

ХІМІЧНА ФОРМУЛА. ВІДНОСНА МОЛЕКУЛЯРНА МАСА РЕЧОВИНИ

Хімічна формула — умовний запис якісного та кількісного складу молекули хімічної сполуки.

Відносна молекулярна маса (M_r) речовини показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більша за 1/12 маси атома Карбону.

Способи зображення молекул

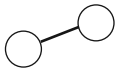
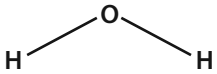
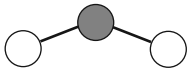
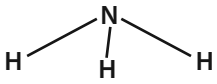
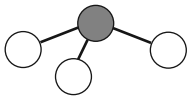
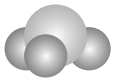
Молекулярна формула	Структурна формула	Просторові моделі молекул	
		Кулестрижневі моделі	Масштабні просторові моделі
Показує, з яких елементів складається дана речовина і скільки атомів кожного елемента входить до складу молекули	Показує послідовність сполучення атомів у молекулі даної речовини	Дозволяють наочно уявити зв'язки між атомами та їх взаємне розташування в молекулі	
		Роблять наочним відносне положення атомів у просторі, але співвідношення атомних радіусів і довжини хімічних зв'язків не відповідають дійсним	Зроблені зі зрізаних сфер, показують ступінь зближення груп у молекулі
H_2			
H_2O			
NH_3			

Схема аналізу хімічної формули вуглекислого газу (CO_2)

Формула		Склад	
Молекулярна	Структурна	Якісний	Кількісний
CO_2	O═C═O	Молекула карбон (IV) оксиду складається з атома Карбону та двох атомів Оксигену	1 моль ($6 \cdot 10^{23}$ молекул) містить 1 моль атомів Карбону і 2 моль атомів Оксигену; $M_r = 44$ а. о. м.; $M = 44$ г/моль; $m = 44$ г

ВАЛЕНТНІСТЬ АТОМІВ ЕЛЕМЕНТІВ

Валентність — це властивість атома (або групи атомів) сполучатися з певним числом інших атомів (груп атомів).

Найважливіші валентності деяких елементів

Метали	Валентність	Неметали	Валентність
Калій	1	Гідроген	1
Натрій	1	Бром	1
Аргентум	1	Іод	1
Барій	2	Хлор	1
Кальцій	2	Флуор	1
Магній	2	Оксиген	2
Цинк	2	Сульфур	2, 4, 6
Меркурій	1, 2	Нітроген	3, 5
Ферум	2, 3	Фосфор	3, 5
Плюмбум	2, 4	Карбон	4
Станум	2, 4	Силіцій	4
Алюміній	3		

Алгоритм складання молекулярної формули сполук із двох елементів (бінарних сполук)

Елементи, що входять до складу речовини	KO
⇩	⇩
Валентності елементів	$\overset{I}{K}\ \overset{II}{O}$
⇩	⇩
Найменше спільне кратне (НСК) валентностей	$\overset{I}{K}\ \overset{\boxed{2}}{}\ \overset{II}{O}$
⇩	⇩
НСК ділимо на числове значення валентності Калію, одержану частку записуємо у вигляді індексу після символу Калію	K_2O
⇩	⇩
Аналогічно знаходимо індекс після символу Оксигену (індекс, який дорівнює 1, у формулі не вказується)	K_2O

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

Молекула — найменша частинка речовини, яка має такий самий склад і всі її властивості. Молекули складаються з атомів.

Історія розвитку атомно-молекулярного вчення

Учений	Внесок у розвиток атомно-молекулярного вчення
Левкіпп (500—440 рр. до н. е.) — давньогрецький філософ	Вважав, що дроблення будь-якого каменя не є процесом нескінченним: урешті-решт виходить така частинка, подальший поділ якої неможливий. Ґрунтуючись на цьому, він стверджував, що матеріальний світ складається з дрібнесеньких частинок і порожнечі
Демокріт (460—370 рр. до н. е.) — учень Левкіппа	Назвав найдрібніші частинки «атомами», що в перекладі з грецької означає «неподільні». Розвиваючи нове вчення — атомістику, приписав атомам такі властивості, як розмір і форма, здатність до руху
Эпікур (342—270 рр. до н. е.) — послідовник Демокріта	Надав давньогрецькій атомістиці завершеності, припустивши, що в атомів існує внутрішнє джерело руху і вони здатні взаємодіяти один з одним
П. Гассенді (1592—1655 рр.) — французький філософ	Відновив і зібрав воєдино концепції давньогрецьких філософів, про яких не згадували майже двадцять століть. Основні ідеї атомістики були викладені в його працях «Про життя, звичаї і вчення Епікура» і «Зведення філософії Епікура», які стали «підручниками» для вчених і філософів
Р. Бойль (1627—1691 рр.) — англійський хімік і фізик	Установив закономірності, що описують зміну об'єму газу залежно від тиску. Якісне пояснення цим фактам дає атомістика: якщо газ складається з найдрібніших частинок і порожнечі, то легкість його стискання зумовлена зближенням атомів у результаті зменшення вільного простору між ними
М. В. Ломоносов (1711—1765 рр.) — російський учений	У 1748 р. сформулював закон збереження матерії і руху, основна ідея якого полягає в тому, що зміни в матерії, пов'язані зі зменшенням у одного тіла, припускають збільшення його у іншого тіла. У 1756 р. експериментально підтвердив його, прожарюючи метали в запаяних скляних посудинах. Установив, що маса посудини, яка містить метал, після прожарення залишається без змін, якщо посудина запаяна. При нагріванні металу у відкритій посудині його маса збільшується за рахунок його сполучання з повітрям
Дж. Дальтон (1766—1844 рр.) — англійський хімік і фізик	На початку XIX ст. сформулював теорію, згідно з якою всі прості речовини складаються з крихітних частинок — атомів. Атоми не утворюються, не руйнуються і не можуть ділитися. Атоми одного елемента однакові. Сполуки складаються з атомів, хімічно зв'язаних у молекули. Будь-яка молекула має невелике число атомів. Усі молекули однієї речовини однакові. Хімічне перетворення відбувається, коли невелике число атомів зв'язується один з одним або відокремлюється

Основні положення атомно-молекулярного вчення

Основні положення атомно-молекулярного вчення	
	1. Усі речовини складаються з атомів
	2. Атоми кожного хімічного елемента однакові між собою, але відрізняються від атомів будь-якого іншого елемента
	3. Унаслідок взаємодії атомів утворюються молекули. Молекули можуть бути двох видів: одержані при взаємодії атомів одного елемента або при взаємодії атомів різних елементів
	4. При фізичних явищах молекули зберігаються, при хімічних — руйнуються. Під час хімічних реакцій атоми, на відміну від молекул, зберігаються
	5. Хімічні реакції полягають в утворенні нових речовин із тих самих атомів, що входять до складу первинних речовин

Кількість речовини. Моль. Молярна маса

Кількість речовини (n) — це величина, яка визначається числом структурних одиниць (атомів або інших частинок) цієї речовини (моль).

Моль — міра кількості речовини. Моль дорівнює кількості речовини, що містить стільки ж структурних частинок даної речовини, скільки атомів міститься у вуглеці масою 12 г.

Молярна маса (M) — маса одного моля речовини (г/моль).

Розрахунок молярної маси

Молярна маса являє собою відношення маси речовини до кількості речовини:

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

де m — маса (г), n — кількість речовини (моль), M — молярна маса (г/моль)

Значення молярної маси чисельно збігається з відносною молекулярною масою речовини:

$$M_r(SO_2) = 64;\ M(SO_2) = 64 \text{ г/моль};$$

або відносною атомною масою елемента:

$$A_r(\text{Na}) = 64;\ M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$$

Знайти кількість речовини за відомою масою речовини можна за формулою

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

Наприклад, визначити кількість речовини ферум (II) сульфіду масою 22 г

$$n(\text{FeS}) = \frac{22 \text{ г}}{88 \text{ г/моль}} = 0{,}25 \text{ моль}$$

Знайти масу речовини за відомою кількістю речовини можна за формулою

$$m = M \cdot n.$$

Наприклад, визначити масу 0,5 моль заліза:

$$m(\text{Fe}) = 0{,}5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 28 \text{ г}$$

ЗАКОН ЗБЕРЕЖЕННЯ МАСИ РЕЧОВИН. ХІМІЧНІ РІВНЯННЯ

Усі зміни, що в натурі трапляються, такого суть стану, що скільки чого в одного тіла відніметься, стільки ж додасться до іншого. Тож, якщо десь зменшиться трохи матерії, то збільшиться в іншому місці.

М. В. Ломоносов

Сучасне формулювання закону збереження маси речовин:

Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися в результаті реакції.

Хімічне рівняння — це умовний запис хімічної реакції за допомогою хімічних формул.

Закон збереження маси речовин є основним законом хімії

$\underbrace{Ca(OH)_2 + CO_2} \rightarrow \underbrace{CaCO_3 + H_2O}$ $\underbrace{74\text{ г} + 44\text{ г}} = \underbrace{100\text{ г} + 18\text{ г}}$ $118\text{ г} = 118\text{ г}$	1. З погляду атомно-молекулярного вчення цей закон пояснюється тим, що під час хімічних реакцій загальна кількість атомів не змінюється, а відбувається лише їх перегрупування. 2. Усі розрахунки з хімічних рівнянь проводяться на його основі. Саме з відкриттям цього закону пов'язують виникнення сучасної хімії як точної науки

Аналіз хімічного рівняння

Рівняння $2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$ показує, що:	
дві молекули калій нітрату розкладаються під час нагрівання з утворенням двох молекул калій нітриту і однієї молекули кисню	два молі калій нітрату під час нагрівання розкладаються з утворенням двох молів калій нітриту і одного моля кисню

Алгоритм складання хімічних рівнянь

Записати речовини, які вступають у реакцію	⇨	$P + O_2$
⇩		⇩
Визначити класи речовин, що утворюються в результаті реакції	⇨	$P + O_2 \rightarrow PO$
⇩		⇩
Написати формули речовин, що утворюються (з урахуванням валентності всіх елементів)	⇨	$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$
⇩		⇩
Обчислити коефіцієнти рівняння так, щоб число атомів кожного елемента в лівій частині рівняння дорівнювало числу атомів елементів у правій частині	⇨	$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

ОКСИСЕН — ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ, КИСЕНЬ — ПРОСТА РЕЧОВИНА. ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ КИСНЮ. ДОБУВАННЯ І ЗАСТОСУВАННЯ КИСНЮ

Оксиди — складні речовини, що складаються з двох хімічних елементів, одним із яких є Оксиген.

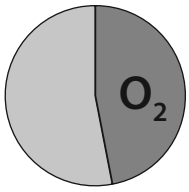
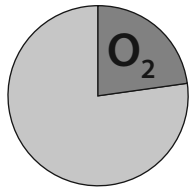
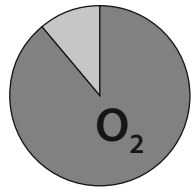
Взаємодія речовин із киснем належить до **реакцій окиснення**.

Кисень — це речовина, навколо якої обертається земна хімія.
Я. Берцеліус

Історія вивчення кисню

1772 р.	Англійський хімік Дж. Прістлі виявив, що у присутності зелених рослин «зв'язане повітря», яке не підтримує дихання, знову стає звичайним повітрям. Таким чином, уперше встановлено виділення кисню рослинами
1772—1773 рр.	Кисень (під назвою «вогненне повітря») був описаний шведським хіміком К. Шеєле. Він добув його в результаті нагрівання деяких неорганічних сполук
1774 р.	Дж. Прістлі відкрив кисень, досліджуючи газоподібні речовини, що виділяються під час розжарювання різних речовин за допомогою лінзи сонячними променями
1775 р.	Дж. Прістлі виявляє індивідуальні ознаки кисню: характерні особливості горіння в його присутності; розчинність у воді
1775 р.	А. Лавуазьє показав, що кисень — основний компонент кислоті, і у зв'язку з цим запропонував назвати цей газ «оксиген», що означає «утворюючий кислоти» (від грец. *оксис* — кислий і *геннао* — народжую). Він висунув кисневу теорію, яка дозволила з'ясувати справжню природу основних компонентів атмосферного повітря

Розповсюдженість Оксигену в природі

У земній корі	В атмосфері	У складі води
		
47 % за масою	23 % за масою	88,9 % за масою

Фізичні властивості кисню

Безбарвний газ, без смаку і запаху, малорозчинний у воді. Трохи важчий за повітря. За тиску 760 мм рт. ст. і температури 183 °C зріджується, а при зниженні температури до 219 °C твердне. У рідкому та твердому станах забарвлений у блакитний колір

Способи добування кисню в лабораторних умовах

Спосіб добування	Рівняння реакції
1) Розклад калій перманганату	$\underset{\text{калій перманганат}}{2KMnO_4} \xrightarrow{t} \underset{\text{калій манганат}}{K_2MnO_4} + \underset{\text{манган(IV) оксид}}{MnO_2} + O_2P$
2) Розклад калій хлорату	$2KClO_3 \xrightarrow{t,\ MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow$
3) Розклад гідроген пероксиду	$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$
4) Розклад меркурій оксиду	$2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2\uparrow$
5) Електроліз води	$\underset{\text{вода}}{2H_2O} \xrightarrow{\text{постійний ел. струм}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$

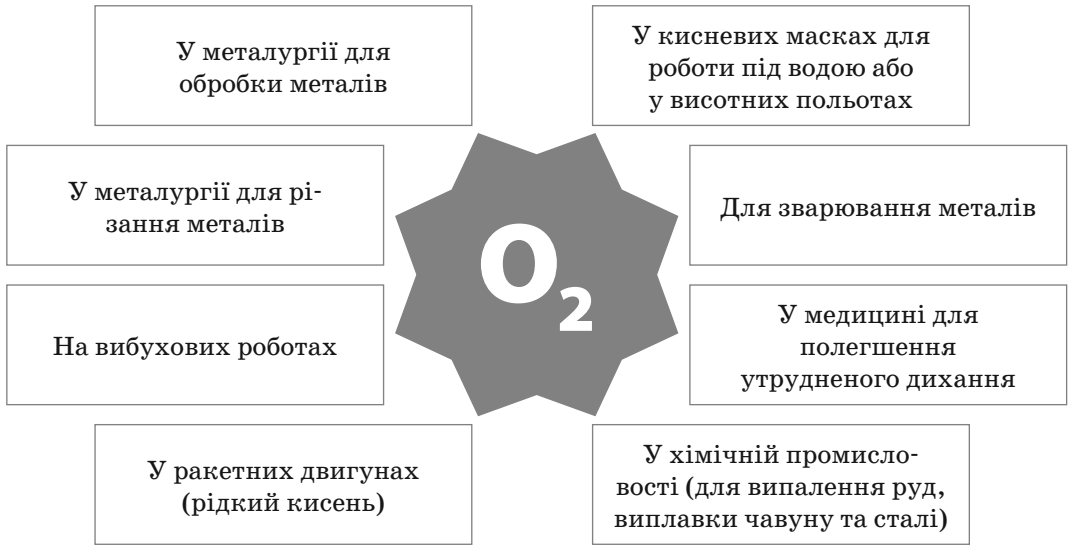
Хімічні властивості кисню

O_2 взаємодіє	з металами	$Mg + O_2 + \underset{\text{магній оксид}}{2MgO}$ $4Al + 3O_2 \rightarrow + \underset{\text{алюміній оксид}}{Al_2O_3}$
	з неметалами	$S + O_2 \rightarrow \underset{\text{сульфур(IV) оксид}}{SO_2}$ $N_2 + O_2 \rightarrow \underset{\text{нітроген(II) оксид}}{2NO}$; $4P_2 + 5O_2 \rightarrow \underset{\text{фосфор(V) оксид}}{2P_2O_5}$
	із сполуками металів і неметалами	$\underset{\text{цинк сульфід}}{2ZnS} + 3O_2 \rightarrow \underset{\text{цинк оксид}}{2ZnO} + \underset{\text{сульфур(V) оксид}}{2SO_2}$; $\underset{\text{кальцій гідрид}}{CaH_2} + O_2 \rightarrow \underset{\text{кальцій оксид}}{CaO} + \underset{\text{вода}}{H_2O}$
	з органічними речовинами	$\underset{\text{метан}}{CH_4} + 2O_2 \rightarrow \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2} + \underset{\text{вода}}{2H_2O}$; $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{12CO_2} + \underset{\text{вода}}{6H_2O}$

Найпростіший спосіб виявлення кисню

Жевріюча скіпка займається, якщо в середовищі міститься не менше ніж 28 % кисню		Жевріюча скіпка — це скіпка, що горить без полум'я, з виділенням диму

Застосування кисню



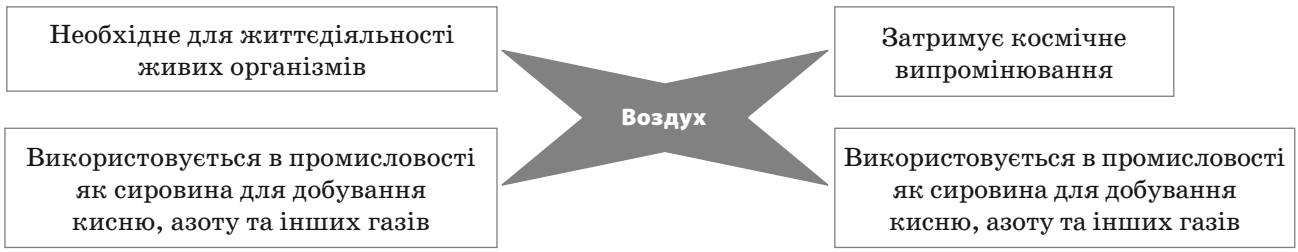
ПОВІТРЯ І ЙОГО СКЛАД

Повітря — суміш газів, які утворюють атмосферу.

Склад повітря (на нульовій висоті над рівнем моря, без урахування водяної пари й пилу)

Газ	Об'єм, %	Газ	Об'єм, %
Азот N_2	78,03	Гелій He	0,0005
Кисень O_2	20,99	Криптон Kr	0,0001
Аргон Ar	0,93	Водень H_2	0,00005
Вуглекислий газ CO_2	0,03	Озон O_3	0,00006
Неон Ne	0,0018	Ксенон Xe	0,000009

Значення повітря



Проблема охорони повітря. Забруднюючі чинники

Природні чинники	Антропогенні чинники
Виверження вулканів	Викиди промислових підприємств
Пожежі	Згоряння викопного палива
Порохові бурі	Вихлопні гази автомобілів
	Ядерні випробування
	Аварії на хімічних виробництвах і атомних електростанціях

Основні компоненти вихлопних газів автомобілів та їх дія на організм людини й навколишнє середовище

Компонент вихлопних газів	Дія на організм людини	Вплив на навколишнє середовище
Карбон(IV) оксид CO_2 (карбон діоксид (вуглекислий газ)	Викликає кисневу недостатність, що позначається на центральній нервовій системі. Невеликі дози викликають запаморочення, головний біль, відчуття втоми. Висока концентрація чадного газу може призвести до смерті	Викиди карбон діоксиду підсилюють парниковий ефект
Карбон(II) оксид CO (чадний газ, карбон моноксид)		
Оксиди Нітрогену NO_2, NO	Викликають сильне подразнення слизової оболонки очей, а у разі вдихання — утворення нітратної і нітритної кислот у дихальних шляхах	Надходячи у верхні шари атмосфери, нітроген діоксид викликає утворення кислотовмісних хмар
Органічні речовини (альдегіди, вуглеводні)	Отруйні речовини, які подразливо діють на дихальні шляхи, вражають нирки, печінку, центральну нервову систему. Відзначають симптоми задухи, загострення легеневих і нервових захворювань, бронхіальної астми	Із нітроген діоксидом під дією сонячного світла утворюють у повітрі забруднюючі речовини, які викликають сухий туман. Утворює за участю цих сполук смог, який завдає шкоди рослинам (настає швидке зів'янення) і втрат господарству (викликає корозію металів, руйнування фарб, гумових і синтетичних виробів, псування одягу)
Сірчистий газ (сульфур(IV) діоксид) SO_2	Виявляє загальнотоксичну дію на організм	При розчиненні в парах води в атмосфері утворює аерозолі сульфітної кислоти. Один із компонентів кислотних опадів
Сполуки свинцю	Отрути, що вражають нервову систему, шлунково-кишковий тракт і т. д.	Осідають на поверхні землі, забруднюючи ґрунт
Сажа	Подразливо діє на органи дихання. На поверхні частинок сажі адсорбуються канцерогенні речовини	Забруднює атмосферу, знижуючи рівень освітлення, що призводить до пригнічення і зменшення температури повітря

ГОРІННЯ І ПОВІЛЬНЕ ОКИСНЕННЯ

Горіння — реакція окиснення, що супроводжується виділенням тепла і світла.

Повільне окиснення — повільна реакція якої-небудь речовини з киснем.

Алгоритм складання рівняння горіння складної речовини

Записати формули речовин, що вступають у реакцію	$C_6H_6 + O_2 \rightarrow$
Визначити формули речовин, що утворюються	$C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
Зрівняти число атомів елементів, що входять до складу згорілої речовини	$C_6H_6 + O_2 \rightarrow 6CO_2 + 3H_2O$
Якщо в першій частині хімічного рівняння виходить непарне число атомів Оксигену, то всі коефіцієнти збільшуються у 2 рази, окрім коефіцієнта перед O_2	$2C_6H_6 + O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$
Підрахувати число атомів Оксигену в правій частині рівняння й зрівняти його коефіцієнтом у лівій частині рівняння	$2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$

Особливості процесу окиснення

1. Взаємодія кисню з різними простими і складними речовинами завжди супроводжується виділенням теплоти
2. Якщо реакція проходить швидко, то вона називається процесом горіння. Процес горіння використовують у промисловості з метою отримання тепла (спалювання нафтопродуктів, вугілля, горючих газів і т. д.), перетворення теплової енергії на механічну й електричну (спалювання різних видів пального у двигунах внутрішнього згоряння)
3. Якщо реакція проходить повільно, то процес називають повільним окисненням, або жеврінням. Повільні процеси взаємодії кисню з різними речовинами спостерігаються при диханні, гнитті й окисненні металів на повітрі
4. У результаті горіння утворюються оксиди, наприклад:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow \underset{\text{цинк оксид}}{2ZnO} + \underset{\text{сульфур оксид}}{2SO_2}$$

Умови горіння

Умови горіння	Умови припинення горіння (заходи з попередження пожежі)
Нагрівання горючої речовини до температури займання	Охолодження речовини нижче за температуру займання
Доступ кисню	Припинення доступу кисню до горючої речовини. Із цією метою використовують воду, пісок, карбон(IV) оксид (у вогнегасниках)

ГІДРОГЕН ЯК ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ І ВОДЕНЬ ЯК ПРОСТА РЕЧОВИНА. ВЛАСТИВОСТІ ВОДНЮ. ДОБУВАННЯ І ЗАСТОСУВАННЯ ВОДНЮ

Історія вивчення водню

1660 г.	Р. Бойль добув водень, діючи хлоридною кислотою на ошурки, і схарактеризував його як «повітря, народжене або відтворене заново»
1745 р.	М. В. Ломоносов у науковій праці «Про металічний блиск» відзначає: «під час розчинення якогось неблагородного металу, особливо заліза, в кислотних спиртах з отвору склянки виривається горюча пара, яка являє собою флогістон»
1766 р.	Г. Кавендіш виділив водень взаємодією цинку, олова або заліза із сульфатною або хлоридною кислотою. Кавендіш вперше докладно описав способи добування й специфічні ознаки водню
1783—1784 рр.	А. Лавуазьє і Ж. Меньє здійснили термічний розклад води і встановили, що вона складається з кисню і водню у співвідношенні 85 на 15 частин (за сучасними даними, 88,9 % O і 11,2 % H)
1787 р.	А. Гітон де Морво запропонував латинську назву *гідрогеніум*, від грецьких *гідро* і *геннао*, що означають «який народжує воду»

Розповсюдження Гідрогену в природі

У складі сполук		У вигляді простої речовини	
Входить до складу багатьох мінералів, води	Входить до складу органічних сполук	Зустрічається в невеликих кількостях у верхніх шарах атмосфери	Міститься в деяких природних горючих газах

Фізичні властивості водню

Газ без кольору і запаху. У 14,5 разів легший за повітря, малорозчинний у воді. За температури −253 °C й атмосферного тиску переходить у рідкий стан, за −259 °C твердне. За підвищеної температури добре розчиняється в багатьох металах (наприклад нікелі, платині та ін.).

Добування водню в лабораторних умовах

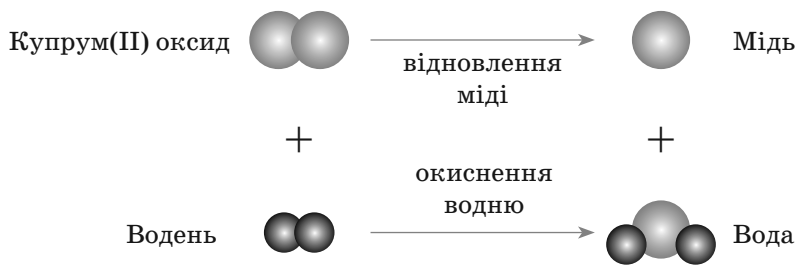
Спосіб добування	Рівняння реакції
1. Електроліз води	$2H_2O \xrightarrow{\text{ел. струм}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$
2. Взаємодія цинку з кислотою	$Zn + \underset{\text{хлоридна кислота}}{2HCl} \rightarrow \underset{\text{цинк хлорид}}{ZnCl_2} + H_2$
3. Взаємодія активних металів з водою:	$2Na + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{натрій гідроксид}}{2NaOH} + H_2\uparrow$

Хімічні властивості водню

H_2 взаємодіє	з киснем	$2H_2 + O_2 \rightarrow \underset{\text{вода}}{2H_2O}$
	з хлором	$H_2 + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{хлороводень}}{2HCl}$
	з сіркою	$H_2 + S \rightarrow \underset{\text{сірководень}}{H_2S}$
	з оцтом	$N_2 + 3H_2 \rightarrow \underset{\text{амоніак}}{2NH_3}$
	з металами	$2K + H_2 \xrightarrow{t} \underset{\text{калій гідрид}}{2KH}$ $Ca + H_2 \xrightarrow{t} \underset{\text{кальцій гідрид}}{CaH_2}$
	з оксидами металів	$CuO + H_2 \xrightarrow{t} Cu + H_2O$; $WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$

Схема окиснення і відновлення (на прикладі відновлення купрум(II) оксиду)

$$\underset{\text{окисник}}{\overset{\text{відновлюється}}{CuO}} + \underset{\text{відновник}}{\overset{\text{окиснюється}}{H_2}} \xrightarrow{t} Cu + H_2O$$



Мідь, взаємодіючи з киснем, окиснюється з утворенням купрум (II) оксиду.
Водень, взаємодіючи з купрум (II) оксидом, відновлює мідь.

Застосування водню

ОБ'ЄМНІ СПІВВІДНОШЕННЯ ГАЗІВ У ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЯХ. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНИЙ ОБ'ЄМ ГАЗІВ

Молярний об'єм (V_m) — об'єм 1 моль речовини за заданих умов.

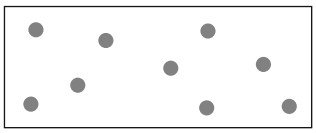
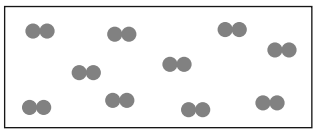
Число (стала) Авогадро (N_A) — кількість частинок в 1 моль речовини. Приблизне значення цієї сталої дорівнює $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$.

Нормальні умови (н. у.) — температура 0 °C і тиск 1 атм. (101,3 кПа).

