

**КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ З ДИСЦИПЛІНИ ЗАГАЛЬНА ТА ФІЗИЧНА
ХІМІЯ**

для студентів спеціальності 136 – Металургія

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Лекція 1 – Предмет хімії. Основні поняття хімії. (2 години)

План лекції

1. Предмет хімії. Хімія й металургія. Речовина в хімії. Прості та складні речовини. Суміші речовин.
2. Атоми і молекули. Хімічні елементи. Поширеність елементів у природі. Символи хімічних елементів. Хімічні формули речовин. Символи хімічних елементів. Хімічні формули речовин. Валентність і ступінь окиснення елементів. Хімічні реакції. Рівняння хімічних реакцій.

1. Предмет хімії. Хімія й металургія. Речовина в хімії. Прості та складні речовини. Суміші речовин.

Хімія є великою, однією з важливіших галузей природознавства, – сукупності наук, які вивчають Всесвіт. **Хімія – це наука про речовини, їх властивості, будову і перетворення, що з ними відбуваються.** Предмет хімії складають хімічні елементи та їхні сполуки, а також закономірності, яким підкоряються хімічні взаємодії.

До них належать процеси утворення складних речовин з простих, перетворення одних складних речовин на інші або їх розклад на прості. Хімія вивчає й описує ці процеси як для великої кількості речовини (макрорівень), так і з боку окремих атомів і молекул (мікрорівень).

Сучасна хімія є настільки обширною за об'ємом наукою, що багато її розділів є самостійними, хоча й щільно пов'язаними між собою, дисциплінами. За ознаками об'єктів, які вивчаються, хімію поділяють на *неорганічну* й *органічну*. Поясненням суті хімічних явищ і встановленням їх загальних закономірностей за допомогою фізичних методів займається *фізична хімія*. Вивчення фізичних властивостей хімічними методами складає суть *хімічної фізики*. Самостійними також слід вважати *аналітичну* та *колоїдну хімію*.

Хімічні закономірності складають технологічні засади багатьох сучасних виробництв, оскільки переважна більшість природних речовин, перш ніж стати продуктами споживання людського суспільства, піддається переробці. Добування металів із руд, переробка кам'яного вугілля, нафти, деревини, природного газу, гірських порід, виробництво великої кількості всіляких синтетичних і полімерних матеріалів – все це численні хімічні процеси. Тому прогресу виробництва не може бути, якщо не має розвитку хімічної науки, наукових засад технологій.

Особливо велике значення досягнення хімії мають у сучасній металургії, яка, як відомо, є за суттю хімією високих температур. **Оскільки металургія – це техніка і галузь промисловості, а також цикл наук, які охоплюють процеси добування металів і процеси, що пов'язані зі змінами хімічного складу і будови (структури), а тому, відповідно, властивостей металевих сплавів.**

До металургії відносять обробку руди, добутої в надрах землі, з метою підготовки її до вилучення металів; самі процеси добування металів з руд та інших матеріалів, що містять метали; очищення металів від небажаних домішок (*рафінування*); виробництво металічних сплавів; термічну і хіміко-термічну обробку металів і сплавів; обробку металів тиском і ливарне виробництво, які дозволяють надати виробам форму, потрібну для подальшого їх використання; нанесення захисних і декоративних покриттів на поверхню металевих виробів, а також зварювання і паяння. Під час перебігу усіх цих процесів спостерігаються хімічні й структурні перетворення речовин. Ось чому ґрунтовні знання з хімії конче необхідні фахівцю в галузі металургії. Він має володіти загальними відомостями з будови атомів, простих та складних речовин, які можуть використовуватися у виробничих процесах, повинен вміти проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій або виконувати термодинамічний аналіз можливих технологічних операцій, тощо.

Речовини в хімії

Відповідно до класичних наукових уявлень Всесвіт має матеріальну природу. Під матерією розуміють все те, з чого складаємося ми й світ, що нас оточує. Матерія знаходиться в постійному русі в просторі та часі. Це

знаходить відображення в різнобічних явищах, які мають місце. За суттю справи, більше нічого у Всесвіті і не відбувається. Під загальним поняттям матерії поєднують дві її фізичні форми - речовину і поле. Отже **речовина є однією з форм існування матерії**.

Речовина достатньо повно визначається такими ознаками: займає частину простору; має масу в спокійному стані; має дискретну будову (складається з окремих часток – атомів, молекул, іонів та ін.). **Поле**, за сучасними уявленнями, є системою з необмеженою кількістю ступенів свободи. До полів фізичних належать електромагнітне й гравітаційне, поля ядерних сил, а також хвильові (квантовані) поля, які відповідають різним частинкам.

Сучасне природознавство нівелює різницю між речовиною й полем, вважаючи, що і речовини, і поля складаються із різних частинок, які мають подвійну, корпускулярно-хвильову природу. Виявлення взаємозв'язку між речовиною і полем приводить до поглиблення наших уявлень про структуру матеріального світу.

Однорідна речовина характеризується *густиною* – відношенням маси речовини до її об'єму

$$\rho = m / V, \quad (1.1)$$

де ρ , m і V – відповідно густина, маса та об'єм речовини.

Кількість речовин в світі не обмежена. До тих, що відомі, увесь час додаються нові, які знаходять у природі, або штучно синтезують. Кожній речовині притаманні специфічні властивості, які визначають її *індивідуальність* і тому дозволяють відокремлювати її від усіх інших речовин. Найбільш характерними фізико-хімічними властивостями є густина, температура плавлення, температура кипіння, термодинамічні характеристики, параметри кристалічної структури. До основних характеристик речовини належать також її хімічні властивості.

Всі хімічні речовини можуть існувати в трьох *агрегатних станах* – твердому, рідкому та газоподібному. Так, наприклад, лід, рідка вода і водяна пара є різними станами однієї і тієї ж хімічної речовини – води, формула якої H_2O . Тверда, рідка й газоподібна форми не є індивідуальними характеристиками речовини, а лише відповідають різним станам існування хімічних речовин, які залежать від зовнішніх фізичних

умов (температури та тиску). Тому не можливо вважати характерним для води тільки рідкий стан, для кисню – газоподібний чи для натрій хлориду – твердий. Кожна з цих (а також усіх інших речовин) під час зміни умов існування переходить до іншого відповідного агрегатного стану. Відомо також декілька пограничних типів стану речовини, серед яких найбільш важливими є *аморфний (склоподібний), стан рідкого кристалу і високоеластичний (полімерний)*. У фізиці розглядається також четвертий агрегатний стан – *плазмовий*, в якому речовина частково або повністю іонізована, а густина позитивних і негативних зарядів є однаковою.

