

ХІМІЯ

Базовий підручник для студентів
вищих навчальних закладів
(нехімічних спеціальностей)

Харків
«Фоліо»
2014

ВСТУП

Сучасний підхід до вищої освіти вимагає створення нових програм і, відповідно, нових підручників з фундаментальних наук, які б стали надійною основою для подальшого опанування новітніми технологіями в усіх галузях народного господарства.

Таким універсальним підручником став курс сучасної хімії для вищих навчальних закладів, створений на основі багаторічного наукового та педагогічного досвіду колективу авторів з провідних вузів країни, що увібрав у себе європейську методологію викладання хімії в університетах.

На хімічних факультетах університетів хімія детально вивчається за її розділами. В той же час для багатьох спеціальностей (біологічних, медичних, технологічних) виникла потреба в уніфікованому підручнику авторів-одномумців. Універсальний підручник дає змогу студентам прослідкувати взаємозв'язок між розділами хімії, що складають єдину науку, одну з найголовніших серед базових природничих наук.

Цій меті присвячено підручник «Хімія» для нехімічних спеціальностей, який охоплює практично всі розділи хімії. Саме для таких спеціальностей потрібен єдиний підручник, в якому б у відносно компактному вигляді були представлені всі розділи сучасної хімії.

Частина I
ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Розділ I

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Предмет, історія та завдання хімії

Важливою рисою світу, у якому ми живемо, є матеріальність у тому сенсі, що його об'єкти існують поза нашою свідомістю і незалежно від неї. Основними формами прояву матерії у найближчому до нас оточенні є речовина і поле. *Речовина* — це форма матерії, носії якої мають ненульову масу спокою. Прикладами таких носіїв є елементарні частинки (протон, нейтрон, електрон), а також атоми та молекули, що з них утворені. Конкретні види матерії, що складаються з атомів хімічних елементів, називаються хімічними речовинами. *Поле* є формою матерії, носії якої мають нульову масу спокою (наприклад, фотон). Прикладами полів є гравітаційні та електромагнітні поля. Поле — це своєрідне матеріальне середовище, у якому здійснюються взаємодії матеріальних об'єктів.

Особливістю матерії є її постійний рух, під яким розуміють будь-які зміни матеріальних об'єктів у часі та просторі. Різним видам матерії притаманні певні, властиві їм форми руху. Сукупність наукових дисциплін, що вивчають різні види матерії і форми їх руху, називається *природознавством*. Основними формами руху є фізична, хімічна і біологічна, які вивчають фізика, хімія і біологія. Ці науки, у свою чергу, є комплексами більш вузьких наукових дисциплін, що вивчають певні різновиди та аспекти відповідних форм руху матерії.

Хімія вивчає матерію у формі речовини на рівні атомів, молекул і атомних агрегатів. Хімічна форма руху матерії зводиться до взаємодії між атомними остовами (ядра атомів і частина електронної оболонки, що не змінюється при хімічних взаємодіях) і валентними електронами. Основою даної форми руху є перехід валентних електронів від руху в ізольованих атомах до руху в єдиному полі сукупності атомів, що призводить до утворення нових хімічних зв'язків і нових хімічних сполук. Хоча перебудова електронної структури атомів — явище чисто фізичне, хімічна форма є самостійним видом руху матерії і не може розглядатися як окремий випадок фізичної форми, оскільки остання, за винятком ядерних перетворень, не приводить до утворення нових хімічних речовин.

Узагальнюючи сказане, можна дати наступне визначення хімічної науки: *хімія* — це наука, що вивчає склад, будову і властивості хімічних речовин, а також закономірності їх взаємних перетворень.

Оскільки хімія займається дослідженням і хімічних, і фізичних явищ, важливо провести межу між ними, тобто відокремити хімічні реакції і фізичні

процеси. Загальноприйнятими критеріями того, що процес є хімічним, зараз вважають:

- 1) утворення нових хімічних частинок;
- 2) тепловий ефект процесу порядку 20—40 кДж/моль і більше.

Слід зауважити, що у ряді випадків процес не можна віднести однозначно до фізичних або хімічних. Прикладом таких процесів може бути розчинення або випаровування. Так, процес випаровування вольфраму супроводжується утворенням у газовій фазі двохатомних молекул W_2 , що відсутні у кристалічно-вольфрамі, і характеризується значним за величиною тепловим ефектом (770 кДж/моль). Очевидно, що цей процес не можна вважати чисто фізичним. Для подібних процесів краще підходить термін «фізико-хімічне явище».

Будучи самостійною наукою, хімія пов'язана з іншими природничими науками — фізикою, біологією, геологією тощо. Зв'язок іноді є настільки тісним, що на межі цих наук виникають нові самостійні науки. Їх прикладами є фізична хімія, квантова хімія, геохімія, космохімія, біохімія, біонеорганічна й біоорганічна хімія. Широке застосування в сучасній хімії математичних методів і обчислювальної техніки привело до виникнення таких специфічних наук, як математична і комп'ютерна хімія. У той же час для хімії, як і для інших природничих наук, характерна тенденція до диференціації, тобто виділення у відносно самостійні науки її окремих частин. Сучасна хімія є комплексом наук, найважливішими складовими частинами якого є:

1. Загальна хімія — вивчає загальні відомості про будову хімічної речовини і закономірності перебігу хімічних процесів.
2. Неорганічна хімія — вивчає хімічні елементи та їх сполуки.
3. Органічна хімія — вивчає специфічні сполуки Карбону — вуглеводні та їх похідні.
4. Фізична хімія — наука про фізичні явища, що супроводжують хімічні процеси.
5. Аналітична хімія (хімічна метрологія). Предметом її вивчення є методи визначення якісного і кількісного складу речовин.
6. Колоїдна хімія — вивчає дисперсні системи і поверхневі явища на межі розділу фаз.
7. Координаційна хімія — вивчає частинки і речовини, утворені в результаті поєднання одно- та багатоатомних частинок, здатних до самостійного існування.
8. Радіохімія — вивчає хімію радіоактивних ізотопів і ядерні перетворення.
9. Біонеорганічна хімія — вивчає комплекси металів з біомолекулами (білками, амінокислотами, нуклеїновими кислотами, ліпідами тощо).
10. Біоорганічна хімія — вивчає зв'язок між будовою природних органічних сполук та їх біологічними функціями.
11. Хімічна технологія — наука про методи і засоби масштабної хімічної переробки природних матеріалів у практично важливі хімічні продукти.