Закон об'ємних відношень (закон Гей-Люссака): об'єми реагуючих газоподібних речовин співвідносяться між собою і з об'ємами газоподібних продуктів, що утворюються, як невеликі цілі числа.

Закон Авогадро: однакові об'єми всіх газів за однакових температури й тиску містять однакове число молекул.

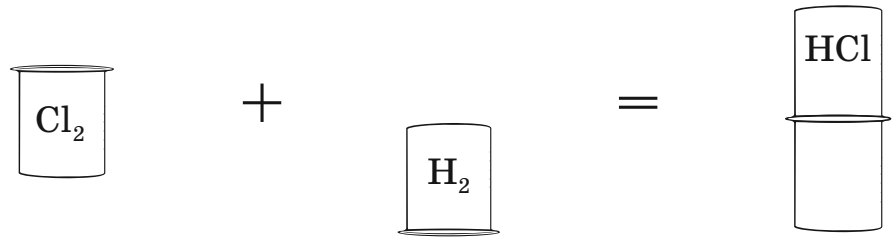
Гази

Одноатомні	Двоатомні
Гази, молекули яких складаються з одного атома (He, Ne, Ar)	Гази, молекули яких складаються з двох атомів (H_2, O_2, N_2, Cl_2, Br_2, I_2)
Гелій 	Водень 

Закон об'ємних відношень

$$\underset{1\ \text{об'єм}}{H_2} + \underset{1\ \text{об'єм}}{Cl_2} \rightarrow \underset{2\ \text{об'єми}}{2HCl}$$

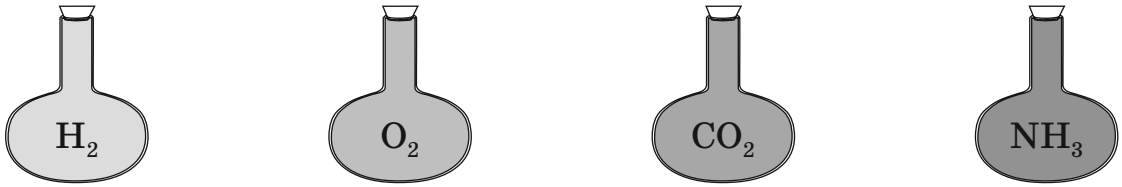
Коефіцієнти в хімічному рівнянні перед формулами газоподібних речовин відповідають співвідношенню об'ємів газів, що вступають у реакцію речовин й утворюються в результаті реакції.



1 об'єм хлору | 1 об'єм водню | 2 об'єми хлороводню

Закон Авогадро

Наслідки із закону Авогадро	
Однакове число молекул будь-яких газів за однакових умов займають однаковий об'єм	Об'єм 1 моль будь-якого газу за нормальних умов завжди дорівнює 22,4 л



1 моль водню — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Молярний об'єм 22,4 л (за н. у.)

1 моль кисню — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Молярний об'єм 22,4 л (за н. у.)

1 моль вуглекислого газу — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Молярний об'єм 22,4 л (за н. у.)

1 моль амоніаку — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Молярний об'єм 22,4 л (за н. у.)

Розрахунок молярного об'єму газу

$V_m = \frac{V}{n}$, де V — об'єм газу (н. у.); n — кількість речовини	$V_m = \frac{M}{\rho}$, де M — молярна маса газу; ρ — густина
Якщо 0,5 моль азоту за н. у. займає об'єм 11,2 л, то молярний об'єм дорівнюватиме: $V_m(N_2) = \frac{11{,}2}{0{,}5\ \text{моль}} = 22{,}4\ \text{л/моль}$	Молярний об'єм азоту, узятого в кількості 1 моль, за густини азоту 1,25 г/л, дорівнюватиме 22,4 л/моль: $V_m(N_2) = \frac{28\ \text{г/моль}}{1{,}25\ \text{г/л}} = 22{,}4\ \text{л/моль}$

Тема 3. **Складні речовини. Основні класи неорганічних речовин**

ОКСИДИ

Оксиди — це складні речовини, утворені двома елементами (бінарні сполуки), одним із яких є Оксиген.

Кислотні оксиди — це оксиди неметалів (або оксиди, яким відповідають кислоти). Це оксиди елементів з валентністю III і вищою.

Осно́вні оксиди — це оксиди металів (або оксиди, яким відповідають основи). Це оксиди елементів з валентністю I і II.

Амфотерні оксиди — це оксиди, які мають властивості і кислотних, і основних оксидів. Це оксиди деяких дво- і тривалентних елементів.

Класифікація оксидів

Солетворні		Несолетворні	Амфотерні
Кислотні оксиди	Осно́вні оксиди		
CO_2 — карбон(IV) оксид	Na_2O — натрій оксид	CO — карбон (II) оксид	Al_2O_3— алюміній оксид
SO_2 — сульфур(IV) оксид	BaO — барій оксид	NO — нітроген(II) оксид	Cr_2O_3 — хром(III) оксид
SO_3 — сульфур(VI) оксид	MgO — магній оксид		ZnO — цинк оксид
P_2O_5 — фосфор(V) оксид	FeO — ферум(II) оксид		PbO — плюмбум оксид
P_2O_3 — фосфор(III) оксид			BeO — берилій оксид
SiO_2 — силіцій оксид			

Оксиди в природі

В атмосфері	У земній корі	У гідросфері
CO_2 — вуглекислий газ	Мінерали: SiO_2 — кварц, гірський кришталь, аметист, яшма, агат Al_2O_3 — корунд, глинозем Fe_2O_3 — бурий залізняк	H_2O — вода

Характеристика амфотерних оксидів

Амфотерний елемент	Амфотерний оксид	Амфотерний гідроксид
Zn	ZnO	$Zn(OH)_2$
Al	Al_2O_3	$Al(OH)_3$
Cr	Cr_2O_3	$Cr(OH)_3$

Добування оксидів

Спосіб добування	Рівняння реакції
1. Окиснення простих речовин	$C + O_2 \xrightarrow{t} \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2}$; $3Fe + 2O_2 \xrightarrow{t} \underset{\text{залізна окалина}}{Fe_3O_4}$
2. Горіння складних речовин	$\underset{\text{купрум(II) сульфід}}{2CuS} + 3O_2 \rightarrow \underset{\text{купрум оксид}}{2CuO} + \underset{\text{сульфур(IV) оксид}}{2SO_2}$; $\underset{\text{метан}}{CH_4} + O_2 \rightarrow \underset{\text{карбон(V) оксид}}{CO_2} + 2H_2O$
3. Розклад нерозчинних основ	$\underset{\text{ферум пероксид}}{2Fe(OH)_3} \xrightarrow{t} \underset{\text{ферум(III) оксид}}{Fe_2O_3} + 3H_2O$; $\underset{\text{купрум(II) гідроксид}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{t} \underset{\text{купрум(II) оксид}}{CuO} + H_2O$
4. Розклад солей	$\underset{\text{кальцій карбонат}}{CaCO_3} \xrightarrow{t} \underset{\text{кальцій оксид}}{CaO} + CO_2$; $\underset{\text{плюмбум(II) нітрат}}{2Pb(NO_3)_2} \xrightarrow{t} \underset{\text{плюмбум(II) оксид}}{2PbO} + \underset{\text{нітроген(IV) оксид}}{4NO_2} + O_2$
5. Розклад гідроксидів	$\underset{\text{карбонатна кислота}}{H_2CO_3} \rightarrow H_2O + \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2\uparrow}$; $\underset{\text{сульфітна кислота}}{H_2SO_3} \rightarrow H_2O + \underset{\text{сульфур(IV) оксид}}{SO_2\uparrow}$

Основні галузі застосування деяких оксидів

Назва і формула оксиду	Застосування
Алюміній оксид Al_2O_3, глинозем	Добування алюмінію, високоякісних вогнетривких матеріалів
Манган(IV) оксид MnO_2	Як окисник
Арсен(III) оксид As_2O_3	Виробництво отрутохімікатів, скла
Сульфур(IV) оксид SO_2, сірчистий газ	Виробництво сульфатної кислоти
Карбон(IV) оксид CO_2, вуглекислий газ	Добування соди, виготовлення безалкогольних напоїв
Кальцій оксид CaO, палене або негашене вапно	У будівництві як в'яжучий матеріал
Цинк оксид ZnO	Як каталізатор у багатьох хімічних процесах, входить до складу цинкового білила

Хімічні властивості оксидів

Хімічні властивості	Осно́вні оксиди	Кислотні оксиди	Амфотерні оксиди
Взаємодія з водою	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ (кальцій оксид; кальцій гідроксид)	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (сульфур(VI) оксид; сульфатна кислота)	—
Взаємодія з кислотними оксидами	$CaO + SO_3 \rightarrow CaSO_4$ (кальцій оксид; сульфур оксид; кальцій сульфат)	—	$ZnO + CaO \rightarrow CaZnO_2$ (цинк оксид; кальцій оксид; кальцій цинкат)
Взаємодія з основними оксидами	—	$SO_3 + CaO \rightarrow Ca_2SO_4$ (сульфур(VI) оксид; кальцій оксид; кальцій сульфат)	$ZnO + SiO_2 \rightarrow ZnSiO_3$ (цинк оксид; силіцій оксид; цинк сілікат)
Взаємодія з амфотерними оксидами	$Na_2O + ZnO \rightarrow Na_2ZnO_2$ (натрій оксид; цинк оксид; натрій цинкат)	$P_2O_5 + Al_2O_3 \rightarrow 2AlPO_4$ (фосфор(V) оксид; алюміній оксид; алюміній фосфат)	—
Взаємодія з кислотами	$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$ (кальцій оксид; хлоридна кислота; кальцій хлорид)	—	$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ (цинк оксид; хлоридна кислота; цинк хлорид)
Взаємодія з основами	—	$SO_3 + 2NaOH \rightarrow$ (сульфур(VI) оксид; натрій гідроксид) $\rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$ (натрій сульфат)	$ZnO + 2NaOH \rightarrow$ (цинк оксид; натрій гідроксид) $\rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$ (натрій цинкат)

ВОДА ЯК НАЙВАЖЛИВІШИЙ ОКСИД

Вода — хімічна сполука Гідрогену й Оксигену.

Кругообіг води в природі — циклічний процес, при якому вода переходить з одного агрегатного стану в інший.

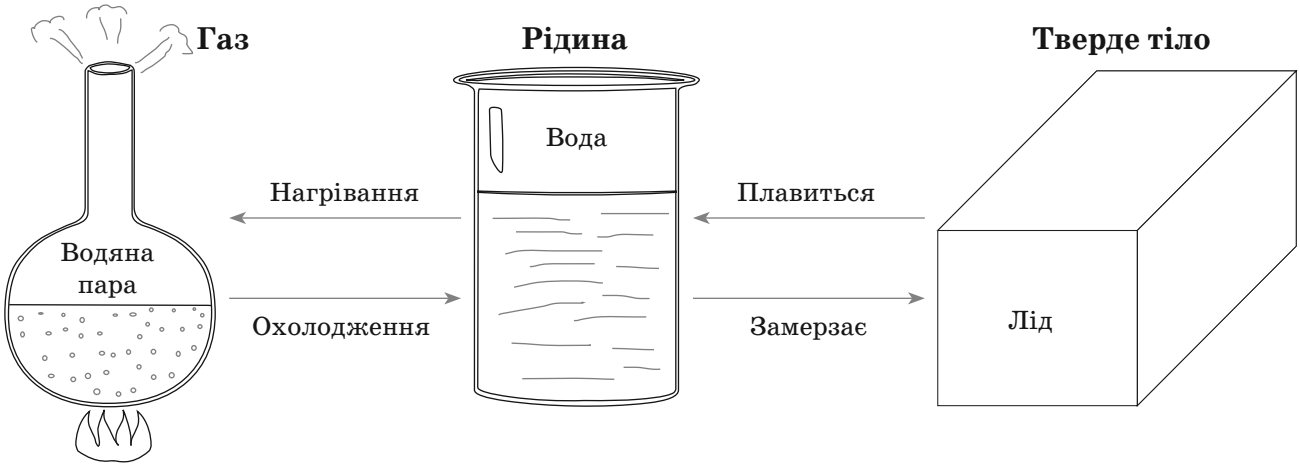
Немає природного тіла, яке могло б з нею порівнятися за впливом на хід найосновніших процесів. Немає земної речовини — мінералу, гірської породи, живого тіла — в якому не було б води.

В. І. Вернадський

Історія дослідження води

Історія дослідження води	
	Стародавні філософи Платон і Арістотель вважали воду одним із чотирьох начал всього існуючого: землі, води, вогню та повітря. З погляду Арістотеля, поєднуючи основні елементи між собою, можна одержувати всі спостережувані властивості речовин: земля з водою утворюють холод, вода з повітрям — вологість, земля з вогнем — сухість, а вогонь з повітрям — тепло
	До кінця XVIII ст. вода вважалася простою речовиною. Ці погляди були такими міцними, що навіть досліди французького хіміка Пьєра Жозефа Макера в 1775 р., під час яких він добув воду в результаті спалювання водню, не дозволили йому спростувати думку про те, що вода — «неподільна» речовина. Проте досліди, що доводять протилежне, на той час проводилися хіміками дедалі частіше
	Неелементарну природу води довів французький математик Гаспар Монж. А англійський учений Генрі Кавендіш у 1781 р. експериментально довів, що вода утворюється із «займистого повітря» з атмосферним киснем
	У 1783 р. французькі хіміки Антуан Лавуазьє і Пьєр Лаплас синтезували воду з водню. У результаті цих дослідів стало відомо, що вода складається з двох елементів, які Лавуазьє назвав Гідрогеном і Оксигеном. Так вода «перетворилася» з простого елемента на складну речовину

Агрегатні стани води



Фізичні властивості води

При атмосферному тиску	
	Прозора, не має смаку і запаху
	Густина при 4 °C — 1 г/см^3, при 20 °C — 0,9982 г/см^3
	Температура кипіння — 100 °C, температура плавлення — 0 °C
	Висока теплоємність — 4,184 кДж/(кг·К)
	Чиста вода погано проводить електрику
	Є гарним відновником

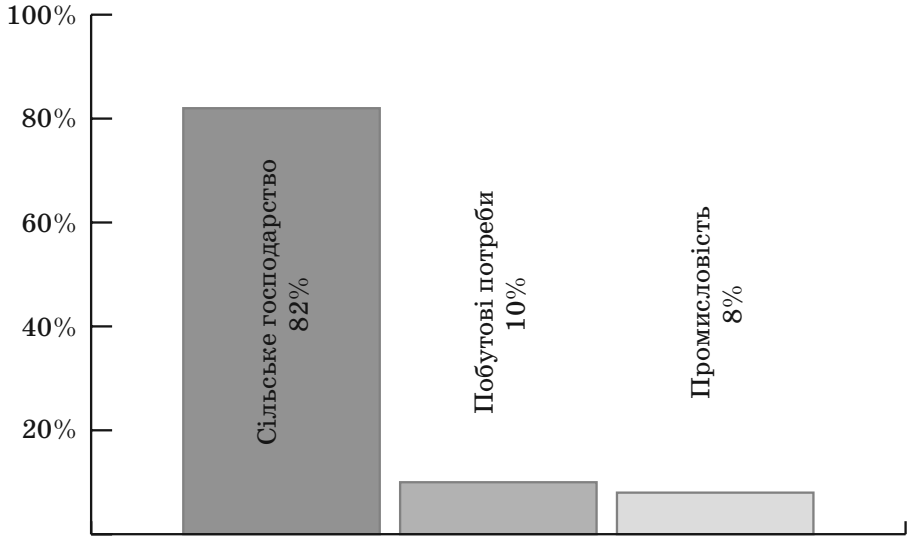
Хімічні властивості води

H_2O взаємодіє	з активними металами	$2K + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{кальцій гідроксид}}{2KOH} + H_2\uparrow$; $Ca + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{кальцій гідроксид}}{Ca(OH)_2} + H_2\uparrow$
	з менш активними металами	$Zn + H_2O \rightarrow \underset{\text{цинк}}{ZnO} + H_2$; $Mg + H_2O \xrightarrow{t} \underset{\text{магній}}{MgO} + H_2\uparrow$
	з деякими неметалами	$C + H_2O \xrightarrow{t} \underset{\text{карбон(II) оксид}}{CO} + H_2\uparrow$
	з осно́вними оксидами	$\underset{\text{магній оксид}}{MgO} + H_2O \xrightarrow{t} \underset{\text{магній гідроксид}}{Mg(OH)_2}$; $\underset{\text{натрій оксид}}{Na_2O} + H_2O \rightarrow \underset{\text{натрій гідроксид}}{2NaOH}$
	з кислотними оксидами	$\underset{\text{сульфур(VI) оксид}}{SO_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4}$; $\underset{\text{фосфор(V) оксид}}{2P_2O_5} + 3H_2O \rightarrow \underset{\text{ортофосфатна кислота}}{2H_3PO_4}$
	розкладається за високої температури під дією електричного струму	$2H_2O \xrightarrow{\text{ел. струм}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$

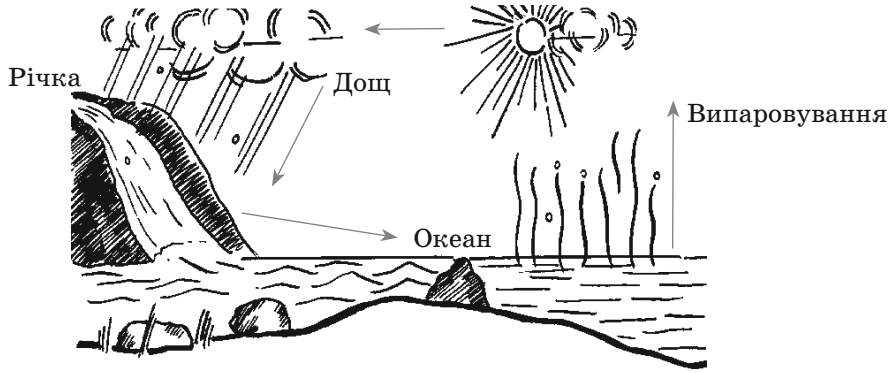
Ти не маєш ані смаку, ані кольору, ані запаху, тебе неможливо описати, тобою насолоджуватися, не відаючи, що ти таке... Ти найбільше багатство на світі...

А. де Сент-Екзюпері — про воду

Витрата води у світі на рік



Кругообіг води в природі



Значення води в природі та житті людини

Вода	Гарний розчинник для багатьох речовин
	Визначає і регулює клімат, бере участь у процесах рельєфоутворення
	Є середовищем для перебігу хімічних реакцій
	Забезпечує існування життя на Землі, входить до складу живих організмів
	Бере участь у біохімічних реакціях, є середовищем існування для водних організмів
	Сировина для промисловості, джерело енергії (ГЕС)

КИСЛОТИ

Кислоти — це складні речовини, що складаються з атомів Гідрогену й кислотного залишку.

Індикатор — хімічна речовина, забарвлення якої змінюється залежно від кислотності середовища.

Класифікація кислот за складом

Кислоти

- Безоксигенові
  - HCl — хлоридна кислота
  - HBr — бромідна кислота
  - HI — йодидна кислота
  - HF — фторидна кислота
  - H_2S — сульфідна кислота
- Оксигеновмісні
  - HNO_3 — нітратна кислота
  - H_2SO_3 — сульфітна кислота
  - H_2SO_4 — сульфатна кислота
  - H_3PO_4 — ортофосфатна кислота

Класифікація кислот за кількістю атомів Гідрогену, які входять до її складу, здатних заміщуватися на метал

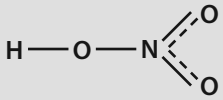
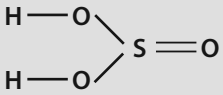
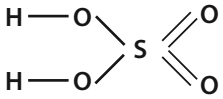
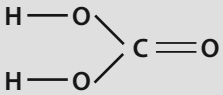
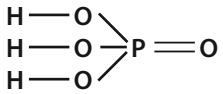
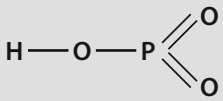
Кислоти

Одноосновні	Двохосновні	Трьохосновні
HCl HI HNO_3	H_2SO_3 H_2SO_4 H_3CO_3	H_3PO_4

Оксиди, що відповідають кислотам

Кислотний оксид	Відповідна кислота	Кислотний оксид	Відповідна кислота
SO_2	H_2SO_3	P_2O_3	HPO_3
SO_3	H_2SO_4	CO_2	H_2CO_3
P_2O_5	H_3PO_4		

Найважливіші кислоти

Назва	Формула	
	емпірична	структурна
Хлоридна	HCl	
Нітратна	HNO_3	
Нітритна	HNO_2	
Сульфітна	H_2SO_3	
Сульфатна	H_2SO_4	
Карбонатна	H_2CO_3	
Ортофосфатна	H_3PO_4	
Метафосфатна	HPO_3	

Розповсюдження деяких кислот у природі

H_2S	HCl	HNO_3, H_2SO_4	H_2CO_3
Зустрічається у вулканічних газах і у водах мінеральних джерел	Входить до складу шлункового соку	Містяться в дощовій воді «кислотні дощі»	Входить до складу природних мінеральних вод

Добування кислот

Спосіб отримання	Рівняння реакції
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою	$\underset{\text{сульфур(VI) оксид}}{SO_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4}$; $\underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2} + H_2O \rightarrow \underset{\text{карбонатна кислота}}{H_2CO_3}$
2. Витіснення сильною кислотою слабкої кислоти з її солей	$\underset{\text{натрій силікат}}{N_2SiO_3} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{натрій сульфат}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{силікатна кислота}}{H_2SiO_3}\downarrow$ $\underset{\text{натрій хлорид}}{2NaCl} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{натрій сульфат}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{хлороводень}}{2HCl}$
3. Взаємодія неметалів з воднем із подальшим розчиненням у воді (утворення безоксигенових кислот)	$H_2 + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{хлороводень}}{2HCl}$; $H_2 + S \rightarrow \underset{\text{сірководень}}{H_2S}$

Хімічні властивості кислот

Кислоти	змінюють колір індикаторів	Лакмус — червоний	
		Метилоранж — рожевий	
		Фенолфталеїн — залишається безбарвним	
	взаємодіють	з металами	$Zn + \underset{\text{хлоридна кислота}}{2HCl} \rightarrow \underset{\text{цинк хлорид}}{ZnCl_2} + H_2\uparrow$; $2Na + \underset{\text{фосфатна кислота}}{2H_3PO_4} \rightarrow \underset{\text{натрій фосфат}}{2NaPO_4} + 3H_2\uparrow$
		з основними оксидами	$\underset{\text{кальцій оксид}}{CaO} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{2HCl} \rightarrow \underset{\text{кальцій хлорид}}{CaCl_2} + H_2O$; $\underset{\text{магній оксид}}{MgO} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{магній сульфат}}{MgSO_4} + H_2O$
		з амфотерними оксидами	$\underset{\text{алюміній оксид}}{Al_2O_3} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{3H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{алюміній сульфат}}{Al_2(SO_4)_3} + 3H_2O$; $\underset{\text{хром(III) оксид}}{Cr_2O_3} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{6HCl} \rightarrow \underset{\text{хром(III) хлорид}}{2CrCl_3} + 3H_2O$
		з основами	$\underset{\text{калій гідроксид}}{2KOH} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{калій сульфат}}{K_2SO_4} + 2H_2O$; $\underset{\text{натрій гідроксид}}{3NaOH} + \underset{\text{ортофосфатна кислота}}{H_3PO_4} \rightarrow \underset{\text{натрій фосфат}}{Na_3PO_4} + 3H_2O$
		із солями	$\underset{\text{барій хлорид}}{BaCl_2} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{барій сульфат}}{BaSO_4}\downarrow + H_2O$; $\underset{\text{кальцій нітрат}}{Ca(NO_3)_2} + \underset{\text{ортофосфатна кислота}}{H_3PO_4} \rightarrow \underset{\text{кальцій фосфат}}{Ca_3(PO_4)_2} + H_2O$

Основні галузі застосування деяких кислот

Назва кислоти	Застосування
Хлоридна кислота	Виробництво солей, травлення металів, як реактив у хімічних лабораторіях
Бромідна кислота	Добування бромідів різних металів, наприклад аргентум броміду, який використовується у виробництві світлочутливих кінофотоматеріалів
Сульфатна кислота	Виробництво кислот, фосфатних і нітратних добрив, очищення різних газів, виробництво барвників
Нітратна кислота	Виробництво барвників, вибухових речовин, нітратних добрив
Ортофосфатна кислота	Виробництво фосфатних добрив

ХЛОРИДНА КИСЛОТА І ХЛОРОВОДЕНЬ

Хлоридна кислота HCl — це розчин хлороводню у воді

Порівняльна характеристика

Ознаки порівняння	Хлороводень	Хлоридна кислота
Фізичні властивості	Безбарвний газ із різким запахом; твердне за −114,2 °C; трохи важчий за повітря; густина 1,64 г/л; добре розчиняється у воді з утворенням хлоридної кислоти; на вологому повітрі «димить», утворюючи з парами води крапельки хлоридної кислоти	Безбарвна рідина з різким запахом хлороводню; максимальна концентрація хлоридної кислоти — 36 %; густина 1,18 г/мл
Добування	У лабораторних умовах добувають взаємодією сухої кухонної солі з концентрованою сульфатною кислотою. У промисловості одержують спалюванням водню в атмосфері хлору	Розчинення хлороводню у воді
Застосування	Важливий продукт хімічної промисловості, який використовують для виробництва хлоридної кислоти	Для виробництва солей, в медицині

Якісна реакція на хлоридну кислоту та її солі

Хлоридна кислота взаємодіє з аргентум хлоридом:

$$HCl + AgNO_3 \rightarrow HNO_3 + AgCl\downarrow$$

Аргентум хлорид AgCl — білий осад, нерозчинний у воді та кислотах.

Хімічні властивості хлоридної кислоти

HCl	змінює колір індикаторів	лакмус — червоний	
		метилоранж — рожевий	
	взаємодіє	з металами	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$ (хлоридна кислота, цинк хлорид); $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$ (хлоридна кислота, алюміній хлорид)
		з основними оксидами	$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$ (магній оксид, хлоридна кислота, магній хлорид); $FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$ (ферум оксид, хлоридна кислота, ферум(II) хлорид)
		із солями	$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$ (аргентум нітрат, хлоридна кислота, білий осад, аргентум хлорид); $HgNO_3 + HCl \rightarrow HgCl_2 + HNO_3$ (меркурій хлорид)
		з основами	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ (натрій гідроксид, хлоридна кислота, натрій хлорид); $Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$ (барій гідроксид, хлоридна кислота, барій хлорид)

ОСНОВИ

Основи — складні речовини, що складаються з атомів металу та гідроксильної групи (—OH).

Амфотерний гідроксид — основа, яка виявляє властивості основи й кислоти.

Луг —це розчинна основа.

Реакції нейтралізації — це реакції між основами та кислотами, в результаті яких утворюються сіль і вода.

Класифікація основ за розчинністю у воді

Розчинні (луги)	Малорозчинні	Нерозчинні
$NaOH$ — натрій гідроксид (їдкий натр, луг натрію) KOH — калій гідроксид (калі їдке, луг калію) $Ba(OH)_2$ — барій гідроксид	$Ca(OH)_2$ — кальцій гідроксид (гашене вапно) $Mg(OH)_2$ — магній гідроксид	$Cu(OH)_2$— купрум (II) гідроксид $Zn(OH)_2$ — цинк гідроксид $Al(OH)_3$ — алюміній гідроксид

Фізичні властивості основ

За нормальних умов луги — тверді речовини, білого кольору, без запаху, мильні на дотик, їдкі, роз'їдають шкіру та тканини.

Нерозчинні основи — тверді забарвлені речовини.