Тверда речовина, що має природну зовнішню форму правильних симетричних багатогранників, яка базується на її внутрішній структурі, тобто певному регулярному розташуванні частинок (атомів, молекул, іонів), що її складають, має назву *кристалу*. Частинки, які складають тверду речовину, утворюють *кристалічні ґратки*. Відстані між частинками, що займають вузли ґраток, мають назву *параметрів ґраток*. Нерідко тверді речовини утворюють (в залежності від умов) декілька форм кристалічних ґраток; такі форми мають назву *поліморфних модифікацій*.

Так, серед простих речовин відомі ромбічна і моноклінна сірка; графіт і алмаз, які є відповідно гексагональною й кубічною модифікаціями Карбону. Серед складних речовин, наприклад, кварц, тридиміт і кристобаліт є різними модифікаціями силіцій (IV) оксиду.

Прості та складні речовини. Суміші речовин

Індивідуальні чисті речовини підрозділяють на прості та складні. *Прості речовини* складаються з атомів одного елемента, *складні речовини* вміщують атоми декількох елементів, тобто вони є багатоелементними. Складні речовини інакше називають *хімічними сполуками*. Прості речовини є формами існування хімічних елементів. Кожному елементу відповідає, як правило, декілька простих речовин (*алотропних форм*), які можуть відрізнитися за складом (наприклад, для хімічного елемента Оксиген – атомарний кисень O, молекулярний кисень O₂, озон O₃) або за структурою кристалічних ґраток. *Суміші речовин*, на відміну від чистих

речовин, складаються з двох або більшої кількості індивідуальних речовин, які зберігають у суміші притаманні їм властивості.

Суміші поділяються на однорідні (*гомогенні*) та неоднорідні (*гетерогенні*). У табл. 1.1 наведено приклади можливих сумішей речовин у різних агрегатних станах.

У гомогенних сумішах складові частини неможливо визначити ані візуально, ані за допомогою оптичних приладів, оскільки речовини в них знаходяться у подрібненому на мікрорівні стані, тобто у вигляді окремих атомів, молекул або іонів.

Таблиця 1.1

Типи різних сумішей речовин

Агрегатний стан складових частинок (до утворення суміші)	Гомогенна суміш	Гетерогенна суміш
Тверда речовина – тверда речовина	Тверді розчини, сплави	Гірські породи, руди
Тверда речовина – рідка речовина	Рідкі розчини, наприклад, водні розчини солей	А. Тверда речовина в рідкій – суспензії, наприклад, частки глини у воді. Б. Рідка речовина в твердій – рідина в пористих тілах (грунт)
Тверда речовина – газоподібна речовина	Хемсорбовані гази у металах, наприклад, водень у сталі	А. Тверда речовина в газоподібній – порошок, аерозоль, дим. Б. Газоподібна речовина в твердій – пористі матеріали, наприклад, цегла, пемза.
Рідка речовина – рідка речовина	Рідкі розчини, наприклад, кислоти у воді, спирту у воді	Емульсія, наприклад, молоко (краплі жиру у воді)

Рідка речовина – газоподібна речовина	Рідкі розчини, наприклад, сірководню у воді	А. Рідка речовина в газоподібній – аерозолі, тумани Б. Газоподібна речовина в рідкій – піна
Газоподібна речовина – газоподібна речовина	Газові суміші (будь-якої кількості та у будь-якій кількості)	Гетерогенна система не можлива

У гетерогенних сумішах можна відокремити ділянки (агрегати) різних речовин, що відділяються поверхнею розділу; кожна з цих ділянок всередині є гомогенною. Такі ділянки мають назву *фаз*.

Гомогенні суміші складаються з однієї фази, гетерогенні – з двох або більшої кількості фаз. Гетерогенні суміші, в яких одна з фаз розподілена в іншій, називають *дисперсними системами*. У таких системах відрізняють (*дисперсійне*) середовище, що розподіляє, і речовину, що роздрібнена в дисперсійному середовищі (*дисперсна фаза*). За допомогою фізичних методів можна провести розподіл суміші на її складові частини, тобто на чисті речовини.

У металургійному виробництві зустрічаються численні приклади застосування сумішей як гомогенного, так і гетерогенного типу. Це й самі металеві сплави у рідкому чи твердому станах, рідкі суміші металу й шлаку в доменних та сталеплавильних печах, які утворюються під час проходження плавки, різноманітні суміші сирих матеріалів, що складаються для певних технологічних процесів, газові суміші, які застосовуються для дуття в металургійних агрегатах.

2. Атоми і молекули. Хімічні елементи.

Поширеність елементів у природі. Символи хімічних елементів.

Хімічні формули речовин. Символи хімічних елементів. Хімічні формули речовин. Валентність і ступінь окиснення елементів. Хімічні реакції. Рівняння хімічних реакцій.

Як відомо, речовина є дискретною субстанцією, тобто вона складається із окремих частинок – атомів, молекул, іонів та ін. **Атом – це**

найменша частинка хімічного елементу, яка зберігає усі його хімічні властивості. Атоми є щонайменшими частинками, межею хімічного розкладу будь-якої речовини. Самі атоми не поділяються хімічним шляхом. Маса атомів різних видів складає 10^{-24} – 10^{-22} г, розмір (діаметр) атомів коливається в межах $1 \cdot 10^{-10}$ – $5 \cdot 10^{-10}$ м.

Молекулою називають найменшу частку індивідуальної речовини, яка здатна до самостійного існування й має її основні хімічні властивості. Молекули можуть складатися з однакових (H_2 , Cl_2 , O_3) чи різних атомів (HI , NH_3 , CO). Вони можуть бути одно-, двох- та багатоатомними (Ag , NO , CCl_4).