У своєму розвитку хімія пройшла низку етапів, перш ніж стала гілкою сучасного природознавства. Перший етап, пов'язаний з використанням практичних знань про хімічні речовини і хімічні процеси, відбувався в Стародав-

ньому Єгипті. Вважають, що стара назва держави (Кхем) і дала назву хімії. Єгипетські жерці блискуче володіли мистецтвом прикладної хімії, але перші спроби теоретичного обґрунтування основ науки про будову хімічної речовини було зроблено у Стародавній Греції (Елладі). Найбільшого розвитку теоретичні уявлення знайшли у теорії елементів Арістотеля (384—322 рр. до н. е.). За Арістотелем, елементи — це носії певних якостей: тепла, холоду, сухості і вогкості. Вважалося, що різні комбінації елементів приводять до утворення різних хімічних речовин. Цей погляд панував у науці аж до XVII ст., доки не став заважати подальшому її розвитку. Іншим важливим питанням, яким займалися грецькі філософи, було питання про подільність матерії. Родоначальниками концепції, що отримала згодом назву «атомістичної», були Левкіпп (500—440 рр. до н. е.) та його учень Демокрит (470—360 рр. до н. е.). Згідно з їхнім ученням, об'єкти, що нас оточують, складаються з пустоти й атомів — неподільних матеріальних утворень, що є вічними та неруйнованими і розрізняються формою, положенням у просторі і величиною. Атомістична теорія залишалася непопулярною протягом двох тисячоліть після Демокрита, але не зникла повністю і знайшла свій розвиток в атомно-молекулярному вченні.

Дещо пізніше хімія досягла значного розвитку в арабському світі. Араби розвивали алхімію — мистецтво перетворення металів на золото і вдосконалення людини шляхом створення еліксиру життя. Прагнучи досягти найпривабливішої для них мети — створення незліченних багатств, алхіміки розв'язали багато практичних завдань, відкрили низку нових речовин, серед яких спирт, сульфатна кислота і мідний купорос, розробили важливі експериментальні прийоми синтезу та очистки речовин, такі як перегонка та кристалізація, що значною мірою сприяло становленню хімії як науки. Наукові уявлення та експериментальний досвід арабів проникли до середньовічної Європи у XII ст. через Північну Африку, Сицилію й Іспанію. Роботи арабських алхіміків було перекладено латиною, а потім й іншими європейськими мовами.

Третій період становлення хімії як науки охоплює XVI—XVIII століття і характеризується зміною мети дослідження. Замість пошуків філософського каменя починається дослідження законів перетворення хімічних речовин з метою їх практичного використання. У цей час починається ера технічної хімії, пневмохімії та ятрохімії (виготовлення та дослідження лікарських засобів). Бурхливий розвиток експериментальних досліджень приводить до появи нової теорії горіння — теорії флогістону (Георг Шталь, 1659—1734 рр.). Вважалося, що флогістон — це якась субстанція, що міститься у всіх горючих речовинах і вивільняється при горінні. Шталь стверджував, що корозія металів подібна до горіння дерева. Метали містять флогістон, а окалина вже не містить флогістону. Це давало пояснення і процесу перетворення руд у метали. До 1780 р. теорія флогістону була прийнята хіміками майже скрізь, хоч і не відповідала на дуже важливі питання.

Значну роль у розвитку хімії XVII ст. відіграв Михайло Ломоносов (1711—1765 рр.). У 1756 р. він провів знамениті досліди з прожарювання металів у закритій посудині, які дали незаперечний доказ збереження речовини при хімічних реакціях і ролі повітря в процесах горіння. Збільшення ваги, що при цьому спостерігається, він пояснював сполученням металів з повітрям. Ломо-

носов сформулював принцип збереження матерії і руху, виключив флогістон з числа хімічних елементів і заклав основи фізичної хімії.

Наступний етап розвитку хімії пов'язаний з іменами Дж. Дальтона, Ж. Пруста, Ж. Л. Гей-Люсака, С. Канніццаро, А. Авогадро та інших видатних учених. У цей час було експериментально встановлено основні стехіометричні закони та створено на їх основі одну з важливих теоретичних концепцій сучасної хімії — атомно-молекулярну теорію. Розробка атомно-молекулярної теорії сприяла розвитку класичної хімії. Найбільш значними подіями цього періоду були відкриття періодичного закону і створення періодичної системи хімічних елементів (Д. І. Менделєєв, 1843—1907 рр.), створення теорії будови органічних сполук (А. М. Бутлеров, 1828—1886 рр.) і теорії валентності (Е. Франкланд, 1825—1899 рр.), а також інших законів, що лягли в основу сучасного етапу хімічної науки.

