**Основні закономірності перебігу хімічних реакцій. Хімічна кінетика та хімічна рівновага**

План

1. Хімічна кінетика: основні поняття
2. Залежність швидкості реакціїї від різних чинників
3. Оборотні та необоротні хімічні реакції.
4. Хімічнарівновага умови її зміщення*.*

***Хімічна кінетика*** - розділ хімії, що **вивчає механізм протікання хімічної** **реакції через вивчення швидкості хімічної реакцій та її залежности від різних факторів.**

**Швидкість хімічної реакції** вимірюється зміною концентрації реагуючих речовин за одиницю часу.

 **Середня швидкість** реакції за даний проміжок часу:

Якщо віднести зміну реагуючих речовин до нескінченно малого проміжку часу, то визначають **істинну швидкість реакції у даний момент часу** як похідну від концентрації у часі:

Швидкість завжди «+», зміна концентрації реагуючих речовин від’ємна, т. я. їх концентрація у часі зменшується, тому знак «-». Для продуктів реакції похідна і швидкість «+».

 **Найважливіші фактори впливу швидкість:**

1)-хімічна природа реагуючих речовин;

2)-концентрація реагуючих речовин;

3)-температура;

4)-тиск;

5)-наявність каталізатора.

Вплив цих факторів на швидкість реакції ***залежить від типу системи,*** в якій відбувається реакція.

**Система -** це суміш речовин у певному обмеженому об’ємі. Складові частини системи, що мають однакові фізичні і хімічні властивості і відокремлені від інших частин поверхнями розділу, називаються фазами.

***Гомогенна система*** складається з однієї фази. Наприклад, реакція між газоподібними речовинами.

***Гетерогенна система*** складається з декількох фаз. Наприклад, реакція горіння твердих речовин.

На відміну від гомогенних систем, де взаємодія відбувається у всьому об’ємі реагуючих речовин, гетерогенні реакції відбуваються тільки на поверхні розділу фаз, де стикаються реагуючі речовини.

***1.Вплив природи реагуючих речовин*** на швидкість реакції.

 Сполуки ***з іонним або ковалентним полярним зв’язком*** у водних розчинах дисоційовані і тому взаємодіють між собою досить швидко.

Швидкість взаємодії ***сполук з неполярним зв’язком*** різна і залежить від їх хімічних властивостей. Наприклад, реакція водню з фтором протікає дуже швидко (з вибухом) при кімнатній температурі, а реакція водню з бромом відбувається значно повільніше навіть при нагріванні. Це пояснюється тим, що хімічна спорідненість водню до фтору значно більша, ніж до брому.

***2.Вплив концентрації*** реагуючих речовин на швидкість реакції виражається

**законом діючих мас (ЗДМ) *: швидкість хімічної реакції при постійній температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин,*** ***взятих в ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнам, які стоять перед формулою даної речовини у рівнянні:***





При концентрації 1 моль/л Ѵ=k, тобто константа швидкості реакції дорівнює швидкості реакції при концентрації реагуючих речовин, дорівнює 1.

 ***Умовою хімічної рівноваги є : Ѵпр=Ѵобер,***

***Кількісно стан рівноваги описується константою рівноваги Крів:***

При ***концентрації 1 моль/л Ѵ=k,*** тобто

 ***константа швидкості реакції дорівнює швидкості реакції при концентрації реагуючих речовин, дорівнює 1.***

***Константа*** швидкості визначається природою реагуючих речовин та залежить від тих самих факторів, що і Ѵ, ***окрім концентрації.***

 Вона не залежить від [реагуючих речовин] та не змінюється при одних і тих же умовах проведення експерименту. Змінюється умова – змінюється k швидкості.

**Рівняння реакцій,** що зв’язують швидкість реакції з концентраціями реагуючих речовин, називаються ***кінетичними***.

***Порядок реакції*** дорівнює сумі показників ступенів концентрацій в кінетичному рівнянні.

***СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ШВИДКОСТІ РЕАКЦІЇ***

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***хімічне рівняння*** | ***система*** | ***кінетичне рівняння*** |
| H2(г)  + Cl2(г)  → 2HCl(г) | Гомогенна | *υ = k [H2]∙[ Cl2]*де [H2] - концентрація, моль/л |
| 3H2(г)  + N2(г)  → 2NH3(г) | Гомогенна | *υ = k [H2]3∙[ N2]* |
| 2Mg(т) + O2(г) = 2MgO (г) | Гетерогенна | *υ = k [О2]* |
| 2HNO3(р) +S(т) =H2SO4+2NO | Гетерогенна | *υ = k [HNO3]2* |

***3.Вплив температури*** на швидкість хімічної реакції. Швидкість хімічної реакції під час збільшення температури зростає ***згідно з правилом Вант-Гоффа:* підвищення температури на кожні 10ºС приводить до зростання швидкості реакції в два- чотири рази.**

*T*

**ПОКАЗАТЬ ФОРМУЛУ**

Правило Вант – Гоффа справедливо для більшості гомогенних реакцій і зовсім не виконується у випадку гетерогенних або ферментних біохімічних.