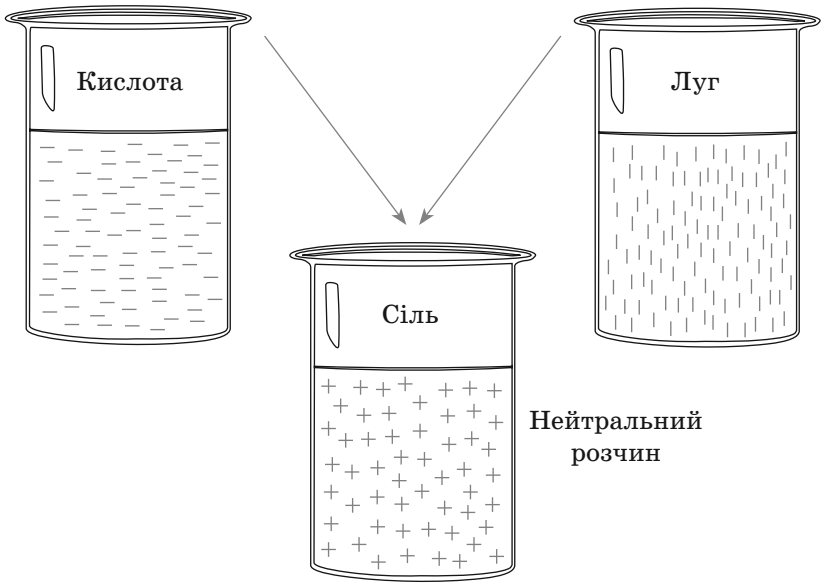
Хімічні властивості основ

Основи	змінює колір індикаторів	лакмус — синій	
		метилоранж — жовтий	
		фенолфталеїн — малиновий	
	взаємодіють	з кислотами	$\underset{\text{кальцій гідроксид}}{NaOH} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{HCl} \rightarrow \underset{\text{натрій хлорид}}{NaCl} + H_2O$; $\underset{\text{кальцій гідроксид}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{кальцій сульфат}}{CaSO_4} + H_2O$
		взаємодіє з кислотними оксидами (розчинні основи)	$\underset{\text{натрій гідроксид}}{2NaOH} + \underset{\text{карбон(IV) оксид}}{CO_2} \rightarrow \underset{\text{натрій карбонат}}{Na_2CO_3} + H_2O$; $\underset{\text{калій гідроксид}}{2KOH} + \underset{\text{сульфур(IV) оксид}}{SO_2} \rightarrow \underset{\text{калій сульфат}}{K_2SO_3} + H_2O$
		із солями	$\underset{\text{барій гідроксид}}{Ba(OH)_2} + \underset{\text{натрій сульфат}}{Na_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{барій сульфат}}{BaSO_4} + \underset{\text{натрій гідроксид}}{2NaOH}$ $\underset{\text{магній гідроксид}}{3Mg(OH)_2} + \underset{\text{натрій фосфат}}{2Na_3PO_4} \rightarrow \underset{\text{магній фосфат}}{Mg_3(PO_4)_2} + \underset{\text{натрій гідроксид}}{6NaOH}$
		розкладається при нагріванні (нерозчинні основи)	$\underset{\text{алюміній гідроксид}}{2Al(OH)_3} \xrightarrow{t} \underset{\text{алюміній оксид}}{Al_2O_3} + 3H_2O$; $\underset{\text{купрум(II) гідроксид}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{t} \underset{\text{купрум(II) оксид}}{CuO} + 3H_2O$

Хімічні властивості амфотерних основ

Взаємодія з кислотами	Взаємодія з основами
$\underset{\text{цинк гідроксид}}{Zn(OH)_2} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{2HCl} \rightarrow \underset{\text{цинк хлорид}}{ZnCl_2} + 2H_2O$	$\underset{\text{цинк гідроксид}}{H_2ZnO_2} + \underset{\text{натрій гідроксид}}{2NaOH} \rightarrow \underset{\text{натрій цинконат}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O$
$\underset{\text{алюміній гідроксид}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{хлоридна кислота}}{3HCl} \rightarrow \underset{\text{хлорид алюміній}}{AlCl_3} + 3H_2O$	$\underset{\text{алюміній гідроксид}}{H_3AlO_3} + \underset{\text{натрій гідроксид}}{3NaOH} \rightarrow \underset{\text{натрій алюмінат}}{Na_3AlO_3} + 3H_2O$

Реакція нейтралізації



Добування основ

Спосіб добування	Рівняння реакції
1. Луги добувають взаємодією металів з водою	$\underset{\text{калій}}{2K} + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{калій гідроксид}}{2KOH} + H_2\uparrow$; $\underset{\text{барій}}{Ba} + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{барій гідроксид}}{Ba(OH)_2} + H_2\uparrow$
2. Луги добувають взаємодією оксидів металів з водою	$\underset{\text{калій оксид}}{KOH} + H_2O \rightarrow \underset{\text{калій гідроксид}}{2KOH}$; $\underset{\text{барій оксид}}{BaOH} + H_2O \rightarrow \underset{\text{барій гідроксид}}{Ba(OH}$
3. Нерозчинні основи добувають у результаті взаємодії солей відповідних металів з лугами	$\underset{\text{купрум(II) сульфат}}{CuSO_4} + \underset{\text{калій гідроксид}}{2KOH} \rightarrow \underset{\text{калій сульфат}}{K_2SO_4} + \underset{\text{купрум(II) гідроксид}}{Cu(OH)_2}\downarrow$ $\underset{\text{ферум(III) хлорид}}{FeCl_3} + \underset{\text{натрій гідроксид}}{3NaOH} \rightarrow \underset{\text{натрій хлорид}}{3NaCl} + \underset{\text{ферум(III) гідроксид}}{Fe(OH)_3}\downarrow$

Основні галузі застосування деяких основ

Назва і формула основи	Застосування
Натрій гідроксид (їдкий натр) NaOH	Виробництво мила, штучних волокон і паперу
Калій гідроксид (їдке калі) KOH	Виробництво барвників, туалетного мила, в паперовій промисловості
Кальцій гідроксид (гашене вапно) $Ca(OH)_2$	У суміші з піском і водою утворює вапняний розчин, який використовується в будівництві

СОЛІ

Солі — це складні речовини, утворені атомами металів і кислотними залишками.

Назви солей

Кислотний залишок	Назва солей	Кислотний залишок	Назва солей
$—F$	Фториди	$—SO_3$	Сульфіти
$—Cl$	Хлориди	$=SO_4$	Сульфати
$—Br$	Броміди	$=CO_3$	Карбонати
$—I$	Йодиди	$=SiO_3$	Силікати
$—NO_3$	Нітрати	$\equiv PO_4$	Фосфати
$=S$	Сульфіди		

Класифікація солей

Середні	Кислі	Осно́вні
Містять атоми металу та кислотного залишку	Містять атоми металу, кислотного залишку і Гідрогену	Містять атоми металу, кислотного залишку і гідроксильні групи
Na_2SO_4 — натрій сульфат KCl — калій хлорид $Ca(NO_3)_2$ — кальцій нітрат	$NaHSO_4$ — натрій гідросульфат KH_2PO_4 — калій дигідрофосфат $NaHCO_3$ — натрій гідрогенокарбонат	$Al(OH)Cl_2$ — алюміній гідроксохлорид $Fe(OH)_2Cl$ — ферум(III) гідрохлорид $(CuOH)_2CO_3$ — купрум(II) гідроксокарбонат

Солі в природі

У природі солі входять до складу мінералів				
$BaSO_4$	$CaCO_3$	ZnS	HgS	$NaNO_3$
польовий шпат	вапняк, крейда, мармур	цинкова обманка	кіновар	натрієва (чилійська) селітра

Хімічні властивості солей

Солі взаємодіють	з металами (метал, що входить до складу солі, має бути менш активним, ніж вільний метал)	$Fe + \underset{\text{купрум(II) сульфат}}{CuSO_4} \rightarrow Cu + \underset{\text{ферум(II) сульфат}}{FeSO_4}$; $Zn + \underset{\text{плюмбум нітрат}}{Pb(NO_3)_2} \rightarrow Pb + \underset{\text{цинк нітрат}}{Zn(NO_3)_2}$
	з лугами (якщо в результаті реакції випадає осад або виділяється газ)	$\underset{\text{алюміній хлорид}}{AlCl_3} + \underset{\text{калій гідроксид}}{3KOH} \rightarrow \underset{\text{алюміній гідроксид}}{Al(OH)_3}\downarrow + \underset{\text{калій хлорид}}{3KCl}$ $\underset{\text{алюміній хлорид}}{2NH_4Cl} + \underset{\text{кальцій гідроксид}}{Ca(OH)_2} \rightarrow \underset{\text{кальцій хлорид}}{CaCl} + \underset{\text{амоніак}}{2NH_3}\uparrow + 2H_2O$
	з кислотами (якщо в результаті реакції випадає осад або виділяється газ)	$\underset{\text{цинк хлорид}}{3ZnCl_2} + \underset{\text{фосфатна кислота}}{2H_3PO_4} \rightarrow \underset{\text{цинк фосфат}}{2Zn_3(PO_4)_2}\downarrow + 6HCl$ $\underset{\text{ферум(II) сульфід}}{FeS} + \underset{\text{сульфатна кислота}}{H_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{ферум(II) сульфат}}{FeSO_4} + \underset{\text{сірководень}}{H_2S}\uparrow$
	із солями (якщо в результаті реакції випадає осад)	$\underset{\text{барій хлорид}}{BaCl_2} + \underset{\text{калій сульфат}}{K_2SO_4} \rightarrow \underset{\text{барій сульфат}}{BaSO_4}\downarrow + \underset{\text{калій хлорид}}{2KCl}$; $\underset{\text{натрій хлорид}}{NaCl} + \underset{\text{аргентум нітрат}}{AgNO_3} \rightarrow \underset{\text{аргентум хлорид}}{AgCl}\downarrow + \underset{\text{калій нітрат}}{KNO_3}$

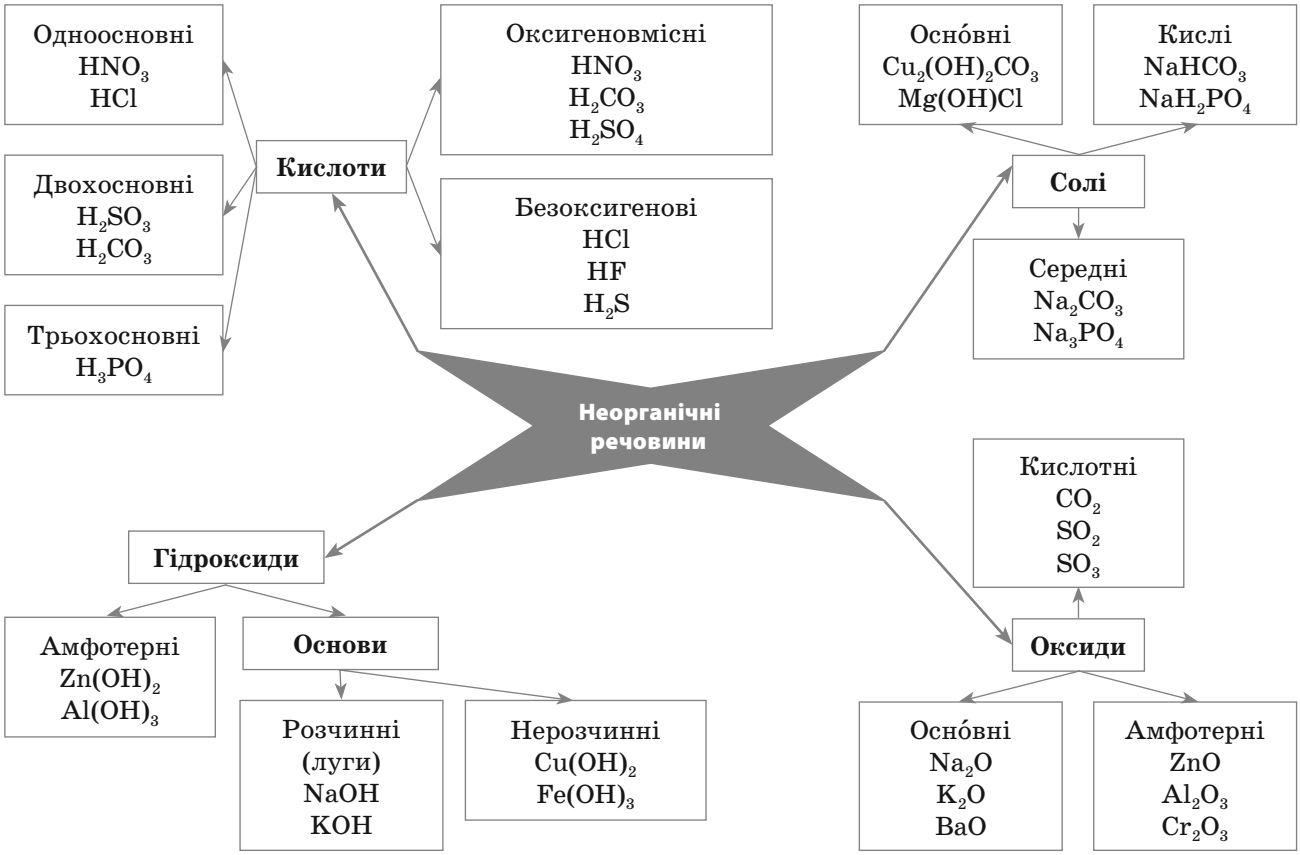
Основні галузі застосування деяких солей

Назва і формула солі	Застосування
Натрій сульфат Na_2SO_4	У скляній, целюлозно-паперовій, шкіряній, текстильній, хімічній промисловості
Калій сульфат K_2SO_4	Виробництво скла, як добриво
Барій сульфат $BaSO_4$	Виготовлення фотографічного і фарбованого паперу
Натрій хлорид (кам'яна, або кухонна, сіль) NaCI	Сировина для добування хлору, металічного натрію, соди, а також у харчовій промисловості
Калій хлорид КСІ	Застосовується як калійне добриво
Натрій карбонат (сода) Na_2CO_3	У скляній, целюлозно-паперовій, нафтовій, миловарній, текстильній та інших галузях промисловості, є вихідною речовиною для добування натрій гідроксиду
Кальцій карбонат $CaCO_3$	Виробництво скла, цементу, вапна, цегли й інших вогнетривких і будівельних матеріалів, а також у металургії
Калій нітрат (калійна селітра) KNO_3, кальцій нітрат (кальцієва селітра) $Ca(NO_3)_2$	Використовуються як добриво, у піротехніці

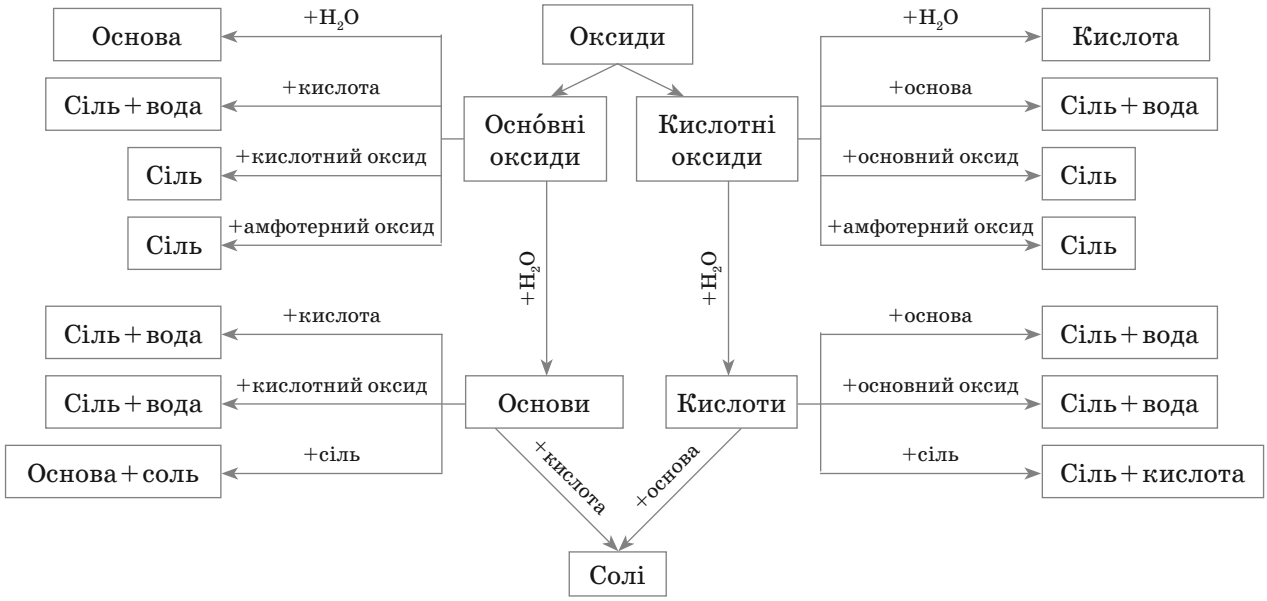
Добування солей

Спосіб добування	Рівняння реакції
1. Реакція нейтралізації	$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$ калій гідроксид; нітратна кислота; калій нітрат
2. Взаємодія кислоти й осно́вного оксиду	$H_2SO_4 + MgO \rightarrow MgSO_4 + H_2O$ сульфатна кислота; магній оксид; магній сульфат
3. Взаємодія солі та кислоти	$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$ барій хлорид; сульфатна кислота; барій сульфат; хлоридна кислота
4. Взаємодія двох солей	$Ba(NO_3)_2 + NaSO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaNO_3$ барій гідроксид; натрій сульфат; барій сульфат; натрій нітрат
5. Взаємодія гідроксиду з кислотним оксидом	$Ba(OH)_2 + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2O$ барій(IV) гідроксид; карбон(IV) оксид; барій карбонат
6. Реакція між сіллю та лугом	$CuCl_2 + 2KOH \rightarrow Cu(OH)_2 + 2KCl$ купрум(II) хлорид; калій гідроксид; купрум(II) гідроксид; калій хлорид
7. Взаємодія осно́вного та кислотного оксидів	$BaO + CO_2 \rightarrow BaCO_3$ барій оксид; карбон(IV) оксид; барій карбонат
8. Взаємодія простих речовин (металу і неметалу)	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$ ферум(III) хлорид
9. Взаємодія металу з кислотою	$Fe + 2HCl \rightarrow 2FeCl_3 + H_2\uparrow$ хлоридна кислота; ферум(II) хлорид
10. Взаємодія металу з сіллю	$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$ купрум(II) сульфат; ферум(II) сульфат
11. Взаємодія солі з кислотним оксидом	$CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$ кальцій карбонат; силіцій(IV) оксид; кальцій силікат; карбон(IV) оксид

КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН



Генетичний зв'язок між основними класами неорганічних речовин



КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Хімічна реакція — це процес, під час якого утворюються нові речовини, тобто відбувається хімічне перетворення.

Реакція сполучення — це хімічна реакція, в результаті якої з двох або декількох простих або складних речовин утворюється одна складніша речовина.

Реакція розкладу — це хімічна реакція, в результаті якої з однієї складної речовини утворюється дві або декілька простих або складних речовин.

Реакція заміщення — це хімічна реакція, що відбувається між простою і складною речовинами, за якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині.

Реакція обміну — це хімічна реакція, що відбувається між двома складними речовинами, за яких вони обмінюються складовими частинами.

Види хімічних реакцій

Реакція сполучення	$A + B \rightarrow AB$	Проста речовина + + проста речовина → → складна речовина		$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ (магній оксид)
		Проста речовина + + складна речовина → → складна речовина		$O_2 + SO_2 \rightarrow 2SO_3$ (сульфур(IV) оксид; сульфур(VI) оксид)
		Складна речовина + + складна речовина → → складна речовина		$MgO + CO_2 \rightarrow MgCO_3$ (магній оксид; карбон(IV) оксид; магній карбонат)
Реакції розкладу	$AB \rightarrow A + B$	Складна речовина → → проста речовина + + проста речовина		$2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2\uparrow$ (меркурій(II) оксид)
		Складна речовина → → складна речовина + + проста речовина		$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$ (калій хлорат; калій хлорид)
		Складна речовина → → складна речовина + + складна речовина		$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (кальцій карбонат; кальцій оксид; карбон(IV) оксид)

Реакції заміщення ⇨ $AB + C \rightarrow AC + B$ ⇨ Складна речовина + + проста речовина → → складна речовина + + проста речовина ⇨

$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

хлоридна кислота; цинк хлорид

Реакції обміну ⇨ $AB + CD \rightarrow AC + BD$ ⇨ Складна речовина + + складна речовина → → складна речовина + + складна речовина ⇨

$$Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2KNO_3$$

барій нітрат; калій сульфат; барій сульфат; калій нітрат

ЕНЕРГЕТИЧНИЙ ЕФЕКТ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Тепловий ефект хімічної реакції (Q) — це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час хімічних реакцій.

Екзотермічні реакції — це реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.

Ендотермічні реакції — це реакції, що відбуваються з поглинанням теплоти.

Теплота утворення $\Delta H^\circ_{утв}$ — це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при утворенні 1 моль речовини з простих речовин.

Теплота згоряння ΔH°_c — це кількість теплоти, яка виділяється при згорянні 1 моль речовини.

Термохімічні рівняння — це хімічні рівняння, в яких є тепловий ефект реакції.

Приклади екзотермічних і ендотермічних реакцій

Екзотермічні реакції	Ендотермічні реакції
Взаємодія калію з водою	Утворення нітроген (II) оксиду з азоту та кисню за високої температури
Розчинення концентрованої сульфатної кислоти у воді	Утворення озону з кисню
Горіння фосфору на повітрі	

Характеристика термохімічних рівнянь

Хімічні рівняння, у яких указують кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час реакції (тепловий ефект хімічної реакції), називаються *термохімічними*	$C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$ $Fe_3O_4 + 4CO \rightleftarrows 3Fe + 4CO_2 - Q$
Тепловий ефект хімічної реакції визначається кількістю теплоти, що виділилася або поглинулась. Теплоту хімічної реакції вимірюють звичайно в кілоджоулях на моль (кДж/моль). Якщо відбувається виділення теплоти, то її кількість записують у рівнянні хімічної реакції зі знаком «+», якщо поглинання — зі знаком «−»	$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 402{,}24$ кДж (екзотермічна реакція) $Fe_3O_4 + 4CO \rightleftarrows 3Fe + 4CO_2 - 43{,}7$ кДж (ендотермічна реакція)
Кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час утворення одного моля хімічної сполуки з простих речовин, називають теплотою утворення сполуки	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 889$ кДж У реакції між 1 моль метану і 2 моль кисню виділяється 889 кДж теплоти

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Швидкість хімічної реакції вимірюється зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу або кількості речовини в одиниці об'єму.

Гомогенні системи — системи, в яких реагуючі частинки не розділені одна від одної якимись поверхнями розділу, а складають єдине ціле.

Гетерогенні системи — системи, в яких реагуючі речовини розділені поверхнями розділу.

Каталізатори — це речовини, які прискорюють хімічні реакції, беручи активну участь у них, але при цьому не витрачаються.

Швидкість хімічної реакції

Швидкість хімічної реакції виражають у моль/(см^3 • хв) або моль/(л • с).

Відношення кількості речовини до об'єму є концентрація $\Delta c = \frac{\Delta n}{\Delta V}$.

Отже, $V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$.

Оскільки йдеться про зменшення концентрації вихідної речовини, величину вказують з від'ємним знаком.

Виявлена закономірність: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, яка виражається формулою:

$$V = kc_A c_B,$$

де c_A, c_B, — умовне позначення концентрацій реагуючих речовин;
k — коефіцієнт пропорційності (константа швидкості).

Умови, які впливають на швидкість хімічних реакцій

Умови	Напрям змін
Природа реагуючих речовин	Калій реагуватиме з водою активніше, ніж Натрій, оскільки він легше віддає електрони, тобто окиснюється
Концентрація реагуючих речовин (для речовин у розчиненому і газоподібному стані)	Горіння вугілля відбувається в чистому кисні швидше, ніж на повітрі, оскільки концентрація кисню в повітрі в 5 разів менша
Поверхня зіткнення реагуючих речовин (для речовин у твердому стані)	Взаємодія сірки та заліза відбувається досить швидко, якщо вони подрібнені та перемішані, тобто збільшена площа їх зіткнення
Підвищення температури	З підвищенням температури активність молекул зростає. З підвищенням температури на кожні 10 °C швидкість більшості реакцій збільшується у 2—4 раза: $\upsilon_{t_2} = \upsilon_{t_1} \varphi^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$, де υ_{t_2} — швидкість реакції за підвищеної температури; υ_{t_1} — швидкість реакції за вихідної температури; φ — температурний коефіцієнт
Присутність каталізатора	Розклад гідроген пероксиду відбувається швидше у присутності манган(IV) оксиду, який є каталізатором цієї реакції

Особливості гомогенних і гетерогенних реакцій

Гомогенні реакції	Гетерогенні реакції
Відбуваються в однорідному середовищі	Відбуваються в неоднорідному середовищі
Речовини, які вступають у реакцію, перебувають у розчиненому або газоподібному стані	Речовини, які вступають у реакцію, не змішуються
Приклади: 1) взаємодія водню й азоту: $3H_{2\,(г.)} + N_{2\,(г.)} \rightleftarrows 2NH_{3\,(г.)}$ 2) взаємодія купрум(II) хлориду і натрій гідроксиду: $CuCl_{2(р.)} + 2NaOH_{(р.)} \rightarrow NaCl_{(р.)} + Cu(OH)_{2(р.)}$	Приклади: 1) реакції горіння твердих речовин, наприклад, вугілля: $C_{(тв.)} + O_{2(г.)} \rightarrow CO_{2(г.)}$ 2) реакція взаємодії металів з кислотами: $Zn_{(тв.)} + 2HCl_{(р.)} \rightarrow ZnCl_{2(р.)} + H_{2(г.)}$
Швидкість визначається зміною концентрації однієї з тих речовин, що вступили в реакцію або утворюються в результаті реакції за одиницю часу: $V_{гомог} = \frac{\Delta n}{V \Delta t}$, де $V_{гомог}$ — швидкість реакції в гомогенній системі; Δn — кількість речовини однієї з вихідних або утворюваних речовин; V — об'єм; Δt — час	Швидкість реакції визначається зміною кількості речовини, що вступила в реакцію або утворилася в результаті реакції, за одиницю часу на одиниці поверхні: $V_{гетерог} = \frac{\Delta n}{S \Delta t}$, де $V_{гетерог}$ — швидкість реакції в гетерогенній системі; Δn — кількість речовини однієї з вихідних або утворюваних речовин; S — площа поверхні зіткнення; Δt — час

Схематичне зображення каталітичної реакції

Некаталітична реакція:

$$A + B \rightarrow AB,$$

де A, B — вихідні речовини , AB — продукт реакції.

Каталітична реакція:

$$\left.\begin{array}{r} A + K \rightarrow AK \\ AK + B \rightarrow AB + K \end{array}\right\} A + K + B = AB + K,$$

де A, B — вихідні речовини, K — каталіз, AK — проміжний продукт, AB — продукт реакції.

Використання каталізаторів у промислових реакціях

Каталізатори	Промислові реакції	Рівняння реакції
Платина, оксиди Феруму, оксиди Кобальту, ванадій оксид V_2O_5	Окиснення амоніаку	$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O$
Оксиди феруму і хрому	Окиснення чадного газу CO	$2CO + O_2 \xrightarrow{\text{оксиди Fe та Cr}} 2CO_2$
Платина, ванадій оксид V_2O_5, манган(IV) оксид MnO_2, ферум(III) оксид Fe_2O_3	Окиснення сульфур(IV) оксиду SO_2	$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{Pt, V_2O_5} 2SO_3$

ХІМІЧНА РІВНОВАГА. РЕАКЦІЇ ОБОРОТНІ ТА НЕОБОРОТНІ

Хімічна рівновага — стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій однакові.