Сучасний етап розвитку хімії характеризується використанням широкого кола фізичних методів дослідження будови речовини і перебігу хімічних реакцій, а також досить складних розрахункових методів, що дозволяють моделювати складні молекули та їх перетворення. Цікавою рисою сучасної хімії є те, що хіміки, як і математики, часто самі створюють об'єкт свого дослідження і вирішують низку завдань, досліджуючи речовину за такою схемою: склад — будова — властивості — функція. Вирішення кожного наступного завдання неможливе без вирішення попередніх і має за кінцеву мету пошук галузей можливого застосування хімічних речовин та знань про їхні властивості. При цьому все більше уваги хіміки змушені приділяти вирішенню екологічних проблем, бо саме хімічні речовини є одними з найбільш поширених забруднювачів навколишнього середовища.

Розвиток промисловості, інтенсифікація сільського господарства, масштабне використання енергоносіїв і засобів побутової хімії призводять до збільшення масштабів хімічного забруднення усіх сфер нашої планети. У біосфері постійно перебуває велика кількість різноманітних хімічних речовин антропогенного походження — оксиди карбону, сульфур і нітрогену, важкі метали та їх сполуки, органічні речовини різних типів (вуглеводні та їх хлоро-, фосфоро- і нітрогеновмісні похідні). Це призводить до великого тиску на екологічні системи та їх мешканців, у тому числі й на людину.

Екологічні проблеми і хімія тісно пов'язані одне з одним. З одного боку, саме хімічні речовини створюють багато екологічних проблем, а з іншого боку, широке використання хімічних методів та розповсюдження хімічних знань є запорукою успішного вирішення цих проблем. При цьому найбільш перспективним уявляється підхід, що базується не тільки на знешкодженні хімічних забруднень і очищенні відходів виробництва, а й у розробці нових, безвідхідних технологічних процесів і замкнутих циклів хімічного виробництва.

Зараз широкого розповсюдження набула філософія так званої зеленої хімії, що закликає до створення продуктів та процесів, які дозволяють мінімізувати використання та виробництво шкідливих речовин. Зелена хімія тісно пов'язана з неорганічною та органічною хімією, біохімією і хімічною метрологією, але найбільше концентрується на вирішенні промислових завдань хімічної технології.

1.1. Основні положення і поняття хімічної атомістики

Хімічна атомістика (атомно-молекулярна теорія) є історично першою фундаментальною теоретичною концепцією, що була покладена в основу сучасної хімічної науки. Для формування цієї теорії знадобилося більше сотні років, що пов'язані з діяльністю таких видатних хіміків, як М.В. Ломоносов, Дж. Дальтон, А. Авогадро, С. Канніццаро.

В основі сучасної хімічної атомістики лежать такі положення:

1. Хімічні речовини мають дискретну будову. Частинки речовини знаходяться в постійному тепловому русі, що може бути як поступальним (гази, рідини), так і коливальним (рідини, тверді тіла).

2. Основною структурною одиницею хімічної речовини є атомні частинки.

Атомною частинкою називається система взаємодіючих елементарних частинок, що складається з ядра, утвореного протонами і нейтронами, та електронів. Серед атомних частинок розрізняють атоми, іони та атомні іон-радикали.

Атом — це найменша електронейтральна частинка хімічного елемента, що є носієм його хімічних властивостей. Усі атоми одного хімічного елемента характеризуються однаковим зарядом ядра. Атоми, що мають неспарені електрони, називають також *атомними радикалами*, але цей термін використовують тільки тоді, коли наявність неспареного електрона є важливою для пояснення тих або інших властивостей атома.

Атомний іон — це атомна частинка, що має електростатичний заряд; прикладами таких частинок можуть служити позитивно заряджені іони Натрію (Na^+) або негативно заряджені іони Хлору (Cl^-).

Атомний іон-радикал — це частинка, що має електростатичний заряд і неспарені електрони. Прикладом таких частинок є атомарний катіон Оксигену (O^+), що має одиничний позитивний заряд і один неспарений електрон.

Однією з найважливіших характеристик атомів і атомних частинок є їх маса (атомна маса). Розрізняють абсолютну і відносну атомну масу. Абсолютна атомна маса може бути виражена в будь-яких одиницях маси; в СІ такою одиницею є кілограм. Так, маса атома оксигену складає $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг. Дуже зручною позасистемною одиницею атомної маси є атомна одиниця маси (а. о. м.), яка дорівнює $1/12$ маси атома ізотопу Карбону ^{12}C (1 а. о. м. дорівнює $1,6606 \cdot 10^{-27}$ кг). *Відносна атомна маса (A_r)* — це відношення маси атома до $1/12$ маси атома ізотопу Карбону ^{12}C . На відміну від абсолютної, відносна атомна маса не має розмірності. Так, для Оксигену $A_r = 16$, а абсолютна атомна маса дорівнює 16 а. о. м.

У Періодичній системі Д. І. Менделєєва наведено середньоізотопічні маси елементів, які в своїй більшості представлені декількома ізотопами. Так, елемент Хлор має два ізотопи: ^{35}Cl (75 мол. %) і ^{37}Cl (25 мол. %). Середньоізотопічна маса елемента Хлор розраховується таким чином: $35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,456$.

3. Усі речовини складаються з певної, притаманної тільки цій речовині сукупності атомів. *Прості речовини складаються з атомів одного елемента*, наприклад O_2 , O_3 ; *складні речовини складаються з атомів різних елементів*, наприклад NH_3 , CO_2 .

4. Найважливішими типами атомних сукупностей у речовині є молекулярні частинки й атомні агрегати. Відповідно до того, який тип сукупності властивий даній речовині, розрізняють речовини з молекулярною і надмолекулярною структурою.

