

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ 2.2

ТЕМА: Кінетика хімічних реакцій.

МЕТА: вивчення швидкості хімічної реакції і її залежності від різних факторів: концентрації, температури, каталізатора. Дослідження впливу концентрації реагентів на стан хімічної рівноваги.

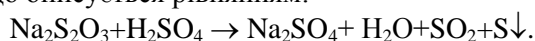
Контрольні запитання і вправи:

1. Що таке швидкість хімічної реакції і від яких факторів вона залежить?
2. Сформулюйте закон діючих мас. Запишіть математичний вираз закону для реакцій:
 - а) $N_2O_4(g) \rightarrow 2NO_2(g)$
 - б) $CaO(k) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(k)$
 - в) $2NO(g) + Br_2(g) \rightarrow 2NOBr(g)$
3. Як і чому змінюється швидкість хімічної реакції при зміні температури? Рівняння Вант-Гоффа.
4. Що називають енергією активації? Зв'язок енергії активації і константи швидкості реакції (рівняння Арреніуса).
5. Від яких факторів залежить швидкість хімічної реакції у гетерогенних системах?
6. Що таке каталізатор і як він впливає на швидкість хімічної реакції?
7. Що називають порядком реакції? Запишіть кінетичне рівняння для реакцій 0, 1, 2 та 3 порядків.
8. Який стан оборотної хімічної реакції називається хімічною рівновагою?
9. Напишіть рівняння константи рівноваги для наступних процесів:
 - а) $2NO_2(g) \leftrightarrow 2NO(g) + O_2(g)$
 - б) $3H_2(g) + N_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$
 - в) $H_2(g) + CuO(k) \leftrightarrow H_2O(g) + Cu(k)$Як зміститься рівновага в кожному із вказаних вище процесів при підвищенні тиску?
10. Який взаємозв'язок константи рівноваги (K) і енергії Гіббса (ΔG)? Як за значенням ΔG° розрахувати K і навпаки?
11. Обчисліть значення ΔG_{298}° і константу хімічної рівноваги K_p при 25°C для системи:
$$H_2O_{(r)} + CO_{(r)} \leftrightarrow H_2_{(r)} + CO_{2(r)}$$
12. У суміші NO_2 (бурого кольору) і N_2O_4 (безбарвного) протікає оборотна реакція:
$$2NO_{2(r)} \leftrightarrow N_{2O_{4(r)}} \quad \Delta H < 0$$
Як впливає зміна температури на стан рівноваги системи? Як це відобразиться на зміні кольору суміші?
13. Складіть рівняння реакції термічного розкладу;
 - 1) $CaCO_3(k)$; 2) $MgCO_3(k)$; 3) $BaCO_3(k)$ на оксиди $EO(k)$ і $CO_2(g)$
 - а) Обчисліть ΔH_{298}° , ΔG_{298}° , ΔS_{298}° термічного розкладу цих сполук.
 - б) Яка температура термічного розкладу даних карбонатів при $\Delta G_{298}^\circ = 0$? Вважайте, що ΔH і ΔS не залежить від температури;
 - в) Розмістіть карбонати у ряд по їх термічній стійкості. Чим можна пояснити саме таку послідовність карбонатів у ряду?
14. В чому сутність рівноваги при плавленні і кипінні речовин?

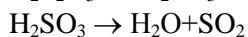
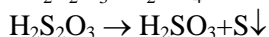
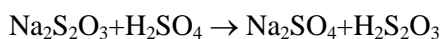
ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі

Цю залежність можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину тіосульфату натрію із сірчаною кислотою, що описується рівнянням:



Досліджувана реакція протікає в кілька стадій:



Реакції 1,3 протікають миттєво. Найбільш повільною є реакція 2, яка і визначає загальну швидкість реакції. Ця реакція є реакцією першого порядку.

Проводять контрольний дослід: наливають у пробірку 3 краплі розчину H_2SO_4 , та 5 крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Нерозчинна сірка виділяється у вигляді слідів блакитнувато-білої опалесценції (каламуть). Час від початку реакції до появи перших слідів каламуті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Проводять ще три аналогічних досліди, змінюючи концентрацію розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ шляхом розведення його водою відповідно до даних табл.1.

Додають розчин H_2SO_4 до розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Відрховують час по секундоміру від моменту додавання розчину H_2SO_4 до початку появи каламуті.

Дані досліду заносять у таблицю 1.

Таблиця 1

№ п / п	Розчин 1		Розчин 2	$V_{\text{заг}}$	Умовна концен трація	$\tau, \text{с}$	$U = \frac{1}{\tau}$ умовн. одиниці
	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ краплі	$V(\text{H}_2\text{O})$ краплі	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ краплі				
1	4	8	1	13	C		
2	8	4	1	13	2C		
3	12	-	1	13	3C		

Розраховують U – швидкість реакції. Розраховують k – константу швидкості. Будують графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. На осі абсцис відкладають у визначеному масштабі відносні концентрації тіосульфату натрію, на осі ординат – відповідні їм швидкості. Зазначте, як змінювалася швидкість реакції зі зміною концентрації тіосульфату натрію?

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі.

Для досліду готують три пробірки з розчином 1 і три пробірки з розчином 2 відповідно до таблиці 2.

Таблиця 2

№ п/ п	Розчин 1	Розчин 2	$V_{\text{заг}}$	t^0, C	$\tau, \text{с}$	γ	$U = \frac{1}{\tau}$ умовн. одиниці
	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ краплі	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ краплі					
1	10	10	20	20			
2	10	10	20	30			
3	10	10	20	40			

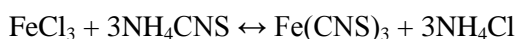
Кожну пару пробірок (розчинів 1 і 2) термостатують у хімічній склянці з водою, температура якої зазначена в таблиці. Воду в хімічній склянці нагрівають на електроплитці (на 2-3 градуси вище температури, зазначеної в таблиці). Температуру контролюють по термометру, зануреному в склянку з водою, що нагрівається. Довівши температуру до необхідного значення, зливають вміст пробірок (розчин 1 доливають до розчину 2) і визначають час до появи каламуті. Дані досліду заносять у таблицю і розраховують U – швидкість реакції і температурний коефіцієнт γ із формули:

$$\frac{U_{t_2}}{U_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

Будують графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкладають значення температури, на осі ординат – відповідні їм швидкості.

Дослід 3. Вплив концентрації реагентів на хімічну рівновагу

Вплив концентрації реагентів вивчається на прикладі оборотної реакції



Один з компонентів реакції - $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ забарвлений в червоний колір, а решту - безбарвні. Зміна інтенсивності забарвлення дозволяє робити висновок про зміщення хімічної рівноваги в системі.

Для приготування рівноважної суміші налити в склянку 50 мл дистильованої води, додати 5 крапель розчину FeCl_3 та по краплях додати розчин NH_4CNS до утворення світлочервоного забарвлення. Розчин розділити в чотири пробірки, одну з яких залишити для контролю.

В першу пробірку внести декілька крапель концентрованого розчину FeCl_3 , в другу – декілька крапель концентрованого розчину NH_4CNS , в третю – один мікрошпатель кристалічного NH_4Cl , розчини струшують.

Порівняти інтенсивність забарвлення розчинів з контрольною пробіркою і пояснити зміну інтенсивності забарвлення на основі принципу Ле-Шательє. Написати вираз для константи рівноваги даної реакції.

Дослід 4. Вплив каталізатора на швидкість реакції

У дві пробірки вносять по 1 - 2 мл 0,5 н. розчину роданіду амонію NH_4SCN і по 2 - 3 краплі 0,5 н. розчину хлориду заліза (III). Що спостерігається?

В одну з пробірок додають 2 – 3 краплі 1 н. розчину сульфату міді CuSO_4 .

В обидві пробірки вносять невелику кількість тіосульфату натрію. Спостерігають різну швидкість знебарвлення розчинів, що відбувається внаслідок відновлення Fe^{3+} до Fe^{2+} :



Відзначають усі спостереження і записують рівняння реакцій:

- взаємодії хлориду заліза (III) з роданідом калію з утворенням $\text{Fe}(\text{SCN})_2$;
- відновлення заліза (III) у залізо (II) тіосульфатом натрію. Яке забарвлення має $\text{Fe}(\text{SCN})_2$?