Оборотна реакція — це реакція, за якої продукти реакції, що утворюються, можуть реагувати один з одним, даючи знову вихідні речовини.

Необоротна реакція — це реакція, продукти якої не реагують один з одним.

Оборотні та необоротні реакції

Реакції

Оборотні	Необоротні
Під час реакції водяної пари із залізом утворюється ферум(II) оксид та водень. Пізніше ферум(II) оксид та водень можуть реагувати один з одним, утворюючи водяну пару та залізо	Під час взаємодії солей натрій сульфату і барій сульфату утворюється нерозчинна сіль барій сульфат (нерозчинний осад білого кольру)
$Fe + H_2O \rightleftarrows FeO + H_2$	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

Ознаки хімічної рівноваги

1. Наявність у реакційному середовищі одночасно вихідних реагентів і продуктів реакції
2. Неповне перетворення всіх реагуючих речовин; вміст їх у суміші в певних концентраціях
3. Сталість концентрацій реагуючих речовин
4. Можливість підходу до хімічної рівноваги з обох боків

Принцип Ле Шательє

Принцип Ле Шательє: Якщо в зовнішніх умовах рівноважної хімічної реакції відбулися зміни, то рівновага зміщується в такому напрямі, який сприяє послабленню цих змін (1884 р.).

Приклад: $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + 50$ кДж.

1. Реакція між азотом і воднем є екзотермічною: у її процесі виділяється 50 кДж теплової енергії
2. Розклад амоніаку — реакція екзотермічна: в результаті поглинається 50 кДж теплової енергії
3. При взаємодії 1 об'єму азоту з 3 об'ємами водню утворюються 2 об'єми амоніаку, отже, в даній реакції на 4 об'єми речовин, що вступають у реакцію, припадають 2 об'єми продуктів
4. Із підвищенням температури прискорюється оборотна реакція, рівновага зміщується у бік утворення вихідних речовин
5. Підвищення тиску сприяє зменшенню об'єму газів, тому рівновага зміщується в бік утворення амоніаку

Вплив зовнішніх умов на рівновагу

Температура *t*

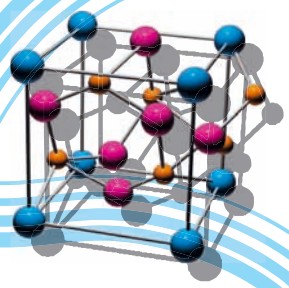
Підвищення	Зниження
Збільшує швидкість ендотермічної реакції	Збільшує швидкість екзотермічної реакції

Тиск *P*

Підвищення	Зниження
Збільшує швидкість реакції, що відбувається зі зменшенням об'єму	Збільшує швидкість реакції, що відбувається зі збільшенням об'єму

Концентрація *C*

Підвищення	Зниження
Збільшує швидкість реакції, що використовує введення речовини	Збільшує швидкість реакції, що відбувається з утворенням речовини, концентрація якої зменшується



XIMIA

9

РОЗДІЛ II

Тема 1. **Періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Будова атома**

ПОНЯТТЯ ПРО ЛУЖНІ МЕТАЛИ

Властивості лужних металів

Властивості	Літій	Натрій	Калій	Рубідій	Цезій
Символ	Li	Na	K	Rb	Cs
Атомна маса	6,94	22,99	39,10	85,47	132,91
Порядковий номер	3	11	19	37	55
Валентність	I	I	I	I	I
Радіус атома (нм)	0,156	0,192	0,238	0,251	0,271
Щільність (г/см^3)	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Температура плавлення (°C)	179	97,8	63,5	39	28,5
Температура кипіння (°C)	1340	883	760	696	708
Агрегатний стан (н. у.)	Твердий	Твердий	Твердий	Твердий	Твердий
Забарвлення полум'я	Коричнево-червоне	Жовте	Фіолетове	Червоне	Фіолетове
Реакція з киснем	Хімічна активність посилюється →				
Осно́вні властивості оксидів	Посилюються →				

Загальна характеристика лужних металів

1. Свою назву лужні метали дістали від назви їхніх розчинних гідроксидів, які здавна називають *лугами*
2. Стабільно виявляють валентність, що дорівнює I
3. Зі збільшенням порядкового номера металічні властивості лужних металів посилюються (оскільки атомний радіус збільшується)
4. Дуже реакційноздатні: витісняють водень із води і кислот

ПОНЯТТЯ ПРО ГАЛОГЕНИ

Властивості галогенів

Властивості	Флуор	Хлор	Бром	Йод
Символ	F	Cl	Br	I
Атомна маса	19,00	35,45	79,9	126,9
Порядковий номер	9	17	35	53
Радіус атома (нм)	0,071	0,099	0,114	0,133
Густина (г/см^3)	1,11	1,56	3,12	4,94
Температура плавлення (°C)	–220	–101	–7	114
Температура кипіння (°C)	–188	–34	59	186
Агрегатний стан (н. у.)	Газ	Газ	Рідина	Твердий
Колір	Зеленувато-жовтый	Жовто-зеленуватый	Червоно-бурий	Темно-фіолетовий
Взаємодія з киснем і металами	Хімічна активність посилюється ←			
Сполуки з гідрогеном	HF утворюється з вибухом за кімнатної температури	HCl утворюється з вибухом під час нагрівання або при світлі	HBr утворюється за підвищеної температури	HI утворюється при сильному нагріванні

Загальна характеристика галогенів

1. Слово *галоген* означає *солетворний*. Цю назву дані елементи дістали завдяки легкості, з якою вони реагують із багатьма металами, утворюючи солі
2. Флуор, Хлор, Бром, Іод зустрічаються в природі, Астат добутий штучно
3. Дуже активні хімічні елементи

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Варіанти класифікації хімічних елементів

І. В. Деберейнер (1780—1849 рр.), німецький хімік	Склав тріади зі схожих за хімічними властивостями елементів: кальцій — стронцій — барій, літій — натрій — калій, сульфур — селен — телур, хлор — бром — йод. Визначив, що в тріадах атомна маса середнього елемента приблизно дорівнює середньому арифметичному атомних мас двох крайніх елементів («правило тріад»)
Л. Ю. Мейєр (1830—1895 рр.), німецький хімік	Розмістив елементи в порядку збільшення їхніх атомних мас, унаслідок чого дістав шість груп подібних елементів
Дж. Ньюлендс (1837—1898 рр.), американський хімік	Розмістив елементи в порядку зростання їхніх атомних мас. Помітив, що їх можна згрупувати по сім у такому порядку, за якого кожний восьмий елемент буде подібний за властивостями до першого елемента у попередній групі. Така закономірність була названа законом октав

Періодичний закон Д. І. Менделєєва (1869 р.): властивості простих тіл, а також форми та властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Особливості складання системи хімічних елементів Д. І. Менделєєвим

1. Змінив атомні маси ряду елементів. Наприклад, у Берилію атомна маса була визначена як 13,5 замість 9
2. Під час визначення положення елемента в системі керувався його хімічними властивостями
3. Для невідкритих елементів залишив місця. Наприклад, під Силіцієм залишив порожнє місце для елемента, який не був на той час відкритий, і назвав його Екасиліцій, надалі Германій, відкритий у 1886 р.
4. Передбачив наявність великих періодів

Періодичний закон Д. І. Менделєєва (сучасне формулювання): властивості хімічних елементів, а також простих і складних речовин, які вони утворюють, перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядра атомів цих елементів

БУДОВА АТОМА. СКЛАД АТОМНИХ ЯДЕР

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

Ядро атома — частина атома, що розміщується в його центрі й заряджена позитивно; ядро атома складають протони та нейтрони, в ядрі зосереджена основна маса атома.

Протони — позитивно заряджені частинки ядра атома.

Нейрони — електрично нейтральні частинки ядра атома, що входять до складу ядра.

Электрони — негативно заряджені частинки, які рухаються з дуже великою швидкістю навколо ядра й утворюють електронну оболонку атома.

Електрони розподілені за **електронними орбіталями**.

Радіоактивність — мимовільний розпад атомів електролітів.

Ядерна реакція — пперетворення ядер одного елемента на ядра іншого елемента.

Альфа-частинка — ядро атома Гелію, що складається з двох протонів і двох нейтронів; відносна атомна маса цієї частинки 4,0029, заряд +2.

Бета-частинка — електрон, що випромінюється ядром радіоактивного атома.

Гамма-випромінювання — електромагнітне випромінювання, яке виділяється радіоактивними елементами.

Альфа-промені — промені, що складаються з альфа-частинок.

Бета-промені — промені, що складаються з бета-частинок.

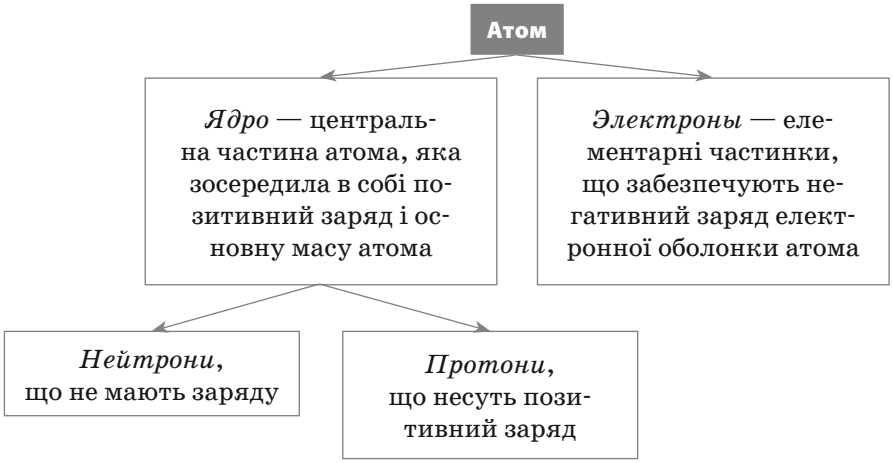
Гамма-промені—гамма-випромінювання.

Ізотопи — атоми з однаковим атомним номером, але з різними відносними атомними масами.

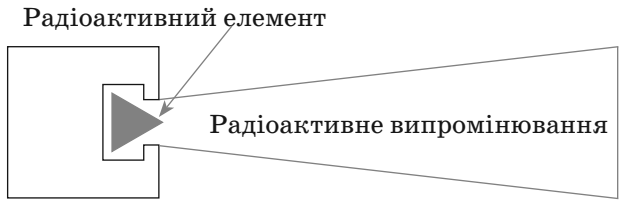
Будова атома та його ядра

Модель будови атома

1. У центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, що займає дуже маленьку частину простору всередині атома
2. Увесь позитивний заряд і майже вся маса атома зосереджені в його ядрі
3. Ядра атомів складаються з протонів і нейтронів
4. Навколо ядра рухаються електрони



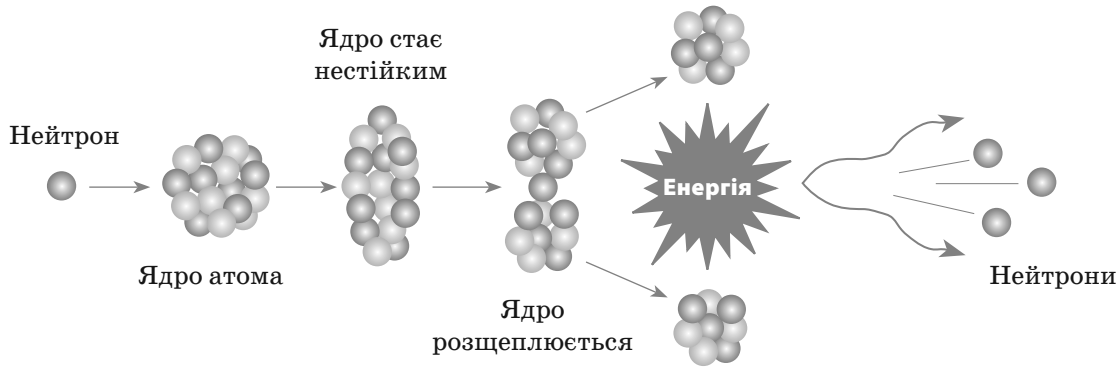
Радіоактивність



Ядерні перетворення

У результаті ядерних перетворень можуть утворюватися різні мікрочастинки: α- і β- частинки, γ-промені та ін. Ці частинки як такі не входять до складу ядерного ядра, вони утворюються в результаті ядерних перетворень

Ядерний поділ — це розщеплення ядра. У ядерному реакторі ядра атомів Урану-235 стають нестійкими при бомбардуванні їх нейтронами. Потім вони розщеплюються, звільняючи при цьому величезну кількість теплової енергії



Наше проникнення у світ атомів можна порівняти з великими, повними відкриттів навколосвітніми подорожами і зухвалими дослідженнями астрономів, що проникли в глибини світового простору.

Н. Бор

Ізотопи деяких елементів, виявлених у земній корі

Елемент	Число ізотопів	Масове число
H	3	1, 2, 3
O	3	16, 17, 18
Cl	2	35, 36
Ca	6	40, 42, 43, 44, 46, 48
Fe	4	54, 56, 57, 58
U	3	234, 235, 238

Ізотопи Гідрогену

Ознаки для порівняння	Ізотопи Гідрогену		
	Протій (легкий Гідроген)	Дейтерій (важкий Гідроген)	Тритій (надважкий Гідроген)
Умовний знак	H	D	T
Символ	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
Маса атома	1	2	3
Число протонів у ядрі	1	1	1
Число нейтронів у ядрі	0	1	2
Число електронів у атомі	1	1	1
Поширення на Землі	99,8 %	0,02 %	—

БУДОВА АТОМА І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА БУДОВА ЕЛЕКТРОННИХ ОБОЛОНОК АТОМІВ

Орбіталь — область простору, в якому велика ймовірність перебування електронів, що входять до складу атома.

Головне квантове число *n* визначає енергію електрона і ступінь його віддалення від ядра.

Побічне (орбітальне) квантове число *l* визначає форму атомної орбіталі.

Магнітне квантове число *m* визначає положення атомної орбіталі в просторі щодо зовнішнього магнітного (або електричного) поля.

Спінове квантове число *s* пов'язують з обертанням електрона навколо своєї осі.

Взаємозв'язок будови атома з властивостями елементів

1. Що більший радіус атома елемента головної підгрупи, то слабкіше електрон притягується до ядра, отже, він легше відривається від атома, а значить, вищими є відновні властивості його атома. Металічні властивості нижніх елементів (з великим порядковим номером) головних підгруп виражені сильніше, ніж у верхніх елементів (з меншим порядковим номером) тієї ж групи
2. Що менший радіус атома, то сильніше тяжіння електрона до ядра і тим важче він відривається від атома, це зумовлює менший ступінь його відновних властивостей
3. Збільшення позитивного заряду ядра приводить до посилення тяжіння електрона і, отже, до зменшення його відновних і збільшення окисних властивостей

Періодична система елементів і будова атома

Порядковий номер елемента	Число, що позначає місце елемента в ряді інших елементів періодичної системи	Порядковий номер = заряд ядра = число протонів = число електронів
Електрони	Негативно заряджені частинки, що рухаються з великою швидкістю навколо ядра в оболонці атома	Число електронів = заряд ядра = порядковий номер = число протонів
Протони	Позитивно заряджені частинки ядра атома	Число протонів = заряд ядра = порядковий номер = число електронів
Періоди	Горизонтальні ряди періодичної системи	Номер періоду = число заповнених енергетичних рівнів
Групи	Вертикальні ряди в періодичній системі. Групи поділяються на головну та побічну підгрупи. Елементи 1—3 періодів є елементами головних підгруп. Елементи 4—7 періодів перебувають у головних і побічних підгрупах	Номер головної підгрупи = число електронів на зовнішньому енергетичному рівні

Характеристика енергетичних рівнів

На енергетичних рівнях розміщуються електрони з близькими енергіями	На кожному енергетичному рівні може перебувати точно визначене число електронів, максимально $2n^2$, де n — номер рівня	Енергетичний рівень n	Максимально можливе число електронів на рівні	Енергетичні рівні підрозділяються на підрівні — s, p, d, f. Електрони, розміщені на цих підрівнях, позначаються як s-, p-, d-, f-електрони
		1	$2 \cdot 1^2 = 2$	
		2	$2 \cdot 2^2 = 8$	
		3	$2 \cdot 3^2 = 18$	
		4	$2 \cdot 4^2 = 32$	

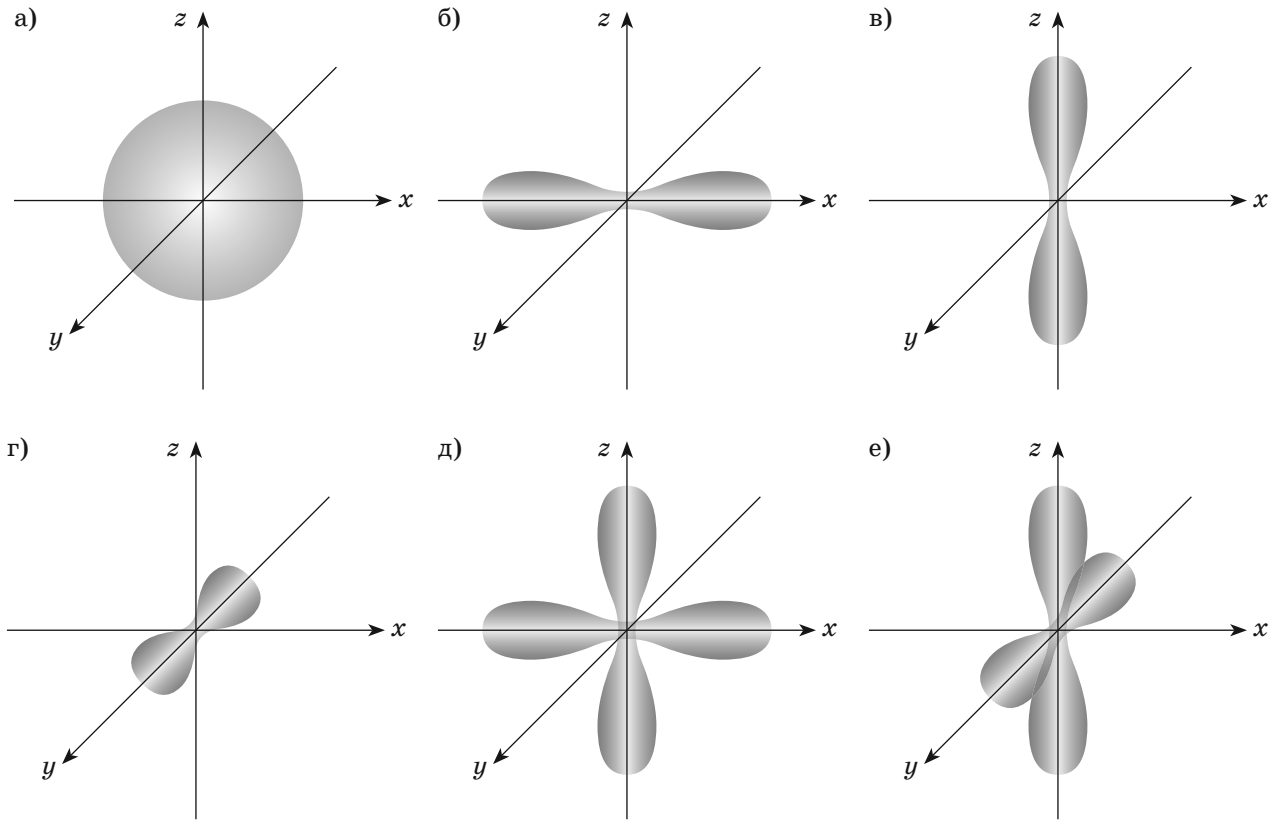
Квантові числа

Головне квантове число n	Побічне (орбітальне) квантове число l	Магнітне квантове число m	Спінове квантове число s
Визначає можливі енергетичні стани електрона в атомі. Набуває позитивних значень 1, 2, 3..., які відповідають енергетичному рівню електрона	Визначає форму електронної орбіталі. Набуває цілочисельних значень від 0 до $n-1$. $l=1$ — сферична форма електронної орбіталі (s-обріталь), $l=2$ — гантелеподібна (p-орбіталь) і т. ін.	Визначає орієнтацію орбіталі в просторі.Набуває цілочисельних значень від $+l$ до $-l$	Визначає стан електрона. Набуває двох значень: $+\frac{1}{2}$ і $-\frac{1}{2}$

Розподіл електронів за енергетичними рівнями в атомі

Орбіталь	Енергетичний рівень *n*	Енергетичний підрівень *l*	Орбіталь *m*	Сумарне число орбіталей n^2		Граничне число електронів на енергетичних підрівнях $2n^2$	
K	1	0*s*	0	1		2	
L	2	0*s*	0	1	4	2	8
		1*p*	+1, 0, −1	3		6	
M	3	0*s*	0	1	9	2	18
		1*p*	+1, 0, −1	3		6	
		2*d*	+2, +1, 0, −1, −2	5		10	
N	4	0*s*	0	1	16	2	32
		1*p*	+1, 0, −1	3		6	
		2*d*	+2, +1, 0, −1, −2	5		10	
		3*f*	+3,+2, +1, 0, −1, −2, −3	7		14	

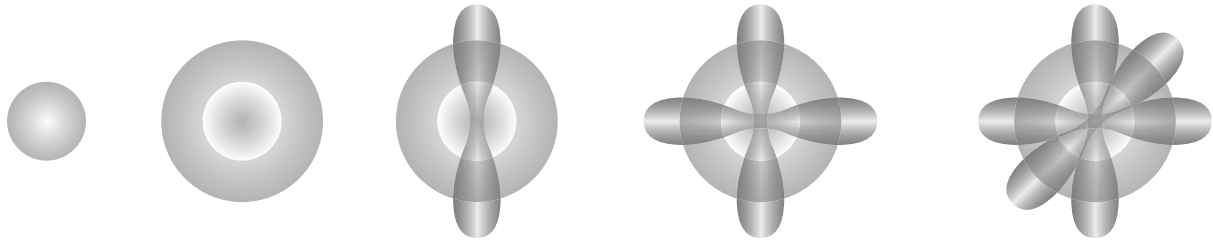
Схематичне зображення електронних орбіталей *s*-, *p*- і *d*-електронів



а — *s*-орбіталь
б, в, г — *p*-орбіталі
д, е — *d*-орбіталі

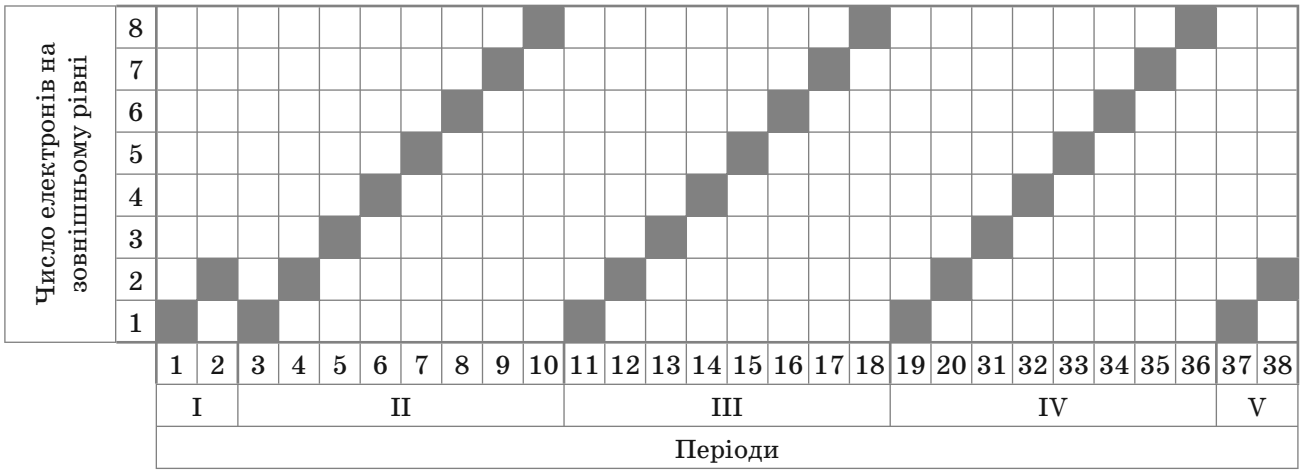
Моделі атомів деяких елементів

$_{1}H$ — $1s^1$ $_{3}Li$ — $1s^22s^1$ $_{5}B$ — $1s^22s^2p^1$ $_{6}C$ — $1s^22s^22p^2$ $_{7}N$ — $1s^22s^22p^3$



Періодичність зміни будови атомів елементів головних підгруп

У періодах число електронів на зовнішньому енергетичному рівні збільшується зі зростанням порядкового номера елемента



Як видно, число електронів на зовнішньому рівні в атомах елементів головних підгруп не змінюється зі зростанням порядкового номера

Періодичність зміни властивостей елементів головних підгруп

Властивості	Зміни в головних підгрупах	Зміни в періодах
Металічні властивості	Збільшуються згори вниз	Збільшуються справа наліво
Неметалічні властивості	Збільшуються знизу вгору	Збільшуються зліва направо
Заряд ядра	Зростає згори вниз	Зростає зліва направо
Найвища валентність відносно Оксигену	Постійна	Зростає зліва направо (від I до VII періодів)
Валентність відносно Гідрогену	Постійна	Зростає зліва направо (від I до IV періоду), зростає справа наліво (від VII до IV періоду)
Електронегативність	В основному зростає знизу вгору	Зростають зліва направо

Закономірності зміни властивостей елементів

Періоди	Ряди	Групи елементів							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1	Металічні властивості зростають ←							
II	2	Металічні властивості зростають ↓	Збільшується радіус атома ↓	Збільшується заряд ядра ↓	Електронегативність збільшується ↑				Неметалічні властивості зростають ↑
III	3								
IV	4								
	5								
V	6								
	7								
VI	8								
	9								
VII	10	→ Неметалічні властивості зростають							

Будова електронних оболонок атомів елементів перших трьох періодів

Символ елемента	Заповнення орбіталей	Електронна конфігурація
H	1*s* [↓]	$1s^1$
He	1*s* [↑↓]	$1s^2$
Li	1*s* [↑↓] 2*s* [↓] 2*p* [ ][ ][ ]	$1s^2 2s^1$
Be	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [ ][ ][ ]	$1s^2 2s^2$
B	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↓][ ][ ]	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↓][↓][ ]	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↓][↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓]	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↓] 3*p* [ ][ ][ ]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [ ][ ][ ]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↓][ ][ ]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Si	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↓][↓][ ]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
P	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↓][↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↑↓][↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Ci	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↑↓][↑↓][↓]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	1*s* [↑↓] 2*s* [↑↓] 2*p* [↑↓][↑↓][↑↓] 3*s* [↑↓] 3*p* [↑↓][↑↓][↑↓]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ХАРАКТЕРИСТИКА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ЗА ЇХ ПОЛОЖЕННЯМ У СИСТЕМІ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

Характеристика елемента (на прикладі Натрію)

1. Символ, назва елемента	Na, натрій
2. Порядковий номер	11
3. Заряд ядра атома	+11
4. Загальне число електронів	$11\bar{e}$
5. Номер періоду (великий чи малий)	3, малий період
6. Число електронних рівнів	Три електронні рівні
7. Номер групи, назва підгрупи (головна чи побічна)	I група, головна підгрупа
8. Число валентних електронів	$1\bar{e}$
9. Схема будови атома, електронна формула	${}_{+11}Na\ 2\bar{e}\ ;\ 8\bar{e}\ \ 1\bar{e};\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
10. Валентність і ступені окиснення в сполуках з Оксигеном і Гідрогеном	$\overset{I}{Na}H\ ;\ \overset{I}{Na}_2O$
11. Формула оксиду, його характеристика	Na_2O, осно́вний $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$
12. Формула гідроксиду, його характеристика	NaOH, луг
13. Формули солей, їхня назва	Натрій хлорид NaCl Натрій сульфат Na_2SO_4 Натрій фосфат Na_3PO_4
14. Порівняльна характеристика металічних властивостей з елементами підгрупи	Натрій виявляє металічні властивості сильніше, ніж літій, але слабкіше, ніж калій
15. Порівняльна характеристика металічних властивостей з елементами періоду	Натрій виявляє металічні властивості сильніше, ніж Магній, оскільки здатність віддавати електрони у Натрію більша, ніж у Магнію (радіус атома Натрію більший, ніж радіус атома Магнію)

Характеристика елемента (на прикладі Карбону)

1. Символ, назва елемента	C, Карбон
2. Порядковий номер	6
3. Заряд ядра атома	+6
4. Загальне число електронів	$6\bar{e}$
5. Номер періоду (великий чи малий)	2, малий період
6. Число електронних рівнів	Два електронні рівні
7. Номер групи, назва підгрупи (головна чи побічна)	IV група, головна підгрупа
8. Число валентних електронів	$4\bar{e}$
9. Схема будови атома, електронна формула	${}_{+6}C\ 2\bar{e}\ ;\ 4\bar{e}\ ;\ 1s^2 2s^2 2p^2$
10. Валентність і ступені окиснення в сполуках з Оксигеном і Гідрогеном	$\overset{IV}{C}O_2$; $\overset{II}{C}O$; $\overset{IV}{C}H_4$
11. Формула оксиду, його характеристика	CO — несолетворний; CO_2 — кислотний: $H_2O + CO_2 \rightleftarrows H_2CO_3$
12. Формула гідроксиду, його характеристика	Карбонатна кислота H_2CO_3
13. Формули солей, їхня назва	Натрій карбонат Na_2CO_3 Кальцій карбонат $CaCO_3$
14. Порівняльна характеристика металічних властивостей з елементами підгрупи	Неметалічні властивості Карбон виявляє сильніше, ніж Силіцій, оскільки Силіцій має більше електронних рівнів
15. Порівняльна характеристика металічних властивостей з елементами періоду	Неметалічні властивості Карбон виявляє сильніше, ніж Бор, але слабкіше, ніж Нітроген, оскільки здатність притягати електрони вища у Карбону (радіус атома Карбону більший, ніж радіус атома Нітрогену)

ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Електронегативність — умовна величина, що характеризує відносну здатність атома в молекулі притягати до себе електрони.