Вид атомів, який характеризується певною сукупністю властивостей, є *хімічним елементом*. До найважливіших властивостей і головної ознаки атома, що відокремлює кожний хімічний елемент, належить позитивний заряд його ядра. Таким чином, **хімічний елемент – це вид атомів з певним позитивним зарядом ядра.**

Всі хімічні елементи наведені у періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва; кожний елемент має свій порядковий номер (число), значення якого відповідає позитивному заряду ядра атома.

Хімічні елементи за їх властивостями і властивостями утворених ними простих і складних речовин поділяють на металічні (*метали*), неметалічні (*неметали*) елементи та інертні гази. До неметалів відносять F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, As, C, Si, B, H. Інертними газами є He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Всі інші елементи є металами.

У періодичній системі налічується 111 елементів. Серед них у природі існують тільки 88; такі елементи як Технецій, Прометій, Астат, Францій і всі ті, що йдуть за Ураном, були отримані штучно. Деякі з них у зникаючій кількості трапляються у природі.

Поширення хімічних елементів у природі (земній оболонці) досить різноманітне (рис.1.1). До земної оболонки відносять літосферу (тверду земну кору на глибину до 17 км), гідросферу (вода морів і океанів) і атмосферу (повітряна оболонка висотою до 15 км). Серед хімічних елементів найбільш поширеними в земній оболонці є Оксиген і Силіцій. Ці елементи разом з Алюмінієм, Ферумом, Кальцієм, Натрієм, Калієм,

Магнієм, Гідрогеном і Титаном складають 99% маси земної оболонки. Таким чином, на всі інші елементи припадає менше 1%.

Слід зазначити, що наведений склад елементів притаманний саме Землі. Всесвіт на 75% мас. складається з Гідрогену, на 23% з Гелію й лише 2% складають інші елементи.

Важливо також відзначити, що переважна більшість хімічних елементів належить до металів, які знаходяться у природі у вигляді численних хімічних сполук, що входять до складу різних мінералів, і завданням металургії, чорної чи кольорової, є саме добування металів з цих сполук.

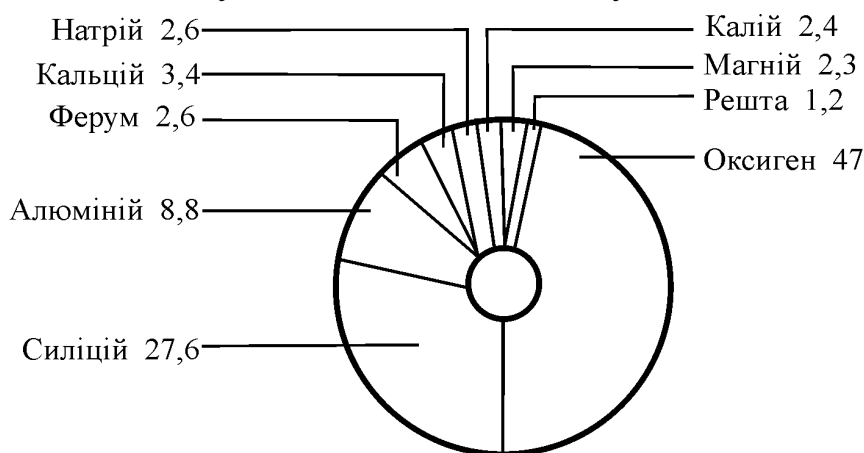


Рис.1.1. Поширеність хімічних елементів у земній корі (% за масою)

Символи хімічних елементів. Хімічні формули речовин

Символи хімічних елементів є інтернаціонально прийнятими позначеннями, вони наведені в періодичній системі і використовуються для виразу складу простих речовин і сполук. Сучасні символи були введені шведським хіміком Й.Я. Берцеліусом (1813 р.).

Символ хімічного елементу визначається його латинською назвою і складається з однієї (H, K, O) чи двох (Cu, Ti, Mg) латинських літер; перша літера є великою, друга – малою.

Символ хімічного елементу вказує не тільки на те, про який елемент йде мова, але також визначає один атом цього елементу або один моль атомної простої речовини.

Кожна речовина позначається тільки її властивою хімічною формулою. **Хімічна формула – це зображення якісного і кількісного**

складу речовини за допомогою символів, а також чисельних, літерних та інших позначок. Як і символи елементів, хімічні формули мають інтернаціональний характер. Хімічна формула вказує на те, які елементи входять до складу речовини та яким є їх співвідношення у цій речовині. Кількість атомів кожного елемента позначається у формулі нижнім чисельним індексом праворуч символу відповідного елемента (H_2O , H_2SO_4 , NH_3). У хімії широко використовують також *графічні зображення*, які умовно позначають взаємне розташування атомів у молекулі речовини.

Валентність і ступінь окиснення елементів

Для складання хімічних формул речовин потрібно знати кількісне співвідношення атомів різних елементів, у якому вони поєднуються чи реагують. Для обґрунтування кількісних співвідношень атомів у хімічних сполуках було введено поняття про валентність (*стехіометричну валентність*) (Франкланд, 1853 р.).

Розвиток вчення про валентність великою мірою пов'язаний із відкриттям періодичного закону. Д.І. Менделєєвим був встановлений зв'язок між валентністю елемента і його положенням у періодичній системі, було також введено поняття про змінну валентність елементів. Створення вчення про будову атомів і молекул сприяло розробці електронної теорії валентності.

Валентністю називається властивість атомів даного елемента приєднувати або заміщати у сполуці певну кількість атомів іншого елемента. За одиницю валентності прийнята валентність Гідрогену, яка у всіх сполуках дорівнює одиниці. Валентність виражається тільки цілим числом. Так, в HCl валентність Хлору дорівнює одиниці, в H_2O валентність Оксигену дорівнює двом, в NH_3 валентність Нітрогену дорівнює трьом.

Сполуки з Гідрогеном відомі не для всіх елементів, але майже всі елементи утворюють сполуки з Оксигеном. Оксиген завжди вважається двохвалентним, тому за складом його сполук можна визначити валентність елементів, виходячи з того принципу, що в хімічній бінарній сполуці (яка складається з двох елементів) валентності елементів взаємно компенсовані



Якщо елемент має змінну валентність, то для опису його сполук у назвах потрібно вказувати валентність елементу (римською цифрою): Cu_2O – купрум (I) оксид, CuO – купрум (II) оксид.

