ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»

ФІЗИЧНА ХІМІЯ ПІРОМЕТАЛУРГІЙНИХ ПРОЦЕСІВ:

методичні рекомендації до виконання
Індивідуального завдання 2
«Кінетика хімічних процесів»

Запоріжжя 2026

metinvest polytechnic

УДК 669.01:541.1(072)
Ф48

Рекомендовано на засіданні методичного семінару циклової комісії з автоматизації металургійного виробництва та механічного обладнання ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА»
(протокол № 3 від 11.11.2026 р.)

Укладач
Єфімова В.Г., канд. тенх. наук, доцент, викладач циклової комісії з автоматизації металургійного виробництва та механічного обладнання
Малій О.Г., викладач циклової комісії з автоматизації металургійного виробництва та механічного обладнання, кваліфікаційна категорія «спеціаліст»

Ф48 **Фізична** хімія пірометалургійних процесів : методичні рекомендації до виконання Індивідуального завдання 2 «Кінетика хімічних процесів» / уклад.: В. Г. Єфімова, О. Г. Малій. Запоріжжя : ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА». 2026. 35 с.

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт включають теоретичний матеріал, методику виконання експерименту та аналіз експериментальних результатів, що сприяє опануванню дисципліни.

УДК 669.01:541.1 (072)

© ТОВ «ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ МЕТІНВЕСТ ПОЛІТЕХНІКА», 2026

ЗМІСТ

ВСТУП 4

1 КІНЕТИКА ГОМОГЕННИХ ХМІЧНИХ РЕАКЦІЙ 5

1.1 Загальні відомості 5

1.2 Кінетичні рівняння простих однобічних реакцій 10

2 ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОГО ПРОЦЕСУ 14

3 СКЛАДНІ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ 19

4 КІНЕТИКА ГЕТЕРОГЕННИХ ПРОЦЕСІВ 26

5 КАТАЛІТИЧНІ ПРОЦЕСИ 29

ЗАВДАННЯ ДО ВИКОНАННЯ ІНДИВІДУАЛЬНОГО ЗАВДАННЯ 31

ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ 33

ВСТУП

Розділи хімії, у яких вивчають швидкість, механізм та рівновагу реакцій, називаються хімічною кінетикою. У методичних вказівках основну увагу приділено фундаментальним концепціям хімічної кінетики. Успіхи в хімічній науці визначаються не тільки вмінням запам’ятовувати факти, цифри та рівняння, але й здібністю використовувати різні ідеї. Під час праці над розділами студенту необхідно намагатися зрозуміти основи вчення про хімічну кінетику. Як швидко протікає реакція та чому? Які фактори впливають на її швидкість і чому вони впливають, як протікає реакція, який її шлях, якими є властивості речовин, що утворюються та зникають, якою є енергія реакції, в якій вони беруть участь. Європейська система вищої освіти та Болонський процес, до якого приєдналася Україна, передбачають переважно самостійну працю студентів. Метою цих методичних вказівок є сприяння успішній праці студентів. У першій, інформативній частині методичних вказівок, викладено основні теоретичні положення. У другій, контролюючій частині, наведені питання до складання індивідуального завдання.

1 КНЕТИКА ГОМОГЕННИХ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

1.1 Загальні відомості

Хімічні процеси – процеси перетворення одних речовин на інші – можуть відбуватися з різною швидкістю. Багато ЯКИ з них протікає дуже швидко, практично миттєво. Як правило, саме такі реакції трапляються при виконанні лабораторних робіт з хімії. Наприклад, при зливанні розчинів хлориду барію та сульфату натрію відразу ж утворюється білий осад нерозчинного сульфату барію. Однак у житті ми часто зустрічаємося і з такими хімічними процесами, які можуть відбуватися досить довго: багато хвилин, годин, днів і років. Так, затвердіння деяких клеїв, скисання молока, іржавіння заліза - це приклади хімічних процесів, що протікають уповільнено. У цьому як між швидкостями різних реакцій існує велика різниця, а й швидкість однієї реакції може дуже змінюватися залежно від умов, у яких відбувається. Так, продукти в холодильнику псуються набагато повільніше, ніж у теплій кімнаті, а погіршення якості продуктів при зберіганні – результат перебігу в них небажаних хімічних процесів. Розділ хімії, що вивчає швидкість протікання хімічних реакцій та фактори, що впливають на неї, називається ***хімічною кінетикою***.

Питання хімічної кінетики становлять великий практичний і теоретичний інтерес. При практичному використанні будь-якої реакції швидкість, з якою вона протікає, відіграє важливу роль. Так, зокрема, від швидкості реакції залежатиме тривалість технологічного процесу, продуктивність обладнання і, отже, кількість продукції, що виробляється. Наприклад, швидкість затвердіння цементу є одним із факторів, що визначають терміни введення споруди в експлуатацію. Тому дуже важливо знати, з якою швидкістю відбуватиметься та чи інша хімічна реакція в даних умовах і як потрібно їх змінити, щоб вона протікала з бажаною швидкістю. Теоретичне значення питань кінетики полягає в тому, що вивчення їх дозволяє з'ясувати багато важливих деталей хімічних процесів та глибше зрозуміти механізм взаємодії речовин. Проблема хімічної кінетики в цілому є надзвичайно складною, і низка основних питань ще чекає на своє вирішення. У розвиток вчення про швидкість реакцій великий внесок зроблено роботами низки найбільших вчених: Я.Х. Вант-Гоффа, До. Гульдберга, П. Ваазі, С. Арреніуса, та багатьох інших.

Для того щоб можна було порівняти швидкість різних хімічних процесів і оцінити вплив на неї різних факторів, швидкість треба кількісно охарактеризувати та виміряти. Розглянемо, що являє собою кількісна характеристика швидкості.

У кожній хімічній реакції є вихідні речовини та продукти реакції, що виходять в процесі її протікання. Наприклад:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

вихідні речовини — продукти реакції

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

вихідні речовини — продукти реакції

$$SO_2 + H_2S \rightarrow 3S + 2H_2O$$

вихідні речовини — продукти реакції

На самому початку процесу концентрації вихідних речовин максимальні. Продукти реакції ще тільки утворюються, та їх концентрації невеликі. З плином часу перші витрачаються, а другі накопичуються. Отже, у процесі реакції концентрації вихідних речовин знижуються, а концентрації отриманих продуктів збільшуються. Очевидно, що чим швидше протікає реакція, тим швидше відбуваються ці зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції.

Отже, щодо зміни концентрацій реагуючих речовин можна судити про швидкість протікання хімічного процесу.

Швидкість хімічного процесу це зміна концентрації реагуючих речовин в одиницю часу.

Отже швидкість хімічного процесу

$$v = \pm\frac{\Delta c}{\Delta \tau}, \qquad (1)$$

де с – концентрація, моль/л (моль/м^3); τ - час, с (хв, год і т.п.).

Загальні одиниці виміру швидкості будуть - $\left[\frac{\text{моль}}{\text{л}\cdot\text{хв}}\right], \left[\frac{\text{моль}}{\text{м}^3\cdot\text{с}}\right]$.

На рис. 1 наведено залежність зміни концентрації реагуючих речовин і продуктів реакції з часом.

Швидкості, які виражаються через концентрації окремих учасників зв’язані між собою стехіометричними коефіцієнтами. В загальному випадку для реакції

$$aA + вB \rightarrow eE + fF$$

$$v = -\frac{1}{a}\frac{\Delta C_A}{\Delta \tau} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta C_B}{\Delta \tau} = \frac{1}{e}\frac{\Delta C_E}{\Delta \tau} = \frac{1}{f}\frac{\Delta C_F}{\Delta \tau}. \qquad (2)$$

З цього можна зробити висновок, що в загальному випадку швидкості реакції за окремими компонентами не збігаються.

Приклад: A+ 3B→ E $3V_A=V_B$; $V_A= \frac{1}{3}V_B$.