Правила зсуву електронів у сполуках атомів

1. При сполученні атомів-неметалів однієї й тієї ж підгрупи електрони зміщуються від елемента з більшим порядковим номером до елемента з меншим порядковим номером
2. При сполученні атомів-неметалів одного й того ж періоду електрони зміщуються від елемента з меншим порядковим номером до елемента з більшим порядковим номером
3. Атоми елементів-металів та інертних газів електронів не дістають
4. Атоми з більшою величиною електронегативності відтягують спільну електронну пару на себе

Значення електронегативності (ЕН) деяких хімічних елементів

Елемент	ЕН	Елемент	ЕН	Елемент	Е Н
Калій	0,8	Силіцій	1,8	Бром	2,8
Натрій	0,9	Гідроген	2,1	Хлор	3,0
Кальцій	1,0	Фосфор	2,2	Нітроген	3,0
Магній	1,2	Карбон	2,5	Оксиген	3,5
Алюміній	1,5	Сульфур	2,5	Флуор	4,0

ПОЛЯРНИЙ І НЕПОЛЯРНИЙ КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗКИ

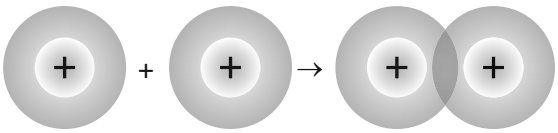
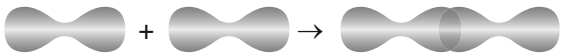
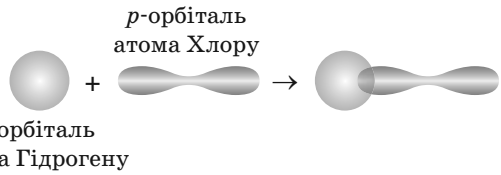
Хімічний зв'язок утворюється внаслідок взаємодії між атомами, в результаті якого утворюється струнка багатоатомна система (взаємне тяжіння атомів, що приводить до утворення молекул).

Ковалентний зв'язок — це зв'язок, що утворюється спільною електронною парою.

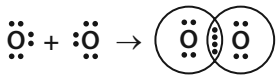
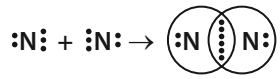
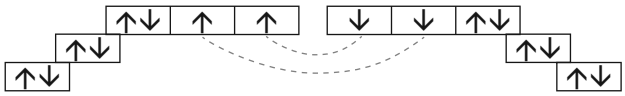
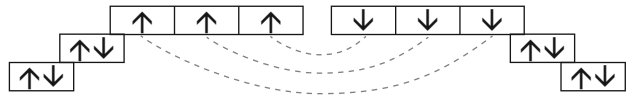
Ковалентний полярний зв'язок — хімічний зв'язок, утворений атомами, електронегативності яких мало відрізняються.

Ковалентний неполярний зв'язок — хімічний зв'язок, утворений атомами з однаковою електронегативністю за рахунок утворення спільних електронних пар.

Характеристика ковалентного зв'язку

Ковалентний зв'язок	
Утворюється за рахунок утворення однієї спільної електронної пари. Кожний взаємодіючий атом дає на утворення зв'язку по одному електрону	
При утворенні ковалентного зв'язку взаємодіють (перекриваються) орбіталі зовнішніх (останніх) підрівнів	
Неполярний	**Полярний**
Утворюється між атомами, що мають однакові значення електронегативності	Утворюється між атомами, що мають близькі значення електронегативності (найчастіше між неметалами)
Утворення зв'язку в молекулі водню: $H\cdot + \cdot H \rightarrow H{:}H$ ***Спільну електронну пару для зручності зображують і у вигляді рисочки (валентної риски): H — H*** Схема перекриття *s*-орбіталей у молекулі водню:  Утворення зв'язку в молекулі хлору: $:\ddot{Cl}\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow :\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$ Схема перекриття *p*-орбіталей у молекулі хлору: 	***Утворення спільної електронної пари за обмінним механізмом*** Утворення зв'язку в молекулі хлороводню: $H\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow H{:}\ddot{Cl}:$ Схема перекриття *s*- і *p*-орбіталей у молекулі хлороводню:  ***Утворення зв'язку за донорно-акцепторним механізмом:*** Один атом (акцептор) дає вільну орбіталь, а другий (донор) віддає неподілену пару електронів:
Фізичні властивості	
Речовини, молекули яких неполярні, краще розчиняються в неполярних розчинниках (наприклад у бензолі)	Речовини, молекули яких полярні в розчиненому та розплавленому стані, проводять електричний струм, добре розчиняються в полярних розчинниках (наприклад у воді)

Особливості утворення подвійного і потрійного ковалентного неполярного зв'язку

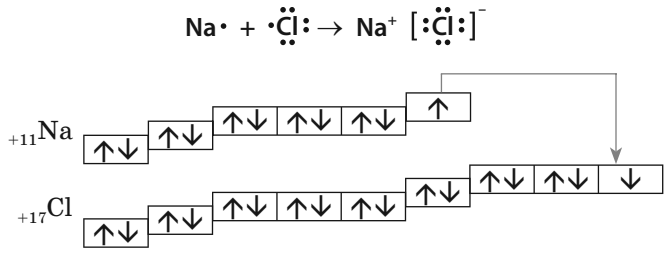
Утворення подвійного зв'язку в молекулі кисню	Утворення потрійного зв'язку в молекулі азоту
	
В атома Оксигену в зовнішній оболонці шість електронів. Дві спільні пари електронів (по два від кожного атома) дозволяють кожному атому мати стійку зовнішню оболонку з восьми електронів: O═O 	В атома Нітрогену в зовнішній оболонці п'ять електронів. Три спільні пари електронів (по три електрони від кожного атома) дозволяють кожному атому мати стійку зовнішню оболонку з восьми электронів: N≡O 

ЙОННИЙ ЗВ'ЯЗОК

Йон — атом, який втратив або приєднав один або декілька електронів і таким чином дістав електричний заряд.

Йонний зв'язок — хімічний зв'язок між йонами.

Особливості йонного зв'язку (на прикладі натрій хлориду NaCl)

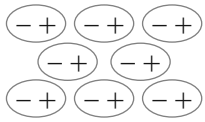
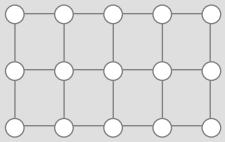
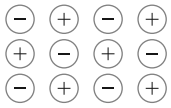
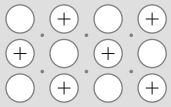
Механізм утворення йонного зв'язку	1. Атоми Натрію втрачають електрон, який займає $3s$-орбіталь ($1s^22s^22p^63s^1$). 2. Атоми Хлору ($1s^22s^22p^63s^23p^5$) приєднують електрон, який розміщується на орбіталі $3p$. 3. Зв'язок здійснюється за рахунок електростатичного тяжіння утворюваних йонів Натрію
Схема утворення йонного зв'язку	
Властивості молекул з йонним зв'язком	1) Високі температури кипіння та плавлення, термостійкість; 2) висока електропровідність у розчинах і розплавах
Приклади речовин з йонним зв'язком	Утворюється між атомами, які дуже відрізняються електронегативністю, наприклад між активними неметалами та лужними або лужноземельними металами (KCl, NaF, $MgCl_2$, Na_2O, LiCl, BaO)

Положення спільної електронної пари в молекулах із різним видом хімічного зв'язку

Вид хімічного зв'язку	Положення спільної електронної пари в молекулах	Особливості зсуву загальної електронної пари
Ковалентний неполярний	F : F	$EO_F = EO_F$
Ковалентний полярний	H : F	$EO_H < EO_F$ (незначний зсув електронної пари)
Йонний	Na : F	$EO_{Na} < EO_F$ (причому $EO_{Na} < EO_H < EO_F$, тому в даному випадку відбувається значний зсув електронної пари)

КРИСТАЛІЧНІ ҐРАТКИ

Характеристика кристалічних ґраток

Вид кристалічної ґратки	Характеристика	Загальна схема	Приклади речовин
Молекулярна	У вузлах молекулярної ґратки містяться полярні або неполярні молекули, зв'язані між собою слабкими силами електростатичного тяжіння		Вода, амоніак, більшість органічних сполук
Атомна	У вузлах атомної ґратки розміщені атоми, зв'язані між собою загальними електронними парами		Алмаз
Йонна	У вузлах йонної ґратки розташовані позитивно і негативно заряджені йони, що чергуються один з одним		Більшість солей, оксидів і основ
Металічна	У вузлах металічної ґратки разом з нейтральними атомами розміщуються позитивно заряджені йони металу		Сплави

Типи кристалічних ґраток і властивості речовин

Показник	Типи кристалічних ґраток			
	Молекулярні	Атомні	Йонні	Металічні
Температури плавлення і кипіння	Невисокі	Високі	Високі	Різні
Твердість, ламкість	Нетверді	Тверді, ламкі	Тверді, ламкі	Тверді, пластичні
Електропровідність	Діелектрики	Діелектрики або напівпровідники	Діелектрики, у водних розчинах або розплавах — провідники	Провідники
Розчинність у воді	Розчинні (з полярним типом зв'язку) і нерозчинні (з неполярним типом зв'язку)	Нерозчинні	Розчинні	Нерозчинні

Порівняння різних видів хімічного зв'язку

Ознака для порівняння	Ковалентний зв'язок	Йонний зв'язок	Металічний зв'язок
Спосіб утворення	Утворення спільної пари електронів	Взаємне притягання різнойменно заряджених електронів	Притягання йонів металів і вільних електронів
Природа атомів та йонів, що беруть участь в утворенні зв'язку	Переважно неметали	Переважно йони металу та неметалу	Йони металу та вільні електрони
Кристалічна ґратка	Молекулярна або атомна ґратка	Йонна кристалічна ґратка	Металічна ґратка

СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ І ВАЛЕНТНІСТЬ

Ступінь окиснення — поняття, що характеризує стан елемента в хімічній сполуці та його поведінку в окисно-відновних процесах. Це умовний заряд, величина якого розраховується виходячи з припущення, що всі електрони, які утворюють хімічний зв'язок, повністю переходять до більш електронегативного елемента.

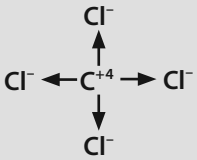
Валентність — характеристика здатності атома утворювати хімічні зв'язки. Визначається числом зв'язків, які утворюють даний атом з іншими атомами в молекулі.

Особливості понять *валентність* і *ступінь окиснення*

Валентність	Ступінь окиснення
Визначається числом зв'язків, які утворює даний атом з іншими атомами в молекулі	Умовний заряд, величина якого розраховується виходячи з припущення, що всі електрони, які утворюють хімічний зв'язок, повністю переходять до більш електронегативного елемента

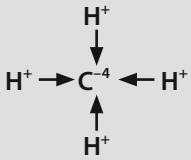
Приклади, що переконують у відмінності понять *валентність* і *ступінь окиснення*:

$C^{+4}Cl_4^-$



ступінь окиснення = +4
валентність = 4 (4 зв'язки)

$C^{-4}H_4^+$



ступінь окиснення = −4
валентність = 4 (4 зв'язки)

У даних прикладах Карбон має валентність, що дорівнює чотирьом, а ступінь його окиснення різний (стрілками показано зсув електронної густини у бік більш електронегативного елемента). Таким чином, за однакових значень валентності елемент може мати різний ступінь окиснення — як за знаком, так і за значенням:
$H_2^{+1}O^{-2}$ (ступінь окиснення Оксигену = −2) и $H_2^{+1}O_2^{-1}$ (ступінь окиснення Оксигену = −1)

Правила визначення ступеня окиснення

Правила	Приклади речовин
1. Сума ступенів окиснення всіх атомів, що входять до молекули, дорівнює нулю	$Cu^{+2}Cl_2^{-1}$
2. Вільні елементи мають ступінь окиснення 0	I_2^0; K^0
3. Елементи в сполуках мають такий ступінь окиснення:	
— Ступінь окиснення металів дорівнює їх валентності (усі метали мають позитивний ступінь окиснення)	$Na_2^{+1}O^{-2}$; $Ca_3^{+2}N_2^{-3}$
— Гідроген має ступінь окиснення +1 (винятком є сполуки з металами, де його ступінь окиснення −1)	H^+Br^- $Ca^{+2}H_2^-$ (виняток)
— Оксиген має характерний ступінь окиснення −2 (виключення становлять пероксиди, у яких ступінь окиснення оксисену −1)	$Ba^{+2}O^{-2}$ $K_2^{+1}O_2^{-1}$ (виняток)
— Флуор має лише негативний ступінь окиснення	$H^{+1}F^{-1}$; $Ca^{+2}F_2^{-1}$
4. Ступінь окиснення простих йонів дорівнює їхньому електронному заряду	$Na^{+1}Br^{-1}$

Окисно-відновні реакції — це реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу реагуючих речовин.

Окиснення — 1) приєднання кисню до елемента або сполуки; 2) вилучення водню зі сполуки; 3) вилучення електрона з атома або йона; 4) підвищення ступеня окиснення елемента.

Відновлення — 1) вилучення зі сполуки; 2) приєднання водню до елемента або сполуки; 3) приєднання електронів до атома або йона; 4) зменшення ступеня окиснення елемента.

Окисник — 1) речовина, яка окиснює елементи або сполуки; 2) речовина, що приймає електрони.

Відновник — 1) речовина, яка відновлює сполуки; 2) речовина, що віддає електрони.

Окисно-відновні реакції в природі

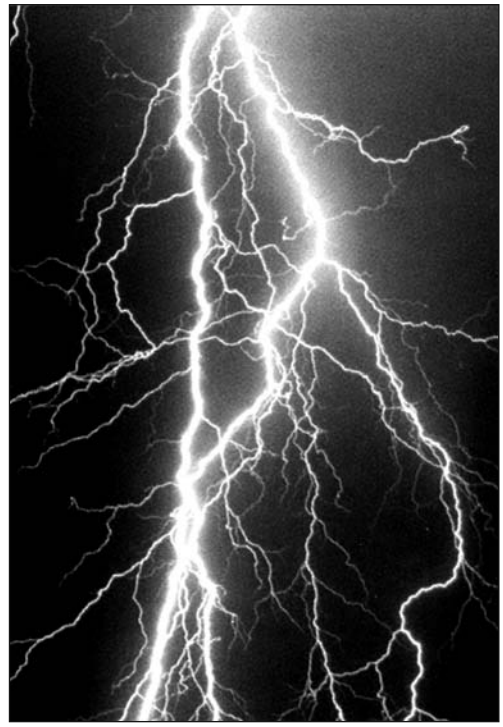
Виверження вулкана

У районах дії вулканів утворюється саморідна сірка:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S$$

$$H_2S + 2SO_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2S$$

Грозовий розряд



Під час грозових розрядів відбувається зв'язування азоту, що міститься в атмосфері:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

Найважливіші відновники й окисники

Відновники	Окисники
Метали	Галогени
Гідроген	Манган (VII)оксид, манган (VI) оксид, манган (IV) оксид, калій перманганат, калій манганат
Вугілля	
Карбон (II) оксид	Нітратна кислота та її солі
Сірководень, сульфур (IV) оксид, натрій сульфід	Оксиген
Катод при електролізі	Анод при електролізі

Основні положення теорії окисно-відновних реакцій

1 *Окисненням* називається процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном. Ступінь окиснення при цьому збільшується:

$$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{3+}$$

$$H_2 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$$

$$Fe^{2+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$$

2. *Відновленням* називається процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном. Ступінь окиснення при цьому зменшуються:

$$S^0 + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$$

$$Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$$

$$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$$

3. Частинки (атоми, молекули або йони), що віддають електрони, називаються відновниками. Під час реакції вони окиснюються.
Частинки (атоми, молекули або йони), що приєднують електрони, називаються *окисниками*. Під час реакції вони відновлюються.

4. Окиснення завжди супроводжується відновленням; відновлення завжди пов'язане з окисненням, що можна виразити рівняннями:
Відновник $-\bar{e} \rightleftarrows$ окисник, процес відновлення
Окисник $+\bar{e} \rightleftarrows$ відновник, процес окиснення

Окиснення Купруму	**Відновлення Купруму**
$2Cu^0 + O_2^0 \rightarrow 2Cu^{+2}O^{-2}$	$Cu^{+2}O + H_2^0 \rightarrow Cu^0 + H_2^{+1}O$
$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	$Cu^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$
процес окиснення — віддача $\bar{e}$	процес відновлення — приєднання $\bar{e}$
$O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$	$H_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$
процес відновлення — приєднання $\bar{e}$	процес окиснення — віддача $\bar{e}$

Алгоритм складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

$KI + Cl_2 \rightarrow KCl + I_2$	Записати схему реакцій	$Cu + Hg(NO_3)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Hg$
$KI + Cl_2^0 \rightarrow KCl^- + I_2^0$	Записати під атомами змінені ступені окиснення	$Cu^0 + Hg^{+2}(NO_3)_2 \rightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2 + Hg^0$
$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$ $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$	Скласти рівняння електронного балансу	$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{+2}$ $Hg^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow Hg^0$
$2I^- - 2\bar{e} \xrightarrow[\text{окиснення}]{} I_2^0$ (відновник) $Cl_2^0 + 2\bar{e} \xrightarrow[\text{відновлення}]{} 2Cl^-$ (окисник)	Визначити окисник і відновник	$Cu^0 - 2\bar{e} \xrightarrow[\text{окиснення}]{} Cu^{+2}$ $Hg^{+2} + 2\bar{e} \xrightarrow[\text{відновлення}]{} Hg^0$
$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$ | НСК $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$ | 2	Визначити (НСК) числа відданих і прийнятих електронів	$Cu^0 - 2\bar{e} \xrightarrow[\text{окиснення}]{} Cu^{+2}$ | НСК $Hg^{+2} + 2\bar{e} \xrightarrow[\text{відновлення}]{} Hg^0$ | 2
$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$ | НСК | 1 $Cl_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$ | 2 | 1	Обчислити та записати коефіцієнти для окисника і відновника	$Cu^0 - 2\bar{e} \xrightarrow[\text{окиснення}]{} Cu^{+2}$ | НСК | 1 $Hg^{+2} + 2\bar{e} \xrightarrow[\text{відновлення}]{} Hg^0$ | 2 | 1
$KI + Cl_2 \rightarrow KCl + I_2$	Зрівняти кількість атомів, що змінюють ступінь окиснення, за допомогою коефіцієнтів	$Cu + Hg(NO_3)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Hg$
	Зрівняти кількість атомів, що не змінили ступеня окиснення	

ПОНЯТТЯ ПРО РОЗЧИНИ ТА РОЗЧИННІСТЬ

Розчин — система, що утворюється в результаті розчинення твердої, рідкої або газоподібної речовини в розчиннику. Розчини бувають рідкі, тверді та газоподібні.

Розчинена речовина — тверда, рідка або газоподібна речовина, яка розчинена в будь-якому розчиннику.

Розчинник — речовина, в якій однорідно розподілена розчинена речовина.

Розчинність — здатність речовини розчинятися в якому-небудь розчиннику.

Насичений розчин — це розчин, що містить максимально можливу кількість розчиненої речовини за конкретних умов.

Ненасичений розчин — розчин, в якому розчинна речовина може ще розчинятися за даних умов.

Розбавлений розчин — розчин з низькою концентрацією розчиненої речовини.

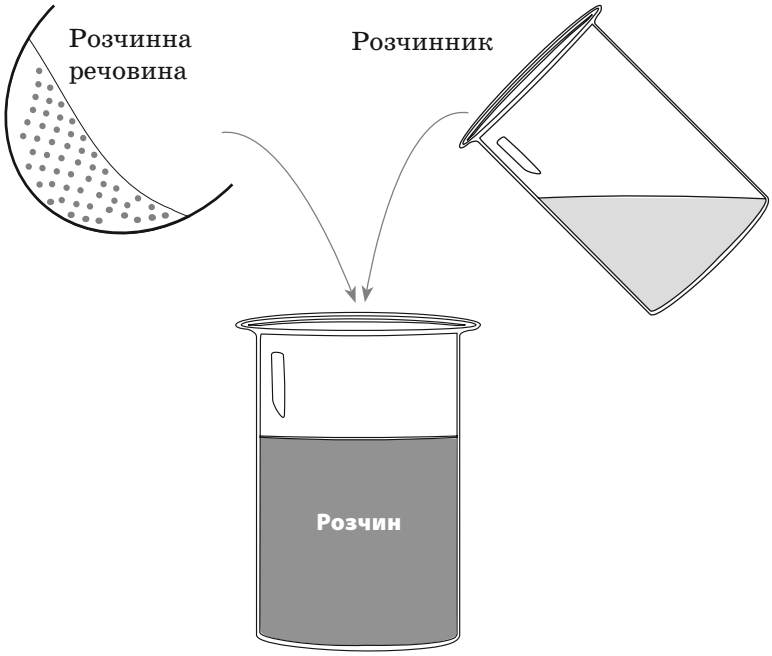
Концентрований розчин — розчин з високою концентрацією розчиненої речовини.

Концентрація — відносна кількість розчиненої речовини в розчині.

Малорозчинна речовина — речовина, яка погано розчиняється в розчиннику.

Нерозчинна речовина — тверда або газоподібна речовина, яка не розчиняється в конкретному розчиннику за даних умов.

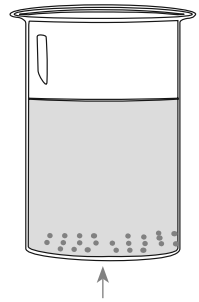
Приготування розчину



Види розчинів (за розміром частинок розчиненої речовини)

Істинні (розміри частинок менші за 1 нм)	Колоїдні (розміри частинок 1—100 нм)
Прозорі. Окремі частинки не можна виявити навіть за допомогою ультрамікроскопа. Приклади істинного розчину: розчин цукру, розчин солі	Прозорі. Окремі частинки виявляються тільки за допомогою ультрамікроскопа. Приклади колоїдного розчину: молоко (частинки жиру у воді), піна, аерозоль

Види розчинів (за кількістю розчиненої речовини)

Концентровані	Розбавлені	Насичені
Містять багато розчиненої речовини	Містять мало розчиненої речовини	Розчини, в яких за даної температури дана речовина більше не розчиняється
Наприклад, 1 кг розчину, що містить 40 г натрій гідроксиду — 4%-й розчин	Наприклад, 1 кг розчину, що містить 8 г натрій гідроксиду — 0,8%-й розчин	Насичений розчин  Надлишок речовини, що розчиняється

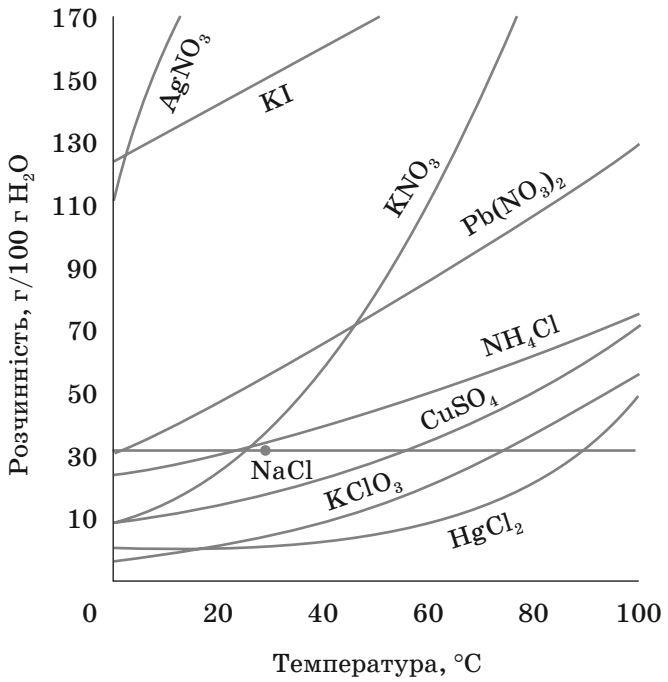
Способи вираження концентрації розчинів

Спосіб вираження вмісту розчиненої речовини в розчині	Характеристика	Приклади
Масова частка ω (%, частки одиниці)	Відношення (у %) маси розчиненої речовини до загальної маси розчину: $\omega = \frac{m_{\text{р-ни}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\,\%$	Для приготування 100 г 5%-го розчину солі беруть 5 г цієї солі та розчиняють її в 95 г води
Молярна концентрація C_M (моль/л)	Відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину: $C_M = \frac{\nu}{V}$	Для приготування 1 л одномолярного розчину калій хлориду зважують 74,5 г KCl ($A_r(K) + A_r(Cl) = 74,5$), розчиняють у невеликій кількості води, потім переносять розчин у колбу об'ємом 1 л, доводять об'єм розчину водою до 1 л та перемішують

Класифікація речовин за розчинністю у воді

Добре розчинні	Малорозчинні	Нерозчинні
Усі нітрати, більшість хлоридів	Кальцій сульфат, магній гідроксид	Більшість карбонатів, фосфатів, сульфати Барію, Плюмбуму, Стронцію

Причини, від яких залежить розчинність твердої речовини



Крива розчинності твердої речовини

1. *Природа розчинника:* одна й та ж речовина в різних розчинниках розчиняється по-різному
2. *Природа речовини, що розчиняється:* в одному й тому самому розчиннику різні речовини розчиняються по-різному
3. *Температура:* з підвищенням температури розчинність твердих речовин, як правило, збільшується, а газів зменшується

ЕЛЕКТРОЛІТИ ТА НЕЕЛЕКТРОЛІТИ. ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ

Електроліти — сполуки, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

Неелектроліти — сполуки, розчини або розплави яких не проводять електричного струму.