Поняття про стехіометричну валентність було введено до хімії ще до того як стала відома будова атома. У наш час встановлено, що ця властивість щільно пов'язана із будовою зовнішньої та тієї, що їй передуює, електронних оболонок атома. Утворення більшості хімічних сполук відбувається зі зміщенням (передачею) електронів від атомів одних елементів до атомів інших. Цей процес супроводжується виникненням на атомі позитивного (при віддачі електронів) або негативного (під час приєднання електронів) електричного заряду, який отримав назву ступеня окиснення.

Ступінь окиснення – це умовний електричний заряд, який визначається кількістю електронів, що зміщуються від атома даного елементу або в бік атома даного елементу в хімічній сполуці.

Ступінь окиснення елементів позначається арабською цифрою з попереднім знаком «+» або «-»



При визначенні ступеня окиснення користуються правилом, відповідно до якого сума ступенів окиснення елементів в електронейтральних молекулах дорівнює нулю.

Хімічні реакції. Рівняння хімічних реакцій

Процеси, які йдуть у хімічних речовинах або в їх сумішах, називаються *хімічними реакціями*. Під час проходження хімічних реакцій завжди утворюються нові речовини. Вихідні речовини, що взяті для проведення реакцій, мають назву *реагентів*, а ті, що утворюються внаслідок хімічної реакції, мають назву *продуктів*. У загальному вигляді хімічну реакцію можна виразити таким чином:

Реагенти (вихідні речовини) → Продукти реакції.

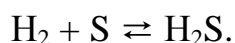
Хімічні реакції завжди супроводжуються фізичними явищами: поглинанням чи виділенням енергії, зміною агрегатного стану тієї чи іншої

речовини, зміною чи появою забарвлення реакційної суміші та ін. Саме фізичні явища свідчать про проходження хімічної реакції.

Слід пам'ятати, що у **хімічних процесах утворюються нові речовини з відмінними від реагентів властивостями, але ніколи не утворюються атоми нових елементів.**

Хімічна реакція записується у вигляді *рівняння хімічної реакції*. Відповідно до хімічного змісту реакції у лівій частині рівняння вказують формули реагентів, а у правій – формули продуктів, поєднуючи їх або знаком хімічної рівності (=), або стрілкою (\rightarrow). Знак рівності означає виконання в даній реакції закону збереження маси. Використання стрілки вказує на переважаючий напрямок проходження реакції.

Багато хімічних реакцій тією чи іншою мірою є *оборотними*, тобто можуть у даних умовах проходити як у прямому, так і в зворотному напрямках. Двобічне проходження хімічної реакції позначається знаком оборотності (\rightleftharpoons)



Якщо в схемі реакції кількість атомів елементів ліворуч і праворуч різна, то проводять підбір коефіцієнтів, перетворюючи схему реакції на її рівняння. Числа, що стоять перед формулами речовин в рівнянні, мають назву *стехіометричних коефіцієнтів*. Вони вказують (на мікрорівні), яка кількість хімічно однакових часток бере участь у реакції.

Підбір коефіцієнтів у рівнянні хімічної реакції базується на тому, що **сума атомів кожного елементу не змінюється під час проходження хімічної реакції**. Це положення випливає із закону збереження маси.

Перш, ніж перейти до підбору коефіцієнтів в схемі реакції, треба встановити, чи змінюється ступінь окиснення елементів під час проходження реакції. У схемах реакцій, де ступені окиснення не змінюються, підбір коефіцієнтів слід проводити поелементно, починаючи з формули найскладнішої речовини. Для реакцій, де відбувається зміна ступенів окиснення (*окисно-відновні реакції*), підбір коефіцієнтів відбувається за спеціальними правилами (докладно про це в лекціях з цієї теми).

Лекція 2. – Основні закони хімії. Стехіометрія. Еквіваленти. (6 годин)

План лекції

1. Закон збереження маси. Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса. Закон постійності складу. Закон кратних відношень.
2. Кількість речовини. Мольна маса. Еквівалент. Закон еквівалентів.

1. Закон збереження маси. Відносна молекулярна маса. Закон постійності складу. Закон кратних відношень.

Впровадження кількісних методів виявилось виключно важливим етапом розвитку наукової хімії. Наслідком кількісних досліджень стало відкриття *закону збереження маси* (М.В. Ломоносов, 1756 р., А.Л. Лавуазьє, 1785 р.).

Сучасне формулювання закону збереження маси таке: **маса реагентів дорівнює масі продуктів реакції**. Під час проходження хімічної реакції загальна маса речовин, які є її учасниками, залишається незмінною.

Закон збереження маси знаходить своє пояснення в тому, що під час проходження хімічної реакції відбувається тільки перегрупування атомів. Кількість атомів і маса кожного атома залишаються незмінними. Якщо ж кількість атомів кожного елемента, а отже їх загальна маса, не змінюються, то і маса реагентів повинна завжди дорівнювати масі продуктів.

Маса речовини визначається *зважуванням*, тобто її порівнянням з відомою масою важків. Маса є однією з основних фізичних характеристик речовини. Одиницею вимірювання маси є кілограм (кг). У хімічній лабораторній практиці широко використовуються часткові від кілограма одиниці: грам (г) і міліграм (мг)

$$1 \text{ г} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \qquad 1 \text{ мг} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$$

Сучасний рівень розвитку експериментальної техніки дозволяє проводити визначення маси речовини із точністю до $1 \cdot 10^{-6}$ г (якщо маса наважки не перевищує 50 мг).

Відносна атомна маса. Відносна молекулярна маса

Кожний атом має певну масу, абсолютне значення якої надзвичайно мале (від $1 \cdot 10^{-24}$ до $1 \cdot 10^{-22}$ г) і недоступне для безпосереднього вимірювання. Користуватися ж такими значеннями у хімічних розрахунках незручно, тому на практиці використовують *відносні атомні маси* (позначення A_r), які є певними співвідношеннями між абсолютними масами різних атомів.