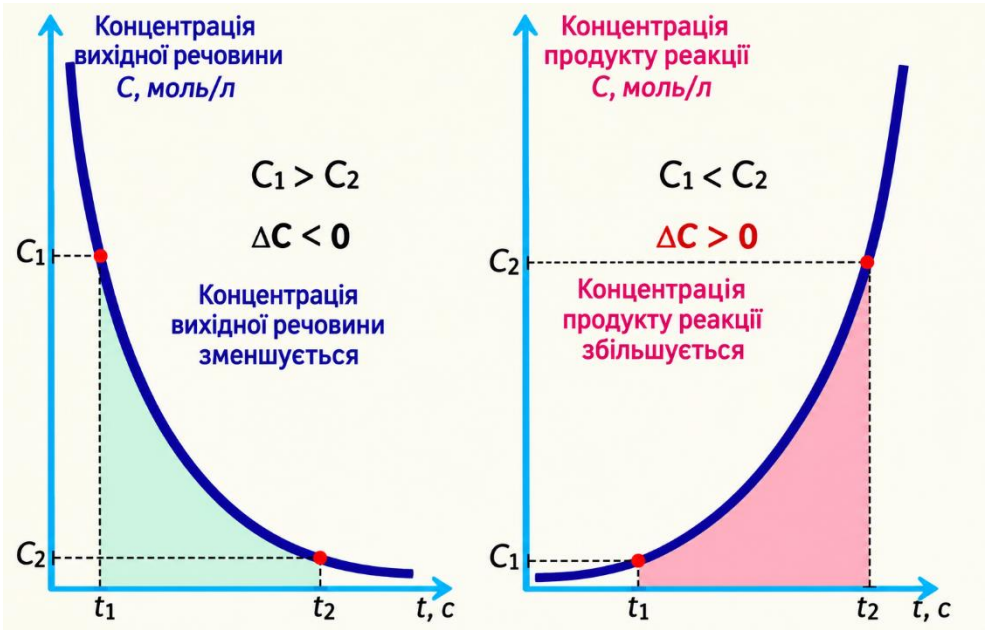


Рисунок 1 – Залежність зміни концентрації реагуючих речовин з часом

Швидкість хімічної реакції залежить:

- природи реагентів;
- концентрації реагентів (для газів від парціальних тисків);
- температури;
- природи розчинника, якщо реакція перебігає у розчині;
- каталізатора;
- часу.

Припустимо, що в системі перебігає реакція у розчині:

$$aA + вB \rightarrow eE + fF. \qquad (3)$$

Якщо ця реакція елементарна, проста, одностадійна, то математичний вираз *закону діючих мас* буде мати вигляд:

$$V = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \qquad (4)$$

де C_A та C_B – концентрації реагуючих речовин; a, b – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції; К – коефіцієнт пропорційності, константа швидкості хімічного процесу, чисельно дорівнює швидкості процесу, за умови, що концентрації реагуючих речовин дорівнюють 1. Константа швидкості хімічного процесу залежить від природи реагентів, каталізатора та температури і не залежить від часу і концентрації.

Закон діючих мас: *швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій (парціальних тисків), що реагують, у відповідних степенях.*

Рівняння (4) носить назву кінетичне рівняння швидкості хімічного процесу.

Приклад для одностадійної, простої та елементарної реакції застосування закону діючих мас: $H_2O_2 \rightarrow H_2 + 1/2O_2$ $V = K \cdot C_{H_2O_2}$.

Якщо реакція складна, тобто протікає в декілька стадій. Швидкість такої реакції буде визначатися самою повільною стадією, а показники ступеня не будуть дорівнювати стехіометричним коефіцієнтам.

У якості прикладу багатостадійного процесу можна розглянути хімічну реакцію $2NO + Cl_2 = 2NOCl$. Користуючись законом діючих мас кінетичне рівняння має бути записаний як:

$$V = K \cdot P_{NO}^2 \cdot P_{Cl_2}, \qquad (5)$$

де P_{NO} та P_{Cl_2} - тиски реагуючих речовин, оскільки процес відбувається у газовій фазі.

Але цей процес протікає в декілька стадій:

1) $NO + Cl_2 \rightarrow NOCl_2$;
2) $NOCl_2 + NO \rightarrow 2NOCl$.

Перша стадія відбувається швидко (утворюється нестійкий продукт $NOCl_2$), друга стадія повільна. Швидкість загального процесу, якщо він складається з декількох стадій визначається самою стадією, що має саму повільну швидкість та носить назву лімітуючої. Отже в нашому прикладі повільною є стадія 2, тому вона і буде визначати швидкість загального процесу. Звідси випливає, що рівняння (5) не може бути кінетичним рівнянням цього процесу, оскільки стадія 2 буде визначати швидкість загального процесу. Тоді кінетичне рівняння процесу буде записувтись як:

$$V = K \cdot P_{NOCl_2} \cdot P_{NO}, \qquad (6)$$

де P_{NOCl_2} та P_{NO} - тиски реагуючих речовин, оскільки процес відбувається у газовій фазі.

Звідси можна зробити висновок, що кінетичне рівняння хімічного процесу можна записати у випадку, коли реакція проста, елементарна, одностадійна. Для багатостадійного процесу для визначення кінетичного рівняння необхідно визначити механізм реакції експериментальним шляхом.

Сума показників ступеня у кінетичному рівняння називається загальним *порядком реакції (n)*, а величини n_a, n_b, … - *частими приватними порядками реакції* по компонентам А та В відповідно. Порядок реакції по компонентах може бути як цілим, так і дробовим, що пояснюється складним механізмом перебігу реакції. Так, для рівняння (5) порядок реакції буде визначатися як n = 2+1=3.

Порядок реакції – це формальна ознака, за якою можна описати залежність швидкості хімічної реакції від концентрації в кінетичному рівнянні реакції.

Якщо реакція є елементарною, тобто протікає в одну стадію, механізм якої відповідає рівнянню реакції, то величини n_a, та n_b збігаються зі стехіометричними коефіцієнтами. При цьому стехіометричне рівняння має бути записано так, щоб коефіцієнти перед формулами реагентів були б мінімальними цілими числами.

Для характеристики елементарних реакцій використовують поняття молекулярності.

Молекулярність (m) - це число частинок, які одночасно приймають участь у елементарному акті хімічної реакції. Для простих реакцій, що йдуть в одну стадію, молекулярність дорівнює числу молекул вихідних речовин, що визначається стехіометричним рівнянням. Якщо реакція йде в кілька стадій, то кожна зі стадій має свою молекулярність. Таким чином, для багатостадійних реакцій порядок в інтегральному (сумарному) рівнянні може відрізнятися від молекулярності, оскільки є комбінацією молекулярностей у різних стадіях. Враховуючи, що у серії послідовних процесів швидкість сумарного процесу визначається швидкістю найповільнішої стадії, то часто і загальні порядки реакції відбиваються простими цілими числами.

Відомі моно-, бі- та тримолекулярні реакції.

Прикладом мономолекулярної реакції можуть служити реакції ізомеризації, термічного розкладання, наприклад:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2 \quad m = 1$$
$$2HI \rightarrow H_2 + I_2 \quad m = 2$$
$$2NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O \quad m = 3.$$

Реакції вищої молекулярності невідомі, оскільки одночасне зіткнення чотирьох і більше молекул малоймовірно. На відміну від молекулярності, порядок реакції – поняття формальне, оскільки в більшості випадків не відтворює порядок реакції. Однак, знаючи порядок, можна судити про відповідність йому передбачуваного механізму процесу (тобто сукупності проміжних елементарних реакцій).

З точки зору вчення про кінетику, всі хімічні реакції оборотні, тобто перетворення протікає як у прямому, так і в зворотному напрямку, але з різними швидкостями. Коли швидкість прямої і зворотній реакцій

стануть рівними одна одній, настає стан хімічної рівноваги. Однак, за певних умовах (наприклад, коли продукти виводяться із зони реакції, процес може перебігати лише в одному напрямку – до практично повного зникнення вихідних речовин. До таких реакцій можуть бути віднесені і ті, константи рівноваги яких мають дуже великі значення, і концентрації вихідних речовин у стані рівноваги зневажливо малі. Такі реакції називають незворотними або односторонніми.

1.2 Кінетичні рівняння простих однобічних реакцій

Залежність концентрацій учасників реакції від часу для елементарних гомогенних, односторонніх реакцій нульового, першого, другого і третього порядку при сталому об'ємі та температури нескладно отримати з основного постулату хімічної кінетики.

Реакції нульового порядку n = 0.

