

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6

Хімічна кінетика

Мета роботи: експериментально вивчити, як впливає концентрація речовин і температура на швидкість хімічних реакцій.

Теоретичні відомості

Швидкість реакції в гомогенній та гетерогенній системах. Вплив температури на швидкість реакції, правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Поняття про каталіз. Ланцюгові реакції. Особливості кінетики гетерогенних процесів.

Контрольні запитання і задачі

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та в гетерогенній системах? Як залежить швидкість реакції в гомогенній системі від концентрації вихідних речовин?

2. Який фізичний смисл константи швидкості реакції? Від чого вона залежить?

3. Чому зміна температури суттєво впливає на швидкість хімічних реакцій? Наведіть математичний вираз правила Вант-Гоффа.

4. Що таке енергія активації, перехідний стан?

5. Які речовини називаються каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?

6. Чим відрізняються порядок та молекулярність реакції? Як вони визначаються? Наведіть приклади.

7. Для реакцій: а) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$; б) $2\text{NOCl} = 2\text{NO} + \text{Cl}_2$;

в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$; наведіть математичний вираз закону діючих мас та розрахуйте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при:

- збільшенні концентрації оксиду Нітрогену (II) в 3 рази;
- підвищенні тиску в 3 рази.

8. У скільки разів треба знизити тиск, аби швидкість реакції

$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зменшилася в 1000 разів?

9. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 40°C, якщо $\gamma = 3$?

10. На скільки градусів треба знизити температуру в системі, аби швидкість реакції зменшилася в 64 рази ($\gamma = 4$)?

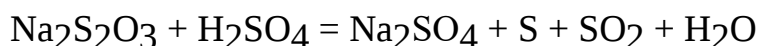
11. Наведіть приклад ланцюгової реакції. Які головні стадії характерні для такої реакції?

12. Розрахуйте температурний коефіцієнт реакції, швидкість якої зменшилась у 27 разів зі зменшенням температури від 313 до 283 К.

Порядок виконання лабораторної роботи

Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Налийте в три хімічні стакани розчин тіосульфату натрію, ($\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5\%$) та дистильовану воду в кількостях, що вказані у табл. 8.1. Додайте в кожну склянку по 15 мл розчину сульфатної кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5\%$) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння, що обумовлене виділенням сірки в результаті реакції:



Дані досліду занесіть у табл. 8.1.

Розрахуйте відносну швидкість реакції ($V=1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k=V/C_1 \cdot C_2$, де C_1 і C_2 відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно).

Таблиця 8.1

Номер досліду	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Вода дист., мл	C_1	Розчин H_2SO_4 , мл	C_2	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння τ , сек.	Відносна швидкість реакції, V	Константа швидкості, k
1	5	10		15		30			
2	10	5		15		30			
3	15	—		15		30			

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

Вплив температури на швидкість реакції

При кімнатній температурі в одну пробірку влийте з бюретки 5 мл розчину тіосульфату Натрію ($C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1$ моль/л), в іншу – 5 мл розчину сульфатної кислоти ($C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л). Прилийте розчин сульфатної кислоти до розчину тіосульфату Натрію, визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю 8.2.

Щоб провести аналогічний дослід при 40 °С, пробірки з 5 мл розчину тіосульфату натрію та 5 мл розчину сульфатної (сірчаної) кислоти вміщують у водяну баню з температурою 40 °С. Протягом 5 хвилин обидві пробірки термостатують, а потім до розчину солі доливають розчин сульфатної кислоти (причому, пробірку з тіосульфатом натрію не виймають з бані). Визначте час, який пройшов з моменту зливання розчинів до моменту помутніння. Результати експерименту запишіть у таблицю. Аналогічно проведіть експеримент при 60 °С. Результати запишіть у таблицю 8.2.

Таблиця 8.2

Температура		Час до початку помутніння τ , с	Відносна швидкість реакції $\frac{100}{\tau}$, с ⁻¹	Температурний коефіцієнт, γ	Енергія активації E_A , кДж/моль
t , °С	T , К				
20*					
40					
60					

* або інша кімнатна температура.

Обчисліть відносну швидкість реакції за кожної з температур:

$$v_t = \frac{100}{\tau}, \text{ c}^{-1}$$

Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури $v = f(t)$, відкладаючи на осі абсцис температуру, а на осі ординат – відносну швидкість. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості реакції для кожного інтервалу температур (γ) та середнє його значення ($\gamma_{\text{сеп}}$):

$$\gamma_1 = \sqrt[10]{v_{t_2} / v_{t_1}} \quad \Delta T_1 = T_2 - T_1, \text{ K};$$

$$\gamma_2 = \sqrt[10]{v_{t_3} / v_{t_2}} \quad \Delta T_2 = T_3 - T_2, \text{ K};$$

$$\gamma_{\text{сеп}} = \sqrt[10]{v_{t_3} / v_{t_1}} \quad \Delta T_{\text{сеп}} = T_3 - T_1, \text{ K};$$

За рівнянням Арреніуса визначте енергію активації реакції:

$$E_A = \frac{RT_x T_1}{T_x - T_1} \ln \gamma_{\text{сеп}}^{\Delta T / 10} = \frac{RT_x T_1}{10} \ln \gamma_{\text{сеп}}.$$

R – універсальна газова стала ($8,31 \cdot 10^{-3}$ кДж/(моль · К), де T_x дорівнює T_2 або T_3 .

Результати обчислень занесіть до таблиць та поясніть причину збільшення швидкості хімічної реакції при збільшенні температури. Проаналізуйте характер залежності, що спостерігається, та зробіть висновок, чи змінюється значення E_A при зміні T .