За основу шкали відносних атомних мас обрано ізоотоп Карбону ^{12}C , для якого значення відносної атомної маси встановлено 12,0000 (точно). За сучасною шкалою *атомна одиниця маси* (а.о.м.) дорівнює $1,66057 \cdot 10^{-24}$ г. Міжнародний союз теоретичної та прикладної хімії (ІЮПАК) кожні два роки публікує уточнені значення A_r для всіх хімічних елементів.

Відносна атомна маса елементу – це число, що показує, у скільки разів маса одного атома даного елементу перевищує 1/12 частину маси атома ізоотопу Карбону ^{12}C .

Відносні атомні маси елементів наведено в періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва. Для більшості елементів наведено значення відносних атомних мас для природної суміші ізоотопів з урахуванням вмісту кожного ізоотопу в природі, тому A_r значно відрізняються від цілочисельних значень. Наприклад, Хлор у природі зустрічається у вигляді двох ізоотопів з $A_r = 35$ (75,77%) та з $A_r = 37$ (24,23%), тому атомна маса елементу Хлору дорівнює: $A_r = 35,453$.

Кожна хімічна сполука має своє значення *відносної молекулярної маси* (позначення M_r). **Відносна молекулярна маса хімічної сполуки – це число, яке показує, у скільки разів абсолютна маса однієї молекули цієї сполуки перевищує атомну одиницю маси.**

Оскільки основою молекули є атоми, то між відотною молекулярною масою сполуки і відносними атомними масами елементів існує прямий зв'язок. Значення M_r для сполуки знаходять за її формулою, підсумовуючи відносні атомні маси елементів, які входять до складу цієї сполуки. Слід

пам'ятати, що для простих речовин, які мають молекулярну будову (цей факт відбиває їхня формула), у хімічних розрахунках треба застосовувати значення M_r (а не A_r).

Закон постійності складу. Закон кратних відношень

Співвідношення мас елементів у сполуках встановлює *закон постійності складу*, який був виведений на підставі хімічного аналізу речовин (Ж.Л. Пруст, 1808 р.). Його сучасне формулювання таке: **за яким би способом не була отримана речовина, її хімічний склад і властивості залишаються постійними.** У кожній складній речовині (незалежно від способу її отримання) зберігаються незмінними співвідношення атомів і мас елементів, які входять до її складу. При цьому відношення атомів різних елементів є невеликими цілими числами. Так, для води H_2O вони складають 2:1, для карбон (IV) оксиду, CO_2 – 1:2, для нітроген (III) оксиду, N_2O_3 – 2:3. Ці числа якраз і визначають співвідношення складових частин речовини.

Закон кратних відношень (Д. Дальтон, 1803 р.) говорить: **якщо два елементи утворюють між собою декілька сполук, то маси атомів одного елемента, що припадають на одну й ту ж масу атомів іншого елемента, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа.**

Наприклад, Сульфур утворює два оксиди –сульфур (IV) оксид SO_2 і сульфур (VI) оксид SO_3 . Відношення мас Сульфуру й Оксигену в SO_2 дорівнює $32 : (2 \cdot 16) = 32 : 32$, а в SO_3 відповідно $32 : (3 \cdot 16) = 32 : 48$. Звідси випливає, що на кожні 32 масові частки Сульфуру в цих сполуках припадає 32 і 48 масових часток Оксигену, тобто відношення масових часток Оксигену дійсно є відношенням невеликих цілих чисел ($32 : 48 = 2 : 3$).

2. Кількість речовини. Мольна маса. Еквівалент. Закон еквівалентів.

Хімічні реакції відбуваються між речовинами, але оскільки речовини складаються з атомів, молекул та іонів, то хімічні реакції за своєю суттю є взаємодією окремих атомів, молекул або іонів.

На практиці (у промисловості або в науковій лабораторії) реакції проводять із макрокількостями речовин, кожна з яких містить дуже велику

кількість частинок. Для того, щоб відрізнити мікро- й макрооб'єкти хімії, введено поняття про *кількість речовини* (позначення n або ν) – фізико-хімічну величину, яка характеризує макрорпорцію речовини. **Одиницею кількості речовини є моль.** До Міжнародної системи одиниць вона введена як основна поряд з одиницями довжини, маси, часу, сили електричного струму та сили світла.

Моль – це кількість речовини, яка містить стільки певних структурних елементів (молекул, атомів, іонів, електронів), скільки атомів міститься у 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C .

Під час використання терміна "моль" треба вказувати частинки, до яких відноситься цей термін: "моль молекул водню", "моль атомів Гідрогену" та ін.

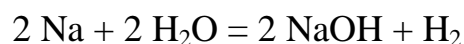
Кількість часток в одному молі будь-якої речовини, має назву *числа Авогадро*; вона дорівнює $6,022045 \cdot 10^{23}$. Фізико-хімічна константа, що відповідає цьому числу, має назву *сталой Авогадро* (позначення N_A)

$$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Сталу Авогадро визначено з достатньо великою точністю при використанні різних методів і об'єктів. Удосконалення техніки вимірювання дозволить й у подальшому уточнювати значення цієї величини.

Слід нагадати, що рівняння хімічних реакцій не тільки означають те, що окремі частинки речовин реагують між собою, але також задають співвідношення між макрокількостями відповідних речовин (моль).

З рівняння хімічної реакції



впливає, що з 2 моль Na реагують 2 моль H_2O , при цьому утворюються 2 моль NaOH і 1 моль H_2 , тобто **хімічні речовини реагують між собою в кількостях, пропорційних стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.** Так, якщо в реакції бере участь 0,5 моль Na, то потрібно витратити 0,5 моль H_2O , при цьому утвориться 0,5 моль NaOH та 0,25 моль H_2 . Слід мати на увазі, що значення мас речовин, які реагують, ніяким чином не визначаються безпосередньо рівнянням реакції, вони також непропорційні стехіометричним коефіцієнтам.

Для того, щоб співвіднести між собою кількість речовини та її масу, введено поняття про *мольну масу*, яка відповідає одиниці кількості речовини (позначення M).

Мольна маса – це маса 1 моль речовини. Одиницею мольної маси є кг/моль, в хімічній практиці частіше використовується часткова одиниця – г/моль.