Для елементарної реакції нульового порядку

$$A \rightarrow \text{продукти}.$$

Вираз для швидкості такої реакції має вигляд:

$$V = K. \tag{7}$$

Згідно з (7), швидкість реакції не залежить від концентрації та при заданій температурі реакція протікає з постійною швидкістю. Це має місце у випадках, коли витрати вихідної речовини в результаті протікання реакції заповнюється поставкою її з іншої фази. Прикладом може бути омилення водою малорозчинних у воді складних ефірів у присутності ефірного шару.

Нульовий порядок спостерігається також, якщо швидкість процесу лімітується подачею енергії, необхідної для активації молекул, що реагують. Наприклад, при фотохімічних реакціях визначальним чинником може бути кількість поглиненого світла, а не концентрація речовин.

Часто в каталітичних реакціях швидкість визначається концентрацією каталізатора і не залежить від концентрації речовин, що реагують.

Вираз для константи швидкості реакції нульового порядку має наступний вигляд:

$$K = \frac{1}{\tau}(C_0 - C). \tag{8}$$

де C_0 – початкова концентрація реагуючої речовини; C – зміна початкової концентрації на момент часу τ.

Одиниці виміру константи швидкості реакції нульового порядку будуть $\left[\left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right)\cdot\tau^{-1}\right]$.

У кінетиці часто використовується поняття ч*асу (періоду) напівперетворення*, тобто часу, за який прореагує половина вихідної речовини, $\tau_{1/2}$. Отже, для реакції нульового поряку час напівперетворення буде визначатися як:

$$\tau_{1/2}=\frac{C_0}{2K}. \qquad (9)$$

Реакції першого порядку n = 1.

Вираз для швидкості такої реакції має вигляд:

$$V=KC. \qquad (10)$$

Для елементарної реакції першого порядку

$$A \rightarrow \text{продукти}$$

кінетичне рівняння буде мати вид: $V=KC_A^1$

Рівнянням першого порядку можуть описуватись швидкості мономолекулярних реакцій (ізомеризація, термічне розкладання), а також ряд реакцій з більш складним механізмом, наприклад, гідролізу сахарози з утворенням глюкози та фруктози.

Вираз для константи швидкості реакції першого порядку має наступний вигляд:

$$K=\frac{1}{\tau}\ln\frac{C_0}{C}. \qquad (11)$$

Одиниці виміру константи швидкості реакції першого порядку будуть $\left[\tau^{-1}\right]$.

Час напівперетворення для реакцій першого прядка можна представити як:

$$\tau_{1/2}=\frac{\ln 2}{K}. \qquad (12)$$

Реакції другого порядку n = 2. Основний постулат хімічної кінетики має вигляд

$$V = KC^2. \quad (13)$$

Для елементарної реакції (або стадії) другого порядку коли в елементарному акті реагують дві однакові частки

$$2A \rightarrow \text{продукти чи } A + B \rightarrow \text{продукти}$$

кінетичне рівняння буде мати вигляд $V = KC_A^2$ $V = KC_A^1 \cdot C_B^1$.

Прикладами реакцій, швидкість яких описується рівнянням другого порядку, є: $2NO_2 \rightarrow N_2 + 2O_2$.

Вираз для константи швидкості реакції другого порядку:

$$K = \frac{1}{\tau}\left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C^0}\right). \quad (14)$$

Одиниці виміру константи швидкості реакції другого порядку будуть $\left[\left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right)^{-1} \cdot \tau^{-1}\right]$.

Час напівперетворення для реакції другого порядку буде:

$$\tau_{1/2} = \frac{1}{KC_0}. \quad (15)$$

Реакції третього порядку n = 3. Загальний вираз для швидкості має вигляд:

$$V = KC^3. \quad (16)$$

Рівняння елементарних реакцій третього порядку буде:

$$A + B + C \rightarrow \text{продукти}$$
$$A + 2B \rightarrow \text{продукти}$$
$$2A + B \rightarrow \text{продукти}.$$

Кінетичні рівняння таких процесів будуть мати вигляд:

$$V = KC_A \cdot C_B \cdot C_C \quad V = KC_A \cdot C^2 \quad V = KC_A^2 \cdot C_B.$$

Прикладом реакції, швидкість якої описується рівнянням третього порядку, є реакція окислення оксиду азоту (II) до діоксиду:

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

Для третього порядку вираз для константи швидкості буде:

$$K = \frac{1}{2\tau}\left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2}\right). \qquad (17)$$

Одиниці виміру константи третього порядку - $\left[\left(\frac{\text{моль}}{\text{л}}\right) \cdot \tau^{-1}\right]$.

Час напівперетворення реакції третього порядку визначається у відповідності:

$$\tau_{1/2} = \frac{1}{2KC_0^2}. \qquad (18)$$

Приклад 1.

У реакції першого порядку при 20 % речовини реагує за 50 с. Скільки часу потрібно, щоб ця реакція пройшла на 80%.

Рішення.

Визначаємо константу швидкості реакції. За умовами задачі у нас перший порядок, отже $K = \frac{1}{\tau}\ln\frac{C_0}{C}$. Приймаємо, що C_0 = 100% чи 1, відповідно концентрація С буде визначатися наступним чином: А → В, на початку процесу в нас було 100% початкової речовини. Через 50 с 20% речовини перейшло у продукти, отже вихідної речовини залишилося – 80%, відповідно С = 80% чи у долях 1 – 0,8.

Розраховуємо константу рівноваги: $K = \frac{1}{50}\ln\frac{1}{0,8} = 4,4 \cdot 10^{-3}$ c^{-1}.

З виразу константи швидкості виводимо формулу для розрахунку часу:

$$\tau_{80\%} = \frac{1}{K}\ln\frac{C_0}{C} = \frac{1}{4,4 \cdot 10^{-3}}\ln\frac{1}{0,2} = 365\text{с} = 6\text{хв}$$

Приклад 2.

Константа швидкості реакції першого порядку дорівнює 5,7 c^{-1}. Визначити час напівперетворення.

Рішення.

Оскільки в умовах задачі наведено, що наша реакція має перший порядок, час напівперетворення буде визначатися як: $\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{K}$. Отже

$$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{K} = \frac{0,69}{5,7} = 0,12\text{ с}.$$

2 ВПЛИВ ТЕМПЕРАТУРИ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Відомо, що швидкість більшості реакцій зі зростанням температури зростає. З підвищенням температури зростає швидкість як ендотермічних так і екзотермічних реакцій, що свідчіть про те, що тепловий ефект не належить до факторів, що зумовлюють швидкість хімічного процесу.

Для наближеної оцінки впливу температури на швидкість хімічного процесу застосовується правило Вант – Гоффа:

з підвищенням температури на кожні 10 К швидкість реакції зростає в 2-4 рази.

У відповідності цього правила вплив температури на швидкість хімічного процесу можна охарактеризувати за допомогою температурного коефіцієнта γ, який показує у скільки разів зросте швидкість реакції з підвищенням температури на 10 К у відповідності рівняння:

$$\gamma = \frac{К_{T+10}}{К_T} \text{ чи } \frac{К_{T+10}}{К_T} = \gamma^n, \qquad (19)$$

де $К_{T+10}$ та $К_T$ - константи швидкості хімічного процесу за різних температур; n – ціле чи дробове число.

Для розрахунків рівняння (19) можна представити у наступному вигляді:

$$\gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} = \frac{К_{T_2}}{К_{T_1}}\left(\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}}\right), \qquad (20)$$

де V_{T_2} та V_{T_1} - швидкості хімічного процесу за температури T_2 та T_1 відповідно, слід зауважити, що $T_2 > T_1$.

У відповідності правила Вант – Гоффа температурний коефіцієнт γ лежить в межах 2-4.

Температурний коефіцієнт можна вважати більш – менш сталим тільки у вузькому інтервалі температур.

Приклад 3.

Зі зростанням температури на 30 ^{0}C швидкість хімічного процесу зросла в 60 разів. Визначити температурний коефіцієнт цього процесу.

Рішення.

За умовами задачі нам дано, що $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 60$, а $T_2 - T_1 = 30$, отже $\gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} = \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}}$

$\gamma^{\frac{30}{10}} = 60 \quad \gamma^3 = 60 \quad \gamma = \sqrt[3]{60} = 3{,}91.$

Приклад 4.