В цьому випадку більш точно залежність швидкості хімічної реакції від температури передає рівняння Арреніуса, яке пов’язане **з енергією активації реакції**

Для того, щоб відбулася хімічна взаємодія, молекули реагуючих речовин повинні зіткнутися одна з одною. Тривалість контакту молекул при зіткненні досить мала – порядку 10-13 сек. Але не кожне зіткнення приводить до хімічної взаємодії. Вона відбувається тільки на такій відстані, на якій стає можливим перерозподіл електронної густини і виникнення нових хімічних зв’язків.

 Отже, частинки, що стикаються, повинні володіти такою енергією, яка була б достатньою для подолання сил відштовхування (енергетичного бар’єру), що виникають між електронними оболонками атомів.

Енергію, яка необхідна для подолання енергетичного бар’єру, називають ***енергією активації*** реакції.

Молекули, які мають таку енергію, називаються **активними молекулами.**

***Різниця початкового і кінцевого рівнів енергії системи складає тепловий ефект реакції.***

По осі ординат відкладена потенціальна енергія системи, а ось абсцис є координатою реакції, яка характеризує зміни у між'ядерних відстанях.

Рис. 1. Енергетична схема перебігу реакції

**Н2 + І2 = 2НІ**

 при 600-800 К

Якщо реакція ***екзотермічна***, то загальний запас ***енергії продуктів*** ***реакції менший***, ніж ***вихідних речовин.***

Відповідно, внаслідок такої реакції система переходить ***на нижчий*** енергетичний рівень.

**Різниця початкового та кінцевого енергетичних станів системи складає *тепловий ефект реакції*.**

Рівняння **Арреніуса:**

 lg k2/k1= E\* (1/T1 – 1/T2) / 2,3\* R

***4.Вплив каталізатора***. Каталітичні реакції.

Каталізатори - це речовини, які змінюють швидкість хімічної реакції, але не входять до складу продуктів реакції. Реакції, швидкість яких можна змінити за допомогою каталізатора, називаються каталітичними.

Явище зміни швидкості реакції в присутності каталізатора називають каталізом.

Розрізняють гомогенний та гетерогенний каталіз.

***Гомогенний каталіз*** – коли каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в одній фазі (в одному агрегатному стані).

***Гетерогенний каталіз*** – коли каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в різних фазах (в різних агрегатних станах).

***3 питання. Оборотні та необоротні хімічні реакції.***

***Хімічна реакція*** ***необоротна***, якщо вихідні речовини практично повністю перетворюються в кінцеві продукти.

 Важлива ***умова необоротності*** хімічної реакції – виділення одного із продуктів реакції у вигляді осаду, малодисоційованої або газоподібної речовини, наприклад:

 CaCO3 = CaO + CO2↑

***Оборотні*** - це такі хімічні реакції, які протікають при даній температурі одночасно в двох протилежних напрямах – прямому і зворотньому, наприклад:

 2H2 + O2 ↔ 2H2O

***Хімічна рівновага*** настає тоді, коли швидкості прямої та зворотньої реакції стають рівними. Наприклад, для реакції

nA + mB ↔ xC + yD

швидкості прямої і зворотної реакцій в стані рівноваги будуть однаковими:

kпр[A]n[B]m = kзв[C]x[D]y

Стан рівноваги характеризується величиною **Кр** константою хімічної рівноваги: Кр= kпр /kзв,

де kпр  і kзв -  константи швидкості прямої та зворотньої реакції. За певної

температури вони є величини сталі, тому їх відношення теж величина стала.

***Принцип Ле-Шательє:***

**якщо змінити одну із умов, при якій система знаходиться в рівновазі, - температуру, тиск чи концентрацію, - то рівновага зміститься в напрямку тієї реакції, яка протидіє цій зміні.**

**ХІМІЧНА РІВНОВАГА**

*Таблиця 22*

***ВПЛИВ РІЗНИХ ЧИННИКІВ НА ХІМІЧНУ РІВНОВАГУ***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| ***чинник*** | ***приклад реакції*** | ***зміна чинника (підвищення ↑,******зниження↓)*** | ***зміщення рівноваги*** |
| ***ТемператураТ*** | реакція ендотермічна (+ ∆Н)CaCO3↔ CaO + CO2 -Q | Т↑Т↓ | Вправо →Вліво ← |
| реакція екзотермічна (- ∆Н)2SO2+ O2 ↔ 2SO3 +Q | Т↑Т↓ | Вліво ←Вправо → |
| ***Тиск Р*** | 3H2(г) + N2(г) ↔ 2NH3(г)(3+1)V ↔ 2V | Р↑Р↓ | Вправо →Вліво ← |
| C(т) + O2(г) ↔ CO2(г)1V ↔1V | Р↑Р↓ | Не впливаєНе впливає |
| ***Концентрація С*** | H2(г)  + І2(г)  ↔ 2HІ(г) | [H2], [І2] ↑[HІ] ↑ | Вправо →Вліво ← |