Кількісне значення мольної маси для одноатомної простої речовини дорівнює відносній атомній масі елементу, а для будь якої сполуки – її відносній молекулярній масі.

При певній масі речовини m її кількість може бути визначена за таким співвідношенням:

$$n(\nu) = m / M \quad (2.1)$$

Наприклад, якщо маса зразку натрій гідроксиду ($M_{\text{NaOH}} = 40$ г/моль) дорівнює 120 г, кількість речовини складає:

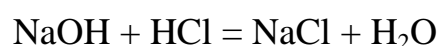
$$n_{\text{NaOH}} = 120 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 3 \text{ моль.}$$

Еквівалент. Закон еквівалентів

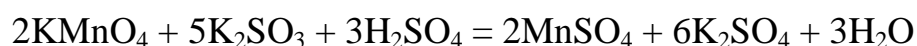
Під час розгляду численних формул хімічних сполук і рівнянь хімічних реакцій стає очевидним, що елементи сполучаються один з одним не в будь-яких кількостях, а речовини реагують між собою також не у довільних співвідношеннях. Власне, формули хімічних сполук і вказують на те, у яких кількостях елементи рівноцінні (еквівалентні) під час утворення сполуки, а рівняння реакції вказує, в яких кількостях реагенти й продукти еквівалентні під час проходження даної реакції.

Еквівалентом називають реальну або умовну частинку речовини, яка може приєднувати, визволяти або бути будь-яким іншим чином еквівалентною одному іону H^+ в обмінних кислотно-основних реакціях або одному електрону в окисно-відновних реакціях.

Наприклад, у реакції

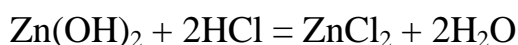


еквівалентом буде реальна частка – іон Na^+ ; у реакції



еквівалентами будуть умовні частки: $1/5$ молекули KMnO_4 та $1/2$ молекули K_2SO_3 .

В обмінній реакції



одному іону H^+ еквівалентна $1/2$ молекули Zn(OH)_2 .

Числа $1/5$ та $1/2$ мають назву *фактора еквівалентності* ($f_{\text{екв.}}$). Маса 1 моль еквівалентів має назву *мольної маси еквівалентів* ($M_{\text{екв.}}$, г/моль). Мольна маса еквівалентів пов'язана з мольною масою речовини співвідношенням

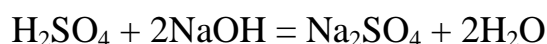
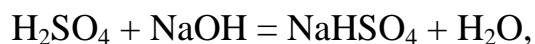
$$M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \cdot M \quad (2.2)$$

Очевидно, що одна й та ж хімічна речовина в різних реакціях матиме різні значення $M_{\text{екв.}}$. Так, KMnO_4 у наведеній окисно-відновній реакції має значення фактора еквівалентності $1/5$, коли ж ця речовина бере участь в обмінній реакції, наприклад,



$$\text{то } f_{\text{екв. (KMnO}_4)} = 1.$$

Якщо в складі молекули є декілька здатних до обміну катіонів чи аніонів, то для знаходження $f_{\text{екв.}}$ треба знати рівняння реакції. Так, у випадку реакцій



$$f_{\text{екв. (H}_2\text{SO}_4)} = \text{дорівнює відповідно } 1 \text{ і } 1/2.$$

У випадку реакцій, які проходять за участю газів, при розрахунках приходиться використовувати поняття «еквівалентний об'єм газу» ($V_{\text{екв.}}$). Це об'єм, який займає 1 моль еквівалентів даної газоподібної речовини:

$$V_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \cdot V_M \text{ (л/моль)}, \quad (2.3)$$

де V_M – мольний об'єм газу.

Для н.у.

$$V_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \cdot 22,4 \text{ (л/моль)} \quad (2.4)$$

Закон еквівалентів має таке формулювання: **маси речовин, що вступають до хімічних реакцій (m_1, m_2, \dots), є пропорційними їх мольним масам еквівалентів ($M_{\text{екв.}(1)}, M_{\text{екв.}(2)}, \dots$).**

Математичний запис закону еквівалентів

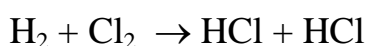
$$m_1 : m_2 = M_{\text{екв.}(1)} : M_{\text{екв.}(2)} \quad (2.5)$$

Використання поняття про еквівалент значно спрощує хімічні розрахунки.

Хімічні газові закони. Мольний об'єм газу

У хімічних процесах об'єм реакційної суміші, на відміну від маси, яка зберігається постійною, може змінюватись, іноді дуже істотно. Це відбувається, якщо у реакції беруть участь або утворюються газоподібні речовини. Зміна об'єму кожного газу підкоряється певним закономірностям. **Об'єм газу за постійних фізичних умов є пропорційним масі газу.** Звідси випливає, що при хімічних розрахунках маси газів можна замінити їхніми об'ємами. Об'ємні співвідношення в хімічних реакціях між газами визначає *закон об'ємних відношень*, який був встановлений дослідним шляхом (Ж.Л. Гей-Люссак, 1801 р.): **в хімічних реакціях об'єми газоподібних речовин (реагентів і продуктів) відносяться між собою, як невеликі цілі числа.**

Наприклад, під час взаємодії водню з хлором одна об'ємна частина молекулярного водню і така ж об'ємна частина молекулярного хлору утворюють дві об'ємні частини хлороводню



Основним газовим законом є *закон Авогадро*, який був висловлений спочатку як гіпотеза (А. Авогадро, 1811 р.): **рівні об'єми різних газів за однакових фізичних умов містять одну й ту ж кількість молекул.**

Закон Авогадро пояснює прості об'ємні відношення газів, які реагують і утворюються, як це було встановлено Гей-Люссаком.

