**UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

LABORATORIO No. 4

**** QUÍMICA II

**EL RELOJ DE YODO**

**OBJETIVO**

Estudiar experimentalmente factores que controlan la velocidad de una reacción química específica.

**TEORÍA**

En la presente práctica estudiaremos el efecto de la concentración y la temperatura sobre la velocidad de una reacción química en la que toman parte el ión yodato, ***IO3-*** y el ión bisulfito, ***HSO3-*** en medio acuoso ácido. La reacción se lleva a cabo en las siguientes etapas:

Primera etapa: el yodato en presencia del bisulfito se reduce lentamente a yoduro:

**IO3- + 3HSO3- → I- + 3HSO4-**

Segunda etapa: el yodato reacciona lentamente con el yoduro para formar yodo:

**5I- + 6H+ + IO3- → 3I2 + 3H2O**

Tercera etapa: el yodo liberado se reduce rápidamente por el bisulfito:

**I2 + HSO3- + H2O → 2I- + SO42- + 3H+**

Esta última reacción es tan rápida que el yodo no aparece sino hasta que todo el bisulfito ha sido oxidado.

Cuarta etapa: **XI2 + YI- + almidón → complejo yodo-almidón**

(negro)

Se dispone en la práctica de dos soluciones acuosas: una de yodato de potasio, *KIO3* y la otra de bisulfito de sodio, *NaHSO3*, las cuales se mezclan entre sí cuando se quiere efectuar la reacción. Así mismo la disolución acuosa de *NaHSO3* contiene almidón soluble. El almidón tiene la propiedad de formar con el yodo molecular una sustancia intensamente azul, casi negra, que indica que en la reacción se ha producido yodo molecular.

Tal como se va a efectuar la reacción entre el ión *IO3-* y el ión bisulfito *HSO3-* es necesario tener siempre un exceso del ión *IO3-;* de tal forma, que en todas las reacciones se gasta todo el *HSO3-* disponible. En la reacción de la segunda etapa se produce *I2* molecular que se consume en la reacción de la tercera etapa antes de poder formar la sustancia azul con el almidón. Sin embargo, cuando todo el *HSO3-* se haya gastado no se puede efectuar ya más la tercera etapa de la reacción y el *I2* molecular se irá acumulando pudiendo entonces formar la sustancia azul con el almidón. En todas las reacciones que se van a efectuar en la práctica se usa la misma cantidad de *HSO3-*, el cual es el reactivo limitante; y por lo tanto, todas las reacciones proceden hasta el mismo punto y producen las mismas cantidades de productos aunque las cantidades de *IO3-* varíen en las distintas reacciones. La velocidad de reacción se deduce midiendo el tiempo que se gasta desde el momento en que se mezclan los reactivos hasta que aparece el color azul característico del *I2* molecular en presencia del almidón. Naturalmente que mientras menos tiempo se gaste, mayor es la velocidad de reacción.

Los factores que se van a estudiar y que controlan la velocidad de reacción son:

1. Concentración de uno de los reactivos
2. Temperatura de reacción

En la práctica el factor a) se estudia variando la concentración del *IO3-* en la mezcla reaccionante. La concentración del *HSO3-* siempre se mantiene constante en todas las reacciones. El factor b) se estudia efectuando la misma reacción a varias temperaturas.

**EQUIPOS Y REACTIVOS**

6 tubos de ensayo (18x150mm) 1 cronómetro

2 pipetas graduadas de 10 mL 1 mechero

1 pipeta volumétrica de 10 mL 1 trípode o aro y nuez con rejilla

1 vaso de precipitados de 400 mL 3 erlenmeyers de 250 mL

1 vaso de precipitados de 600 mL solución A (*KIO3 0.026 M)*

1 termómetro de -10ºC a 110ºC solución B (*NaHSO3 0.013 M y almidón[[1]](#endnote-1))*

**PROCEDIMIENTO**

PARTE A **: efecto de los cambios en la concentración del *IO3-***

Utilizando la solución A de *KIO3* prepare en los tubos de ensayo las siguientes diluciones:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Tubo No.** | **mL de solución A** | **mL de agua** | **Tiempo, s** |
| 1 | 10 | 0 |  |
| 2 | 8 | 2 |  |
| 3 | 6 | 4 |  |
| 4 | 4 | 6 |  |
| 5 | 2 | 8 |  |

1. Preparación de la solución B: adicione 4 g de almidón soluble a 4 ó 5 mL de agua para hacer una pasta. Adiciónela a 1 L de agua hirviendo y agite hasta que desaparezcan las partículas de almidón. La solución resultante puede ser ligeramente turbia. Deje enfriar la solución y antes de realizar el experimento adicione 1,35 g de NaHSO3 hasta disolución completa. Esta solución debe ser lo más reciente posible.