Електролітична дисоціація — процес розпаду електроліту на йони в розчині або розплаві.

Йони — позитивно або негативно заряджені частинки, яким притаманна рухливість у водних розчинах кислот, солей і основ.

Аніони — негативно заряджені йони.

Катіони — позитивно заряджені йони.

Історична довідка. Історія виникнення теорії електролітичної дисоціації пов'язана з ім'ям шведського вченого Сванте Аррениуса. Під час праці над цією проблемою вченого цікавило питання: що відбувається з молекулою електроліту в розчині? Робота в цьому напрямку дала прекрасні результати. Дані, одержані при вимірюванні електропровідності водних розчинів електролітів різної концентрації, дозволили зробити висновок: молекули електроліту дисоціюють на йони без дії струму, причому ступінь дисоціації зростає з розбавленням.

У 1887 році з'явилася знаменита стаття Аррениуса «Про дисоціацію розчинених у воді речовин». У ній автор з упевненістю заявляє, що молекули електролітів (солі, кислоти, основи) розпадаються в розчині на електрично заряджені йони. Аррениус знайшов формулу для визначення ступеня електролітичної дисоціації. Тим самим він перетворив чисто якісну гіпотезу на кількісну теорію, яка могла бути перевірена експериментально.

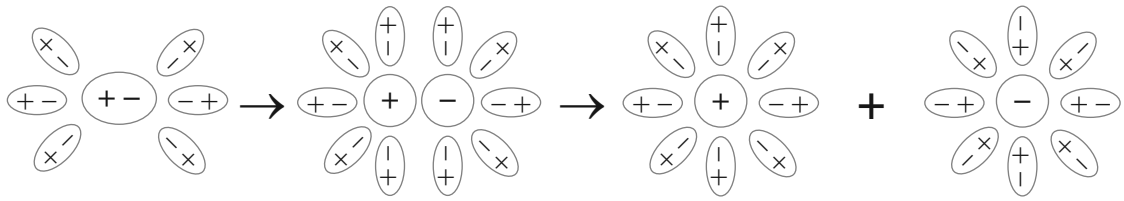
У подальші роки дослідження С. Аррениуса й інших учених з даної проблеми не тільки підтвердили справедливість основних положень теорії електролітичної дисоціації, але і значно розширили число окремих фактів, які можна обґрунтувати теорією.

Класифікація речовин з погляду теорії електролітичної дисоціації

Речовини

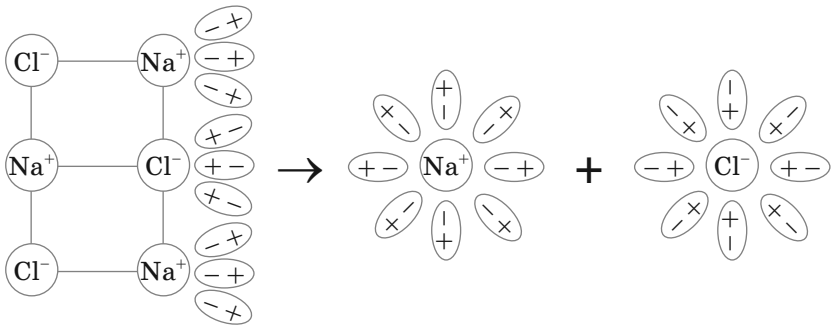
Електроліти	Неелектроліти
⇩	⇩
Речовини з йонним або ковалентним сильнополярним хімічним зв'язком	Речовини з ковалентним неполярним або малополярним зв'язком
⇩	⇩
Солі, кислоти, луги	Кисень, азот, метан, цукор

Процес дисоціації речовин з йонним зв'язком (у розчині)



Полярна молекула, оточена молекулами води → Перехід полярної молекули в йонну під дією діполей води → Катіон + Аніон

Процес дисоціації речовин з іонним зв'язком (у водному розчині)



Речовина з йонним зв'язком — Катіон — Аніон

Основні положення теорії електролітичної дисоціації

1. Дисоціація електролітів відбувається під дією полярних молекул розчинника	
2. Дисоціюючі молекули розпадаються на катіони (позитивно заряджені частинки) й аніони (негативно заряджені частинки) $$KA \rightleftarrows \underset{\text{катіон}}{K^+} + \underset{\text{аніон}}{A^-}$$	
3. Сумарний заряд усіх катіонів дорівнює сумарному заряду всіх аніонів	
4. Дисоціація — оборотний процес	
5. Дисоціація багатоосновних кислот і багатоосновних основ відбувається ступінчасто (кожна стадія характеризується відщепленням одного йона)	
Дисоціація фосфатної кислоти: 1 ступінь: $H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ 2 ступінь: $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ 3 ступінь: $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$	Дисоціація алюміній гідроксиду: 1 ступінь: $Al(OH)_3 \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + OH^-$ 2 ступінь: $Al(OH)_2^+ \rightleftarrows AlOH^{2+} + OH^-$ 3 ступінь: $AlOH^{2+} \rightleftarrows Al^{3+} + OH^-$

Сильні та слабкі електроліти

Сильні електроліти — це електроліти, які повністю (необоротно) дисоціюють на йони.

Слабкі електроліти — це електроліти, які частково (оборотно) дисоціюють на йони.

Сильні електроліти	Слабкі електроліти
Луги: KOH; NaOH; $Ba(OH)_2$	Основи: NH_4OH
Кислоти: HCl; HNO_3; H_2SO_4	Кислоти: H_2S; H_2SO_3; H_3PO_4; CH_3COOH (оцтова)
Практично всі солі	Вода

Дисоціація кислот, лугів і солей

Клас електролітів	Визначення з погляду теорії електролітичної дисоціації	Приклад дисоціації
Кислоти	Складні речовини, під час дисоціації яких у водних розчинах як катіони відщеплюються тільки йони гідрогену	$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$ $HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$
Основи	Складні речовини, під час дисоціації яких у водних розчинах як аніони відщеплюються тільки гідроксид-іони	$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$
Солі	Середні солі — це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на позитивно заряджені йони металів і негативно заряджені йони кислотних залишків	$KNO_3 \rightleftarrows K^+ + NO_3^-$ $Al_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$
	Кислі солі — це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на позитивно заряджені йони металів і Гідрогену та негативно заряджені йони кислотних залишків	$NaHSO_4 \rightleftarrows Na^+ + HSO_4^-$ $HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$
	Осно́вні солі — це складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на позитивно заряджені йони металів і негативно заряджені йони кислотних залишків і гідроксид-іони	$Co(OH)Cl \rightleftarrows Co(OH)^+ + Cl^-$ $Co(OH)^+ \rightleftarrows Co^{2+} + OH^-$

Ступінь електролітичної дисоціації

Ступінь дисоціації α — це відношення числа дисоційованих молекул до загального числа молекул, що містяться в розчині.

складу і властивостей розчинника

температури розчину

Ступінь дисоціації α залежить від:

складу електроліту

концентрації електроліту в розчині

Сульфатна кислота (концентрована)

У концентрованій (98 %) кислоті на 98 г кислоти припадає 2 г води. Таке співвідношення приводить до того, що молекули сульфатної кислоти в концентрованому розчині практично не дисоціюють, тому концентрована сульфатна кислота — слабкий електроліт.

Сульфатна кислота (розбавлена)

Сильніший електроліт, ніж концентрована, оскільки у воді її молекули практично повністю дисоціюють на йони.

Зміна ступеня дисоціації фторидної кислоти (приклад)

Умова	Зміна ступеня дисоціації
Нагрівання розчину	Ступінь дисоціації збільшується
Розбавлення водою	Ступінь дисоціації збільшується
Додавання натрій фториду	HF — слабкий електроліт: $HF \rightleftarrows H^+ + F^-$. Додаючи NaF, вводять більшу кількість йонів F^-, які зміщують рівновагу процесу дисоціації у бік утворення недисоційованих молекул, отже, ступінь дисоціації зменшується

Алгоритм складання рівняння дисоціації

Рівняння дисоціації — спосіб зображення якісних і кількісних змін, що відбуваються у процесі дисоціації речовини.

1. Записуємо формулу хімічної сполуки ⇨ $CaCl_2 \rightarrow \ldots$

⇩ ⇩

2. Визначаємо число катіонів та їхній заряд ⇨ $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + \ldots$

⇩ ⇩

3. Визначаємо число аніонів та їхній заряд ⇨ $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

⇩

4. Перевіряємо правильність складання рівняння

РЕАКЦІЇ ЙОННОГО ОБМІНУ

Йонне рівняння — тип хімічного рівняння, в якому реагенти і продукти реакції записані в йонному вигляді

Умови, за яких йонні реакції йдуть до кінця

Умова	Приклад	Молекулярне рівняння	Повне йонне рівняння	Скорочене йонне рівняння
1. У результаті реакції випадає осад	а) Реакція між барій хлоридом і сульфатною кислотою приводить до утворення нерозчинного осаду барій сульфату	$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$	$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2H^+ + 2Cl^-$	$Ba^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\rightarrow BaSO_4 \downarrow$
	б) Реакція між алюміній хлоридом і натрій гідроксидом приводить до утворення нерозчинного осаду алюміній гідроксиду	$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow$ $\rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$	$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- \rightarrow$ $\rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3Na^+ + 3Cl$	$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow$ $\rightarrow Al(OH)_3 \downarrow$
2. У результаті реакції виділяється газ	а) Реакція між калій карбонатом і сульфатною кислотою супроводжується виділенням вуглекислого газу	$K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow K_2SO_4 + CO_2 \uparrow + H_2O$	$2K^+ + CO_3^{2+} + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\rightarrow 2K^+ + SO_4^{2+} + CO_2 \uparrow + H_2O$	$2H^+ + CO_3^{2-} \rightarrow$ $\rightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$
	б) Реакція між натрій сульфатом і хлоридною кислотою супроводжується виділенням сірководню	$Na_2S + 2HCl \rightarrow$ $\rightarrow 2NaCl + H_2S \uparrow$	$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow$ $\rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S \uparrow$	$2H^+ + S^{2-} \rightarrow H_2S \uparrow$
3. У результаті реакції утворюється малодисоціююча речовина (наприклад вода)	а) Реакція між натрій сульфатом і хлоридною кислотою супроводжується виділенням сірководню	$NaOH + HCl \rightarrow$ $\rightarrow NaCl + H_2O$	$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow$ $\rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$	$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
	б) У результаті реакції між натрій гідроксидом і хлоридною кислотою утворюється вода	$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$	$Ca(OH)_2 + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow$ $\rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$	—

ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛІВ

Метали — елементи, які утворюють прості речовини, що характеризуються хорошею теплопровідністю, електропровідністю і металічним блиском.

Особливості будови металів

Елементи

Метали
(на зовнішньому електронному шарі атома міститься від 1 до 3 електронів)

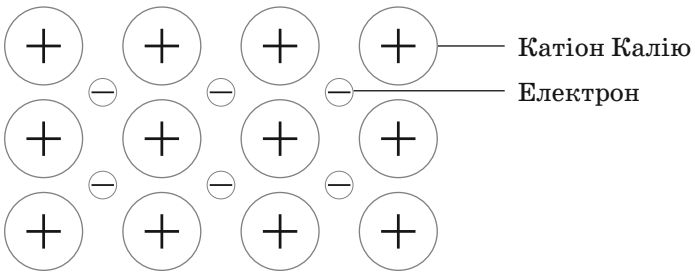
Неметали
(на зовнішньому електронному шарі атома міститься від 4 до 7 електронів. Виключення: H, B, He)

***s*-метали**	***p*-метали**	***d*-метали**
(валентні електрони заповнюють *s*-орбіталь)	(валентні електрони заповнюють *p*-орбіталь)	(відбувається заповнення електронами *d*-орбіталі)
Елементи головних підгруп I і II груп періодичної системи	Елементи головних підгруп III (Al, Ga, In, Ti), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) і VI (Po) груп	Перехідні елементи; розташовуються між *s*- і *p*-елементами

Характеристика металічного зв'язку

Металічний зв'язок утворюється внаслідок електричного притягання між йонами металу та вільними електронами. Наявність вільних електронів визначає електропровідність металів

Модель металічного зв'язку в калію



Загальна характеристика металів

1. До металів належать переважно елементи, на зовнішньому електронному шарі яких є один, два або три валентні електрони	
2. Усі метали за звичайних умов — тверді речовини, за винятком ртуті з металічним блиском, гарні провідники електрики та теплоти	
3. Класифікація металів:	
Метали	
Чорні	Кольорові
— Залізо та його сплави; — метали, які в основному використовують як добавку до заліза: марганець, хром	— Важкі (мідь, цинк, свинець, ртуть); — легкі (натрій, калій, алюміній); — рідкісні (літій, рубідій, берилій, молібден); — рідкоземельні (скандій, лантан і лантаноїди); — благородні (золото, срібло, платина); — радіоактивні (радій, уран, актиній і актиноїди); — розсіяні (германій, індій)
4. Лише деякі метали (аурум, купрум, меркурій) зустрічаються в природі у вільному стані. Більшість із них зустрічається у вигляді оксидів, солей	
5. Основний спосіб добування металів із руд — відновлення до вільних металів. Відновниками виступають Карбон, карбон(II) оксид, Гідроген, більш активні метали: $ZnO + C \xrightarrow{t} Zn + CO\uparrow$; $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t} 2Fe + 3CO_2$; $WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$; $3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe$	
6. Хімічні властивості металів характеризує електрохімічний ряд напруг	
Li, Rb, K, Cs, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, N, Pb, H_2, Sb, Bi, Cu, Ag, Hg, Pd, Pt, Au	— кожний метал здатний витісняти з розчинів солей ті метали, які стоять у ряду напруг після нього;
	— усі метали, що стоять до Гідрогену, здатні витісняти його з розбавлених кислот;
	— метал, розташований ліворуч, є хімічно активнішиим і більш активно взаємодіє з неметалами

Характеристика деяких металів

Метал	Властивості	Застосування	Розповсюдженість у природі
Манган	Метал сріблясто-білого кольору, крихкий, твердий, $T_{пл} = 1244\,°C$	Використовується як легуючий метал, його додають до сплавів для підвищення механічної міцності, твердості, жароміцності, також використовують у кольоровій металургії, для створення антикорозійних покриттів, у хімічній промисловості та фармакології	Входить до складу 150 мінералів. В Україні марганцеві руди (що містять до 14 % Мангану) є на південний захід від Кримського півострова в районі, обмеженому широтами Євпаторії та Севастополя

Продовження таблиці

Метал	Властивості	Застосування	Розповсюдженість у природі
Хром	Метал сіро-сталевого кольору, твердий, стійкий до корозії, $T_{пл} = 1890\,°C$	Використовується як легуючий компонент при виплавці сталі. Із хромистої сталі виготовляють промислові деталі. Неіржавіюча сталь містить 10—12 % Хрому	Відомо понад 30 мінералів, які містять хром, але економічно вигідно добувати його з хромових залізняків. В Україні хромові руди зустрічаються у Верхівцевському і Білозерському районах
Титан	Сірувато-сріблястий метал, $T_{пл} = 1665\,°C$. Пластичний, добре піддається прокату, куванню, стійкий до корозії навіть у морській воді	Сплави титану застосовують головним чином у літакобудуванні, для виготовлення окремих частин реактивних двигунів (оскільки його сплави у 2—3 рази міцніші за алюмінієві й у 5 разів — за магнієві)	У природі відомо понад 80 мінералів, у яких міститься Титан, але промислову цінність мають титановий залізняк (містить 32 % Титану) і Рутил (60 %). В Україні титанові руди є на Українському щиті та його схилах. (Український щит простягається на 1000 км з північного заходу на південний схід України, від р. Сарни до м. Ростов-на-Дону)
Ванадій	Метал сріблясто-білого кольору, ковкий, $T_{пл} = 1900\,°C$. Усі його сполуки токсичні	Застосовується в чорній металургії для легування сталей і чавунів	Часто зустрічається в земній корі, але розсіяний у гірських породах і мінералах. Його видобувають під час розробки руд, у яких він міститься (наприклад, титаномагнетитові руди, фосфорити, нафта, уранові руди)
Нікель	Сріблястий метал, $T_{пл} = 1453\,°C$. Хімічно малоактивний, стійкий, гнучкий, твердий метал	Для покриття виробів із заліза, міді й інших металів для покращення зовнішнього вигляду, запобігання корозії. Також входить до складу сплавів — відомо понад 3000 нікелевих сплавів	Входить до складу майже 50 руд. Для його добування найчастіше використовують нікелін, залізонікельовий колчедан і гарнієрит. Великі запаси нікелю є на океанічному дні
Кобальт	Сірий метал із синім відтінком, $T_{пл} = 1493\,°C$. Втрачає свої магнітні властивості за температури 1121 °C (у феруму — за 769 °C)	Є складовою частиною магнітних сталей. Також його сполуки застосовують для виготовлення синіх фарб	Великих кобальтових родовищ немає. Вміст Кобальту в рудах незначний (від 0,1—2 %). Найпоширеніший його мінерал — кобальтин. Належить до дуже дорогих металів

Продовження таблиці

Метал	Властивості	Застосування	Розповсюдженість у природі
Молібден	Ясно-сріблястий метал. $T_{пл} = 2690\,°C$. Тугоплавкий метал, який добре проводить електрику	Використовується для добування надтвердих сплавів. У металургії використовується в основному як легуюча домішка. Чистий молібден використовують у радіо- й електротехніці	Близько 98 % молібдену видобувають з молібденового блиску. В Україні поклади молібдену зустрічаються на Українському щиті
Вольфрам	Сріблясто-білий метал, найбільш тугоплавкий, ковкий і тягучий. $T_{пл} = 3410\,°C$. За температури добре кується й витягується в нитку (з 250 г металу можна виготувати нитку завдовжки 100 км)	Сплави вольфраму з кольоровими металами застосовуються в електротехніці, медицині (для виготовлення нитки розжарювання електроламп, рентгенівських трубок), в атомних реакторах використовують для захисту від радіації	Промисловими мінералами для добування вольфраму є шеєліт, який в Україні зустрічається в Кременчуцькому, Верхівцевському й інших рудних районах
Мідь	Метал червоного кольору, ковкий, тягучий, легкоплавкий. $T_{пл} = 1083\,°C$. Добре проводить тепло й електрику	Сплави міді широко використовують в електротехніці, машинобудівній і хімічній промисловості	Відомо 240 мідних мінералів: самородна мідь, мідний колчедан, мідний блиск, куприт, малахіт, бляклі руди. Промислове значення мають мідисті пісковики, які перспективні і в Україні. Самородна металічна мідь виявлена у Волино-Поділлі
Свинець	Білий метал, м'який, ковкий. $T_{пл} = 327{,}4\,°C$	Свинець і його сполуки використовують в електротехніці, для виробництва фарб, сплави свинцю — у виробництві бронзи, латуні, друкарських сплавів	Свинець і цинк у рудах звичайно містяться разом, часто у супроводі міді та срібла. Найвідоміші рудні метали у виробництві свинцю — свинцевий блиск, цинку — цинкова обманка, червона цинкова руда. В Україні свинцево-цинкові руди є в Закарпатті
Цинк	Білий метал. $T_{пл} = 419{,}5\,°C$. Стійкий до корозії метал, на повітрі покривається білим нальотом оксиду, який захищає його від подальшого окиснення	Використовується для виробництва надлегких сплавів, а також у піротехніці	
Магній	Сріблясто-білий метал. $T_{пл} = 651\,°C$. Легкий, горить яскравим полум'ям	Використовуються для виробництва надлегких сплавів, а також в піротехніці	Отримують з морської води: в 1 м^3 води — 1 кг магнію; а також з мінералів: магнезита, калійно-магнієвих солей

Продовження таблиці

Метал	Властивості	Застосування	Розповсюдженість у природі
Алюміній	Сріблястий метал. $T_{пл} = 660,1$ °C. Пластичний, міцний, ці властивості зберігає і в сплавах, які утворює з усіма металами (окрім свинцю)	Алюмінієві сплави використовують у виробництві транспортних засобів і засобів зв'язку, вибухових речовин	Найпоширеніший у природі метал, входить до складу всіх порід, але промислові скупчення утворює рідко. Основним джерелом алюмінію є боксити. В Україні близькі до бокситів осадкові породи, знайдені в крейдяних відкладеннях південної частини країни
Олово	Сріблясто-білий метал. Має низьку температуру плавлення та високу температуру кипіння. $T_{пл} = 231,9$ °C. М'який, хімічно стійкий до води, органічних кислот	При виробництві напівпровідників велику його кількість витрачають на свинцево-олов'яні припої	Входить до складу 17 мінералів, із яких промислове значення мають каситерит і станин. Каситерит є у вигляді розсипів на північному заході Українського щита і в Приазов'ї
Вісмут	Білий метал із рожевим відтінком. $T_{пл} = 271,3$ °C. Має погану теплопровідність, здатність розширюватися в об'ємі при твердінні	Є компонентом легкоплавких сплавів. Вісмут і його сполуки мають дезінфікуючі й антисептичні властивості, тому застосовуються в медицині	Із відомих мінералів вісмуту практичне значення мають вісмутин, вісмутовий блиск, самородний вісмут і вісмутова охра. В Україні рудовиявлення вісмуту виявлені в Закарпатті
Ртуть	Сріблясто-синюватий важкий метал. За звичайних умов — рідкий метал. Твердне за температури близько 39 °C. За нормальної температури розчиняє золото, срібло та деякі інші метали	Використовується в електротехніці, радіотехніці, хімічному виробництві як каталізатор, у медицині у виробництві мазей	Відомо 25 мінералів ртуті. Найбільше значення має кіновар. В Україні ртутно-рудною провінцією вважається Донецький басейн, багатим на ртутні мінерали є Закарпаття
Сурма	Сріблясто-білий метал із синюватим відтінком. $T_{пл} = 630,5$ °C. Твердий та крихкий, легко здрібнюється в порошок	Добавка сурми до м'яких металів підвищує їх міцність	Найбільше значення зі всіх відомих мінералів, до складу яких входить сурма, має сурм'яний блиск. Сурма разом із ртуттю звичайно є супутниками в родовищах

ДОБУВАННЯ МЕТАЛІВ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електроліз — це окисно-відновний процес, що відбувається в розчинах або розплавах електролітів під впливом постійного електричного струму.

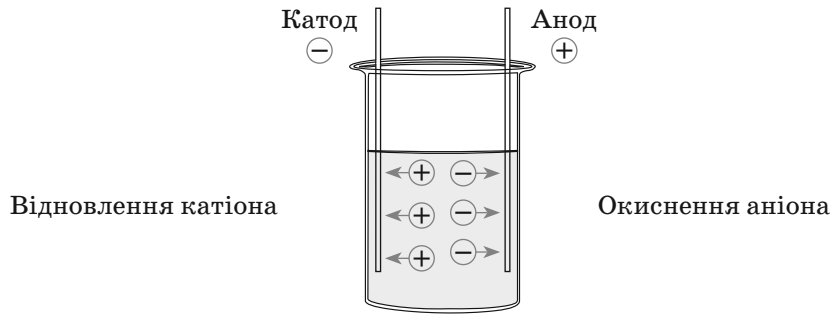
Електрод — електропровідне тіло (пластинка), за допомогою якого здійснюється електричний контакт з електролітом.

Способи добування металів

Випалювання руд із подальшим відновленням оксидів	$HgS + O_2 \xrightarrow{t} Hg + SO_2$; $2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t} 2ZnO + 2SO_2$; $2ZnO + C \rightarrow CO_2\uparrow + 2Zn$
Відновлення металів з їх оксидів коксом, карбон (II) оксидом	$ZnO + C \xrightarrow{t} Zn + CO$; $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{t} 3CO_2 + 2Fe$
Відновлення металів з їх оксидів Гідрогеном	$WO_3 + 3H_2 \xrightarrow{t} W + 3H_2O$; $CuO + H_2 \xrightarrow{t} Cu + H_2O$
Відновлення металів з їх оксидів деякими металами (металотермія)	$3Cr_2O + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 6Cr$; $3MnO_2 + 4Al \xrightarrow{t} 2Al_2O_3 + 3Mn$
Електроліз розплавів	Під час електролізу розплаву натрій хлориду на катоді виділяється розплавлений натрій, а на аноді — хлор: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$; $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$

Загальні закономірності електролізу

1. При пропусканні через розчин електроліту постійного електричного струму позитивно заряджені частинки (катіони) рухаються до катода, а негативно заряджені (аніони) — до анода:



2. Катіони у разі контакту з катодом приймають у нього електрони, тобто відновлюються. Аніони, наближаючись до анода, віддають електрони, тобто окиснюються. Отже, на катоді відбувається процес відновлення катіона, а на аноді — процес окиснення аніона

3. При плавленні солі та луги розпадаються на йони.

1) Схема електролізу розплаву натрій хлориду NaCl:

на катоді: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$ відновлюються йони Натрію

на аноді: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$ окиснюються хлорид-іони

2) Схема електролізу розплаву натрій гідроксиду NaOH

на катоді: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$ відновлюються йони Натрію

на аноді: $4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$ окиснюються гідроксид-іони

4. Під час електролізу водних розчинів у реакції можуть брати участь не тільки йони електроліту, але також гідроксид-іони та йони Гідрогену, які утворюються в результаті дисоціації. Тому електроліз у розчині відбувається значно складніше. Вибираючи найбільш вірогідний процес на аноді та катоді, слід виходити з положення, що йтиме та реакція, для якої потрібна найменша витрата енергії. Крім того, для вибору найбільш вірогідного процесу на аноді та катоді під час електролізу розчинів солей з електродом, що не витрачається, застосовуються такі правила:

1) на аноді можуть утворюватися такі продукти:

— у разі окиснення аніонів F^-, H^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, PO_4^{-3} виділяється кисень O_2;

— у разі окиснення аніонів Cl^-, Br^-, S^- виділяються відповідно хлор Cl_2, бром Br_2, йод I_2;

2) на катоді виділяється водень у тому випадку, якщо метал стоїть в електрохімічному ряду напруг металів ліворуч від Гідрогену

5. Приклади електролізу на різних електродах.

1) Електроліз розплаву натрій хлориду $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$:

К (вугільний)	А (вугільний)
$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$ відновлення	$Cl^- - \bar{e} \rightarrow Cl^0$; $Cl^0 + Cl^0 \rightarrow Cl_2^0 \uparrow$ окиснення
відновлюються йони Натрию	окиснюються хлорид-іони

2) Електроліз водного розчину купрум (II) хлориду $CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$; $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$:

К (вугільний)	А (вугільний)
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$
відновлюються йони Купруму	окиснюються хлорид-іони

3) Електроліз водного розчину натрій сульфату $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$; $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$:

К (вугільний)	А (вугільний)
$H^+ + \bar{e} \rightarrow H^0$	$OH^- - \bar{e} \rightarrow OH^0$
$H^0 + H^0 \rightarrow H_2^0 \uparrow$	$4OH^0 \rightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$
відновлюються йони Гідрогену	окиснюють гідроксид-іони

4) Електроліз розчину мідного купоросу $(CuSO_4 \cdot 2H_2O)$; $CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$; $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$:

К (мідь)	А (мідь)
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$ відновлення	$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$
утворення мідного покриття	«розчинення» анода

Корозія — мимовільний процес руйнування металів або їхніх сплавів під дією навколишнього середовища.

