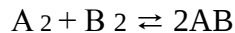


Лекція 8. Тема: Хімічна рівновага. Оборотні та необоротні реакції

Хімічна рівновага - стан хімічної системи, в якому оборотно протікає одна або кілька хімічних реакцій, причому швидкості в кожній парі пряма-зворотна реакція рівні між собою. Для системи, що перебуває в хімічній рівновазі, концентрації реагентів, температура і інші параметри системи не змінюються з часом.



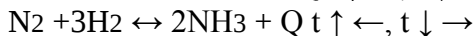
1. Зміщення хімічної рівноваги

Положення хімічної рівноваги залежить від наступних параметрів реакції: температури, тиску і концентрації. Вплив, який чинять ці фактори на хімічну реакцію, підпорядковуються закономірності, яка була висловлена в загальному вигляді в 1885 французьким ученим Ле-Шательє.

Фактори що впливають на хімічну рівновагу:

1) температура

При збільшенні температури хімічна рівновага зміщується в бік ендотермічний (поглинання) реакції, а при зниженні в сторону екзотермічної (виділення) реакції.



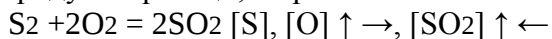
2) тиск

При збільшенні тиску хімічна рівновага зміщується в бік меншого обсягу речовин, а при зниженні в бік більшого об'єму. Цей принцип діє тільки на гази, тобто якщо в реакції беруть участь тверді речовини, то вони в розрахунок не беруться.



3) концентрація вихідних речовин та продуктів реакції

При збільшенні концентрації одного з вихідних речовин хімічна рівновага зміщується в бік продуктів реакції, а при збільшенні концентрації продуктів реакції - у бік вихідних речовин.



Каталізатори не впливають на зміщення хімічної рівноваги!

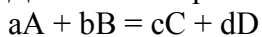
Зворотні і незворотні хімічні реакції

Зворотними називають реакції, після перебігу яких вихідні речовини повністю не витрачаються.

Незворотними називають реакції, після перебігу яких хоча б одна з вихідних речовин витрачається повністю.

Закон діючих мас для системи у стані хімічної рівноваги - добуток концентрацій продуктів реакції розділений на добуток концентрацій вихідних речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, при даній температурі є величиною постійною.

Для елементарної гомогенної реакції:



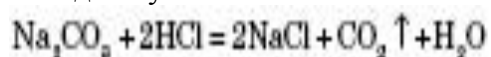
$KC = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$, де KC - константа хімічної рівноваги, залежить від температури і природи реагуючих речовин.

Принцип Ле-Шательє - якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, піддається зовнішній дії, то стан рівноваги змінюється таким чином, що дана дія зменшується.

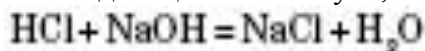
Хімічна рівновага. Хімічні реакції, які за одних і тих самих умов можуть іти в протилежних напрямках, називаються оборотними. У випадку, якщо за даних умов реагенти повністю перетворюються на продукти реакції, реакції називаються необоротними.

Умови необоротності хімічних реакцій

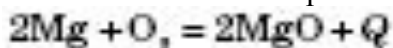
1) Продукти, що утворюються, виводяться зі сфери реакції — випадають у вигляді осаду, виділяються у вигляді газу:



2) Утворюються малодисоціюючі сполуки, наприклад вода:



3) Виділяється велика кількість енергії:



Оборотні реакції не йдуть до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги — такого стану системи реагуючих речовин, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій однакові.

Стан хімічної рівноваги можна змістити в той або інший бік зміною зовнішніх умов: температури, тиску, концентрації речовин, що беруть участь у реакції. Ці зміни визначаються принципом

динамічної рівноваги— принципом Ле Шательє: зовнішня дія на рівноважну систему зміщує рівновагу в напрямі ослаблення ефекту цієї дії.

Із принципу Ле Шательє випливає:

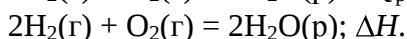
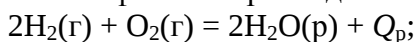
1) при збільшенні концентрації однієї з реагуючих речовин рівновага зміщується у бік витрачання цієї речовини, а при зменшенні концентрації — у бік її утворення;

2) зміна тиску зміщує рівновагу тільки в газових системах.

Зі збільшенням тиску рівновага зміщується у бік зменшення об'єму (кількості речовини) газоподібних речовин, із зменшенням тиску — у бік збільшення об'єму (кількості речовини) газоподібних речовин. Якщо реакція проходить без зміни числа молекул (кількості речовини) газоподібних речовин, то тиск не впливає на стан рівноваги; 3) під час підвищення температури рівновага зміщується у бік перебігу ендотермічної реакції, під час зниження температури — екзотермічної реакції.

Хімічні реакції, які протікають з порівнянними швидкостями в обох напрямках, називаються оборотними. У таких реакціях утворюються рівноважні суміші реагентів і продуктів, склад яких далі вже не змінюється з часом. Наприклад, при нагріванні відбуваються наступні перетворення:

Термохімічні рівняння реакцій - рівняння в яких вказано агрегатний стан реагуючих речовин і тепловий ефект. Наприклад:



$Q_{\text{р}}$ - тепловий ефект процесу при постійному тиску.

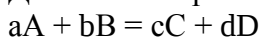
ΔH - ентальпія; $\Delta H = - Q_{\text{р}}$.

Екзотермічні реакції - реакції, що протікають з виділенням теплоти $Q_{\text{р}} > 0$;

Ендотермічні реакції - реакції, що протікають з поглинанням теплоти $Q_{\text{р}} < 0$.

Закон діючих мас для системи у стані хімічної рівноваги - добуток концентрацій продуктів реакції розділений на добуток концентрацій вихідних речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, при даній температурі є величиною постійною.

Для елементарної гомогенної реакції:

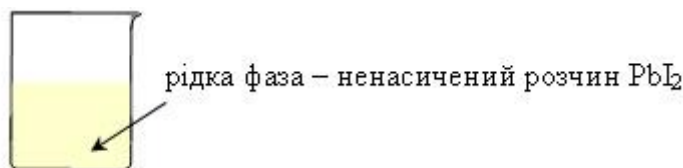


$K_{\text{с}} = [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b / ([\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b)$, де $K_{\text{с}}$ - константа хімічної рівноваги, залежить від температури і природи реагуючих речовин.

Термодинамічна система - сукупність речовин, що взаємодіють, яка мислено або фактично відокремлена від навколишнього середовища

Фаза - однорідна у всіх точках за складом і властивостями частина системи, яка відокремлена від інших частин системи поверхнею розділу фаз

За фазовим складом системи класифікують на **гомогенні** (однорідні)

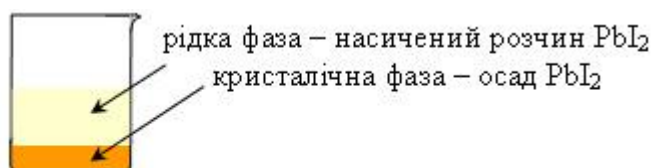


гомогенна система

і **гетерогенні** (неоднорідні).

Прикладом гомогенних систем можуть бути: суміш газів, рідкий розчин, індивідуальний кристал.

Прикладом гетерогенних можуть бути системи: газ-рідина, газ-кристал, рідина-кристал, тощо.



гетерогенна система