Визначити за якої температури в (К) необхідно проводити реакцію, щоб її швидкість, у порівнянні зі швидкістю за стандартної температури збільшилась у 6 разів. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 3.

Рішення.

За умовами задачі нам дано T_1=298 К, $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 6$, $\gamma = \sqrt[3]{60} = 3$.

$\gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} = \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 3^{\frac{T_2-T_1}{10}} = 6$. Прологарифмуємо це рівняння, щоб винести показник степеню за знак логарифму. Отже,

$$\frac{T_2 - 298}{10}\lg 3 = \lg 6 \quad T_2 = 314K .$$

Приклад 5.

В скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції з підвищенням температури на 30 ^{0}C, якщо $\gamma = 4$.

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}} = 4^{\frac{30}{10}} = 4^3 = 64 .$$

В більш широкому інтервалі температур залежність константи швидкості реакції від температури виражається ***рівнянням Арреніуса***.

$$\frac{d\ln K}{dT} = \frac{E_A}{RT^2}, \qquad (21)$$

де К – константа швидкості хімічного процесу; Т – температура, R – універсальна газова стала, E_A – енергія активації хімічного процесу.

Енергія активації хімічного процесу – це надлишкова кількість енергії у порівнянні з середньою величиною, яку повинна мати молекула, щоб відбулася хімічна взаємодія.

Для гомогенних хімічних процесів лежить в межах 60 – 240 $\frac{кДж}{моль}$.

Основною умовою здійснення хімічної взаємодії є є зіткнення частинок. При цьому не кожне зіткнення реакційно здатних молекул завершується хімічною взаємодією між ними. Умовою початку реакції є *геометрична відповідність між активними центрами частинок*, яка називається *стеричним фактором*.

В процесі перебігу хімічного процесу руйнуються одні молекули та утворюються інші, відбувається зміна хімічних зв'язків і перерозподіл електронної густини. При цьому в реакційній системі є так звані *активні молекули,* що мають певний надлишок енергії порівняно з середньою енергією реакційної системи.

Активними називаються молекули, які внаслідок невпорядкованих зіткнень і перерозподілу енергії в системі набувають певного надлишку енергії та стають здатними вступити у хімічну взаємодію.

Схематично енергетичний бар'єр хімічної реакції представлено на рис.2.

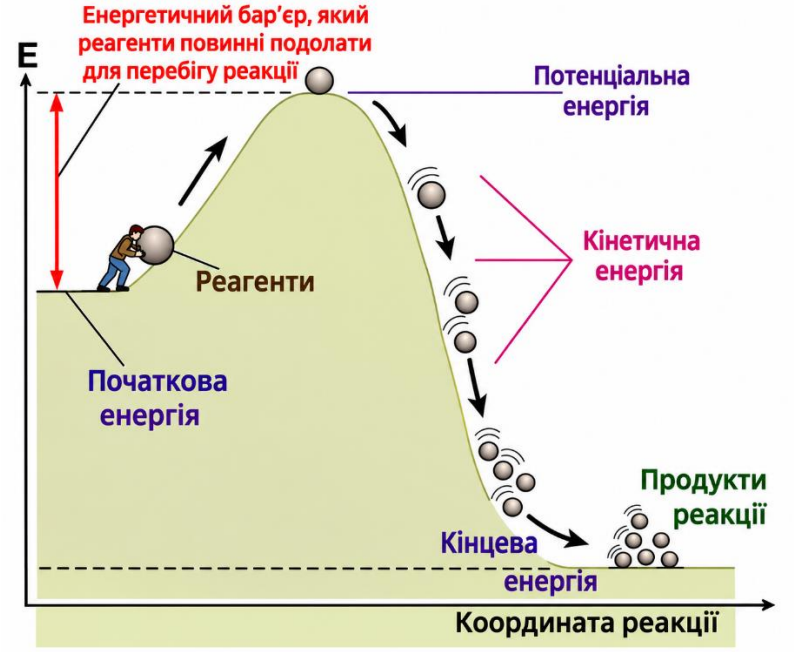


Рисунок 2 – Схема перебігу хімічного процесу через подолання енергетичного бар'єру.

Виникнення енергетичного бар'єру зумовлюється необхідністю енергетичних витрат для розриву зв'язків у молекулах вихідних реагентів і відштовхуванням між їх електронними оболонками. Отже, не кожне зіткнення є ефективним.

Ефективні зіткнення – це такі, при яких енергія молекул є не тільки достатньою для розриву старих зв'язків у молекулах вихідних реагентів, але і перевищує енергію відштовхування (тобто енергетичний бар'єр) між електронними оболонками реагуючих частинок.

При ефективних зіткненнях реакційна система проходить через проміжний стан, який називають активованим комплексом.

Активований комплекс – це перехідний стан системи при протіканні хімічної реакції, коли старі зв'язки в молекулах вихідних реагентів ще не розірвані, але вже послаблені, а нові намітилися, але ще не утворилися.

Якщо хід реакції описати рівнянням

Наприклад, хід реакції, що описується рівнянням загального вигляду

$$AB + CD \rightarrow ABCD^* \rightarrow AC + BD$$

можна виразити умовною схемою, в якій рисочками позначені існуючі хімічні зв'язки, точками – ті, що розриваються чи починають утворюватися, а буквами АВСД* – активований комплекс, при запису якого перелічують і відмічають зірочкою всі його складові частини.



Час існування активованого комплексу дуже невеликий (приблизно 10^{-13}с). При його розпаданні утворюються або продукти реакції, або знов вихідні речовини.

Енергія переходу речовини у стан активованого комплексу, яка дорівнює різниці між середньою енергією молекул системи і енергією, необхідною для перебігу хімічної реакції, називається енергією активації.

Під час хімічного процесу перехід системи від вихідних речовин з енергетичним станом $E_{вих}$ в енергетичний стан продуктів реакції $E_{прод.}$ здійснюється через енергетичний бар'єр, який визначається енергією активації реакції $E_{акт}$. При цьому різниця енергій у вихідному і кінцевому станах дорівнює тепловому ефекту реакції:

$$\Delta H = E_{прод.} - E_{вих.}$$

Якщо проінтегрувати рівняння (21) то ми отримаємо наступний вираз:

$$E_A = \frac{\ln \frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1}, \qquad (22)$$

де K_{T_2} та K_{T_1} – константи швидкості хімічного процесу за температури T_2 та T_1 відповідно. При цьому $T_2 > T_1$.

Приклад 6.

Визначити енергію активації хімічного процесу, якщо за Т=400К константа швидкості становить $4{,}5 \cdot 10^{-2}$ л/моль, а за Т=600 К – $3{,}8 \cdot 10^{-1}$ л/моль.

Рішення.

$$E_A = \frac{\ln \frac{3,8 \cdot 10^{-1}}{4,5 \cdot 10^{2}} \cdot 8,31 \cdot 400 \cdot 600}{600 - 400} = 21275 \text{ Дж} = 21,27 \text{ кДж}.$$

Приклад 7.

Для хімічного процесу енергія активації становить 87 кДж. Константа рівноваги за Т=500 К складає 5,6 $\cdot 10^{-3}$ хв$^{-1}$. Визначити константу рівноваги за температури 700 К.

Рішення.

Користуючись рівнянням (22) запишемо:

$$\ln K_{T_2} = \ln K_{T_1} + \frac{E_A (T_2 - T_1)}{T_2 \cdot T_1 \cdot R} = \ln 5,6 \cdot 10^{-3} + \frac{87(700 - 500)}{700 \cdot 500 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3}} = 0,8.$$

$$K_{T_2} = e^{0,8} = 2,23 \text{хв}^{-1}$$

Якщо необхідно знайти K_{T_1} то формула для розрахунку набуде вигляду:

$$\ln K_{T_1} = \ln K_{T_2} - \frac{E_A (T_2 - T_1)}{T_2 \cdot T_1 \cdot R}.$$

3 СКЛАДНІ ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

Складні хімічні реакції — це реакції, які відбуваються не в одну елементарну стадію, а складаються з кількох послідовних або паралельних елементарних процесів. Під час їх перебігу можуть утворюватися проміжні речовини, які надалі взаємодіють між собою або з вихідними компонентами.

На відміну від простих реакцій, для яких можна записати один елементарний акт взаємодії, складні реакції мають багатостадійний механізм.

Особливо важливими вони є в металургії, матеріалознавстві, керамічному виробництві, синтезі оксидних матеріалів та високотемпературних процесах.

Для складних реакцій характерні такі особливості:

1. Багатостадійність — реакція відбувається через декілька елементарних стадій.
2. Утворення проміжних продуктів — речовини, які виникають на одній стадії та витрачаються на наступній.
3. Різна швидкість окремих стадій — одна стадія може відбуватися швидше, інша повільніше.
4. Залежність від температури — зміна температури може впливати на швидкість кожної стадії по-різному.
5. Можливість паралельного перебігу — декілька реакцій можуть відбуватися одночасно.
6. Утворення декількох продуктів — кінцевий результат може залежати від умов проведення процесу.

Послідовні реакції

Послідовні хімічні реакції - це складні хімічні процеси, у яких продукт першої реакції стає вихідною речовиною для наступної реакції. У результаті утворення кінцевого продукту відбувається через одну або декілька проміжних стадій, рис.3.



Рисунок 3 – Схема послідовних реакцій: А вихідна речовина; В — проміжний продукт реакції; С — кінцевий продукт; $К_1$, $К_2$ – константи швидкості першої і другої реакції

Кінетика таких реакцій описується системою рівнянь:

$-\frac{dC_A}{d\tau} = K_1 C_A$	швидкість розкладу А чи утворення В, звичайна залежність для реакції першого порядку
$-\frac{dC_C}{d\tau} = K_2 C_B$	швидкість утворення С, яка дорівнює швидкості розкладу В
$\frac{dC_B}{d\tau} = K_1 C_A - K_2 C_B$	зміна концентрації В з часом і дорівнює швидкості утворення і розкладу В

Із аналізу останнього рівняння витікає, що:

1) коли $C_B \cong 0$, то $\frac{dC_B}{d\tau} \cong K_1 C_A \succ 0$, тобто концентрація В зростає;

2) коли $C_A \cong 0$, то $\frac{dC_B}{d\tau} = -K_2 C_B \prec 0$, тобто концентрація В зменшується; тобто концентрація проміжної сполуки В проходить через максимум.

3) чим більше відношення $\frac{K_1}{K_2}$, тим більше максимальна концентрація проміжної сполуки В.

Важлива особливість: концентрація проміжного продукту В спочатку зростає, досягає максимуму, а потім зменшується внаслідок його витрачання на наступній стадії.

Саме ця закономірність є характерною ознакою послідовних реакцій, рис. 4.

Приклад:

Послідовне окиснення карбону

Перша стадія — утворення карбон(II) оксиду:

$2C+O_2 \rightarrow 2CO$

Друга стадія — подальше окиснення карбон(II) оксиду:

$2CO+O_2 \rightarrow 2CO_2$

CO є проміжним продуктом, а CO_2 — кінцевим продуктом.

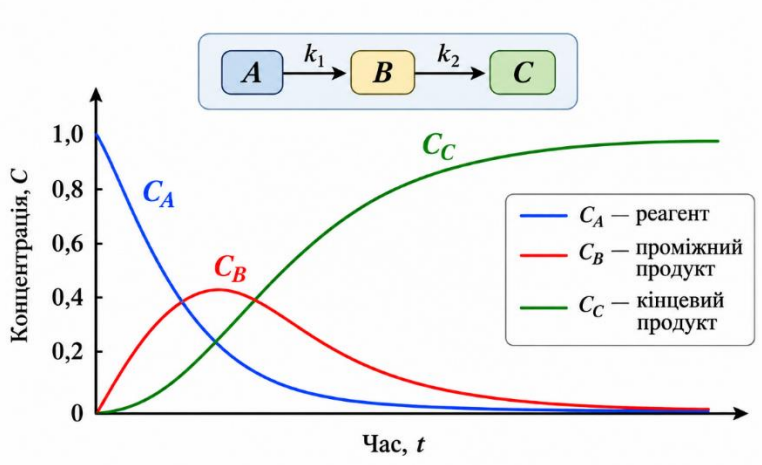


Рисунок 4 – Зміна концентрації реагентів послідовних реакцій

Паралельні реакції

Паралельні реакції — це складні хімічні процеси, у яких одна й та сама вихідна речовина одночасно або за однакових умов вступає у дві чи більше незалежні реакції з утворенням різних продуктів.

На відміну від послідовних реакцій, у паралельних процесах вихідна речовина витрачається за кількома напрямами, а продукти утворюються незалежно один від одного, рис. 5.

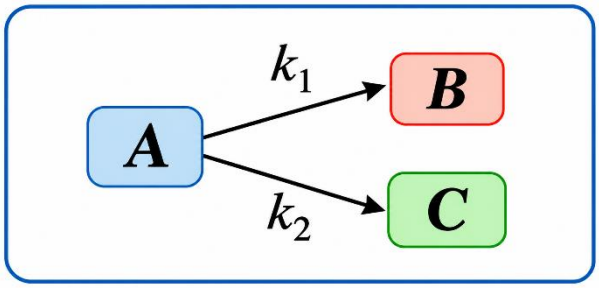


Рисунок 5 – Схема паралельних реакцій

A - вихідна речовина; B і C - продукти реакцій; K_1 та K_2 - константи швидкості відповідних реакцій.

Обидві реакції відбуваються незалежно, але конкурують за одну вихідну речовину.

Швидкість такої реакції виражається рівнянням:

$$-\frac{dC_C}{d\tau} = K_1 C_A + K_2 C_A = (K_1 + K_2) C_A = K C_A$$

к – константа швидкості реакції, яка дорівнює сумі констант швидкостей окремих паралельних реакцій.

Якщо швидкості окремих стадій виразити через концентрації продуктів реакції то

$$V_1 = \frac{dC_B}{d\tau} = K_1 C_A \quad V_2 = \frac{dC_C}{d\tau} = K_2 C_A,$$

звідси $\frac{C_B}{C_C} = \frac{K_1}{K_2}$,

тобто, співвідношення концентрацій продуктів реакції на протязі всієї реакції залишається постійним і дорівнює відношенню констант швидкостей відповідних реакцій. Залежність зміни концентрації реагуючих речовин для параллельних оеакцій наведено на рис.4.

На співвідношення швидкостей і вихід продуктів впливають:

1. Температура — змінює швидкості окремих реакцій відповідно до рівняння Арреніуса.

2. Концентрація реагентів — визначає швидкість кожного реакційного напряму.

3. Каталізатори — можуть прискорювати один із напрямів і змінювати співвідношення продуктів.

4. Хімічний склад системи — впливає на термодинамічну можливість і кінетику реакцій.

5. Тривалість процесу — визначає ступінь перетворення вихідних речовин.

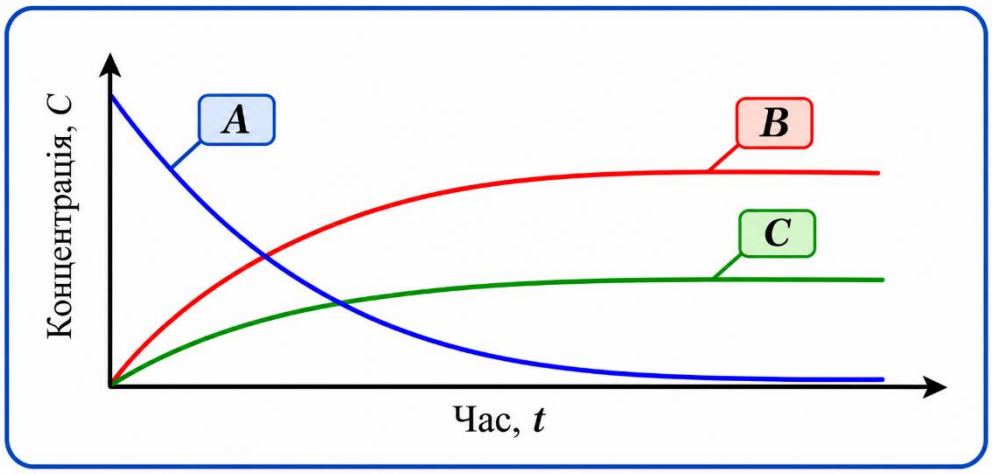


Рисунок 6 – Зміна концентрації реагуючих речовин для паралельних реакцій

Паралельні реакції мають важливе значення під час високотемпературної обробки багатокомпонентних оксидних систем. Вони можуть зумовлювати одночасне утворення кількох фаз, зокрема силікатів, алюмінатів і шпінелей.

