**ЛАБОРАТОРНА РОБОТА**

**Тема: ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА**

**МЕТА РОБОТИ:** Освоїти закони кінетики та вміти їх застосовувати в практичних розрахунках.

**ДОСЛІД 1 Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції у гомогенній системі**

***Виконання роботи***

1*Виконати тестовий дослід, для чого в пробірку внести 5-10 крапель 1н розчину тіосульфату натрію Na2S2O3 і 3-5 крапель 2н розчину Н2SO4. Спостерігати появу слабкої опалесценції і подальше помутніння розчину внаслідок утворювання вільної сірки відповідно до реакції:*

*Na2S2O3 + H2SO4 🡪 Na2SO4 + S + SO2 + H2O.*

2.Приготувати ***три розчини*** *тіосульфату натрію* ***Na2S2O3*** різної концентрації, для чого в три сухі пробірки внести 1н розчин Na2S2O3 і дистильовану воду у кількості, вказаній в табл. 2.

3.В пробірку № 1 додати одну краплю 2н сульфатної кислоти *H2SO4* і одночасно включити секундомір. За секундоміром виміряти час від моменту додавання сульфатної кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Дані занести до табл. 2.

4.Повторити таку ж саму операцію з другою та третьою пробірками. Дані занести у табл. 1.

**Таблиця 2 – Дані по вивченню впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції**.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| №  пробірки | Склад вихідного розчину, мл | | Загальний об’єм розчину, мл | Відносна концентрація Na2S2O3, моль/л | Час перебігу реакції, с | Умовна швидкість реакції, моль/с |
| Na2S2O3 | H2Oдист. |
| 1  2  3 | 0,5  1,0  1,5 | 1,5  1,0  0,5 | 2,0  2,0  2,0 | 1  2  3 |  |  |

***Запис даних досліду***

1.За одержаними даними розрахувати умовну швидкість реакції в кожній пробірці:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.Вичертити графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Для цього на осі абсцис відкласти в певному масштабі відносні концентрації тіосульфату натрію, а на осі ординат – відповідні швидкості:



3.Зробити висновок про характер впливу концентрації тіосульфату натрію на швидкість його реакції з сульфатною кислотою

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**ДОСЛІД 2 Вплив температури на швидкість реакції у гомогенній системі**

***Виконання роботи***

1.Попередньо у трьох пробірках приготувати розчин однакової концентрації, змішуючи 0,5 мл 2н розчину Na2S2O3 з 1,5мл дистильованої води.

2.Зібрати три термостати, для чого три стакани ємністю 200-250 мл заповнити водою кімнатної температури приблизно на ½ об’єму, примістити в них термометри на 50оС і пробірки з розчином Na2S2O3.

3.У термостати № 2 і № 3 долити гарячу воду, щоб підняти температуру відповідно на 10о і 20о вище, ніж у термостаті № 1.

4.Спостерігаючи за показанням термометрів, залишити термостати на декілька хвилин, щоб температура вмісту пробірок зрівнялася з температурою води у термостатах.

5.Не виймаючи пробірки з термостату № 1, додати до розчину Na2S2O3 одну краплю 2н сірчаної кислоти. За допомогою секундоміра виміряти час перебігу реакції від моменту додавання сірчаної кислоти до появи помітної опалесценції. Розрахувати умовну швидкість, приймаючи концентрацію Na2S2O3 у всіх трьох пробірках рівною С. Дані занести до табл. 3.

6.Повторити дослід з розчинами Na2S2O3 і H2SO4 у термостатах № 2 і № 3

***Запис даних досліду***

1.На основі одержаних результатів обчислити середнє значення швидкості реакції, та температурного коефіцієнту розглянутої реакції.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Таблиця 3 – Дані по вивченню залежності швидкості хімічної реакції від температури

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № термостату | Температура, оС | Час перебігу реакції τ, сек | Концентрація  С (моль/л) | Умовна швидкість,  моль/л с | | Температурний коефіцієнт |
| 1  2  3 | t  t + 10  t + 20 |  | 1  1  1 |  |  | |

2.Зробити висновок, як змінюється швидкість реакції при збільшенні температури? Чи підпорядковується ця реакція емпіричному правилу Вант-Гоффа?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**ДОСЛІД 3 Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції**

***Виконання роботи***

1.В пробірку внести 2 мл 0,5н розчину роданіду амонію NH4CNS або калію КCNS і додати декілька крапель 0,5н розчину хлориду заліза(III) FeCl3 до появлення червоного забарвлення, що притаманний роданіду заліза(III).

2.Розділити одержаний розчин на дві пробірки приблизно нарівно.

3.До однієї з них додати 1мл розчину Na2S2O3. За секундоміром відмітити час повного знебарвлення розчину внаслідок відновлення роданіду заліза(III) до роданіду заліза(II). При цьому тіосульфат окиснюється до дитіонату натрію Na2S4O6.

4.У другу пробірку із роданідом заліза(III) спочатку додати одну краплину сульфату міді(II), а потім – 1мл розчину Na2S2O3. Початком реакції вважати момент додавання тіосульфату натрію. Виміряти час перебігу реакції в присутності сульфату міді(II).



***Запис даних досліду***

1.Записати рівняння реакцій:

--утворення роданіду заліза (III)

--взаємодії роданіду заліза (III) з тіосульфатом натрію



2.Розрахувати, у скільки разів реакція у другій пробірці протікає швидше, ніж у першій, вказати каталізатор.

3.Зробити висновок про роль каталізатора:

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_