Виходячи із зазначеної гіпотези, Авогадро розробив спосіб визначення мольної маси M_B невідомого газу В (або пари) за встановленою густиною D_A цього газу за іншим (відомим) газом А (*відносна густина газу*)

$$M_B = D_A \cdot M_A \quad (p, T = \text{const}) \quad (2.6)$$

З важливих положень про те, що один моль будь-якої речовини містить кількість частинок, яка дорівнює числу Авогадро, а також, що рівні кількості часток різних газів за однакових фізичних умов містяться у рівних об'ємах цих газів, випливає такий висновок: **рівні кількості будь-яких газоподібних речовин за однакових фізичних умов (тиску, температури) займають рівні об'єми.**

Зокрема, об'єм одного моль будь-якого газу має (при $p, T = \text{const}$) одне й те ж значення. Таким чином, рівняння реакції, яка відбувається за участю газів, задає не тільки співвідношення їхніх кількостей і мас, але й також їхніх об'ємів. Об'єм газу (при $p, T = \text{const}$), який містить 1 моль речовини, має назву *мольного об'єму* (позначення V_M). Одиниця мольного об'єму – $\text{м}^3/\text{моль}$, але частіше використовують часткові одиниці – $\text{л}/\text{моль}$, $\text{дм}^3/\text{моль}$.

При тиску 101,3 кПа і температурі 273,15 К (нормальні умови; н.у.) мольний об'єм газу, який за властивостями наближається до ідеального, дорівнює

$$V_M = 2,241383 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3/\text{моль} \approx 22,4 \text{ л}/\text{моль}$$

Мольний об'єм газу за нормальних умов є фундаментальною величиною, яка широко використовується в хімічних і технологічних розрахунках.

Якщо відомий об'єм деякого газу V знаходиться при нормальних умовах, то можна визначити кількість речовини n , і навпаки, за кількістю речовини n у даній порції газу можна знайти об'єм цієї порції V

$$n = V / V_M; \quad V = V_M \cdot n \quad (2.7)$$

Наприклад, в 1 м^3 деякого газу (за н.у.) кількість речовини дорівнює $n = 1000 \text{ (л)} / 22,4 \text{ (л}/\text{моль}) = 44,6 \text{ моль}$, а порція деякого газу (за н.у.), кількість речовини в якій дорівнює 5,2 моль, займає об'єм $V = 22,4 \text{ (л}/\text{моль}) \cdot 5,2 \text{ (моль)} = 116,5 \text{ л}$

Стан ідеального газу

Частинки (атоми, молекули) реально існуючих газів мають власні розміри, займають деякий об'єм простору й є не зовсім незалежними одна від одної. Сили фізичної взаємодії між частинками газу перешкоджають їхньому

руху й зменшують їхню рухомість. Тому газові закони й їх наслідки достатньо суворо виконуються тільки для розріджених реальних газів, в яких відстані між частинками значно перевищують власний розмір частинок, а взаємодія між частинками зведена до мінімуму. Під тиском, який наближається до атмосферного, закони стають наближеними, а при високому тиску не виконуються зовсім. У зв'язку з цим була прийнята абстракція – *стан ідеального газу*, при якому частинки газу розглядають як геометричні точки з нульовими розмірами, що не взаємодіють одна з одною. Реальний газ наближається до моделі ідеального газу тим ближче, чим більше відрізняються температура рівноважної конденсації цього газу і та температура, при якій цей газ знаходиться. У хімічних реакціях, наведених вище, нормальні умови практично не реалізуються. Тому перш, ніж проводити будь-які розрахунки або зіставлення, виміряні за деяких інших умов об'єми газів необхідно перераховувати.

Для приведення об'єму газу до нормальних умов можна користуватися *рівнянням об'єднаного газового закону* (Б.П.Е. Клапейрон, 1834 р.)

$$pV/T = \text{const} \quad \text{або} \quad pV/T = p_0V_0/T_0, \quad (2.8)$$

де p , V і T – параметри деякого стану ідеального газу; p_0 , V_0 і T_0 – параметри, які відповідають нормальним умовам.

Співвідношення pV/T є сталою величиною при будь-яких значеннях p і T для будь-якого виміряного об'єму ідеального газу, тому воно є сталим і для мольного об'єму ідеального газу за нормальних умов.

Оскільки добуток об'єму на тиск є енергією, то й добуток одиниць об'єму (м^3) і тиску (Па) також є одиницею енергії – джоуль (Дж). Тому значення сталої R складає: $R = 8,31441 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{К})$. Фізико-хімічна стала R має назву *універсальної газової сталої*.

Співвідношення між параметрами ідеального газу описується *рівнянням Клапейрона - Менделєєва*

$$pV = nRT \quad (2.9)$$

Це рівняння встановлює зв'язок між тиском, об'ємом і температурою будь-якої порції газу з властивостями ідеальної моделі, тому має назву *рівняння стану ідеального газу*. Рівняння стану ідеального газу дозволяє проводити розрахунки параметрів реальних газів за фізичних умов, які

відрізняються від нормальних. Оскільки майже всі металургійні процеси відбуваються за умов, які значною мірою відрізняються від нормальних (температура процесів складає сотні чи тисячі градусів, а тиск досягає кількох атмосфер), то розрахунки об'ємів газів, які використовуються, проводяться саме за цим рівнянням.

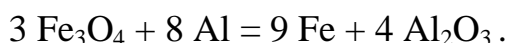
Стехіометричні розрахунки

На підставі закону збереження маси й закону постійності складу для необоротної реакції (тієї, що проходить повністю в одному напрямку) за відомим значенням маси однієї речовини (реагенту чи продукту) можна розрахувати значення мас всіх інших речовин, які беруть участь у реакції. При цьому рівняння реакції має бути точно відомим. Такі розрахунки мають назву *стехіометричних*.

Стехіометричні розрахунки за рівнянням реакції базуються на співвідношенні $m_A / m_B = n_A M_A / n_B M_B$. (2.10)

Розв'язання типового завдання з визначенням маси одного з реагентів (або продуктів) включає такі послідовні етапи:

1. Складання рівняння хімічної реакції, наприклад,



2. За умовою завдання встановлюють, маса якої речовини відома, і маси яких речовин треба визначити. В наведеному прикладі потрібно визначити масу реагентів (Fe_3O_4 і Al), якщо відома маса одного з продуктів – заліза (500 г).

