**ЗАВДАННЯ ІІІ ЕТАПУ ВСЕУКРАЇНСЬКОЇ УЧНІВСЬКОЇ ОЛІМПІАДИ З ХІМІЇ**

**(ІВАНО-ФРАНКІВСЬК – 2018, ПРАКТИЧНИЙ ТУР)**

**10 КЛАС**

**Визначення температурного коефіцієнту та енергії активації розкладу тіосульфатної кислоти**

**(25 балів)**

## ***Інформаційна частина***

Температура впливає на константу швидкості реакції, як правило, вона із зростанням температури збільшується. У відповідності з емпіричним ***правилом Вант-Гоффа*** при підвищенні температури на кожні 10 °С константа швидкості збільшується у 2 – 4 рази:

  (1)

де γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції.

При збільшенні температури від Т1 до Т2 (Т1 – Т2 = 10n, де n = 1,2,3...) правило Вант-Гоффа можна представити наступним виразом:

 . (2)

Швидкість реакції в першому наближенні можна представити:

 , (3)

де ΔС – фіксована кількість речовини, що реагує (утворюється) протягом часу  при температурі Т та протягом часу  при температурі Т+10.

З урахуванням (3) величину температурного коефіцієнту можна представити:

 , (4)

а для інтервалу температур Т1÷Т2 (Т1- Т2 = 10n, де n = 1,2,3...):

 . (5)

На практиці для визначення величини температурного коефіцієнту реакції застосовується рівняння (4). Використовуючи величину температурного коефіцієнту, експериментально визначеного в інтервалі температур Т1÷Т2 можна обчислити величину енергії активації, яка є важливою кінетичною та термодинамічною характеристикою реакції:

  (6)

де R – універсальна газова стала.

***Експериментальна частина***

В п’ять пробірок наливають 5 см3 розчину Na2S2O3. В інший ряд з п’яти пробірок 5 см3 розб. H2SO4. Беруть першу пару пробірок (з розчином Na2S2O3 і H2SO4) занурюють два термометри і визначають температуру розчинів, що стоять в кімнаті. Термометри акуратно перекладають до наступної пари пробірок. (Головне не переплутати термометри!!! Термометр з розчину тіосульфату в наступний розчин тіосульфату. Термометр з розчину сульфатної кислоти в наступний розчин сульфатної кислоти.) Приливають розчин сульфатної кислоти до розчину Na2S2O3 і запускають секундомір. Після помутніння розчину секундомір вимикають і записують результат в таблицю 1. (Для чіткої фіксації однакового помутніння розчину можна застосовувати чорний папір з білими полосами, коли через розчин перестає бути видно полоси зупиняємо час.)

Наступну пару пробірок з термометрами нагрівають на водяній бані на 10° С вище кімнатної температури і зливають розчини, включивши секундомір. Те ж саме виконують при температурах на 20 і 30° С вище кімнатної. Експериментальні дані заносять в таблицю 1.

Будують графік залежності часу помутніння від температури.

*Таблиця 1*

Результати досліджень впливу температури на швидкість розкладу тіосульфатної кислоти

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Темпе-ратура (Т), °С | Час помутніння (), с | Температурний інтервал (Т1÷Т2), °С | Температурний коефіцієнт (γ) | Енергіяактивації (Еа), кДж/моль |
| Ткімн. |  | – | – | – |
| Ткімн. + 10 |  | Ткімн. ÷ Ткімн. + 10 |  |  |
| Ткімн. + 20 |  | Ткімн. + 10 ÷ Ткімн. + 20 |  |  |
| Ткімн. + 30 |  | Ткімн. + 20 ÷ Ткімн. + 30 |  |  |
|  |  | Середнє значення енергії активації (Еа) |  |
|  |  | Середнє значення температурного коефіцієнта (γ) |  |

Знайти температурний коефіцієнт реакції для трьох температурних інтервалів та відповідні значення енергії активації. Знайти їх середнє значення. Заповнити таблицю.

Розрахувати, якою повинна бути температура розчинів, щоб помутніння відбулось за 1 хв. Перевірити експериментально нагрівши п’яту пару пробірок до необхідної температури.

Пояснити значення префікса тіо- в назвах сполук. Написати структурну формулу тіосульфату натрію. Записати рівняння реакцій, що проходять та урівняти окисно-відновні реакції електронним балансом, вказати окисник та відновник.