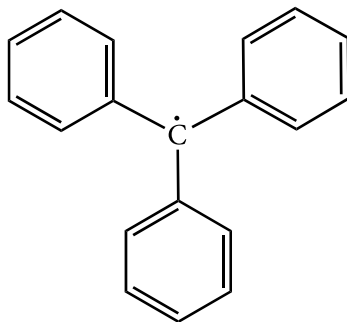
Речовини з молекулярною структурою складаються з молекулярних частинок. **Молекулярна частинка** — це найменша сукупність атомів, що має певний склад, індивідуальну структуру і здатна до самостійного існування. Молекулярні частинки містять строго визначене число атомів і мають усі хімічні властивості даної речовини.

Аналогічно атомним частинкам, молекулярні частинки поділяють на власне молекули, молекулярні іони, молекулярні радикали та іон-радикали.

Молекула — це електронейтральна молекулярна частинка, що не містить неспарених електронів, наприклад H_2 , CO_2 , NH_3 .

Молекулярний іон — це молекулярна частинка, що має електростатичний заряд (наприклад NH_4^+ , NO^+ , NO^-).

Молекулярний радикал — це електронейтральна молекулярна частинка, що має неспарені електрони. Більшість радикалів є реакційноздатними частинками з невеликим часом життя (порядку 10^{-3} — 10^{-5} с), хоча відомі і досить стійкі радикали. Так, метильний радикал $\cdot CH_3$ є типовою малостійкою частинкою. Проте якщо атоми Гідрогену в ній замінити на фенільні радикали, то утворюється стабільний молекулярний радикал трифенілметил:



Деякі молекули з непарним числом електронів, наприклад $\cdot NO$ або $\cdot NO_2$, також можуть розглядатися як вільні радикали з високою стійкістю. Молекулярним бірадикалом є також молекула кисню, яка має два неспарених електрони (O_2).

Молекулярний іон-радикал — це молекулярна частинка, що має одночасно електростатичний заряд і неспарені електрони. Прикладом подібних частинок є катіон-радикал кисню — $\cdot O_2^+$.

Найважливішою характеристикою молекул та інших молекулярних частинок є молекулярна маса, що, як і атомна маса, може бути абсолютною і відносною. **Відносна молекулярна маса (M_r)** — це відношення маси молекули до $1/12$ маси атома ізотопу Карбону ^{12}C . За молекулярну масу беруть середню масу молекули з урахуванням природного ізотопного складу елементів, що утворюють хімічну сполуку.

Молекулярні структури найбільш характерні для речовин у газоподібному або пароподібному стані. Вже в рідинах властивості молекул можуть змінюватися у зв'язку з утворенням асоціатів молекул за рахунок сил міжмолекулярної взаємодії й утворення гідрогенних зв'язків. У кристалічних тілах взаємодія може посилюватися аж до повної втрати молекулярної структури.

Речовинами з *надмолекулярною структурою* називають хімічні речовини, в яких усі атоми, що утворюють кристал, об'єднуються в єдиний агрегат. Прикладом подібних речовин є кристал алмаза, в якому кожний атом Карбону утворює чотири ковалентні зв'язки з сусідніми атомами, що приводить до об'єднання всіх атомів у кристалі. При цьому молекули будь-якого типу, наприклад C_2 або C_4 , у кристалі алмаза виділити принципово неможливо. Аналогічно, у кристалі натрій хлориду не існують молекули $NaCl$: у вузлах кристалічних ґраток розташовані іони Na^+ і Cl^- , причому кожний катіон Натрію оточений шістьма хлорид-аніонами, а кожний хлорид-аніон — шістьма катіонами Натрію. У результаті весь кристал є єдиним іонним агрегатом. Кристали металів також є надмолекулярними структурами, в яких усі атоми зв'язані металічним зв'язком. Надмолекулярні сполуки дуже поширені; з відомих неорганічних речовин надмолекулярну структуру мають понад 75 % хімічних сполук.

Поняття «молекула» для сполук з надмолекулярною структурою є непридатним. Для того щоб мати можливість записувати формули надмолекулярних сполук і складати рівняння реакцій за їх участю, у хімічну практику введено поняття про формульну одиницю. Для речовин із молекулярною структурою поняття «формульна одиниця» є тотожним поняттю «молекула». Для речовин із надмолекулярною структурою формульна одиниця відображає найпростіше співвідношення атомів елементів у його складі, тобто брутто-формулу. Так, у рівнянні реакції



лише формула карбон(IV) оксиду відповідає реальній молекулі, кальцій оксид і кальцій карбонат є надмолекулярними сполуками.

Оскільки речовини, що вступають у взаємодію, є дискретними, у хімічну практику введено спеціальне поняття «кількість речовини», що характеризує число їх структурних одиниць (атомів, молекул, формульних одиниць, хімічних зв'язків та інших об'єктів мікросвіту). Одиницею кількості речовини є моль. **Моль** — це кількість речовини, що містить стільки структурних або формульних одиниць, скільки атомів міститься в 0,012 кг (12 г) ізотопу Карбону ^{12}C . Число структурних елементів в одному молі речовини називається **числом Авогадро** і складає $6,022 \cdot 10^{23}$.

Маса одного моля речовини називається її **молярною масою**. Молярна маса речовини і її кількість зв'язані наступним простим співвідношенням:

$$v = \frac{m}{M}, \quad (1.1)$$

де M — молярна маса, m — маса речовини, звичайно виражена в грамах, v — кількість речовини в молях. Молярна і молекулярна маса чисельно співпадають, але мають різну розмірність. Так, для води $M_r = 18$, а $M = 18$ г/моль.

1.2. Стехіометричні закони хімії

Стехіометрія вивчає кількісні співвідношення між масою або об'ємом реагентів і продуктів реакції. Закони стехіометрії було відкрито на межі XVIII і XIX століть, ще до створення атомно-молекулярної теорії. Заслугою і досягненням хімічної атомістики є теоретичне пояснення стехіометричних законів.

Розглянемо основні стехіометричні закони в їх сучасному формулюванні.