Наприклад, у системі $CaO–Al_2O_3–SiO_2$ можливе утворення різних кальційвмісних сполук. Співвідношення цих фаз залежить від температури, складу шихти та кінетичних умов процесу.

Отже, головна особливість паралельних реакцій полягає в тому, що одна вихідна речовина перетворюється за кількома реакційними напрямами, утворюючи різні продукти. Це явище особливо важливе для аналізу складних хімічних і металургійних процесів, у яких одночасно формуються декілька продуктів реакції.

Якщо реакції відрізняються по швидкості, то реакція з більшою швидкістю зветься головною, а інші побічні.

Оборотні реакції

Оборотними називають хімічні реакції, які за однакових умов можуть відбуватися одночасно у двох протилежних напрямках: від вихідних речовин до продуктів реакції та від продуктів реакції до вихідних речовин.

Під час таких реакцій утворені продукти не залишаються незмінними, а можуть взаємодіяти між собою з утворенням початкових речовин.

Оборотні реакції позначають подвійною стрілкою (⇄), яка вказує на можливість перебігу процесу в обох напрямках.

Загальну схему оборотної реакції наведено на рис. 7.

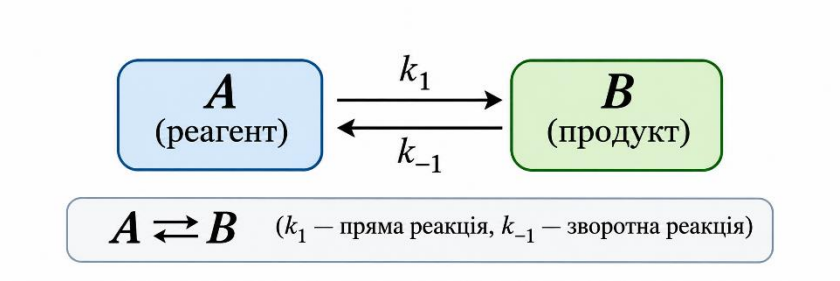


Рисунок 7 – Схема оборотних реакцій

Швидкість такої реакції $V = -\frac{dC_A}{d\tau} = \frac{dC_B}{d\tau} = \vec{V} - \overleftarrow{V}$, тобто дорівнює різниці швидкостей прямої і зворотної реакції.

Особливість таких реакцій в тім, що вони йдуть не до кінця, а до стану рівноваги. З часом концентрація А і швидкість прямої реакції зменшується, а концентрація В і швидкість зворотної реакції збільшується. Коли швидкості прямої та зворотної реакції становляться рівними одна одній, настає динамічна рівновага, при цьому:

$$\vec{V} = \overleftarrow{V}, V = 0, \vec{K}C_A = \overleftarrow{K}C_B; \frac{C_B}{C_A} = \frac{\vec{K}}{\overleftarrow{K}} = K_C$$

K_C – константа рівноваги.

На початку реакції, коли концентрація вихідних речовин є найбільшою, швидкість прямої реакції зазвичай висока. У міру витрачання вихідних речовин вона поступово зменшується, рис. 8.

Одночасно з утворенням продуктів реакції зростає швидкість зворотної реакції, оскільки збільшується концентрація речовин, здатних взаємодіяти у зворотному напрямку.

Таким чином, у системі відбуваються два одночасні процеси:

- пряма реакція — швидкість поступово зменшується;
- зворотна реакція — швидкість поступово збільшується.

Через певний час настає стан хімічної рівноваги.

Приклад. Утворення йодоводню

$H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$

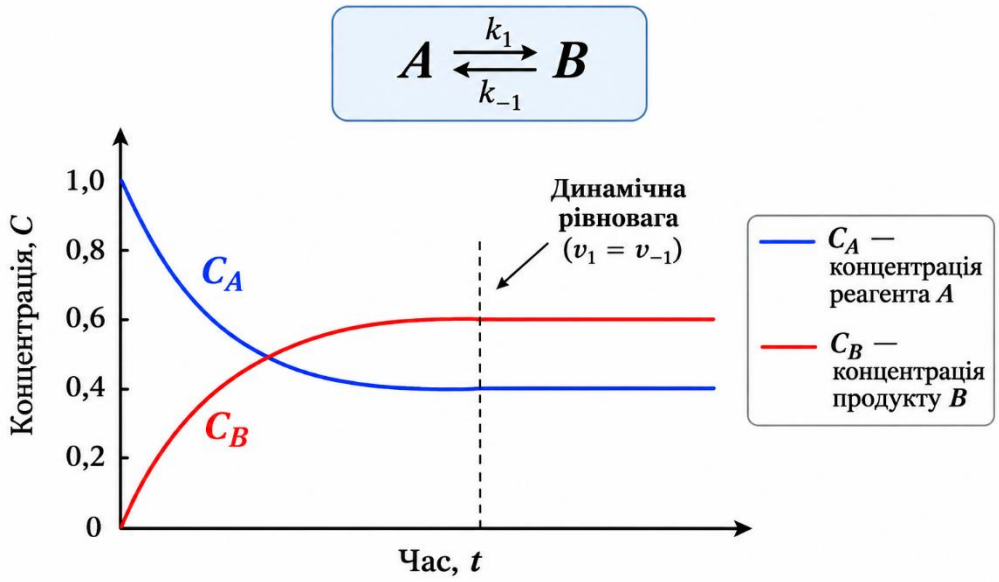


Рисунок 8 – Зміна концентрацій при перебігу оборотних реакцій

Водень реагує з йодом з утворенням йодоводню. За тих самих умов йодоводень може розкладатися на водень і йод.

Оборотні хімічні реакції мають велике значення в природі, промисловості та біологічних процесах.

Вони лежать в основі:

- синтезу амоніаку для виробництва азотних добрив;
- виробництва сульфатної кислоти;
- промислового синтезу багатьох органічних сполук;
- процесів газообміну та встановлення кислотно-основної рівноваги в біологічних системах.

Спряжені реакції

Це складні хімічні реакції, у яких дві або більше реакцій перебігають одночасно, причому одна з них (термодинамічно вигідна) забезпечує перебіг іншої, яка самостійно за певних умов відбувалася б дуже повільно або взагалі не відбувалася.

Іншими словами, одна реакція сприяє перебігу іншої завдяки спільному механізму або перенесенню енергії.

Спряжені реакцій відбувається тоді, коли між окремими хімічними перетвореннями існує взаємозв'язок. Енергія, що виділяється під час однієї реакції, використовується для здійснення іншої.

Наприклад, реакція А може бути енергетично вигідною, але реакція В — енергетично невигідною. Якщо ці процеси спряжені, сумарна реакція може відбуватися самовільно.

Для цього має виконуватися умова:

$\Delta G_{заг}=\Delta G_1 + \Delta G_2 < 0$

де ΔG_1 - зміна вільної енергії першої реакції; ΔG_2 - зміна вільної енергії другої реакції; $\Delta G_{заг}$ - сума зміни вільної енергії системи.

Прикладом спряженої реакції може бути реакція окиснення глюкози супроводжується відновленням кисню:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

Спряжені реакції мають особливе значення для функціонування живих організмів. Вони забезпечують:

1. Синтез білків, ліпідів, вуглеводів та інших органічних сполук.
2. Активний транспорт речовин через клітинні мембрани.
3. Передавання та перетворення енергії в клітинах.
4. Забезпечення м'язового скорочення.
5. Підтримання обміну речовин і гомеостазу.

Спряжені реакції є важливим типом складних хімічних перетворень, за яких один процес сприяє перебігу іншого. Їхня основна роль полягає в узгодженні енергетично вигідних і невигідних процесів. Особливе значення вони мають у біохімії, фармацевтичній хімії, клітинному метаболізмі та промисловому синтезі.

Важливо: супряження реакцій не слід плутати з послідовним перебігом реакцій. Для супряження принциповим є саме енергетичний або механістичний зв'язок між процесами.