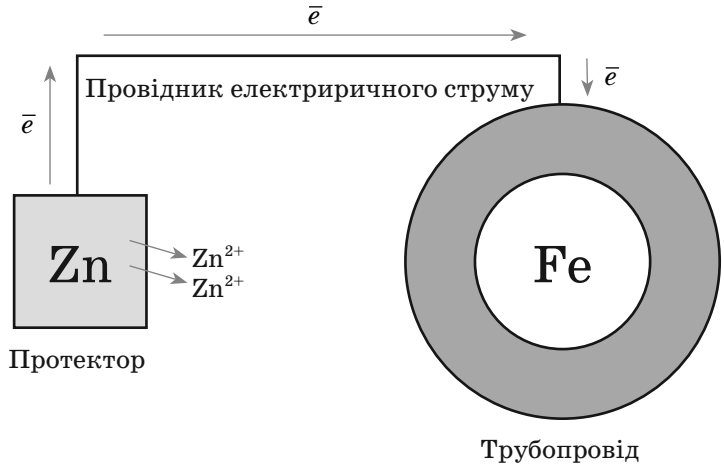
Інгібітори корозії — речовини, які вводяться в незначній кількості в корозійне середовище для різкого зменшення швидкості корозії.

Сплав — суміш якого-небудь металу з одним або кількома іншими елементами.

Методи боротьби з корозією

Нанесення на поверхню металів неметалічних покриттів	Найчастіше використовують оксидування і фосфатування металів, за яких на поверхні металу утворюється щільний шар оксидів або фосфатів
Протекторний захист	Конструкцію, що захищається, сполучають із більш активним металом (протектором). Саме він піддається руйнуванню, запобігаючи руйнуванню металу конструкції. Наприклад, для захисту сталевого корпусу морського судна використовують цинк
Електрозахист	Конструкцію, що захищається і міститься в середовищі електроліту, приєднують до катода зовнішнього джерела струму, а анод заземляють. Таким чином захищають труби нафтових свердловин під час видобутку нафти з високим вмістом сірководню
Використання інгібіторів (уповільнювачів) корозії	Інгібіторами найчастіше є органічні речовини, а також деякі неорганічні солі (наприклад натрій нітрат). Найчастіше інгібітори застосовують при хімічному очищенні парових котлів від накипу, зняття окалини з оброблених виробів

Схема протекторного захисту підземного трубопроводу



У процесі корозії протектор є анодом і кородує, запобігаючи тим самим руйнуванню основної конструкції.

Види корозії

Хімічна корозія	Електрокорозія	Електрохімічна корозія
Руйнування поверхні металу під дією кисню, сірководню або інших агресивних газів у відсутності вологи	Руйнування металу під впливом так званих блукаючих струмів, які виникають під час експлуатації електротранспорту й електрокабелів у трубопроводах і підземних металевих спорудах	Руйнування металу в середовищі електроліту, що супроводжується появою електричного струму

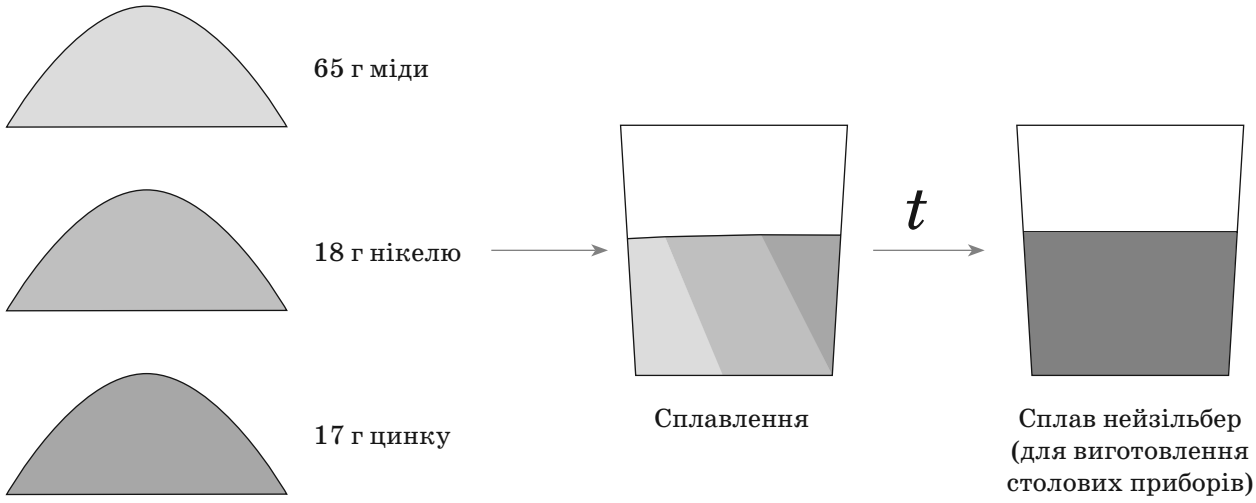
Приклади корозії

Залізо вступає в реакцію з киснем і водою, які містяться в атмосфері; утворюється червоно-бура сполука — ферум гідроксид (іржа)	Мідні куполи деяких будівель покриті блідо-зеленою плівкою осно́вних купрум карбонатів; цей шар утворюється поволі в міру того, як мідь вступає в реакцію з киснем і вологою	Срібло практично не кородує в чистому повітрі, але сульфітні сполуки утворюють шар чорного аргентум сульфіду, тому вироби зі срібла блякнуть або темніють

Структура сплавів

При утворенні **твердого розчину заміщення** в кристалічних ґратках атоми одного елемента заміщені атомами іншого	При утворенні **твердого розчину проникнення** атоми одного металу розміщуються в кристалічних ґратках між атомами іншого металу	При утворенні **інтерметалічної сполуки** два метали хімічно сполучаються один з одним з утворенням речовини зі своїми кристалічними ґратками

Добування сплавів



Характеристика деяких сплавів

Сплав	Хімічний склад	Застосування
Латунь	Купрум 60—90 %, Цинк 10—40 %	У машинобудуванні, приладобудуванні, целюлозній промисловості
Бронза		
— алюмінієва	Купрум 90 %, Алюміній 10 %	У машинобудуванні
— свинцева	Купрум 70 %, Плюмбум 30 %	Для виготовлення підшипників, які працюють за високого тиску й великих швидкостей ковзання
— кремнієва	Купрум 95 %, Силіцій 5 %	Недорогі замінники олов'яної бронзи
— берилієва	Купрум 98 %, Берилій 2 %	Для виготовлення пружин і пружинячих виробів
— кадмієва	Купрум 99 %, Кадмій 1 %	У машинобудуванні
Дюралюміній	Магній 0,5 %, Манган 0,5 %, Купрум 5 %, Алюміній 94 %	В авіабудуванні
Припої		
— м'який	Плюмбум 58 %, Станум 40 %, Стибій 2 %	Під час паяння для отримання монолітного паяного шва
— твердий	Аргентум 45 %, Купрум 30 %, Цинк 25 %	
Амальгама зубна	Мідь 30 %, Меркурій 70 %	У медицині (зубні пломби)
Ніхром	Хром 20 %, Нікель 80 %	В електротехнічній промисловості
Посудне олово	Станум 80 %, Плюмбум 20 %	Кухонне начиння
Сталь		
— неіржавіюча	Нікель 8—20 %, Хром 10—20 %, Ферум 80—60 %	Кухонне начиння
— арматурна	Нікель 1—4 %, Хром 0,5—2 %, Ферум 98—95 %	Залізобетон
— інструментальна	Хром 2—4 %, Молібден 6—7 %, Ферум 95—90 %	Інструменти

ДОМЕННЕ ВИРОБНИЦТВО ЧАВУНУ

Чавун — сплав заліза з вуглецем (2—5 %)

Доменна пічь — вертикальна піч заввишки понад 30 м, з внутрішньою обкладкою з вогнетривкої цегли та сталевим зовнішнім кожухом, призначена для виплавки заліза з його руд. Верхня частина домни називається шахтою, верхній отвір — колошником, середня, широка частина — розпаром, нижня — горном, у верхній частині горна розташовані отвори для вдування повітря — фурми.

Принцип противотоку — принцип, за якого різні речовини рухаються назустріч одна одній.

Шихта — вихідна суміш: руда, кокс, флюси.

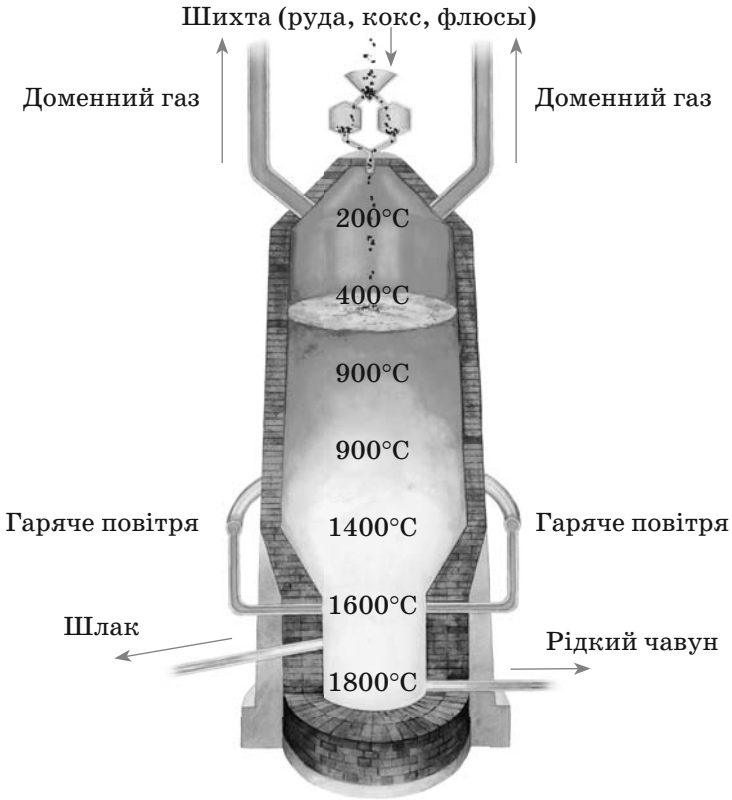
Шлак — відходи виробництва (складається з кальцій силікату).

У технічному процесі беруть участь три елементи: знання, енергія і матеріали. Від цих трьох елементів залежить, наскільки цивілізація може панувати над природою.

Знання, безумовно, є головним із них, без нього інші два елементи безкорисні.

Дж. Томсон

Будова домни



Характеристика доменного виробництва чавуну

Сировина, матеріали	Залізняк, кокс, збагачене киснем повітря, вапняк	
Хімічний процес	Ферум (III) оксид відновлюється чадним газом: $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2 + Q$ Кокс згоряє до карбон (IV) оксиду, виділяючи при цьому теплоту, необхідну для розплавлення заліза, шлаків: $C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$ Карбон(IV) оксид відновлюється коксом до карбон(II) оксиду: $CO_2 + C \rightarrow 2CO - Q$	
Супутні реакції	Відновлюються оксиди інших елементів, які містяться в залізняку: $MnO_2 + 2CO \rightarrow Mn + 2CO_2$ $SiO_2 + 2CO \rightarrow Si + 2CO_2$ $P_2O_5 + 5CO \rightarrow 2P + 5CO_2$ Силіцій оксид, що міститься в руді, виходить у вигляді шлаку після взаємодії з кальцій оксидом: $SiO_2 + CaO \rightarrow CaSiO_3$ Кальцій оксид утворюється внаслідок розкладання вапняку $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 - Q$	
Характеристика технологічного процесу	У колошник подають послідовно сировину та матеріали, в горно продувають протитоком повітря, заздалегідь нагріте в регенераторі за рахунок спалювання колошникового газу. Виробництво безперервне (засипання шихти і випуск чавуну проводяться періодично). У технологічному процесі використовується принцип протитоку	
Продукт і його склад	Чавун (2,5 % Карбону, 0,3—5 % Силіцію, до 1 % Мангану, 0,1 % Сульфуру і 0,2 % Фосфору) іноді містить легуючі метали — Алюміній, Хром, Нікель та ін. Залежно від вмісту Силіцію, Мангану, Фосфору, Сульфуру та Карбону розрізняють три види чавунів: ливарні, переробні та спеціальні	
Застосування	Переробний чавун	Використовується для виробництва сталі
	Спеціальний чавун	Виготовлення конструкційних матеріалів для машинобудівної та приладобудівної промисловості
	Ливарний чавун	Використовується для відливання чавунних виробів

СПОСОБИ ВИРОБНИЦТВА СТАЛІ

Сталь — твердий і пружний матеріал на основі заліза, який добувають із чавуну шляхом окиснення й подальшого видалення всіх домішок із подальшим додаванням відомої кількості вуглецю до розплавленого заліза.

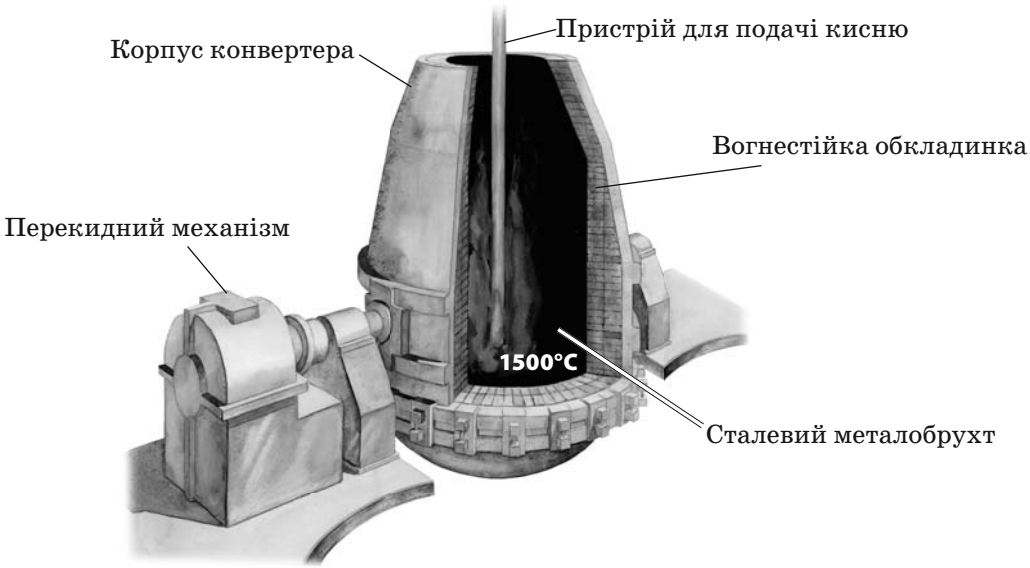
...Промисловість та істинна наука одне без одного не живуть, одне від одного одержують силу, і цей союз породжує блага... Насаджена і зміцніла промисловість дає можливість розвинутися всім сторонам народного генія, якщо його окрилить і зміцнить у самосвідомості істинна наука.

Д. І. Менделєєв

Способи виробництва сталі

Характеристика технологічного процесу		
	1) Киснево-конвертерний спосіб	Окиснення домішок проводять в спеціальних апаратах продуванням повітря через розплавлений чавун (нижнє дуття) або кисню над розплавом (верхнє дуття)
	2) Мартенівський спосіб	Відбувається в мартенівських печах. Вони нагріваються пламенем, що отримується під час спалювання горючих газів над поверхнею маси, яка нагрівається
	3) Електрохімічний спосіб	Відбувається в електрометалургійних печах, джерелом тепла в яких є електричний ток

Будова кисневого конвертера



Характеристика виробництва сталі

Сировина, матеріали	Чавун, металобрухт, ферум оксид, збагачене киснем повітря, кальцій оксид і феромарганець (як добавки)	
Хімічний процес	Елементи (Карбон, Силіцій, Манган, Фосфор і Сульфур), що містяться в рідкому чавуні, окиснюються киснем: $2C + O_2 \xrightarrow{t} 2CO + Q$ $Si + O_2 \xrightarrow{t} SiO_2 + Q$ $2Mn + O_2 \xrightarrow{t} 2MnO + Q$ $4P + 5O_2 \xrightarrow{t} 2P_2O_5 + Q$ $S + O_2 \xrightarrow{t} SO_2 + Q$ $2Fe + O_2 \xrightarrow{t} 2FeO + Q$ Ферум (II) оксид, що утворився, також бере участь в окисненні домішок: $C + FeO \xrightarrow{t} Fe + CO$ $Si + 2FeO \xrightarrow{t} 2Fe + SiO_2$ $Mn + FeO \xrightarrow{t} Fe + MnO$ $2P + 5FeO \xrightarrow{t} 5Fe + P_2O_5$ Оксиди Силіцію і Фосфору з кальцій оксидом утворюють шлак: $CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$ $3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$	
Супутні реакції	Для вилучення утворюваного ферум (II) оксиду додають феромарганець: $FeO + Mn \rightarrow MnO + Fe$ Манган(II) оксид переходить у шлак: $MnO + SiO_2 \rightarrow MnSiO_3$	
Продукт і його склад	Сталь (менше 2 % Карбону, 0,35 % Силіцію, 0,6 % Мангану, 0,06 % Сульфуру, 0,07 % Фосфору), а також легуючі метали: Хром (підвищує твердість, міцність і стійкість сталі до дії кислот), Нікель (підвищує механічну міцність і в'язкість), Вольфрам (підвищує твердість), Титан (підвищує термостійкість)	
Застосування	Інструментальні сталі	Виробництво деталей машин і механізмів (осі, шестерні, пружини і таке інше)
	Будівельні сталі	Будівництво, виробництво труб для газо- і нафтопроводів
	Сталі спеціального призначення	Хімічне машинобудування

КАЛЬЦІЙ І ЙОГО СПОЛУКИ

Характеристика Кальцію

1. Особливості будови атома	$_{+20}Ca$ $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $8\bar{e}$; $2\bar{e}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$ $_{+20}Ca$ $3s^2$ [↑↓] $3p^6$ [↑↓][↑↓][↑↓] $3d^0$ [ ][ ][ ][ ][ ] $4s^2$ [↑↓]
2. Фізичні властивості	Сріблясто-білий ковкий метал, легкий, твердіший за лужні метали
3. Розповсюдження в природі	Вміст у земній корі 3,3 %. Має велику хімічну активність, тому зустрічається тільки у вигляді сполук. Найпоширеніші сполуки: $CaCO_3$ (крейда, мармур, вапняк), $Ca_3(PO_4)_2$ (фосфорит), $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (гіпс)
4. Добування	Шляхом електролізу розплавленого кальцій хлориду: на катоді: $Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca^0$; на аноді: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$
5. Хімічні властивості	1) Взаємодія з простими речовинами: $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$ кальцій оксид; $Ca + S \rightarrow CaS$ кальцій сульфід; $3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$ кальцій фосфід
	2) взаємодія з водою (з холодною повільно, з гарячою — дуже енергійно): $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$
	3) взаємодія з кислотами: $Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2 \uparrow$
6. Застосування	— У металургії для очищення чавуну та сталі від оксидів: $2Ca + TiO_2 \xrightarrow{t} 2CaO + Ti$
	— У виробництві рідкісних металів

Характеристика сполук Кальцію

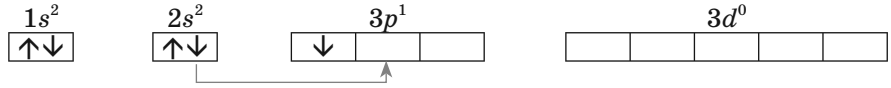
Сполука	Кальцій оксид CaO (негашене вапно)	Кальцій гідроксид $Ca(OH)_2$ (гашене вапно)
Добування	Випалення кальцій карбонату: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$	Гашення вапна: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
Властивості	Виявляє властивості осно́вного оксиду: а) взаємодіє з водою: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ б) реагує з кислотами: $CaO + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$ в) взаємодіє з кислотними оксидами: $CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$	Є лугом: а) взаємодіє з кислотними оксидами: $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ б) реагує з кислотами: $Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$ в) взаємодіє з солями: $3Ca(OH)_2 + 2FeCl_3 \rightarrow 3CaCl_2 + 2Fe(OH)_3 \downarrow$
Застосування	У виробництві будівельних матеріалів	У суміші з піском використовується в будівництві для скріплення цегли під час кладки стін, штукатурних робіт

Натрій і Калій — метали головної підгрупи I групи

Ознаки для порівняння	Натрій	Калій
1. Схема будови атома, розподіл електронів по орбіталях	^{+11}Na $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $1\bar{e}$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $1s^2$ [↑↓] $2s^2$ [↑↓] $2p^6$ [↑↓][↑↓][↑↓] $3s^1$ [↓]	^{+19}K $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $8\bar{e}$; $1\bar{e}$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1$ ... $3s^2$ [↑↓] $3p^6$ [↑↓][↑↓][↑↓] $3d^0$ [ ][ ][ ][ ][ ] $4s^1$ [↓]
2. Фізичні властивості	Дуже м'які метали, легко ріжуться ножем. На зрізі білого кольору зі сріблястим металічним блиском, що зникає на повітрі через окиснення	
3. Різновидність у природі	У природі зустрічаються тільки в складі сполук	
	За поширеністю в земній корі займає шосте місце (2,5 % за масою). Найважливіші мінерали: галіт NaCl (кам'яна сіль), натрієва селітра $NaNO_3$	Займає сьоме місце за поширеністю в земній корі (трохи менше 2,5 % за масою). Найважливіші мінерали: сильвініт — суміш калій хлориду і натрій хлориду, каїніт KCl
4. Добування	Оскільки натрій і калій — сильні відновники, то для їх відновлення зі сполук використовується електроліз розплавлених хлоридів або лугів	
	Електроліз розплавлених хлоридів:	
	на катоді: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$ на аноді: $2Cl^- + 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$	на катоді: $K^+ + \bar{e} \rightarrow K^0$ на аноді: $2Cl + 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$
	Електроліз лугів:	
	на катоді: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$ на аноді: $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2$	на катоді: $K^+ + \bar{e} \rightarrow K^0$ на аноді: $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2$
5. Хімічні властивості	Активні, сильні відновники	
	1) Взаємодія з простими речовинами:	
	$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$ $2Na + S \rightarrow Na_2S$	$2K + H_2 \rightarrow 2KH$ $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$ $2K + S \rightarrow K_2S$
	2) активна взаємодія з водою з утворенням лугів:	
	$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$	$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$
	3) бурхлива реакція з кислотами:	
	$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$	$2K + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2\uparrow$
6. Застосування	— Каталізатор у багатьох органічних синтезах — Відновник при добуванні деяких тугоплавких металів — У вигляді сплаву з калієм використовується як охолоджувач у ядерних реакторах	— Добування калій пероксиду, який застосовують на космічних кораблях і підводних човнах для поглинання вуглекислого газу та регенерації кисню; — Використовується в органічному синтезі

АЛЮМІНІЙ І ЙОГО СПОЛУКИ

Характеристика алюмінію

1. Особливості будови атома	$_{+13}Al\ 2\bar{e}\ ;\ 8\bar{e}\ ;\ 3\bar{e}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 3d^0$ В атомі Алюмінію легко відбувається розпарювання $3s^2$-електронів, і один електрон переходить на $3p$-орбіталь: 
2. Фізичні властивості	Сріблясто-білий метал, пластичний, не дуже твердий, має гарну електропровідність, окиснюється на повітрі, причому оксидна плівка, що утворилася на його поверхні, оберігає метал від подальшого окиснення
3. Розповсюдження в природі	Найпоширеніший у природі метал (у земній корі складає близько 8 %). Найважливіші природні сполуки алюмінію — боксит, $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, корунд Al_2O_3, каолініт $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$
4. Добування	У промисловості алюміній добувають із бокситів електрохімічним методом
5. Хімічні властивості	1) взаємодія з простими речовинами: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ алюміній оксид $2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$ алюміній бромід $4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$ алюміній карбід $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$ алюміній сульфід $2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$ алюміній нітрид
	2) взаємодія з кислотами: $2Al + 6HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2\uparrow$ $2Al + 3H_2SO_4(\text{розб.}) \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$
	3) розчиняється у водних розчинах усіх лугів: $2KOH + 2Al + 6H_2O \rightarrow \underset{\text{калій тетрагідроксоалюмінат}}{2K[Al(OH)_4]} + 3H_2\uparrow$
	4) легко віднімає кисень у оксидів інших металів (процес відновлення металів таким чином називається алюмінотермією): $4Al + 3MnO_2 \xrightarrow{t} 2Al_2O_3 + 3Mn$ $8Al + 3Fe_3O_4 \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3$
6. Застосування	— Виготовлення фольги, яку використовують у радіотехніці та для упаковки харчових продуктів; — добування чавунних і сталевих виробів з метою запобігання корозії; — виробництво різних сплавів

Електрохімічний метод добування алюмінія

Під час розчинення алюміній оксиду в кріоліті ACF·3NaF при 950 °C відбувається дисоціація Al_2O_3:

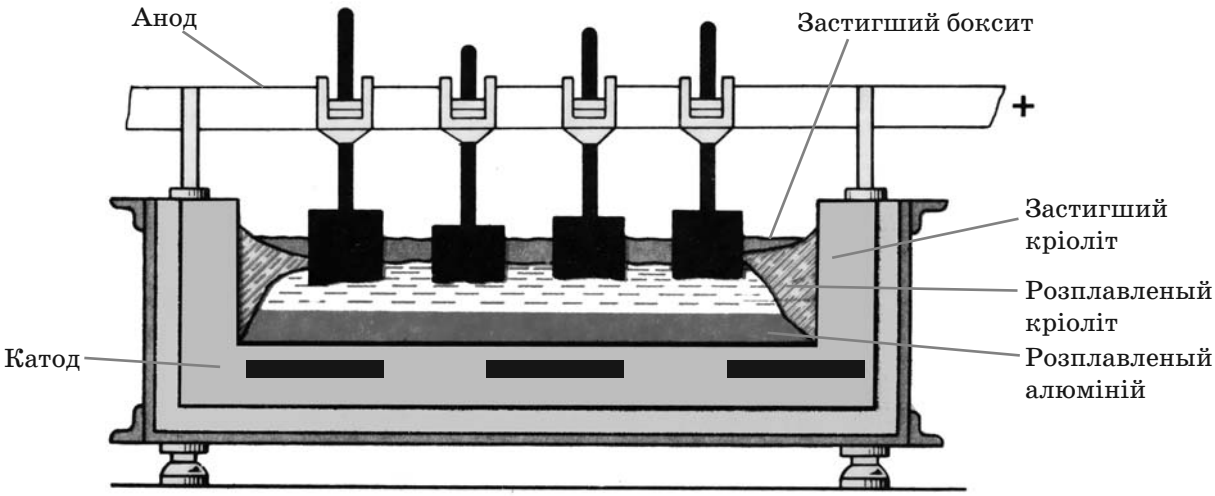
$$Al_2O_3 \rightleftarrows Al^{3+} + AlO_3^{3-}$$

та електроліз:

$$\text{на катоді: } Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al^0$$

$$\text{на аноді: } 2Al^{3-} - 6\bar{e} \rightarrow Al_2O_3 + 3O$$

$$O + O \rightarrow O_2$$



Характеристика сполук Алюмінію

Сполука	Алюміній оксид	Алюміній гідроксид
Добування	$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} \underset{\text{алюміній оксид}}{Al_2O_3} + 3H_2O$	$AlCl_3 + 3KOH \rightarrow \underset{\text{алюміній гідроксид}}{Al(OH)_3} \downarrow + 3KCl$
Властивості	Амфотрений оксид з переважанням осно́вних властивостей: $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$ $Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} \underset{\text{натрій алюмінат}}{2NaAlO_2} + 2H_2O$ (при сплавленні) $Al_2O_3 + 2NaOH + H_2O \rightarrow \underset{\text{гідрид метаалюмінату}}{2[NaAlO_2 \cdot H_2O]}$	Гідроксид з амфотерними властивостями: $Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$ $Al(OH)_3 + KOH \rightarrow \underset{\text{калій тригідроксоалюмінат}}{K[Al(OH)_3]}$ (у розчині) $Al(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{t} NaAlO_2 + 2H_2O$ (при сплавленні) $Al(OH)_3 + NaOH \xrightarrow[\text{водн. р-н}]{} NaH_2AlO_3 + H_2O$
Застосування	Сировина для добування алюмінію, рубінів, сапфірів	Застосовують під час очищення води (має властивість поглинати різні речовини)