1) Закон збереження маси речовини (М. В. Ломоносов, 1748—1756 рр.)

Сума мас продуктів реакції дорівнює сумі мас речовин, які вступають у взаємодію. У математичному вигляді цей закон виражається наступним рівнянням:

$$\sum m_{\text{вих.р.}} = \sum m_{\text{пр.р.}} \quad (1.2)$$

Доповненням до даного закону є закон збереження маси елемента (А. Лавуаз'є, 1789 р.). Згідно з цим законом у процесі хімічної реакції маса кожного елемента залишається постійною.

Закони М. В. Ломоносова та А. Лавуаз'є знайшли просте пояснення в рамках атомістичної теорії. Дійсно, при будь-якій реакції атоми хімічних елементів залишаються незмінними і в незмінній кількості, що обумовлює як сталість маси кожного елемента окремо, так і маси сукупності речовин у цілому.

Дані закони мають визначальне значення для хімії, оскільки дозволяють моделювати хімічні реакції за допомогою рівнянь і виконувати на їх основі кількісні обчислення. Проте необхідно відзначити, що закон збереження маси не є абсолютно точним. Як впливає з теорії відносності (А. Ейнштейн, 1905 р.), будь-який процес, що проходить із виділенням енергії, супроводжується зменшенням маси системи відповідно до рівняння:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2, \quad (1.3)$$

де ΔE — енергетичний ефект реакції; Δm — зміна маси системи, c — швидкість світла у вакуумі ($3,0 \cdot 10^8$ м/с). У результаті рівняння 1.3 потрібно записати в наступному вигляді:

$$\sum m_{\text{вих.р.}} = \sum m_{\text{пр.р.}} + \frac{\Delta E}{c^2}. \quad (1.4)$$

Таким чином, екзотермічні реакції супроводжуються зменшенням маси, а ендотермічні — збільшенням маси. У цьому випадку закон збереження маси може бути сформульований таким чином: *в ізольованій системі сума мас і приведених енергій є величиною сталою*. Проте для хімічних реакцій, теплові ефекти яких вимірюються сотнями кДж/моль, дефект маси складає 10^{-8} — 10^{-9} г і не може бути зареєстрований експериментально.

2) Закон сталості складу (Ж. Пруст, 1799—1804 рр.)

Речовина з молекулярною структурою має постійний якісний і кількісний склад, який не залежить від способу її одержання.

Так, наприклад, карбону(IV) оксид можна одержати спалюванням графіту, розкладанням кальцію карбонату хлоридною кислотою, прожарюванням хар-

ЗМІСТ

ВСТУП	3
ЧАСТИНА I. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ	4
Розділ 1. Основні поняття та закони хімії	4
1.1. Основні положення і поняття хімічної атомістики	8
1.2. Стехіометричні закони хімії	11
1.3. Методи визначення молекулярних і атомних мас	15
1.3.1. Методи визначення молекулярних мас газів	15
1.3.2. Методи визначення атомних мас	16
Розділ 2. Основи теорії будови атома	18
2.1. Передумови виникнення квантово-механічної теорії	18
2.2. Основні положення квантово-механічної теорії	20
2.3. Хвильова функція. Рівняння Шредингера	24
2.4. Атом Гідрогену. Одноелектронні атомарні іони	25
2.5. Багатоелектронні атоми	29
Розділ 3. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів	
Д. І. Менделєєва	34
3.1. Історія відкриття періодичного закону	34
3.2. Сучасне формулювання періодичного закону. Структура періодичної системи елементів	36
3.3. Закономірності зміни властивостей елементів у періодах і підгрупах періодичної системи	39
3.3.1. Атомні радіуси	40
3.3.2. Енергія іонізації	42
3.3.3. Спорідненість до електрона	44
3.3.4. Електронегативність	45
3.4. Елементи-аналоги. Види аналогії у періодичній системі елементів ..	46
3.4.1. Групова аналогія	46
3.4.2. Типова аналогія	47
3.4.3. Електронна аналогія	47
Розділ 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	47
4.1. Хімічний зв'язок. Параметри хімічного зв'язку. Валентність	47
4.2. Метод валентних зв'язків	49
4.2.1. Основні принципи методу валентних зв'язків	49
4.2.2. Насичуваність ковалентного зв'язку. Механізм утворення двоцен- трового зв'язку	51
4.2.3. Спрямованість ковалентного зв'язку. Гібридизація електронних орбіталей	53
4.2.4. Кратність ковалентного зв'язку	56
4.2.5. Делокалізовані багатоцентрові зв'язки. Теорія резонансу	58
4.2.6. Полярні і неполярні зв'язки	60

4.3. Метод молекулярних орбіталей	62
4.4. Іонний зв'язок	66
4.5. Металічний зв'язок. Зонна теорія кристалів	68
4.6. Міжмолекулярна взаємодія	72
4.7. Водневий зв'язок	73
Розділ 5. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	77
5.1. Прості і складні речовини	77
5.2. Класифікація складних речовин	77
5.3. Оксиди, їх назви, одержання та властивості	79
5.3.1. Одержання оксидів	81
5.3.2. Властивості оксидів	83
5.4. Кислоти, їх назви, способи одержання та властивості	85
5.4.1. Одержання кислот	87
5.4.2. Властивості кислот	89
5.5. Луги та основи, їх назви, способи одержання та властивості	90
5.5.1. Одержання основ	91
5.5.2. Властивості основ	92
5.6. Амфотерні гідроксиди, їх одержання та властивості	92
5.6.1. Одержання амфотерних гідроксидів	93
5.6.2. Властивості амфотерних гідроксидів	93
5.7. Солі, їх номенклатура, одержання та властивості	94
5.7.1. Одержання солей	95
5.7.2. Властивості солей	97
Розділ 6. Загальні поняття про координаційні сполуки	99
6.1. Основні положення координаційної теорії	99
6.2. Поведінка комплексних сполук у розчинах	104
6.3. Класифікація та номенклатура комплексних сполук	105
6.4. Хімічний зв'язок у комплексних сполуках	108
6.5. Ізомерія комплексних сполук	115
6.6. Використання комплексних сполук	117
Розділ 7. Основні закономірності перебігу хімічних реакцій	118
7.1. Енергетика хімічних і фазових перетворень	118
7.2. Енергія зв'язку	123
7.3. Ентропія	124
7.4. Ентальпійний та ентропійний фактори і напрямок процесу	127
Розділ 8. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага	130
8.1. Швидкість хімічної реакції	130
8.2. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин	131
8.3. Молекулярність та порядок реакцій	132
8.4. Вплив температури на швидкість реакції	133
8.5. Енергія активації	134
8.6. Радикальні реакції	136