4 КІНЕТИКА ГЕТЕРОГЕННИХ ПРОЦЕСІВ

Гетерогенні процеси – процеси, які перебігають на границі поділу фаз. У частому випадку реагуючи речовини знаходяться у різних фазах, чи утворюють нові фази.

Прикладом можуть бути реакції розкладу твердої речовини $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$; взаємодія газів з рідинами і твердими речовинами, електрохімічні реакції.

Гетерогенні хімічні процеси, як правило, супроводжуються фізичними гетерогенними процесами (поліморфні перетворення, плавлення, конденсація, випаровування, розчинення).

Гетерогенні процеси важко піддаються узагальненню. Найбільш вивчена кінетика гетерогенних процесів розчинення твердих речовин у рідинах.

Розглянемо цей процес:

Нехай тверда речовина А реагує на поверхні з речовиною в розчині $B_{(р)}$, з утворенням продукту реакції $AB_{(р)}$ в розчині, рис. 9.

$$A_{(т)} + B_{(р)} \rightarrow AB_{(р)}.$$

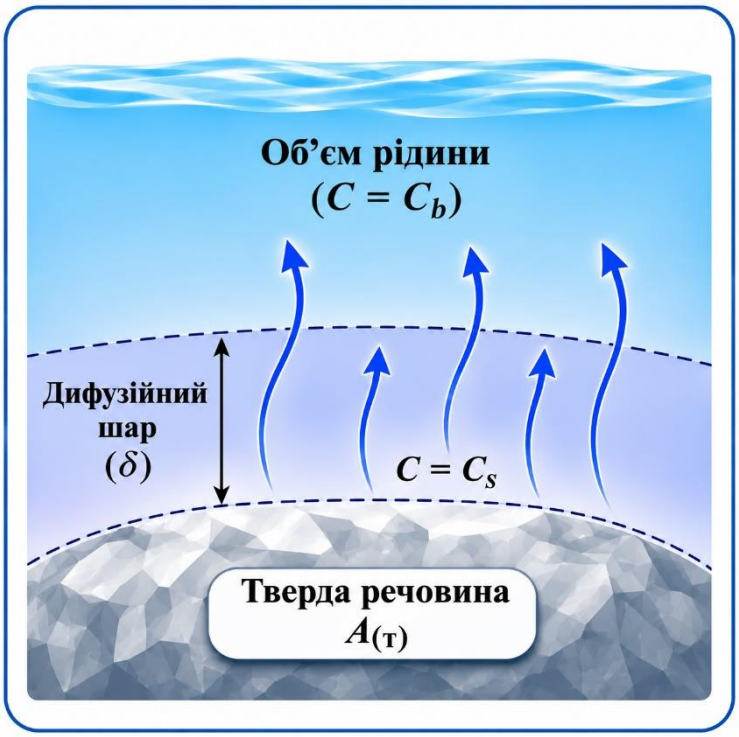


Рисунок 9 – Схема розчинення твердої речовини у рідині.

Для прикладу розглянемо такий процес:

$$MgO_{(тв)} + 2HCl \rightarrow MgCl_{2(р)} + H_2O.$$

Ця реакція перебігає на поверхні поділу фаз $MgO_{(ТВ)}$ – розчин.

Гетерогенний процес складається з таких послідовних стадій:

1) доставка речовини з розчину до поверхні твердого тіла;

2) хімічна реакція на поверхні твердого тіла;

3) відвід продуктів реакції у глибину розчину.

2 – міжфазна реакція.

1-3 – транспортні стадії (підвід і відвід речовин) звуться масопереносом чи масопередачою. Ці процеси здійснюються за рахунок дифузії чи конвекції.

Дифузія – процес самодовільного вирівнювання концентрацій. Переміщення молекул речовини в нерухомому середовище під впливом градієнту концентрацій.

Кількісні закони дифузії описує 1 закон Фіка.

$$dm = -DS\frac{dc}{dx}d\tau$$

Маса речовини, яка переміщується за рахунок дифузії в напрямку x через перпендикулярну цьому напрямку площадку за час $d\tau$, пропорційна площі цієї площадки S, часу $d\tau$ і градієнту концентрацій $\frac{dc}{dx}$ вздовж цього напрямку.

D – коефіцієнт пропорційності, коефіцієнт дифузії. Він показує кількість речовини, що дифундує в одиницю часу, крізь одиницю поверхні при градієнті концентрації =1.

	S=1	$\frac{dc}{dx}=1$	D
СГС	$см^2$	$\frac{моль}{см^4}$	$\frac{см^2}{с}$
СІ	$м^2$	$\frac{моль}{м^4}$	$\frac{м^2}{с}$

„-„ в рівнянні вказує на напрямок потоку в бік зменшення концентрацій.

Кожна з цих стадій може буди лімітуючою, тобто мати саму повільну швидкість.

Якщо транспортні стадії перебігають з більшою швидкістю, а реакція на межі поділу фаз буде мати малу швидкість, то процес йде в кінетичній області.

Якщо міжфазна реакція перебігає швидше, а процес лімітується швидкість масопереносу, то реакція перебігає в дифузійній області.

При збільшенні температури D збільшується, оскільки зменшується в’язкість середовища.

Залежність коефіцієнта дифузії від температури описується наступним рівнянням: $\frac{d\ln D}{dT} = \frac{E_D}{RT^2}$

де E_D – енергія активації дифузії.

Для гетерогенних процесів $E_D < 20 \left[\frac{кДж}{моль}\right]$. (Для хімічних процесів E_A= 80-240 $\left[\frac{кДж}{моль}\right]$.

Звідси можна зробити висновок, що швидкість дифузійних процесів менше залежить від температури чим швидкість хімічних процесів.

$\gamma_D = 1{,}1 - 1{,}4$, тобто при підвищенні температури на 1^0C коефіцієнт дифузії зростає на 1-4 %.

5 КАТАЛІТИЧНІ ПРОЦЕСИ

Каталіз є одним із найважливіших явищ хімічної кінетики, що полягає у зміні швидкості хімічної реакції під впливом спеціальних речовин - каталізаторів. Каталітичні процеси відіграють визначальну роль у сучасній хімічній технології, металургії, нафтохімії, виробництві полімерних матеріалів, фармацевтичній промисловості, біохімічних системах та технологіях захисту навколишнього середовища.

Каталізом називають явище зміни швидкості хімічної реакції під дією каталізатора, який бере участь у проміжних стадіях хімічного перетворення, але після завершення повного каталітичного циклу відновлює свій початковий хімічний стан.

Каталізатор забезпечує перебіг реакції за альтернативним механізмом, який характеризується меншою енергією активації порівняно з некаталітичним шляхом. Унаслідок цього збільшується кількість ефективних зіткнень реагуючих частинок і підвищується швидкість утворення продуктів реакції.

Принциповою особливістю каталізу є те, що каталізатор не змінює термодинамічних характеристик хімічної реакції, зокрема стандартної зміни енергії Гіббса, ентальпії та положення хімічної рівноваги. Його вплив обмежується кінетичними характеристиками процесу, тобто швидкістю досягнення рівноважного стану.

Каталізатор – це речовина, яка на окремих стадіях хімічного процесу вступає у взаємодію з молекулами реагуючих речовині різко змінює швидкість реакції, залишаючись в хімічно незмінному вигляді. Концентрація каталізатора завжди мала і не змінюється до кінця реакції.

„+” каталізатор, який підвищує швидкість хімічної реакції.

„-„ каталізатор який зменшує швидкість хімічної реакції – *інгібітор.*

Дія каталізаторів на швидкість хімічних реакцій полягає в тому, що вони знижують енергію активації хімічної реакції.

Застосування каталізаторів не впливає на стан рівноваги реакції, а лише збільшує швидкість, з якою досягається ця рівновага, тобто збільшує швидкість прямої і зворотної реакції.

Речовини, які збільшують каталітичну активність каталізатору звуться промоторами чи активаторами.

За фазовим станом реагентів і каталізатора розрізняють гомогенний та гетерогенний каталіз. Окрему групу становить ферментативний каталіз, характерний для біохімічних процесів.

Гомогенним називають каталіз, за якого каталізатор і реагуючі речовини перебувають в одній фазі - газовій або рідкій.