3. Знаходять мольні маси речовин, які беруть участь у реакції,

$$M_{\text{Al}} = 26,98 \text{ г/моль} \quad M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 231,54 \text{ г/моль} \quad M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ г/моль}.$$

4. Встановлюють значення стехіометричних кількостей тих самих речовин

$$n_{\text{Al}} = 8 \text{ моль} \quad n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 3 \text{ моль} \quad n_{\text{Fe}} = 9 \text{ моль}.$$

5. Записують розрахункові формули, підставляють значення відомих величин і знаходять значення шуканих величин.

$$m_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Fe}} n_{\text{Al}} M_{\text{Al}}}{n_{\text{Fe}} M_{\text{Fe}}} = \frac{500 (\text{г}) \cdot 8 (\text{моль}) \cdot 26,68 (\text{г/моль})}{9 (\text{моль}) \cdot 55,85 (\text{г/моль})} = 214,7 \text{г};$$

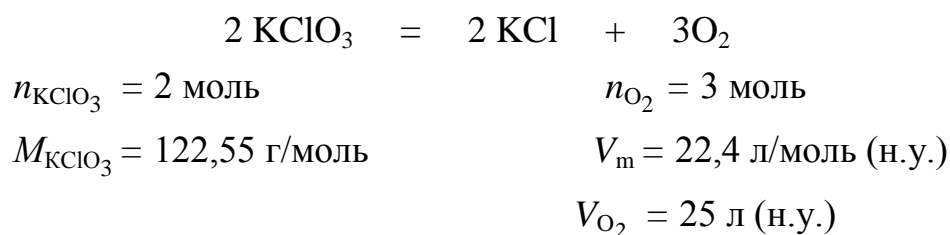
$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{m_{\text{Fe}} n_{\text{Fe}_3\text{O}_4} M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}{n_{\text{Fe}} M_{\text{Fe}}} = \frac{500 (\text{г}) \cdot 3 (\text{моль}) \cdot 231,54 (\text{г/моль})}{9 (\text{моль}) \cdot 55,85 (\text{г/моль})} = 691,0 \text{г}.$$

6. Формулюють відповідь завдання. В даному прикладі для отримання 500 г заліза відповідно до стехіометрії реакції потрібно взяти 214,7 г Al і 961,0 г Fe₃O₄.

Якщо учасниками реакції є гази, то для спрощення стехіометричних розрахунків (при заданому чи шуканому значенні об'єму газу) використовують значення мольного об'єму газу V_M замість його мольної маси.

Приклад. Потрібно визначити масу калій хлорату, під час термічного розкладання якого зібрано 25 л кисню (н.у.).

1. Записують рівняння реакції і значення похідних величин



2. Розраховують масу калій хлорату

$$m_{\text{KClO}_3} = \frac{V_{\text{O}_2} n_{\text{KClO}_3} M_{\text{KClO}_3}}{n_{\text{O}_2} V_m} = \frac{25 (\text{л}) \cdot 2 (\text{моль}) \cdot 122,5 (\text{г/моль})}{3 (\text{моль}) \cdot 22,4 (\text{л/моль})} = 91,2 \text{г}.$$

Таким чином, відповідно до стехіометрії даної реакції для отримання 25 л O₂ потрібно взяти 91,2 г KClO₃.

У багатьох стехіометричних розрахунках існує необхідність використовувати відомості про склад розчину.

Приклад. Під час взаємодії 1 кг вапняку, що містить 95% кальцій карбонату, з 25%-ною хлоридною кислотою, утворюється карбон (IV) оксид. Треба розрахувати об'єм добутого газу (за н.у.) і об'єм використаної кислоти, якщо її густина при 20⁰C дорівнює 1124 г/л.

1. Записують рівняння реакції і значення вихідних величин



$$\begin{array}{lll}
 n_{\text{CaCO}_3} = 1 & n_{\text{HCl}} = 2 \text{ моль} & n_{\text{CO}_2} = 1 \text{ моль} \\
 M_{\text{CaCO}_3} = 100,09 \text{ г/моль} & M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ г/моль} & V_m = 22,4 \text{ л/моль(н.у.)} \\
 \omega_{\text{CaCO}_3} = 0,95 & \omega_{\text{HCl}} = 0,25 & \\
 m_{\text{ванн.}} = 1000 \text{ г} & \rho_{(\text{р}) \text{HCl}} = 1124 \text{ г/л} &
 \end{array}$$

розраховують об'єм карбон (IV) оксиду і об'єм кислоти

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} n_{\text{CO}_2} V_m}{n_{\text{CaCO}_3} M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{0,95 \cdot 1000(\text{г}) \cdot 1(\text{моль}) \cdot 22,4(\text{л/моль})}{1(\text{моль}) \cdot 100,09(\text{г/моль})} = 212,6 \text{ л,}$$

$$\begin{aligned}
 V_{\text{HCl}} &= \frac{m_{(\text{р})\text{HCl}}}{\rho_{\text{HCl}}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\omega_{\text{HCl}} \rho_{\text{HCl}}} = \frac{m_{\text{CaCO}_3} n_{\text{CaCO}_3} M_{\text{HCl}}}{n_{\text{CaCO}_3} M_{\text{CaCO}_3} \omega_{\text{HCl}} \rho_{\text{HCl}}} = \\
 &= \frac{0,95 \cdot 1000(\text{г}) \cdot 2(\text{моль}) \cdot 36,46(\text{г/моль})}{1(\text{моль}) \cdot 100,09(\text{г/моль}) \cdot 0,25 \cdot 1124(\text{г/л})} = 2,46 \text{ л.}
 \end{aligned}$$

Таким чином, відповідно до стехіометрії реакції добуто (за н.у.) 212,6 л CO_2 й витрачено 2,46 л 25%-ної хлоридної кислоти.

Стехіометричні розрахунки широко застосовуються при складанні матеріальних або теплових балансів численних технологічних операцій у металургійному виробництві.

ЛІТЕРАТУРА

1. Коровін Н.В. Общая химия.–М.: Высшая школа. 1998. – 541с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие [для вузов] / под ред. А.И. Ермакова. – [30-е изд., исправл.] – М.: Интеграл-Пресс. 2009. – 752с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія.–Київ.: Висща школа. 2005. – 639с.
4. Клімашевський Л.М. Основні поняття хімії: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2011.– 52с.
5. Рейтер А.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ: 2003. – 350с.