8.7. Ланцюгові реакції	136
8.8. Фотохімічні реакції	137
8.9. Каталіз	138
8.10. Хімічна рівновага	139
8.11. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє	142
Розділ 9. Дисперсні системи. Розчини	143
9.1. Розчинність	147
9.2. Механізм утворення розчинів	150
Розділ 10. Властивості розчинів неелектролітів.	154
10.1. Зниження тиску пари над розчином	154
10.2. Підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчину	155
10.3. Осмотичний тиск	156
Розділ 11. Властивості розчинів електролітів	159
11.1. Теорія електролітичної дисоціації	160
11.2. Дисоціація кислот, основ, солей	162
11.3. Ступінь та константа дисоціації	163
11.4. Іонні рівняння реакцій	165
11.5. Рівновага у розчинах слабких електролітів.	166
11.6. Властивості розчинів сильних електролітів	168
11.7. Дисоціація води. Іонний добуток води	170
11.8. Рівновага у розчинах малорозчинних сполук. Добуток розчинності.	171
11.9. Сучасні теорії кислот та основ	174
11.10. Гідроліз солей	175
11.11. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.	178
Розділ 12. Окисно-відновні реакції.	181
12.1. Основні поняття окисно-відновних процесів.	182
12.2. Окисно-відновні властивості простих речовин та сполук елементів	183
12.3. Типи окисно-відновних реакцій	186
12.4. Фактори, що впливають на перебіг окисно-відновних реакцій	187
12.5. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.	189
Розділ 13. Основи електрохімії.	197
13.1. Електродні потенціали	197
13.2. Ряд стандартних електродних потенціалів	201
13.3. Потенціали окисно-відновних реакцій	203
13.4. Напрямок окисно-відновних реакцій	204
13.5. Гальванічні елементи	206
13.6. Акумулятори	207
13.7. Електроліз.	208
13.8. Катодні процеси	209
13.9. Анодні процеси.	210

Розділ 14. Корозія металів	213
14.1. Хімічна корозія	214
14.2. Електрохімічна корозія	214
14.3. Захист від корозії	216
ЧАСТИНА II. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ	217
Гідроген	217
Розділ 1. Хімія елементів головних підгруп	222
1.1. Елементи головної підгрупи I групи	222
1.2. Елементи головної підгрупи II групи	231
1.3. Елементи головної підгрупи III групи	240
1.4. Елементи головної підгрупи IV групи	253
1.5. Елементи головної підгрупи V групи	271
1.6. Елементи головної підгрупи VI групи	292
1.7. Елементи головної підгрупи VII групи	302
1.8. Елементи головної підгрупи VIII групи	314
Розділ 2. Хімія <i>d</i> - та <i>f</i> -елементів.	320
2.1. Елементи побічної підгрупи I групи	320
2.2. Елементи побічної підгрупи II групи.	327
2.3. Елементи побічної підгрупи III групи	336
Лантанойди	340
Актиноїди	347
2.4. Елементи побічної підгрупи IV групи	355
2.5. Елементи побічної підгрупи V групи	364
2.6. Елементи побічної підгрупи VI групи	373
2.7. Елементи побічної підгрупи VII групи	382
2.8. Елементи побічної підгрупи VIII групи	394
Родина Феруму	394
Платинові метали	404
ЧАСТИНА III. ФІЗИЧНА Й КОЛОЇДНА ХІМІЯ	412
Розділ 1. Основи термодинаміки	412
1.1. Класифікація термодинамічних систем	412
1.2. Перший закон термодинаміки	414
1.3. Закон Гесса, обчислення стандартної ентальпії реакції	418
1.4. Другий закон термодинаміки	420
1.5. Ентропія	423
1.6. Критерії термодинамічної рівноваги й самочинного перебігу процесів	429
1.7. Характеристичні функції, фундаментальні рівняння термодинаміки	431
Розділ 2. Розчини неелектролітів	437
2.1. Ідеальні розчини газів	438
2.2. Хімічний потенціал компонентів рідких розчинів	439