У таких системах взаємодія каталізатора з реагентами відбувається в усьому об'ємі реакційного середовища. Відсутність міжфазної поверхні сприяє рівномірному розподілу каталізатора та забезпечує високу доступність його активних частинок.

До переваг гомогенного каталізу належать висока активність каталізаторів, можливість точного регулювання складу реакційного середовища та забезпечення високої селективності процесів.

Основним недоліком є складність відокремлення каталізатора від продуктів реакції. У багатьох випадках це потребує застосування додаткових технологічних операцій, зокрема екстракції, ректифікації або хімічного осадження.

Гетерогенним називають каталіз, за якого каталізатор і реагуючі речовини перебувають у різних фазах. Найчастіше каталізатор є твердою речовиною, а реагенти перебувають у газовій або рідкій фазі.

Особливістю гетерогенного каталізу є те, що хімічні перетворення відбуваються переважно на поверхні каталізатора, де розташовані активні центри.

Активними центрами називають ділянки поверхні каталізатора, які характеризуються підвищеною здатністю до адсорбції та активації молекул реагентів.

Гетерогенний каталітичний процес зазвичай включає такі стадії:

1. Перенесення реагентів із об'єму газової або рідкої фази до зовнішньої поверхні каталізатора.
2. Дифузію реагентів у пори каталізатора, якщо він має пористу структуру.
3. Адсорбцію молекул реагентів на активних центрах.
4. Хімічне перетворення адсорбованих частинок.
5. Десорбцію утворених продуктів.
6. Перенесення продуктів із поверхні каталізатора в об'єм реакційного середовища.

Швидкість гетерогенного каталітичного процесу визначається сукупністю кінетичних і масообмінних явищ. Залежно від температури, структури каталізатора, концентрації реагентів та гідродинамічних умов лімітуючою може бути як поверхнева хімічна реакція, так і перенесення речовини.

ЗАВДАННЯ ДО ВИКОНАННЯ ІНДИВІДУАЛЬНОГО ЗАВДАННЯ

Завдання 1.

В реакції першого порядку X% вихідної речовини прореагувало за $т_1$ години. Скільки відсотків речовини прореагує за $т_2$ годин. Дані для розрахунків наведено у Таблиці 1.

Завдання 2. Визначити невідомі величини. Вихідні дані наведено у таблиці 2.

Таблиця 1 – Вихідні дані до завдання 1

Варіант	X,%	$т_1$, ч	$т_2$, ч
1	5	0,3	1
2	10	0,5	1,5
3	15	0,4	2
4	20	0,6	4
5	25	0,7	3,8
6	30	1	2,6
7	35	2	5,6
8	40	3	7
9	45	0,8	1,8
10	50	0,9	1,3
11	55	1,2	2
12	7	1,4	4,5
13	9	1,5	2,6
14	12	1,6	4,4
15	14	2	5
16	16	1,8	3
17	17	1,9	2,8
18	18	2,1	3,2
19	22	23	45
20	24	7	13
21	26	4	9
22	28	15	20
23	32	22	40
24	34	11	14
25	36	10	12

Таблиця 2 – Вихідні дані до завдання 2

Варіант	T_1, К	K_1	T_2, К	K_2	$\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}}\left(\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}}\right)$	E_A, $\left[\frac{кДж}{моль}\right]$	γ
1	290	0,03	300	0,05	-		
2	423		500	3,4	-	150	
3	235	-	245	-		50	
4	200	35	400			180	2,2
5	298	0,004	348	0,04	-		
6	400	-	600	-	100		
7	283	-	315	2,05		85	
8	350	-	370	-	20		
9	323	1,0	353		-	70	
10	303	0,05	323	2,0	-		
11	300	32	350		-	120	
12	400	-	700	-	10		
13	420	5	450		-		2
14	630	20	645	40	-		
15	500	-	800	-	15		
16	450	3,2	480	6	-		
17	560		580	8	-		4
18	440		460	7,4	-	220	
19	510	-	540	-	14		
20	330		380	5,4	-	180	
21	800	3,9	820	8,6	-		
22	430	-	440	-			3,3
23	360	-	380	-	25		
24	660	-	640	-			2,3
25	390	45	410		-		2

ПЕРЕЛІК РЕКОМЕНДОВАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Самойленко С. О., Отрошко Н. О., Аксьонова О. Ф., Добровольська В. О. Фізична хімія. Київ : Світ книг, 2020. 340 с.
2. Брускова Д.-М. Я., Кущевська Н. Ф., Малишев В. В. Фізична та колоїдна хімія. Київ : Університет «Україна», 2020. 530 с.
3. Крячко Г. Ю. Конспект лекцій з дисципліни «Теоретичні основи процесів (за фахом)». Розділ 1 «Теоретичні основи металургійних процесів». Кам'янське : ДДТУ, 2019. 68 с.
4. Atkins P. Physical Chemistry. New Yourk : W. H. Freeman and Company, 2019. 1085 p.
5. Каменська Т. А., Рудницька Г. А., Пономарьов М. Є. Фізична хімія. Хімічна термодинаміка. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2021. 257 с.
6. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. Київ : Книжкове видавництво НАУ, 2007. 645 с.
7. Основи колоїдної хімії: фізико – хімія поверхневих явищ і дисперсних систем: підручник / М. О. Мчедлов – Петросян та ін. Харків : ХНУ ім. В. Н. Карабіна, 2004. 300 с.
8. Ковальчук Є. П., Решетняк О. В. Фізична хімія : підручник. Львів : Видавничий центр ЛНУ імені Івана Франка, 2007. 800 с.
9. Гомонай В. І. Фізична та колоїдна хімія : підручник для студ. вищ. навч. заклад. Вид. 3-тє. Вінниця : Нова Книга, 2014. 496 с.
10. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія : навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2016. 164с.
11. Фізична та колоїдна хімія : підручник / О. Д. Мельник та ін. Івано-Франківськ : ІФНТУНГ Факел, 2007. 174 с.
12. Кострищцький А. І., Калінков О. Ю., Тіщенко В. М., Берегова О. М. Фізична та колоїдна хімія : навчальний посібник. Дніпропетровськ : ЦУЛ, 2008. 496 с.
13. Слободянюк Р. Є. Фізична і колоїдна хімія : навчальний посібник. Львів : Компакт –ЛВ, 2007. 336 с.
14. Фізична та колоїдна хімія. Збірник задач : навч. посібник для студ. вищ. фармац. закладів освіти / В. І. Кабачний та ін. ; за ред. В. І. Кабачного. Харків : Вид-во НФАУ : Золоті сторінки, 2001. 208 с.
15. Теоретичне дослідження фізико-хімічних та кінетичних аспектів процесу фільтрації розплавів алюмінію з використанням керамічних фільтрів / В. Г. Єфімова та ін. *Метал та литво України*. 2023. № 3. https://doi.org/10.15407/steelcast2023.03.056
16. Єфімова В.Г., Смірнов Ю.О. Фізико-хімічні особливості рафінування сталі у проміжному ковші з використанням реакційної камери. *Вчені записки ТНУ імені В.І. Вернадського. Серія: Технічні науки.* 2025. №3. С. 199-204. https://doi.org/10.32782/2663-5941/2025.3.1/26

17. Єфімова В.Г., Малій Х.В., Смірнов Ю.О., Пилипенко Т.М. Формування неметалевих включень у процесі їх модифікування кальцієм. *Науковий журнал Метінвест Політехніки*. 2025. №3. С. 152-157. https://doi.org/10.32782/3041-2080/2025-3-19

18. Єфімова В.Г., Скоробагатько Ю.П. Флотація неметалевих включень під час продування рідкої сталі аргоном. *Науковий журнал Метінвест Політехніки.* 2025. №4. С. 180-186. https://doi.org/10.32782/3041-2080/2025-4-24

Навчально-методичне видання

Єфімова Вероніка Гаріївна

Малій Олександр Геннадійович

ФІЗИЧНА ХІМІЯ ПІРОМЕТАЛУРГІЙНИХ ПРОЦЕСІВ:

методичні рекомендації до виконання Індивідуального завдання 2
«Кінетика хімічних процесів»

Самостійне електронне мережеве видання

Публікується в авторський редакції