

QUÍMICA GENERAL/QUÍMICA I

LABORATORIO IV - ESTUDIO CINÉTICO DE UNA REACCIÓN REDOX

Objetivo general:

Estudiar parámetros cinéticos de la “reacción reloj” de formación de iodo por un proceso de óxido-reducción.

Objetivos específicos:

1. Observar y analizar el efecto de la variación de la concentración de los reactantes sobre la velocidad de una reacción.
2. A partir de los datos experimentales, determinar parámetros cinéticos de la reacción: i) orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactantes; ii) orden total de la reacción; iii) k a la temperatura de trabajo.
3. Analizar el efecto de la temperatura sobre la velocidad de la reacción.

Introducción

La velocidad de reacción es la variación de concentración que experimenta cualquier especie química (reactante o producto) en función del tiempo. También se puede definir como la concentración molar de reactivo que desaparece, o la concentración molar de producto que se forma, por unidad de tiempo. Por ejemplo, para la siguiente ecuación balanceada:



la ley de velocidad se expresa de la siguiente forma:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Los signos negativos indican que la concentración de reactivos disminuye con el tiempo, y el signo positivo que la concentración de productos se incrementa con el tiempo.

La ecuación de velocidad en un instante t se expresa entonces como:

$$v = k [A]^\alpha [B]^\beta$$

Donde α representa el orden parcial de reacción respecto al reactivo “A” y β el orden parcial de reacción respecto al reactivo “B”. El orden parcial, α y β , puede ser o no números enteros o puede también tomar el valor cero. La suma de los órdenes parciales α y β constituye el orden total de la reacción química.

k es la constante de velocidad para esa reacción química a la temperatura de trabajo. Varía con la temperatura, a través de la ecuación de Arrhenius:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

A es una constante que depende de la reacción química (relacionado con la frecuencia de las colisiones)

E_a es la energía de activación (generalmente se mide en kJ/mol), $R = 8.314 \text{ J/K mol}$

T es la temperatura en Kelvin (K)

Protocolo experimental del Laboratorio IV

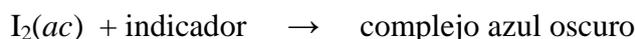
Sistema de estudio



El estudio de las propiedades cinéticas de una reacción implica determinar el tiempo de desaparición de un reactivo o el tiempo de formación de un producto.

En el sistema de estudio se evaluará el tiempo requerido para que el ión HSO_3^- sea consumido por reacción con el IO_3^- , lo cual es detectado por un cambio de color en el medio de reacción.

Este cambio de color es producto de la formación de iodo molecular (I_2) y su posterior complejación con almidón (indicador), según la reacción:



Debido a que la reacción se da en forma completa y se visualiza a través de un claro cambio de color es posible estudiar la dependencia de la concentración del anión iodato y del anión hidrogenosulfito en la aparición de iodo.

Procedimiento experimental

Se realizarán 3 experimentos para determinar la dependencia de la concentración de los reactivos con la velocidad de reacción.

En los distintos experimentos se mezclarán disoluciones de KIO_3 (*ac*) y NaHSO_3 (*ac*), en presencia de disolución de almidón (2 %), de acuerdo a la Tabla 1 (ver más adelante).

El tiempo medio de reacción de cada sistema permitirá determinar la velocidad de reacción inicial, según:

$$v = -\frac{1}{5} \frac{d[\text{HSO}_3^-]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{IO}_3^-]}{dt}$$

Con los datos de las concentraciones iniciales y la velocidad de reacción inicial se completará la Tabla 1.

Experimento I

1. Anotar la temperatura ambiente,
2. En un tubo de ensayo se adicionan 5 mL de la disolución de NaHSO_3 (*ac*) 0.0077 M,
3. Posteriormente añadir 2 gotas de la disolución de almidón al 2%
4. Preparar el cronómetro,
5. Añadir, en una única vez, 5 mL de la disolución de KIO_3 (*ac*) 0.02 M y al mismo tiempo poner en funcionamiento el cronómetro,
6. Detener el cronómetro cuando la disolución vira al color azul,
7. Registrar el tiempo (t_1) en la Tabla 1.
8. Repetir el experimento I (pasos 2-7) registrando t_2 en la Tabla 1.
9. Promediar los t_1 y t_2 y calcular la velocidad inicial (tercera columna de la Tabla 1).

Experimentos II y III

Realizar las etapas descritas para el experimento I, pero utilizando diferentes concentraciones.

Tabla 1

experimento	[KIO ₃] (M)	[NaHSO ₃] (M)	t ₁ (s)	t ₂ (s)	t _{promedio} (s)	v (M s ⁻¹)
I	0.02	0.0077				
II						
III						

Determine

Haciendo uso de las velocidades de reacción de los experimentos I, II y III y suponiendo una ley cinética del tipo $v = k[IO_3^-]^\alpha [HSO_3^-]^\beta$, determine

1. El orden de reacción respecto al KIO₃.
2. El orden de reacción respecto al NaHSO₃.
3. El orden total de reacción.
4. La constante de velocidad, k , de la reacción a la temperatura de trabajo.

Preguntas y propuestas

- 1- Iguale la ecuación redox de estudio.
- 2- Determine, en el experimento I, el reactivo limitante.
- 3- Sabiendo que éste es el reactivo limitante, ¿de qué forma se puede calcular la velocidad inicial de reacción (tercer columna de la Tabla 1)?
- 4- Proponga las disoluciones que utilizaría para los experimentos II y III.
- 5- ¿Qué ocurre si al experimento I lo realiza a 60 °C en lugar de trabajar a temperatura ambiente? En dicho caso: ¿cambia α ? ¿cambia β ? ¿cambia k ?

Bibliografía

- 1- P.W. Atkins. Química-Física 6ta edición, Editorial Omega S.A., Barcelona 1990.
- 2- B. Shakhshiri. Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry, (4), Madison, WI: The University of Wisconsin Press, 3-25.