2.3. Ідеальні розчини	440
2.4. Реальні та гранично розведені розчини	442
2.5. Розчинність твердих речовин	444
2.6. Кріоскопія	445
2.7. Ебуліоскопія	447
2.8. Явище осмосу	447
Розділ 3. Фазові рівноваги	450
3.1. Рівновага фаз в однокомпонентних системах	450
3.2. Фазові переходи першого роду	451
3.3. Рівняння Клапейрона—Клаузіуса	452
3.4. Правило фаз Гіббса	454
3.5. Фазова діаграма води	454
3.6. Рівновага рідина – пара у бінарних системах	456
3.7. Фазові діаграми бінарних систем рідина – рідина з обмеженою розчинністю	461
3.8. Константи розподілу	465
Розділ 4. Хімічна рівновага	467
4.1. Умови хімічної рівноваги	467
4.2. Закон діючих мас	469
4.3. Гетерогенні хімічні рівноваги	470
4.4. Вільна енергія Гіббса хімічної реакції	471
4.5. Стандартна вільна енергія Гіббса хімічної реакції	472
4.6. Вплив тиску на хімічну рівновагу й вихід продуктів реакції	473
4.7. Залежність константи хімічної рівноваги від температури	473
РОЗДІЛ 5. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	475
5.1. Слабкі електроліти	475
5.2. Питома та еквівалентна електрична провідності	476
5.3. Швидкість іонів у розчинах електролітів	478
5.4. Числа переносу	479
5.5. Сильні електроліти	481
5.6. Теорія Дебая—Гюккеля	483
РОЗДІЛ 6. ЕРС. ТЕРМОДИНАМІКА ГАЛЬВАНІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ	486
6.1. Термодинаміка гальванічного елемента	486
6.2. Рівняння Нернста	488
6.3. Електроди першого роду	491
6.4. Електроди другого роду	491
6.5. Газові електроди	492
6.6. Окисно-відновні (redox) електроди	493
6.7. Класифікація гальванічних кіл	494
РОЗДІЛ 7. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА КАТАЛІЗ	495
7.1. Швидкість хімічної реакції	496
7.2. Реакції першого та другого порядку	498

7.3. Методи визначення порядку реакції	500
7.4. Кінетика складних реакцій	503
Паралельні реакції	504
Оборотні реакції	505
Послідовні реакції	506
Ланцюгові реакції	508
7.5. Залежність швидкості реакції від температури.	510
7.6. Теоретичні уявлення хімічної кінетики	512
Теорія зіткнень	512
Теорії активного комплексу	513
Основне рівняння теорії активного комплексу.	515
7.7. Каталіз	517
Розділ 8. Адсорбція	520
8.1. Ізотерма адсорбції Генрі	521
8.2. Адсорбційна теорія Ленгмюра	522
8.3. Теорія Брунауера, Еммета та Теллера (БЕТ)	523
Розділ 9. Предмет і задачі колоїдної хімії	526
9.1. Дисперсність і поверхнева енергія.	527
9.2. Класифікація дисперсних систем	529
9.3. Методи одержання дисперсних систем	531
9.4. Методи очистки колоїдних систем	535
Розділ 10. Поверхневі явища	536
10.1. Поверхневий натяг рідин та розчинів	536
10.2. Адсорбція на межі поділу рідина—газ	537
10.3. Міжфазний натяг на межі рідина—рідина	540
10.4. Адсорбція з розчинів на поверхні твердих тіл	541
Розділ 11. Молекулярно-кінетичні та оптичні властивості колоїдних систем.	545
11.1. Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем	545
11.2. Оптичні властивості дисперсних систем	549
11.3. Оптичні методи дослідження мікрогетерогенних систем	551
Розділ 12. Електричні властивості колоїдних систем.	553
12.1. Механізми утворення подвійного електричного шару	553
12.2. Будова подвійного електричного шару (ПЕШ)	555
12.3. Будова міцел ліофобних золів	557
12.4. Електрокінетичні явища	558
12.5. Вплив електролітів на подвійний електричний шар і електрокінетичний потенціал	560
Розділ 13. Стійкість та коагуляція колоїдних систем.	562
13.1. Фактори стійкості дисперсних систем	563
13.2. Коагуляція дисперсних систем під впливом електролітів	564
13.3. Теорія коагуляції та стійкості дисперсних систем	565

13.4. Механізм коагулюючої дії електролітів	569
13.5. Кінетика коагуляції.	570
13.6. Грубодисперсні системи	572
Список рекомендованої літератури	578
ЧАСТИНА IV. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ.	580
Розділ 1. Аналітична хімія як наука	580
Розділ 2. Обробка результатів і метрологічні характеристики методів хімічного аналізу	586
2.1. Класифікація похибок.	586
2.2. Правильність, відтворюваність і точність аналізу.	588
2.3. Оцінка правильності й відтворюваності. Нормальний розподіл. t-Розподіл.	589
Розділ 3. Хімічні методи аналізу.	591
3.1. Гравіметрія	591
3.2. Титриметричний аналіз.	595
Прийоми титриметричного аналізу.	596
Кислотно-основне титрування	597
Окисно-відновне титрування	601
Комплексонометрія	607
Розділ 4. Електрохімічні методи аналізу	610
4.1. Потенціометричний метод аналізу. Електроди. Іонометрія.	611
Класифікація іоноселективних електродів	615
4.2. Вольтамперометрія	619
4.3. Амперометрія і амперометричне титрування. Електрохімічні сенсори	625
Розділ 5. Основи атомної спектроскопії	626
5.1. Атомно-емісійний спектральний аналіз. Полуменева фотометрія . . .	627
5.2. Атомно-абсорбційний метод аналізу	633
Розділ 6. Основи молекулярної спектроскопії	643
6.1. Молекулярна абсорбційна спектроскопія	644
6.1.1. Закони світлопоглинання	646
6.1.2. Спектрофотометричні прилади	653
6.1.3. Способи визначення концентрації аналіту в досліджуваному розчині за результатами його фотометрування	656
6.1.4. Спектрофотометричне визначення речовин різної природи	657
6.1.5. Основні метрологічні характеристики спектрофотометричних методик	663
6.2. Методи молекулярного емісійного аналізу	669
6.2.1. Будова молекули і флуоресценція	672
6.2.2. Титриметричні методи із застосуванням флуоресцентних індикаторів	675
6.2.3. Методи флуоресцентної спектроскопії	676

