

Лабораторна робота 7

ХІМІЧНА КІНЕТИКА

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

Теоретичні відомості

Вплив концентрацій реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій визначається законом діючих мас. Використовуючи цей закон, треба враховувати механізм (тобто послідовність стадій реакції) та виявити лімітуючу стадію. Суттєво впливають на швидкість реакції температура та каталізатори, які змінюють кількість активних молекул.

Завдання для домашньої підготовки:

Гомо- та гетерогенні системи. Швидкість реакції в гомогенній системі. Вплив температури на швидкість реакції, правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Поняття про каталіз. Ланцюгові реакції. Особливості кінетики гетерогенних процесів.

Контрольні запитання та 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 зміст 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 реакції: 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. Температурні коефіцієнти прямої і зворотної реакцій дорівнюють відповідно 2,5 і 2,0. Поясніть для якої із цих реакцій більша енергія активації, чому? Який знак має ΔH прямої реакції?

Порядок виконання 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. 7.1. Додайте в кожен склянку по 15 мл розчину сірчаної 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. 7.1

Таблиця 7.1

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 , сек^{-1}	Константа швидкості, k
1	5	10	1	15	3	30			
2	10	5	2	15	3	30			
3	15	–	3	15	3	30			

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).

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. В одну пробірку налийте 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу - 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки помістіть у термостат, нагрітий до 40°C . Через 5 хвилин до розчину тіосульфату прилийте розчин сірчаної кислоти. Визначте час до появи помутніння. Такі ж вимірювання проведіть для температури 60°C та кімнатної. Результати досліду занесіть у табл. 7.2.

Таблиця 7.2

Номер досліду	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Час появи помутніння $\tau, \text{с}$	Відносна швидкість V , сек^{-1}	Константа швидкості k	Температурний коефіцієнт γ
1	20^*				$\gamma_1 = \sqrt{\frac{V_{40}}{V_{20^*}}}$
2	40				$\gamma_2 = \sqrt{\frac{V_{60}}{V_{40}}}$
3	60				$\gamma_3 = \sqrt[4]{\frac{V_{60}}{V_{20^*}}}$

* – чи інша кімнатна температура

Розрахуйте відносну швидкість ($V = 1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k=V/(C_1 \cdot C_2)$), де $C_1 = C_2 = 3$). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

Розрахуйте значення температурного коефіцієнта за формулами, наведеними в табл. 8.2. Поясніть отриманий результат.

Лабораторна робота 7

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи: експериментально вивчити, які фактори впливають на положення рівноваги.

Теоретичні відомості

Напрямок зміщення рівноваги оборотної реакції відповідає принципу ле Шательє, у чому можна пересвідчитися на досліді, у якому змінюють концентрацію вихідних речовин або одного із продуктів реакції.

Завдання для домашньої підготовки:

Оборотні реакції. Кінетична умова хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Зміщення рівноваг. Принцип ле Шательє. Вплив концентрацій, тиску та температури на стан рівноваги. Термодинамічні фактори, що визначають рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги.

Контрольні запитання та задачі

1. Виходячи з виразів швидкості прямої та зворотної реакцій, виведіть вирази констант рівноваги а) $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, $\Delta H > 0$;

б) $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$, $\Delta H < 0$; в) $2NOCl \rightleftharpoons 2NO + Cl_2$, $\Delta H > 0$.

Користуючись принципом ле Шательє, поясніть, у якому напрямку зміститься рівновага наведених реакцій при зменшенні тиску в системі; зменшенні концентрації продуктів реакції; підвищенні температури. Чи зміняться при цьому значення констант рівноваги?

2. Наведіть вирази для K_c та K_p наведених нижче процесів:

а) $CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$; б) $ZnO + C \rightleftharpoons Zn + CO$; в) $H_2O + C \rightleftharpoons H_2 + CO$.

В якому напрямку зміститься рівновага при додаванні в систему CO , C , зменшенні тиску?

3. Які знаки мають ΔH та ΔS для наведених далі оборотних реакцій?

а) $Fe + CO \rightleftharpoons FeO + C$ (екзотермічна)

б) $H_2O + C \rightleftharpoons H_2 + CO$ (ендотермічна)

в) $CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$ (ендотермічна)

В який бік спрямовують ці реакції, ентрапійний та ентальпійний фактори? Яка умова з погляду термодинаміки для стану рівноваги?

Порядок виконання роботи

Вивчення зміщення хімічної рівноваги. У пробірку внесіть по 3-5 крапель розчинів $FeCl_3$ та $KNCS$. Одержаний розчин розведіть водою до світло-червоного кольору і розлийте у чотири пробірки. У першу пробірку додайте краплю розчину $FeCl_3$ у другу - краплю розчину $KNCS$, у третю

внесіть трохи кристалічного KCl. Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів у цих пробірках з кольором вихідного розчину (еталон - четверта пробірка). Зробіть висновок про вплив зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги в системі:

