

Efectos de los cambios de concentración y temperatura sobre la velocidad de reacción.**Sistema: Yodato de potasio – Bisulfito de sodio.**

Efectos de los cambios de concentración y temperatura sobre la velocidad de reacción.

Sistema: Yodato de potasio – Bisulfito de sodio.

Carlos Ángeles¹, Fabio Rangel¹, Leonardo Machaca¹, Luis Carrasco¹**Resumen**

Se han evaluado los efectos de los cambios de concentración y temperatura sobre la velocidad de reacción para el sistema yodato de potasio-bisulfito de sodio desarrollando las bases experimentales de la expresión de la velocidad para esta reacción y sus definiciones en términos de variables observables en el laboratorio. Asimismo presentamos la evaluación de los parámetros cinéticos de la reacción química de yodato de potasio - bisulfito de sodio. Para ello se ha realizado experimentalmente la reacción de yodato de potasio con 0,002M; 0,004M; 0,008M; 0,012M; 0,016 M, y con bisulfito de sodio 0,008M. a las temperaturas de 293,15 K, 302,15 K, 308,15 K y se ha encontrado que la velocidad de reacción es de primer orden con respecto a la concentración del yodato y de primer orden con respecto al bisulfito de sodio, con $k_v = 3,8637; 3,5711; 3,2385$ y la velocidad de reacción es independiente de la temperatura (anti-Arrhenius, $E_a = -2061,12$ Kcal/Kmol, y el factor de frecuencia de $1,131 \times 10^{-1}$), y la expresión de velocidad viene dada por:

$$-\frac{d[\text{HSO}_3^-]}{dt} = k_v [\text{HSO}_3^-] [\text{IO}_3^-]$$

Palabras clave: Velocidad de reacción, yodato de potasio y bisulfito de sodio.

Abstract

The effects of the changes in concentration and temperature on the reaction rate for the sodium potassium bisulfite iodate system have been evaluated by developing the experimental bases for the expression of the chemical reaction rate of the potassium iodate and sodium bisulfite system. Their definitions in terms of variables observable in the laboratory. We also present the evaluation of the kinetic parameters of the chemical reaction of potassium iodate - sodium bisulfite. For this purpose, the reaction of potassium iodate with 0,002M was carried out experimentally; 0,004M; 0,008M; 0,012M; 0,016 M, and with 0,008M sodium bisulfite. At temperatures of 293,15 K, 302,15 K, 308,15 K and it has been found that the reaction rate is of the first order with respect to the concentration of the iodate and of first order with respect to the bisulfite of Sodium, with $k_v = 3,8637; 3,5711; 3,2385$ and the reaction rate is independent of temperature (anti-Arrhenius, $E_a = -2061,12$ Kcal / Kmol, and the frequency factor of $1,131 \times 10^{-1}$), and the velocity expression is given by:

$$-\frac{d[\text{HSO}_3^-]}{dt} = k_v [\text{HSO}_3^-] [\text{IO}_3^-]$$

Keywords: Reaction rate potassium iodate and sodium bisulfite.

¹Universidad Nacional del Callao, Facultad de Ingeniería Química. Av. Juan Pablo II 306-308, Callao, Perú.

Introducción

Los problemas de análisis de las reacciones y del diseño de reactores son mejor visualizados si se presentan un esquema idealizado a través del cual la realidad puede ser apreciada. Idealmente se obtiene datos básicos con prudente apreciación del laboratorio que relacionan la conversión al producto deseado, en función de la concentración de diferentes especies o reactantes, la temperatura, el catalizador^[2].

Estos datos obtenidos en bruto o más o menos ordenados y organizados en forma de un modelo o una ley cinética, el ingeniero de las reacciones químicas ordena al principio esta información química y luego crea idealmente un modelo matemático para evaluar el efecto de la concentración y temperatura sobre la velocidad de reacción^[12].

La cinética química se ocupa de la velocidad de reacción entre los reactantes y especies químicas y está basada principalmente en la interacción de los reactantes^[8].

Wilhemy, L. en 1850 llevó a cabo por primera vez la observación cuantitativa de la velocidad de una reacción de la inversión de la sacarosa en soluciones acuosas ácidas diluidas^[2].

La cinética química ha sido una valiosa herramienta en la determinación de los parámetros cinéticos de una reacción para sistemas homogéneos.

La velocidad de reacción química aumenta con la concentración de los reactivos, y con la oxireducción entre los iones yodato y los iones hidrógeno sulfito, en soluciones acuosas^[12].

En este artículo presentamos el desarrollo de las bases experimentales de la expresión de la velocidad de reacción química del sistema yodato de potasio – bisulfito de sodio y sus definiciones en términos de variables observables en el laboratorio. Asimismo presentamos la evaluación de los parámetros

cinéticos de la reacción química de yodato de potasio - bisulfito de sodio^[8,10].

En la parte experimental se ha desarrollado la reacción de yodato de potasio con 0,002M; 0,004M; 0,008M; 0,012M; 0,016 M, y con bisulfito de sodio 0,008M.

Mientras que el equilibrio químico o estática, se ocupa de especificar que reacciones pueden ocurrir entre especies moleculares y/o atómicas, la cinética química se ocupa de la velocidad de las reacciones entre especies químicas^[3].

Debido a la importancia de la cinética química ahora nuestra preocupación es definir y especificar como expresar la velocidad de una reacción química de yodato de potasio con el bisulfito de sodio^[6].

A diferencia del equilibrio químico (estática) en cinética química no existen principios y datos para permitir una predicción a priori.

La cinética química está basada principalmente en la experimentación para una reacción química en la que un reactivo A se descomponen para dar dos productos, R y S^[12]:



Durante el transcurso de la reacción, la concentración de A decrece mientras que la concentración de R y S aumentan, así como se muestran en la figura N° 1.

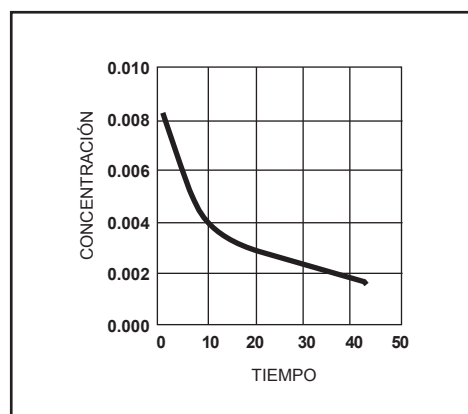


Figura1: cocentración vs tiempo

La velocidad de reacción en cualquier instante t viene dada por la pendiente de la curva en dicho tiempo t .

$$\text{Velocidad: } (r_A) = - \frac{dC_A}{dt} \quad (1)$$

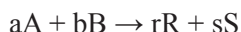
Es decir, que la velocidad de reacción es igual a la velocidad de decrecimiento de la concentración de A con el tiempo t .

Alternativamente la velocidad está dada también por la velocidad de crecimiento de la concentración de R o S con el tiempo ^[6,12].

$$\text{Velocidad: } (r_R, r_S) = \frac{dC_R}{dt} = \frac{dC}{dt} \quad (2)$$

Ahora bien, la velocidad de reacción química viene expresada como una velocidad de descomposición o desaparición de un reactivo o la velocidad de formación de un producto ^[3].

Así, para un sistema homogéneo:



Se define la velocidad de reacción como:

$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{r} \frac{d[R]}{dt} = \frac{1}{s} \frac{d[S]}{dt} \quad (3)$$

Laidler, K.J., (1963) menciona que la reacción química origina una nueva distribución de los átomos que constituyen las moléculas. La velocidad depende, por tanto, de la naturaleza de las sustancias participantes y de las condiciones de operación cuantitativamente, la velocidad de reacción se expresa por el número de unidades de masa de algunas de las sustancias participantes que se forma o transforma por unidad de tiempo t , y por unidad de volumen de sistema. Cuando el volumen del sistema permanece constante la velocidad es igual a la variación de la concentración C , por unidad de tiempo. Matemáticamente, estas definiciones se expresan así ^[4,8].

$$r_A = -\frac{1}{V} \frac{dn_A}{dt}, \text{ en general} \quad (4)$$

$$r_A = -\frac{1}{V} \frac{d(C_A V)}{dt} \quad (5)$$

Derivando se tiene

$$-r_A = -\frac{1}{V} \left[C_A \frac{dV}{dt} + V \frac{dC_A}{dt} \right] \quad (6)$$

$$-r_A = -\frac{1}{V} \left[V \frac{dC_A}{dt} + C_A \frac{dV}{dt} \right] \quad (7)$$

$$-r_A = \frac{dC_A}{dt} = k_V C_A C_B \quad (8)$$

La ecuación de la velocidad de la forma:

$$\text{Velocidad} = k_V [C_A]^\alpha [C_B]^\beta \quad (9)$$

expresa la dependencia de la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos. Sin embargo la velocidad de una reacción varía ampliamente con la temperatura, ya que para un proceso típico al aumentar ésta temperatura en 10°C, la velocidad se duplica o triplica.

En la ecuación anterior los términos de concentración y el orden no son sensibles a los cambios de la temperatura y la constante de la velocidad k_V es el término dependiente de la temperatura ^[4,13].

Por otro lado se ha encontrado experimentalmente, que la constante de velocidad k_V varía con la temperatura de acuerdo con la relación siguiente:

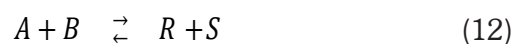
$$\ln k_V = b - \frac{a}{T} \quad (10)$$

Donde a y b son constantes y T es la temperatura absoluta o termodinámica.

Van't Hoff y Arrhenius encontraron que la base teórica de ésta ley es la relación entre la constante de equilibrio K_C y la temperatura, conocida como isocora de van't Hoff ^[7,8].

$$\frac{d \ln K_C}{dT} = \frac{\Delta E}{RT^2} \quad (11)$$

Donde K_C es la constante de equilibrio en términos de concentraciones y ΔE es el cambio de energía. Considérese la siguiente reacción:



La velocidad de reacción directa es $k_1[A][B]$ y la velocidad de reacción indirecta es $k_{-1}[R][S]$ donde k_1 y k_{-1} son las constantes de velocidad inversa respectivamente.

En el equilibrio:

$$k_1[A][B] = k_{-1}[R][S] \quad (13)$$

y la constante de equilibrio viene dada por:

$$K_C = \frac{[R][S]}{[A][B]} = \frac{k_1}{k_{-1}} \quad (14)$$

La energía de activación deduce que la velocidad de reacción directa depende de E^* y la velocidad de reacción inversa depende de E_{-1}^* esto implica que la trayectoria de la reacción de A+B encierra un cambio de energía, mientras que la reacción inversa lleva consigo un cambio de energía siendo la diferencia de esta energía el calor de reacción ^[7,10].

La forma usual de la ecuación de Arrhenius es:

$$k_V = A \exp\left(-\frac{E^*}{RT}\right) \quad (15)$$

Donde A es una constante conocida como factor de frecuencia y $\frac{E^*}{R}$ conocidos como parámetro

de Arrhenius, y E^* es la energía de activación de la reacción.

La expresión de Arrhenius es:

$$k = A \exp(-E a/RT) \quad (16)$$

$$\ln k = -Ea/RT + \ln A \quad (17)$$

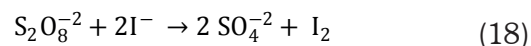
Como el objetivo de la experimentación de la cinética de una reacción química, es determinar la forma de la ecuación de velocidad y un valor para la constante de velocidad. Esto se consigue por medio de dos métodos que corresponden a las dos formas de la ecuación de velocidad ^[7,1b]:

1. Método diferencial,
2. Método integral.

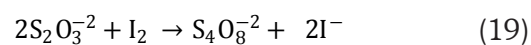
Dentro de los métodos diferenciales está el método de las velocidades iniciales. Este método es ventajoso porque no dependen de un conocimiento previo del orden de reacción. La desventaja fundamental es la dificultad de trazar

tangentes con precisión. Éste problema prácticamente puede ser superado midiendo el tiempo necesario para que se transforme en producto una pequeña fracción de reactivo ^[4,14].

En la siguiente reacción de disolución:



Se determina la velocidad inicial introduciendo una pequeña concentración conocida de tiosulfato con almidón en el sistema, de modo que ocurra la reacción:



Entre los iones de tiosulfato y el yodo liberado en la reacción (18) bajo estudio, cuando se hayan consumido todos los iones de tiosulfato mediante la reacción (19), el yodo liberado se detecta con el indicador almidón por la aparición del color azul.

Se mide el tiempo Δt transcurrido hasta la aparición de este color azul.

La velocidad de reacción viene dada por:

$$-\frac{d[S_4O_8^{2-}]}{dt} = k_V [S_4O_8^{2-}][I^-] \quad (20)$$

Para pequeñas variaciones de dicha ecuación se puede expresar de la forma siguiente:

$$-\frac{\Delta[S_4O_8^{2-}]}{\Delta t} = k_V [S_4O_8^{2-}]_0 [I^-]_0 \quad (21)$$

Donde $\Delta[S_4O_8^{2-}]$ representa la concentración de $[S_4O_8^{2-}]$ utilizada en la reacción durante el tiempo Δt y $[S_4O_8^{2-}]_0$ y $[I^-]_0$ son las concentraciones iniciales de los iones per sulfato y yoduro, respectivamente. Se puede obtener un valor preciso de la constante de la velocidad a partir de dichas medidas con la condición de que $\Delta[S_4O_8^{2-}]$ sea menor que el 1 por ciento de $[S_4O_8^{2-}]_0$, es decir que la velocidad se mida para un uno por ciento de la reacción. El orden de la reacción anterior puede confirmarse representando $1/\Delta t$ en función de $[S_4O_8^{2-}]_0$ a $[I^-]_0$ constante y también $1/\Delta t$ en función de $[I^-]_0$ a $[S_4O_8^{2-}]_0$ constante, dado que esas dos representaciones son lineales ^[14].

Materiales y métodos

Para medir la velocidad de reacción es necesario seguir la variación de la concentración de un reactivo o producto con el tiempo por el método de velocidades iniciales.

Los métodos experimentales para la determinación de la velocidad de reacción deben tomar en cuenta que las velocidades de reacciones químicas son muy sensibles a cambio de la temperatura. Normalmente es necesario llevar a cabo los experimentos cinéticos en un recipiente de vidrio (reactor) sumergido en un baño termostataado cuya temperatura no varía en más de 0.1°C lineales^[9,10,1b].

Un cronómetro de laboratorio es suficiente y seguro para medir los tiempos de reacción aunque a menudo es difícil poner en marcha el reloj con el tiempo cero exacto. Para estas reacciones de disolución, se agregan, o se vierten o se mezclan los reactivos lo más rápidamente posibles. La mezcla debe ser rápida en comparación con la vida media de la reacción y pueden surgir problemas si se añaden reactivos con una pipeta.

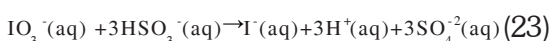
Los matraces de reacción de vidrio son usualmente bastante satisfactorios, ya que esta superficie es inerte a la mayoría de los productos químicos de laboratorio.

En este experimento se ha utilizado el método de las velocidades iniciales para calcular experimentalmente los valores de k_v , α y β de la ecuación de velocidad de la reacción entre el yodato de potasio y el bisulfito sódico:



El mecanismo de esta reacción ocurre en dos etapas:

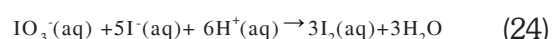
En la primera etapa ocurre la siguiente reacción principal:



En esta primera etapa se observa que, en esta reacción el yodato es un agente oxidante suave, el bisulfito es un agente reductor suave que puede considerarse como una sal del ácido sulfuroso, que no existe en forma pura.

En la segunda parte ocurre una reacción reloj que nos avisa el momento en la que finaliza la reacción principal, la cual es usada para el estudio de la cinética de esta reacción.

La reacción reloj es:



El desarrollo experimental nos ha permitido determinar el efecto de la concentración y temperatura sobre la velocidad de reacción de yodato de potasio y el bisulfito de sodio midiendo las distintas concentraciones de estos reactivos tal como se muestra en la tabla N°1, 3, 5.

Se han preparado las soluciones de yodato de potasio de 4,28 g/L y bisulfito de sodio de 0,8325 g/L. Estas soluciones preparadas se introdujeron en 5 recipientes de vidrio cada una de ellas, signados con las letras A para el yodato de potasio y B para el bisulfito de sodio respectivamente.

La solución del yodato de potasio del vaso A se vierte al vaso B de bisulfito de sodio (reactor) para las cinco corridas experimentales y la reacción que ocurre es la que se indican en las reacciones (23) y (24).

Resultados

Con el objeto de determinar experimentalmente el efecto de la concentración y la temperatura sobre la velocidad de reacción, se ha realizado el programa experimental diseñado y se obtuvieron los resultados que se dan en las tablas 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9,10, 11 y, en las gráficas 1, 2, 3.

A partir de los resultados de las tabla 7,8, 9 se ha calculado la energía de activación y el factor pre exponencial (factor de frecuencia) para el sistema de reacción del yodato de potasio con el bisulfito de sodio usando las ecuaciones (16) y (17), tal como se muestra en la tabla 11.

Tabla 1. Evaluación de datos experimentales de la cinética de la reacción del Yodato de Potasio con Bisulfito Sodio a 293,15 k

Experimento	Vaso A			Vaso B			Vaso A + Vaso B		Tiempo t_x	$r_o = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_x}$	$\ln(r_o)$	$\ln([HSO_3^-]_0)$	$\ln([IO_3^-]_0)$
	Vol sol A, $[IO_3^-] = 0.02M$	Vol agua	$[IO_3^-]$	Vol sol B, $[HSO_3^-] = 0.008M$	Vol agua	$[HSO_3^-]$	$[IO_3^-]_0$	$[HSO_3^-]_0$					
1	5	25	0.00333	10	20	0.00267	0.00133	0.00167	53.16	8.361E-06	-1.169E+01	-6.620E+00	-6.3969297
2	10	20	0.00667	10	20	0.00267	0.00133	0.00333	24.57	1.809E-05	-1.092E+01	-6.620E+00	-5.7037825
3	15	15	0.01000	10	20	0.00267	0.00133	0.00500	17.17	2.588E-05	-1.056E+01	-6.620E+00	-5.2983174
4	20	10	0.01333	10	20	0.00267	0.00133	0.00667	13.44	3.307E-05	-1.032E+01	-6.620E+00	-5.0106353
5	25	5	0.01667	10	20	0.00267	0.00133	0.00833	10.30	4.315E-05	-1.005E+01	-6.620E+00	-4.7874917

Tabla 2. Resultados experimentales de la evaluación de la cinética de la reacción de Yodato de Potasio con Bisulfito de Sodio a 293, 15 k

CONSTANTE DE LA REACCIÓN, K	ORDEN DE LA REACCIÓN. CON RESPECTO AL $[HSO_3^-]$, α	ORDEN DE LA REACCIÓN. CON RESPECTO AL $[IO_3^-]$, β
0,005142054	0,999710616	0

Tabla 3. Evaluación de datos experimentales de la cinética de la reacción de yodato de Potasio con Bisulfito de Sodio a 302, 15 k

Experimento	Vaso A			Vaso B			Vaso A + Vaso B		Tiempo t_x	$r_o = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_x}$	$\ln(r_o)$	$\ln([HSO_3^-]_0)$	$\ln([IO_3^-]_0)$
	Vol sol A, $[IO_3^-] = 0.02M$	Vol agua	$[IO_3^-]$	Vol sol B, $[HSO_3^-] = 0.008M$	Vol agua	$[HSO_3^-]$	$[IO_3^-]_0$	$[HSO_3^-]_0$					
1	5	25	0.003333	10	20	0.002667	0.001667	0.001333	54.96	8.087E-06	-1.173E+01	4.444E-04	-6.39692966
2	10	20	0.006667	10	20	0.002667	0.003333	0.001333	28	1.587E-05	-1.105E+01	4.444E-04	-5.70378247
3	15	15	0.01	10	20	0.002667	0.005	0.001333	19.94	2.229E-05	-1.071E+01	4.444E-04	-5.29831737
4	20	10	0.013333	10	20	0.002667	0.006667	0.001333	14.09	3.154E-05	-1.036E+01	4.444E-04	-5.01063529
5	25	5	0.016667	10	20	0.002667	0.008333	0.001333	11.15	3.986E-05	-1.013E+01	4.444E-04	-4.78749174

Tabla 4. Resultados experimentales de la evaluación de la cinética de la reacción de yodato de Potasio con Bisulfito de Sodio a 302, 15 k

CONSTANTE DE LA REACCIÓN, K	ORDEN DE LA REACCIÓN. CON RESPECTO AL $[HSO_3^-]$, α	ORDEN DE LA REACCIÓN. CON RESPECTO AL $[IO_3^-]$, β
0,004304206	0,983229879	0

Tabla 5. Evaluación de datos experimentales de la cinética de la reacción del yodato de Potasio con Bisulfito de Sodio a 308, 15 k

Experimento	Vaso A			Vaso B			Vaso A + Vaso B		Tiempo t_x	$r_o = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_x}$	$\ln(r_o)$	$\ln([HSO_3^-]_0)$	$\ln([IO_3^-]_0)$
	Vol sol A, $[IO_3^-] = 0.02M$	Vol agua	$[IO_3^-]$	Vol sol B, $[HSO_3^-] = 0.008M$	Vol agua	$[HSO_3^-]$	$[IO_3^-]_0$	$[HSO_3^-]_0$					
1	5	25	0.003333	10	20	0.002667	0.001667	0.001333	56.96	7.803E-06	-1.176E+01	4.444E-04	-6.39692966
2	10	20	0.006667	10	20	0.002667	0.003333	0.001333	43.53	1.021E-05	-1.149E+01	4.444E-04	-5.70378247
3	15	15	0.01	10	20	0.002667	0.005	0.001333	21.69	2.049E-05	-1.080E+01	4.444E-04	-5.29831737
4	20	10	0.013333	10	20	0.002667	0.006667	0.001333	14.42	3.082E-05	-1.039E+01	4.444E-04	-5.01063529
5	25	5	0.016667	10	20	0.002667	0.008333	0.001333	13.3	3.342E-05	-1.031E+01	4.444E-04	-4.78749174

Tabla 6. Resultados experimentales de la evaluación de la cinética de la reacción de yodato de Potasio con Bisulfito de Sodio a 302,15 k

CONSTANTE DE LA REACCION, k	ORDEN DE LA REACCION CON RESPECTO AL $[\text{HSO}_3^-]$, α	ORDEN DE LA REACCION CON RESPECTO AL $[\text{IO}_3^-]$, β
0,00391976	0,982577773	0

T1 =293.15 K

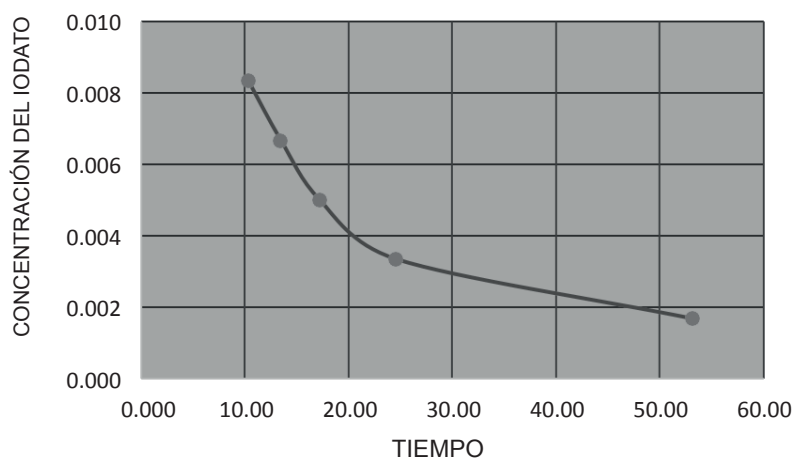


Gráfico 1. Concentración del yodato de Potasio en función del tiempo a la temperatura 293.15 K