6.2.4. Обладнання для проведення флуоресцентного аналізу	678
Розділ 7. Методи розділення та концентрування	679
7.1. Осадження і співосадження	679
7.2. Сорбція	680
7.3. Рідинна екстракція	681
7.4. Електрофорез	683
7.5. Діаліз і електродіаліз.	684
7.6. Інші методи розділення і концентрування.	685
Розділ 8. Хроматографія.	685
8.1. Газова хроматографія	690
8.2. Рідинна хроматографія	694
Іонообмінна, іонна хроматографія	697
Площинна хроматографія.	698
Ситова (гель-проникаюча, молекулярно-ситова, ексклюзивна) хроматографія.	699
8.3. Надкритична флюїдна хроматографія	699
Розділ 9. Методи і засоби оперативного аналітичного контролю поза межами лабораторії	700
9.1. Тест-методи аналізу	700
9.2. Хімічні сенсори	704
ЧАСТИНА V. ОСНОВИ ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ	709
Розділ 1. Класифікація та ізомерія органічних сполук	709
1.1. Органічна хімія як наука. Органічні сполуки.	709
1.2. Класифікація органічних сполук.	711
1.3. Класифікація органічних реакцій	713
1.4. Явище ізомерії в органічній хімії.	714
Розділ 2. Вуглеводні.	715
2.1. Насичені вуглеводні. Алкани.	716
2.2. Ненасичені вуглеводні	729
2.2.1. Алкени.	730
2.2.3. Алкадієни.	736
2.2.3. Алкіни	739
2.3. Циклоалкани	744
2.4. Ароматичні вуглеводні. Арени	749
2.5. Галогенопохідні вуглеводнів	761
Розділ 3. Оксигеновмісні органічні сполуки.	766
3.1. Спирти	766
3.1.1. Одноатомні спирти	767
3.1.2. Багатоатомні (двохатомні й триатомні) спирти	776
3.2. Феноли.	780
3.3. Альдегіди і кетони	786
3.4. Карбонові кислоти	797

3.4.1. Одноосновні насичені карбонові кислоти	797
3.4.2. Одноосновні ненасичені карбонові кислоти	808
3.4.3. Двоосновні карбонові кислоти.	810
3.4.4. Насичені двоосновні кислоти	811
3.4.5. Ненасичені двоосновні карбонові кислоти	813
3.5. Гідроксикарбонові кислоти.	815
Розділ 4. Нітрогеновмісні органічні сполуки	826
4.1. Нітросполуки	826
4.2. Аміни	830
4.3. Ароматичні діазо- й азосполуки. Азобарвники	837
4.4. Амінокислоти	840
Розділ 5. Природні органічні сполуки	847
5.1. Білки	847
5.2. Природні сполуки естерної будови: ліпіди, жири, воски	852
5.3. Вуглеводи	856
5.3.1. Моносахариди	856
5.3.2. Дисахариди	869
5.3.3. Полісахариди	871
5.4. Гетероциклічні сполуки	877
5.4.1. П'ятичленні гетероцикли з одним гетероатомом	878
5.4.2. П'ятичленні гетероцикли з двома гетероатомами	884
5.4.3. П'ятичленні гетероцикли з конденсованими ядрами.	885
5.4.4. Шестичленні гетероцикли з одним гетероатомом	887
5.4.5. Поняття про алкалоїди	890
5.5. Нуклеїнові кислоти.	891
5.6. Вітаміни	893
ЧАСТИНА VI. ОСНОВИ ХІМІЇ ВИСОКОМОЛЕКУЛЯРНИХ СПОЛУК.	896
Розділ 1. Будова та властивості макромолекул	896
1.1. Поняття про макромолекулу	896
1.2. Молекулярні маси полімерів та методи їх визначення	897
1.3. Макромолекули в розчинах.	900
1.4. Фізичні стани полімерів. Надмолекулярні структури	901
1.5. Полімерні композити. Пластмаси	902
Розділ 2. Полімеризаційні процеси, радикальна полімеризація.	902
2.1. Загальна схема радикальної полімеризації.	902
2.2. Поняття про кінетику полімеризаційних процесів.	904
2.3. Ініфертери. «Псевдожива» радикальна полімеризація	906
2.4. Радикальна полімеризація в промисловості.	907
Розділ 3. Іонна полімеризація	909
3.1. Катіонна полімеризація	909
3.2. Аніонна полімеризація	914
3.3. Координаційно-іонні процеси. Стереорегулярні полімери.	917

3.4. Основні класи полімерів, які одержують через іонні процеси. Каучуки	917
Розділ 4. Кополімеризація	918
4.1. Кінетична схема кополімеризації	918
4.2. Кополімеризація як засіб одержання нових полімерних матеріалів.	925
Розділ 5. Поліконденсація	926
5.1. Рівноважна поліконденсація	926
5.2. Нерівноважна поліконденсація	928
5.3. Поліестери, поліаміди. Фенол- та аміноформальдегідні смоли.	929
5.4. Поліпрієднання. Поліуретани. Полікарбаміди	929
Розділ 6. Полімераналогічні перетворення	930
Розділ 7. Фізіологічно активні синтетичні полімери.	932
7.1. Однокомпонентні фізіологічно активні полімери	933
7.2. Складні фізіологічно активні полімери	936
7.2.1. Вимоги до полімерних носіїв.	937
7.3. Полімерні похідні фізіологічно активних речовин.	939
Розділ 8. Використання полімерів У фармації	942
8.1. Полімери як конструкційні матеріали	943
8.2. Основні синтетичні полімери, які використовуються у фармації.	944
8.3. Хіміко-біологічні дослідження полімерів медичного призначення в Україні	946
Рекомендована література	948
Основна	948
Допоміжна	948