   En otro tubo de ensayo coloque 10 mL de la solución B. Tome este tubo y vierta completamente su contenido en el tubo No. 1, empezando a marcar el tiempo tan pronto como las disoluciones entren en contacto. Luego, rápidamente, vierta el contenido de un tubo a otro (unas tres veces) para asegurarse de que la mezcla reaccionante quede bien homogénea. Tan pronto aparezca la coloración azul en la mezcla reaccionante se debe parar el cronómetro y registrar el tiempo gastado en segundos. Repítase el mismo procedimiento para los tubos 2, 3, 4 y 5.

   PARTE B: **efecto de la temperatura**

   En cuatro tubos de ensayo coloque 10 mL de una disolución compuesta por 6 mL de la solución A y 4 mL de agua. Tome uno de estos tubos, y junto con otro que contenga 10 mL de la solución B, colóquelos en un baño de agua a 5ºC. Espere hasta que las soluciones en los tubos estén a la misma temperatura que el baño y luego vierta completamente el contenido de un tubo en el otro, empezando a marcar el tiempo tan pronto como las disoluciones entren en contacto. Rápidamente vierta de un tubo a otro para que la mezcla quede bien homogénea y luego vuelva el tubo con la mezcla al baño de agua. Tan pronto aparezca la coloración azul pare el cronómetro y registre el tiempo gastado en segundos.

   Repita el mismo procedimiento para los otros tres tubos, pero utilizando baños de agua a 15ºC, 25ºC y 35ºC.

   |  |  |  |  |  |
   | --- | --- | --- | --- | --- |
   | **Tubo No.** | **mL de solución A** | **mL de agua** | **Temperatura, ºC** | **Tiempo, s** |
   | 1 | 6 | 4 | 5 |  |
   | 2 | 6 | 4 | 15 |  |
   | 3 | 6 | 4 | 25 |  |
   | 4 | 6 | 4 | 35 |  |

   **CÁLCULOS Y RESULTADOS**

   1. Teniendo en cuenta que la solución A tiene una concentración igual a 0.026 M, calcule la concentración inicial de *IO3-* en la mezcla reaccionante de cada uno de los cinco tubos.

   |  |  |  |
   | --- | --- | --- |
   | **Tubo No.** | **Concentración inicial de *IO3-, M*** | **Tiempo, s** |
   | 1 |  |  |
   | 2 |  |  |
   | 3 |  |  |
   | 4 |  |  |
   | 5 |  |  |

   1. Realice una gráfica de la concentración inicial de *IO3-* contra el tiempo gastado. Coloque en la ordenada la concentración y en la abscisa el tiempo.
   2. Calcule la velocidad instantánea en t =

   **PREGUNTAS**

   1. Utilizando los resultados obtenidos en la práctica concluya cómo el cambio en la concentración de uno de los reactivos afecta la velocidad de una reacción química. Explique.
   2. Utilizando los resultados obtenidos en la práctica concluya cómo el cambio en la temperatura de los reactivos afecta la velocidad de una reacción química. Explique.
   3. Observe la siguiente reacción hipotética: **2A + B → A2B.** Dé la expresión matemática que relaciona la velocidad de formación de *A2B* con las velocidades de desaparición de *A y B.*
   4. Diferencie:
   5. Oxidación y reducción
   6. Reactivo y producto
   7. Complejo y sal
   8. Velocidad media y velocidad instantánea
   9. Describa brevemente el uso de métodos espectroscópicos para medir velocidades de reacción.

   **CONCLUSIONES**

   **BIBLIOGRAFÍA** [↑](#endnote-ref-1)