ФЕРУМ І ЙОГО СПОЛУКИ

Характеристика феруму

1. Особливості будови атома	$_{+26}Fe\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ $3s^2$ $3p^6$ $3d^6$ $4s^2$ $4p^0$ $_{+26}Fe$... ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓ ↑↓ ☐ ☐ ☐ В атомі Феруму в збуджений стан можна перевести тільки один *s*-електрон зовнішнього рівня (на *p*-підрівень), тому його валентність не може перевищувати 6 (число неспарених електронів). Електронно-графічні формули атома Феруму та йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} для 3*d*- і 4*s*-орбіталей матимуть вигляд: Fe^0 $3d^6 4s^2$ ↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓ ↑↓ Fe^{2+} $3d^6 4s^0$ ↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓ ☐ Fe^{3+} $3d^5 4s^0$ ↓ ↓ ↓ ↓ ↓ ☐
2. Фізичні властивості	Чисте залізо — сріблясто-білий метал. Він ковкий, має здатність до електро- і теплопровідності, легко намагнічується і розмагнічується
3. Розповсюдження в природі	За поширеністю в природі Ферум займає друге місце серед металів (4,65 % за масою). У вільному вигляді виявлений тільки в метеоритах. Основними мінералами є магнітний залізняк Fe_3O_4, червоний залізняк Fe_2O_3, червоний залізняк $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$, пірит (залізний колчедан)
4. Добування	1) Відновленням із ферум (III) оксиду воднем при нагріванні: $Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{t} 2Fe + 3H_2O$ 2) відновленням з оксидів Fe_2O_3 і Fe_2O_4 алюмінотермічним способом: $Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$ 3) електролізом водних розчинів солей феруму(III)
5. Хімічні властивості	1) Взаємодія с простими речовинами: $3Fe + 2O_2 \rightarrow \underset{\text{залізна окалина}}{Fe_3O_4}$ $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow \underset{\text{ферум хлорид}}{2FeCl_3}$ $2Fe + N_2 \rightarrow \underset{\text{ферум нітрид}}{2FeN}$ $Fe + S \rightarrow \underset{\text{ферум сульфід}}{FeS}$
	2) взаємодія з кислотами: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2H\uparrow$; $Fe + H_2SO_4(p) \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$ $Fe + 4HNO_3(p) \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$
	3) взаємодія з солями: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$
	4) реагує з водяною парою: $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$
6. Застосування	Завдяки магнітним властивостям застосовують при виготовленні трансформаторів, електромагнітів. Активно використовується у складі сплавів (чавуну та сталі)

Порівняльна характеристика ферум (II) оксиду і ферум (III) оксиду

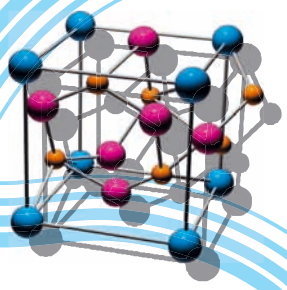
Сполука	FeO	Fe_2O_3
Фізичні властивості	Порошок чорного кольору	Порошок бурого кольору
Добування	1) $Fe_2O_3 + H_2 \xrightarrow{t} 2FeO + H_2O$ 2) $Fe(OH)_2 \rightarrow FeO + H_2O$	$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$
Хімічні властивості	Осно́вний оксид $FeO + 2Cl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$	Амфотерний оксид $2KOH + Fe_2O_3 \rightarrow \underset{\text{ферит}}{2KFeO_2}$ (сплавлення) $6HCl + Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$

Порівняльна характеристика ферум (II) гідроксиду і ферум (III) гідроксиду

Сполука	$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3$
Хімічені властивості	Легко розчиняється в кислотах, але не розчиняється в лугах: $Fe(OH)_2 + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + 2H_2O$	Слабка основа, має амфотерні властивості (у лугах розчиняється важче, ніж у кислотах): $Fe(OH)_3 + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$ $Fe(OH)_3 + 3KOH \rightarrow K_3Fe(OH)_6$
Добування	Добувають дією розчинів лугів на солі двовалентного Феруму: $FeCl_2 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow + 2KCl$	Добувають із ферум (II) гідроксиду: $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$

Порівняльна характеристика солей Феруму

Солі феруму(II)	Солі феруму(III)
Водні розчини швидко окиснюються на повітрі, розчин каламутніє	Мають окисні властивості
Якісна реакція: $3FeCl_2 + 2K_3Fe(CN)_6 \rightarrow \underset{\text{турнбульова синь}}{Fe_3[Fe(CN)_6]_2} + 6KCl$	Якісні реакції: 1) $FeCl_3 + \underset{\text{амоній роданід}}{3NH_4SCN} \rightarrow \underset{\text{ферум роданід (червоний колір)}}{Fe(SCN)_3} + 3NH_4Cl$ 2) $4FeCl_3 + \underset{\text{жовта кров'яна сіль}}{3K_4Fe(CN)_6} \rightarrow \underset{\text{берлинська блакить (блакитний колір)}}{Fe_4[Fe(CN)_6]_3} + 12KCl$



ДОДАТКИ

СЛОВНИК ТЕРМІНІВ

Алхімія — середньовічна назва хімії; донауковий етап розвитку хімії, головна мета дослідження на цьому етапі: перетворення неблагородних металів на благородні, пошук еліксиру життя та ін.

Амфотерні речовини — сполуки, які виявляють залежно від умов і основні, і кислотні властивості

Аніон — негативно заряджений іон

Анод — електрод, сполучений з позитивним полюсом джерела постійного струму

Атом — найдрібніша частинка хімічного елемента, яка зберігає всі його хімічні властивості

Атомна маса — маса атома хімічного елемента, виражена у карбонових одиницях (1/12 маси атома Карбону)

Атомно-молекулярне вчення — вчення про дискретну будову матерії з атомів і молекул

Валентність — властивість атома даного елемента приєднувати або заміщати певне число атомів іншого елемента

Відновлення — хімічна реакція приєднання електронів атомами або йонами, що супроводжується зменшенням ступеня окиснення

Галоген — представник сімейства неметалічних елементів VII групи періодичної системи, до якого входять Флуор, Хлор, Бром, Йод

Гетерогенна реакція — хімічна реакція, що відбувається в неоднорідному середовищі (наприклад, реакція між твердою речовиною та рідиною)

Гомогенна реакція — хімічна реакція, що відбувається в однорідному середовищі (наприклад, реакція між рідинами)

Дисоціація електролітична — повний або частковий розпад на йони молекул електролітів під час їхнього розчинення або розплавлення

Електроліз — окисно-відновний процес, що відбувається в розчинах або розплавах електролітів під впливом постійного електричного струму

Електроліт — сполука, розчин або розплав якої проводить електричний струм

Елемент хімічний — сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра

Елементарні частинки — прості частинки, з яких складається речовина: електрони, нейтрони й ін.

Ізотопи — різновиди атомів хімічного елемента з різними атомними масами, але з одним і тим самим зарядом атомних ядер і які тому займають одне і те ж положення в періодичній системі

Інгібітори — каталізатори, що сповільнюють швидкість хімічної реакції

Індикатор — речовина, забарвлення якої змінюється залежно від кислотності середовища, в якому вона перебуває

Йон — заряджена частинка, що утворюється з тома або групи атомів у результаті приєднання або втрати одного або декількох електронів

Йонний хімічний зв'язок — зв'язок, зумовлений утворенням електронних пар за рахунок переходу валентних електронів від одного атома до іншого

Каталіз — процес зміни швидкості хімічних реакцій під дією каталізаторів; у разі позитивного каталізу швидкість підвищується, у разі негативного — зменшується

Каталізатор — речовина, яка прискорює реакцію, але при цьому залишається хімічно незміненою

Катіон — позитивно заряджений іон

Катод — електрод, сполучений з негативним полюсом джерела постійного струму

Кислота — 1) речовина, молекула якої містить атом (атоми) Гідрогену, здатний заміщатися або обмінюватися на метал; 2) електроліт, який під час дисоціації утворює лише катіони Гідрогену

Кількість речовини — це величина, яка визначається числом структурних одиниць (атомів або інших частинок) цієї речовини

Ковалентний зв'язок — тип хімічного зв'язку, який утворюється між атомами за рахунок утворення спільних електронних пар

Концентрація — відносний вміст речовини в суміші або розчині

Корозія — руйнування металів унаслідок різних фізико-хімічних впливів

Луги — розчинні у воді основи

Молекула — найдрібніша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості

Молекулярна маса — маса молекули, виражена в карбонових одиницях (1/12 маси атома Карбону)

Моль — міра кількості речовини. Один моль дорівнює кількості речовини, яка містить стільки ж структурних частинок даної речовини, скільки атомів міститься у вуглеці масою 12 г

Молярна маса — маса одного моля речовини

Нейтрон — елементарна частинка, що не має електричного заряду, маса нейрона приблизно дорівнює масі протона

Окиснення — процес, що супроводжується втратою електронів атомами або йонами окиснюваної речовини

Окисно-відновна реакція — хімічна реакція, за якої один або декілька атомів або йонів, що входять до складу взаємодіючих речовин, віддають електрони, а інші — приєднують їх

Оксид — бінарна сполука кисню з іншим елементом

Основа — речовина, молекули якої складаються з йонів металу й однієї або декількох гідроксильних груп

Періодична система хімічних елементів — класифікація хімічних елементів, прийнята на основі встановленого взаємозв'язку між періодичністю зміни властивостей елементів, розміщених за збільшенням атомної маси, і особливостями структури електронних оболонок їхніх атомів

Повітря — суміш газів, які утворюють атмосферу

Протон — стійка елементарна частинка із зарядом +1

Радіоактивність — спонтанний розпад атомних ядер деяких елементів, що супроводжується виділенням елементарних частинок випромінювання

Реакція екзотермічна — реакція, що супроводжується виділенням тепла

Реакція ендотермічна — реакція, що супроводжується поглинанням тепла

Реакція заміщення — хімічна реакція, що відбувається між простою і складною речовинами, за якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів у складній речовині

Реакція нейтралізації — реакція між кислотою і основою (лугом), в результаті якої вони втрачають свої характерні властивості, утворюючи сіль і воду

Реакція необоротна — хімічний процес, який відбувається в одному напрямі

Реакція обміну — хімічна реакція, у процесі якої дві складні речовини обмінюються своїми складовими частинами

Реакція оборотна — хімічний процес, що відбувається одночасно в протилежних напрямах і приводить до хімічної рівноваги

Реакція розкладу — хімічна реакція, в результаті якої з однієї складної речовини утворюються дві або декілька простих або складних речовин

Реакція сполучення — хімічна реакція, в результаті якої з двох чи декількох простих або складних речовин утворюється одна більш складна речовина

Реакція хімічна — перетворення речовин, що виявляється у зміні їхньої хімічної будови

Розчинність — величина, що визначає найбільшу кількість речовини, яка може бути розчинена за певної температури в 100 г розчинника

Солі — 1) хімічні сполуки, що складаються з атомів металу й кислотного залишку; 2) електроліти, які в результаті дисоціації утворюють катіони металу й аніони кислотного залишку

Солі кислі — солі, що містять Гідроген, який може бути заміщений металом

Солі основні — солі, молекули яких містять гідроксильну групу

Солі середні — солі, що не містять ні Гідрогену, який може бути заміщений металом, ні гідроксильної групи

Сплав — суміш якогось металу з одним або кількома іншими елементами

Сталь — твердий і пружний матеріал на основі заліза, який добувається з чавуну шляхом окиснення й подальшого видалення всіх домішок з додаванням певної кількості вуглецю до розплавленого заліза

Ступінь окиснення — поняття, що характеризує стан елемента в хімічній сполуці та його поведінку в окисно-відновних процесах. Це умовний заряд, величина якого розраховується виходячи з припущення, що всі електрони, які утворюють хімічний зв'язок, повністю переходять до більш електронегативного елемента

Хімія — наука, предметом якої є вивчення хімічних елементів, їх сполук і взаємоперетворень

Чавун — сплав заліза з вуглецем (2—5 % Карбону)

Число (стала) Авогадро — число частинок в 1 моль речовини. Приблизне значення цієї сталої дорівнює 6,02 · 1023

Ядерна реакція — перетворення, що відбувається в ядрі атома

Ядро — позитивно заряджена центральна частина атома, що складається з протонів і нейтронів, оточена електронами

ДОВІДКОВІ ТАБЛИЦІ

Електронегативність елементів

						H 2.1									
B 1.5	B 2.0											C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Mg 1.2	Al 1.5											Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Ca 1.0	Sc 1.3	Ni 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.8	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nh 1.6	Mo 1.8	Te 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	P 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2

Зміна кольору індикаторів залежно від середовища

ЗМІНА КОЛЬОРУ УНІВЕРСАЛЬНОГО ІНДИКАТОРА

Кисле середовище	малиновий	рожево-оранжевий	оранжевий	жовто-оранжевий	жовтий	зеленувато-жовтий
Нейтральне середовище	жовто-зелений					
Лужне середовище	зелений	синьо-зелений	сірувато-синій			

ЗМІНА КОЛЬОРУ ІНДИКАТОРІВ

Індикатор	Середовище		
	кисле	нейтральне	лужне
лакмус	червоний	фіолетовий	синій
фенолфталеїн	безбарвний	безбарвний	малиновий
метиловий оранжевий	рожевий	оранжевий	жовтий

Таблиця розчинності

Аніони	Катіони																				Аніони
	H^+	K^+, Na^+	NH_4^+	Ba_2^+	Ca_2^+	Mg_2^+	Al_3^+	Cr_3^+	Fe_2^+	Fe_3^+	Cd_2^+	Ni_2^+, Co_2^+	Mn_2^+	Zn_2^+	Ag^+	Hg^+	Hg^{2+}	Cu_2^+	Pb_2^+	Sn_2^+	
OH^-		Р	—	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Н	OH^-
F^-	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	М	М	Р	Р	—	Н	Н	Р	F^-
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	М	Р	Cl^-
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	М	Р	Br^-
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Р	I^-
$S2^-$	Р	Р	Р	Р	М	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	$S2^-$
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	SO_3^{2-}
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Н	Р	SO_4^{2-}
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Н	—	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	CrO_4^{2-}
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	PO_4^{3-}
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	CO_3^{2-}
SiO_3^{2-}	Н	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	SiO_3^{2-}
NO^{3-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	NO^{3-}
NO^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	—	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Р	—	NO^{2-}
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	CH_3COO^-

Р — розчиняється у воді
М — мало розчиняється у воді
Н — не розчиняється у воді
прокреслення — не існує або у водному середовищі розпадається

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Групи → / Періоди ↓	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а VIII б		
1	(H)						H 1,0079 $1s^1$ 1 Гідроген Водень	He 4,0026 $1s^2$ 2 Гелій		
2	Li 6,941 $2s^1$ 3 1 2 Літій	Be 9,012 $2s^2$ 4 2 2 Берилій	B 10,81 $2s^22p^1$ 5 3 2 Бор	C 12,011 $2s^22p^2$ 6 4 2 Карбон Вуглець	N 14,0067 $2s^22p^3$ 7 5 2 Нітроген Азот	O 15,999 $2s^22p^4$ 8 6 2 Оксиген Кисень	F 18,998 $2s^22p^5$ 9 7 2 Флуор Фтор	Ne 20,179 $2s^22p^6$ 10 8 2 Неон		
3	Na 22,990 $3s^1$ 11 1 8 2 Натрій	Mg 24,305 $3s^2$ 12 2 8 2 Магній	Al 26,981 $3s^23p^1$ 13 3 8 2 Алюміній	Si 28,086 $3s^23p^2$ 14 4 8 2 Силіцій Кремній	P 30,973 $3s^23p^3$ 15 5 8 2 Фосфор	S 32,06 $3s^23p^4$ 16 6 8 2 Сульфур Сірка	Cl 35,453 $3s^23p^5$ 17 7 8 2 Хлор	Ar 39,948 $3s^23p^6$ 18 8 8 2 Аргон		
4	K 39,098 $4s^1$ 19 1 8 8 2 Калій	Ca 40,08 $4s^2$ 20 2 8 8 2 Кальцій	21 44,956 $3d^14s^2$ Sc 2 9 8 2 Скандій	22 47,90 $3d^24s^2$ Ti 2 10 8 2 Титан	23 50,941 $3d^34s^2$ V 2 11 8 2 Ванадій	24 51,996 $3d^54s^1$ Cr 1 13 8 2 Хром	25 54,938 $3d^54s^2$ Mn 2 13 8 2 Манган Марганець		26 55,847 $3d^64s^2$ Fe 2 14 8 2 Ферум Залізо	27 58,933 $3d^74s^2$ Co 2 15 8 2 Кобальт	28 58,70 $3d^84s^2$ Ni 2 16 8 2 Нікол Нікель
	29 63,546 $3d^{10}4s^1$ Cu 1 18 8 2 Купрум Мідь	30 65,38 $3d^{10}4s^2$ Zn 2 18 8 2 Цинк	3 18 8 2 Ga 69,72 $4s^24p^1$ 31 Галій	4 18 8 2 Ge 72,59 $4s^24p^2$ 32 Германій	5 18 8 2 As 74,921 $4s^24p^3$ 33 Арсен Миш'як	6 18 8 2 Se 78,96 $4s^24p^4$ 34 Селен	7 18 8 2 Br 79,904 $4s^24p^5$ 35 Бром	8 18 8 2 Kr 83,80 $4s^24p^6$ 36 Криптон		
5	1 8 18 8 2 Rb 85,468 $5s^1$ 37 Рубідій	2 8 18 8 2 Sr 87,62 $5s^2$ 38 Стронцій	39 88,906 $4d^15s^2$ Y 2 9 18 8 2 Ітрій	40 91,22 $4d^25s^2$ Zr 2 10 18 8 2 Цирконій	41 92,906 $4d^45s^1$ Nb 1 12 18 8 2 Ніобій	42 95,94 $4d^55s^1$ Mo 1 13 18 8 2 Молібден	43 98,906 $4d^55s^2$ Tc 1 13 18 8 2 Технецій		44 101,07 $4d^75s^1$ Ru 1 15 18 8 2 Рутеній	45 102,905 $4d^85s^1$ Rh 1 16 18 8 2 Родій	46 106,4 $4d^{10}$ Pd 18 18 8 2 Паладій
	47 107,868 $4d^{10}5s^1$ Ag 1 18 18 8 2 Аргентум Срібло	48 112,40 $4d^{10}5s^2$ Cd 2 18 18 8 2 Кадмій	3 18 18 8 2 In 114,82 $5s^25p^1$ 49 Індій	4 18 18 8 2 Sn 118,69 $5s^25p^2$ 50 Станум Олово, цина	5 18 18 8 2 Sb 121,75 $5s^25p^3$ 51 Стибій Сурма	6 18 18 8 2 Te 127,60 $5s^25p^4$ 52 Телур	7 18 18 8 2 I 126,904 $5s^25p^5$ 53 Іод Йод	8 18 18 8 2 Xe 131,30 $5s^25p^6$ 54 Ксенон		
6	1 8 18 18 8 2 Cs 132,905 $6s^1$ 55 Цезій	2 8 18 18 8 2 Ba 137,34 $6s^2$ 56 Барій	57 138,905 $5d^16s^2$ * La 2 9 18 18 8 2 Лантан	72 178,49 $5d^26s^2$ Hf 2 10 32 18 8 2 Гафній	73 180,948 $5d^36s^2$ Ta 2 11 32 18 8 2 Тантал	74 183,85 $5d^46s^2$ W 2 12 32 18 8 2 Вольфрам	75 186,207 $5d^56s^2$ Re 2 13 32 18 8 2 Реній		76 190,2 $5d^66s^2$ Os 2 14 32 18 8 2 Осмій	77 192,22 $5d^76s^2$ Ir 2 15 32 18 8 2 Іридій	78 195,09 $5d^96s^1$ Pt 1 17 32 18 8 2 Платина
	79 196,967 $5d^{10}6s^1$ Au 1 18 32 18 8 2 Аурум Золото	80 200,59 $5d^{10}6s^2$ Hg 2 18 32 18 8 2 Меркурій Ртуть	3 18 32 18 8 2 Tl 204,37 $6s^26p^1$ 81 Талій	4 18 32 18 8 2 Pb 207,2 $6s^26p^2$ 82 Плюмбум Свинець, оливо	5 18 32 18 8 2 Bi 208,980 $6s^26p^3$ 83 Бісмут Вісмут	6 18 32 18 8 2 Po [209] $6s^26p^4$ 84 Полоній	7 18 32 18 8 2 At [210] $6s^26p^5$ 85 Астат	8 18 32 18 8 2 Rn [222] $6s^26p^6$ 86 Радон		
7	1 8 18 32 18 8 2 Fr [223] $7s^1$ 87 Францій	2 8 18 32 18 8 2 Ra 226,025 $7s^2$ 88 Радій	89 [227] $6d^17s^2$ ** Ac 2 9 18 32 18 8 2 Актиній	104 [261] $6d^27s^2$ Db 2 10 32 32 18 8 2 Дубній	105 [262] $6d^37s^2$ Jl 2 11 32 32 18 8 2 Джоліотій	106 [263] $6d^47s^2$ Rf 2 12 32 32 18 8 2 Резерфордій	107 [262] $6d^57s^2$ Bh 2 13 32 32 18 8 2 Борій		108 [265] $6d^67s^2$ Hn 2 14 32 32 18 8 2 Ганій	109 [266] $6d^77s^2$ Mt 2 15 32 32 18 8 2 Майтнерій	110 [272] $6d^97s^1$ Uun 1 17 32 32 18 8 2 Унуннілій

Символ елементу
Атомна маса
Порядковий номер
Електронна конфігурація
Назва елементу
Розподіл електронів по рівнях

Rn [222] $6s^26p^6$ 86 8 18 32 18 8 2 Радон

***Лантаноїди**

58 140,12 $4f^15d^16s^2$ Ce 2 9 19 19 8 2 Церій	59 140,908 $4f^36s^2$ Pr 2 8 21 18 8 2 Празеодим	60 144,24 $4f^46s^2$ Nd 2 8 22 18 8 2 Неодим	61 [145] $4f^56s^2$ Pm 2 8 23 18 8 2 Прометій	62 150,4 $4f^66s^2$ Sm 2 8 24 18 8 2 Самарій	63 151,96 $4f^76s^2$ Eu 2 8 25 18 8 2 Європій	64 157,25 $4f^75d^16s^2$ Gd 2 9 25 18 8 2 Гадоліній	65 158,925 $4f^96s^2$ Tb 2 8 27 18 8 2 Тербій	66 162,50 $4f^{10}6s^2$ Dy 2 8 28 18 8 2 Диспрозій	67 164,93 $4f^{11}6s^2$ Ho 2 8 29 18 8 2 Гольмій	68 167,26 $4f^{12}6s^2$ Er 2 8 30 18 8 2 Ербій	69 168,93 $4f^{13}6s^2$ Tm 2 8 31 18 8 2 Тулій	70 173,04 $4f^{14}6s^2$ Yb 2 8 32 18 8 2 Ітербій	71 174,97 $4f^{14}5d^16s^2$ Lu 2 9 32 18 8 2 Лютецій

****Актиноїди**

90 232,038 $6d^27s^2$ Th 2 10 18 32 18 8 2 Торій	91 [231] $5f^26d^17s^2$ Pa 2 9 20 32 18 8 2 Протактиній	92 238,029 $5f^36d^17s^2$ U 2 9 21 32 18 8 2 Уран	93 [237] $5f^46d^17s^2$ Np 2 9 22 32 18 8 2 Нептуній	94 [244] $5f^67s^2$ Pu 2 8 24 32 18 8 2 Плутоній	95 [243] $5f^77s^2$ Am 2 8 25 32 18 8 2 Америцій	96 [247] $5f^76d^17s^2$ Cm 2 9 25 32 18 8 2 Кюрій	97 [247] $5f^86d^17s^2$ Bk 2 9 26 32 18 8 2 Берклій	98 [251] $5f^{10}7s^2$ Cf 2 9 27 32 18 8 2 Каліфорній	99 [254] $5f^{11}7s^2$ Es 2 9 28 32 18 8 2 Ейнштейній	100 [257] $5f^{12}7s^2$ Fm 2 9 29 32 18 8 2 Фермій	101 [258] $5f^{13}7s^2$ Md 2 9 30 32 18 8 2 Менделевій	102 [259] $5f^{14}7s^2$ No 2 9 31 32 18 8 2 Нобелій	103 [262] $5f^{14}6d^17s^2$ Lr 2 9 32 32 18 8 2 Лоуренсій

ЛІТЕРАТУРА

1. *Азимов А.* Краткая история химии.— М.: Мир, 1983.

2. *Ахметов Н. С.* Неорганическая химия.— М.: Высшая школа, 1975.

3. *Бочкваров А. Д., Жикол О. А.* Хімія у вмзначеннях. таблицях і схемах. — Харків: Веста: Видавництво «Ранок», 2005. — 128с.

4. *Буринська Н. М.* Хімія. Підручник для 8 класу середньої загальоосвітньої школи. — К.: ВТФ «Перун», 2001. — 160 с.

5. *Буринська Н. М.* Хімія. Підручник для 9 класу середньої загальоосвітньої школи. — К.: ВТФ «Перун», 2001. — 160 с.

6. *Бусев А. И., Ефимов И. П.* Словарь химических терминов.— М.: Просвещение, 1971.

7. *Глинка Н. Л.* Общая химия.— Л.: Химия, 1979.

8. *Голуб А. М.* Загальна та неорганічна хімія.— К.: Вища школа, 1968—1971.

9. *Зоммер К.* Аккумулятор знаний по химии.— М.: Мир, 1985.

10. *Коттон Ф., Уилкинсон Дж.* Основы неорганической химии.— М.: Мир, 1979.

11. *Крестов Г. А., Березин Б. Д.* Основные понятия современной химии.— Л.: Химия, 1986.

12. *Некрасов Б. В.* Основы общей химии.— М.: Химия, 1974.

13. Неорганическая химия. Энциклопедия школьника / Под ред. И. П. Алимарина. — М.: Советская энциклопедия, 1975.

14. *Слєта Л. О., Чорний А. В., Холин Ю. В.* 1001 задача з хімії з відповідями, вправами, рішеннями. — Харків: Веста: Видавнийтво «Ранок», 2004. — 386 с.

15. Справочник по химии / Под ред. П. И. Воскресенского.— М.: Просвещение, 1974.

16. Справочник по элементарной химии / А. Т. Пилипенко, И. П. Середа, Ф. Д. Шевченко.— К.: Наукова думка, 1985.

17. *Фельдман Ф. Г., Рудзитис Г. Е.* Химия: Учебник для 8—9 классов средней школы.— М.: Просвещение, 1994.

18. Химия / Под ред. Ю. Д. Третьякова.— М.: Просвещение, 1988.

19. *Ходаков Ю. В.* Общая и неорганическая химия.— М.: Просвещение, 1965.

20. *Холин Ю. В., Слета Л. А.* Репетитор по химии: Для школьников и абитуриентов.— Харьков: Фолио, 1998.

21. *Хомченко Г. П.* Химия.— М.: Высшая школа, 1981.