**Лабораторна робота №4**

**Тема. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА**

**Мета. Простежити вплив температури і концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції і на зміщення хімічної рівноваги.**

**1 Основні поняття**

**Швидкість хімічної реакції** **υ** вимірюють кількістю речовини, яка реагує або утворюється за одиницю часу в одиниці об’єму системи (гомогенна реакція) або на одиниці площі розділення фаз (гетерогенна реакція) [моль/л·с]

**υ** = ± ΔС/Δτ

Швидкість реакції залежить від природи речовин, концентрації, температури і наявності каталізатора.

|  |  |
| --- | --- |
| **Чинник, що впливає на** **υ** **реакції** | **Фізична суть** |
| 1. Природа реагуючих речовин | Швидкість реакції залежить від **хімічної активності** реагуючих речовин. Наприклад, цинк бурхливо реагує з хлоридною кислотою, а залізо досить повільно. |
| 2. Площа поверхні реагуючих речовин | Швидкість **гетерогенних** реакцій збільшується зі збільшенням поверхні реагуючих речовин. Тверді речовини для цього зазвичай подрібнюють. Наприклад, щоб порошки заліза і сірки при нагріванні вступили в реакцію, залізо має бути у вигляді дрібної стружки. |
| 3. Концентрація речовин | **Закон дії мас**: швидкість реакції при постійній температурі пропорційна **добутку концентрацій** реагуючих речовин в степенях їх стехіометричних коефіцієнтів :  Наприклад, для реакції N2 + ЗН2 ↔2NH3  швидкість прямої реакції : **υ**пр = = kпр ⋅ CN2 ∙C3 H2;  швидкість зворотної реакції : **υ**обр = kобр ⋅ C2 NH3  При встановленні рівноваги : **υ**пр = kпр ⋅ [N2][H2]3 ;  **υ**обр = kобр ⋅ [NH3]2,  де CN2 ,CH2,CNH3 - концентрації реагуючих речовин;  [N2], [H2], [NH3] - концентрації реагуючих речовин при рівновазі, моль/л;  kпр, kобр - константи швидкості прямої і зворотної реакції.  У випадку **гетерогенних** **реакцій** вираз для швидкості реакції не містить концентрації твердих речовин:  С(тв) + О2(г) = CO2(г) **υ**пр = kпр ⋅ [O2] |
| 4.Температура | **Правило Вант-Гоффа:** з підвищенням температури реакції на кожні 10о С швидкість реакції збільшується в два-чотири рази: **υ**t2/**υ**t1 = **γ** **(t2 – t1)/10**,  де **γ** - температурний коефіцієнт швидкості реакції. |
| 5.Каталізатор | **Каталізатор** - речовина, яка прискорює швидкість реакції, але не входить до складу продуктів реакції.  Каталізатор, знижуючи енергію активації реакції, однаково збільшує швидкість прямої та зворотної реакцій, а отже, пришвидшує процес досягнення рівноваги.  **Інгібітор** — речовина, що сповільнює швидкість реакції. |

**Хімічна рівновага оборотних реакцій**

Для оборотних процесів при однакових швидкостях прямої і зворотної реакцій (**υ**пр = **υ**обр.) при постійній температурі настає момент **хімічної рівноваги**.

**Константа хімічної рівноваги К:**  відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій початкових речовин в ступенях, рівних їх стехіометричним коефіцієнтам. Наприклад, для оборотної хімічної реакції

N2(г) + 3Н2(г) ↔2NH3(г)

вираз для константи рівноваги має вигляд:

К = [NH3]2 **/** [N2][H2]3

Константа хімічної рівноваги залежить від температури процесу і природи речовин, які реагують, але не залежить від концентрації або тиску (якщо реакція відбувається в газоподібному стані). Для гетерогенних реакцій у вираз для константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які знаходяться в газоподібній або рідкій фазі.

Наприклад: СО2 (г) + С (тв) ↔ 2CO(г) , K = [CO]2**/** [СО2 ]

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається згідно з **принципом Ле-Шателье:**

**якщо на систему, що знаходиться в стані рівноваги, подіяти ззовні, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка послаблює цей вплив**.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№** | **Зміна зовнішніх**  **умов** | **Зміщення хімічної рівноваги** |
| 1. | Зміна температури | нагрівання сприяє ходу **ендотермічної**, а охолодження - **екзотермічної** реакцій; |
| 2. | Зміна  тиску | підвищення тиску зміщує рівновагу у бік утворення тих речовин, які займають менший об'єм; |
| 3. | Зміна  концентрації речовин | підвищення концентрації будь-якої з реагуючих речовин зміщує рівновагу в тому напрямі, в якому її концентрація зменшується. |

**2 Контрольні питання і завдання**

1**.** Швидкість хімічних реакцій. Вплив концентрації речовин на швидкість реакції. Закон дії мас.

2. Активні молекули. Енергія активації. Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа.

3. Поняття про гомогенний і гетерогенний каталіз. Каталізатори і інгібітори.

4. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Зміщення рівноваги. Принцип Ле-Шателье.

5. У скільки разів змінюється швидкість реакції :

2NO(г) + O2(г) ↔ 2NO2(г),

а) якщо концентрацію оксиду Нітрогену (ІІ) збільшити в 2 рази?

б) якщо тиск в посудині зменшити в 3 рази?

в) якщо температуру збільшити на 200?

6. У якому напрямі зміститься рівновага реакцій:

4NH3 (г) + 5О2 (г) = 4NO (г) + 6Н2О (г), Δ Н < 0;

2NO(г) + O2(г) ↔ 2NO2(г), Δ Н > 0

а) при збільшенні тиску;

б) при збільшенні температури;

в) при збільшенні концентрації аміаку NH3? Оксиду нітрогену(ІІ) NO?

**3 Експериментальна частина**

**Дослід 1. Вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції в гомогенній системі.**

Розглянемо зміну швидкості реакції на прикладі взаємодії тіосульфату натрію з сульфатною кислотою:

**Na2S2O3 + Н2SO4= Na2SO4 + S↓+ SO2↑+ H2O**

1) Спочатку проведемо якісний дослід:

у пробірку внести 2-3мл 1н. розчину Na2S2O3 і 3-5 крапель 2н. розчину Н2SO4 Спостерігати появу слабкого блакитного світіння (опаленсценція) і подальше помутніння розчину від утворення вільної сірки.

2) Приготувати три пробірки з різною концентрацією Na2S2O3:

пробірка №1: 5 крапель Na2S2O3 і 10 крапель H2O

пробірка №2: 10 крапель Na2S2O3 і 5 крапель H2O

пробірка №3: 15 крапель Na2S2O3 і 0 крапель H2O

3) У пробірку №1 додати одну краплю 2н. розчину Н2SO4 і одночасно увімкнути секундомір. Відмітити час до моменту появи помітної опалесценції.

4) Повторити ті ж дії з пробірками №2 і №3 .

Дані занести в таблицю 1.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № пробірки | Концентрація  Na2S2O3, краплі | Час t, с | Швидкість  **υ**= 1/t |
|  |  |  |  |

Накреслити графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації (вісь абсцис).

|  |  |
| --- | --- |
| **Висновки** | • як залежить швидкість реакції від концентрації Na2S2O3? |

**Дослід 2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції.**

1) Приготувати три термостати в хімічних стаканах 200-250 мл:

№1 заповнити водою кімнатної температури;

№2 заповнити водою з температурою на 100С вище, ніж в першому;

№3 заповнити водою з температурою на 200С вище, чим в першому.

Кожен стакан покрити кришкою з трьома отворами.

2) В один з отворів вставити термометр, кінець якого занурити у воду;

у інший отвір - пробірку з 2н. розчином сульфатної кислоти Н2SO4 і занурити в нього піпетку;

у третій отвір - пробірку з 10 краплями 1н. розчину Na2S2O3.

Через 3-5 хв. включити секундомір.

3) Не виймаючи пробірку з тіосульфатом з термостата №1, додати до неї одну краплю 2н. сульфатної кислоти з пробірки, що знаходиться в тому ж термостаті.

4) Виміряти час від моменту додавання кислоти до появи помітної опалес-ценції.

5) Повторити дослід з розчинами Na2S2O3 и Н2SO4 в термостатах №2 і №3. Виміряти час, як і в першому випадку.

Отримані дані занести в таблицю:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № пробірки | Температура  0С | Час t, с | Швидкість  **υ**= 1/t |
|  |  |  |  |

Накреслити графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від температури (вісь абсцис).

|  |  |
| --- | --- |
| **Висновки** | • як залежить швидкість реакції від температури? |

**Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення**

**рівноваги.**

1)У чотири пробірки внести по 5-7 крапель 0, 0025н. розчинів хлориду феруму(III) FeCl3 і роданіду калію KSCN. Розчини розмішати скляною паличкою і поставити в штатив.

FeCl3 + KSCN ↔

2) Одну пробірку з отриманим розчином зберегти в якості еталону для порівняння результатів дослідів.

3) У інші пробірки додати наступні реактиви:

- у першу - 1 краплю насиченого розчину хлориду феруму(III) FeCl3,

- у другу - 1 краплю насиченого розчину роданіду калію KSCN,

- у третю - декілька кристалів хлориду калію KCl.

|  |  |
| --- | --- |
| **Спостереження** | • порівняти інтенсивність забарвлення отриманих розчи-нів з інтенсивністю забарвлення еталону. |
| **Висновки** | • скласти рівняння швидкості оборотної реакції і написа-ти вираз для константи рівноваги;  • пояснити:  - які речовини знаходяться в досліджуваному розчині при рівновазі?  - яка речовина надає розчину червоне забарвлення?  - як змінюється інтенсивність забарвлення розчину і в якому напрямі зміщується рівновага цієї системи при додаванні:  а) FeCl3; б) KSCN; в) KCl ? |