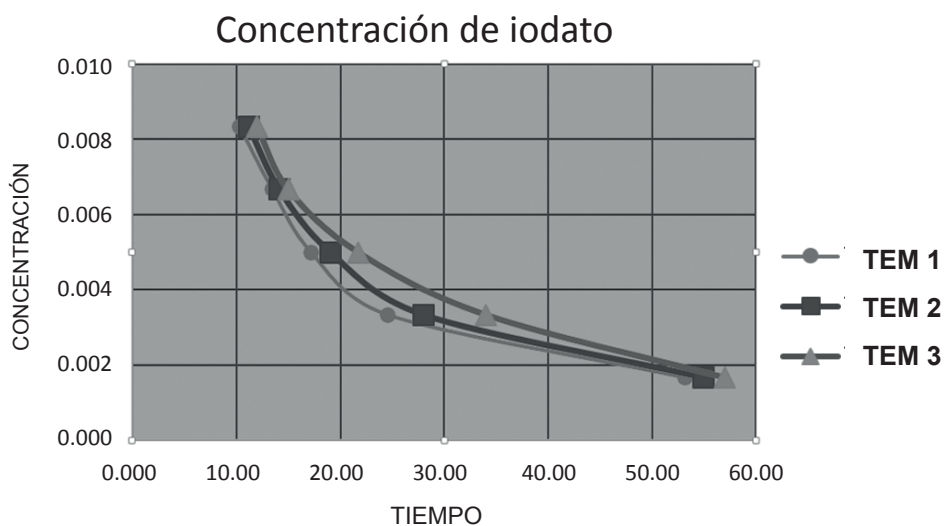


Gráfico 2. Concentración del yodato de Potasio vs. tiempo a las temperatura 293.15, 302.15, 308.15 K

Tabla 7. Evaluación del constante de la velocidad específica de la reacción a la temperaturas de 293.15 k

<i>Experimento</i>	Vaso A + Vaso B		<i>Tiempo_{rx}</i>	$r_0 = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_{rx}}$	kv
	$[HSO_3^-]_0$	$[IO_3^-]_0$			
1	0.00133	0.00167	53.16	8.361E-06	3.7622
2	0.00133	0.00333	24.57	1.809E-05	4.0700
3	0.00133	0.00500	17.17	2.588E-05	3.8827
4	0.00133	0.00667	13.44	3.307E-05	3.7202
5	0.00133	0.00833	10.30	4.315E-05	3.8835
$\bar{k}_V =$					3.8637

Tabla 8. Evaluación del constante de la velocidad específica de la reacción a la temperaturas de 302.15 k

<i>Experimento</i>	Vaso A + Vaso B		<i>Tiempo_{rx}</i>	$r_0 = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_{rx}}$	kv
	$[HSO_3^-]_0$	$[IO_3^-]_0$			
1	0.00133	0.00167	54.96	8.087E-06	3.6390
2	0.00133	0.00333	28.00	1.587E-05	3.5714
3	0.00133	0.00500	19.00	2.339E-05	3.5088
4	0.00133	0.00667	14.09	3.154E-05	3.5486
5	0.00133	0.00833	11.15	3.986E-05	3.5874
$\bar{k}_V =$					3.5711

Tabla 9. Evaluación del constante de la velocidad específica de la reacción a la temperaturas de 308.15 k

<i>Experimento</i>	Vaso A + Vaso B		<i>Tiempo_{rx}</i>	$r_0 = \frac{[HSO_3^-]_0}{t_{rx}}$	kv
	$[HSO_3^-]_0$	$[IO_3^-]_0$			
1	0.00133	0.00167	56.96	7.803E-06	3.5112
2	0.00133	0.00333	34.00	1.307E-05	2.9412
3	0.00133	0.00500	21.69	2.049E-05	3.0736
4	0.00133	0.00667	15.00	2.963E-05	3.3333
5	0.00133	0.00833	12.00	3.704E-05	3.3333
$\bar{k}_V =$					3.2385

Tabla 10. Resultados experimentales de la evaluación del constante de la velocidad específica de la reacción a las temperaturas de 293.15, 302.15, 308.15 k

T, °C	T, K	K	1/T	Ln(k)
20	293.15	3,8637	0.00341122	1,351636
29	302.15	3,5711	0.00330961	1,272861
35	308.15	3,2385	0.00324517	1,175122

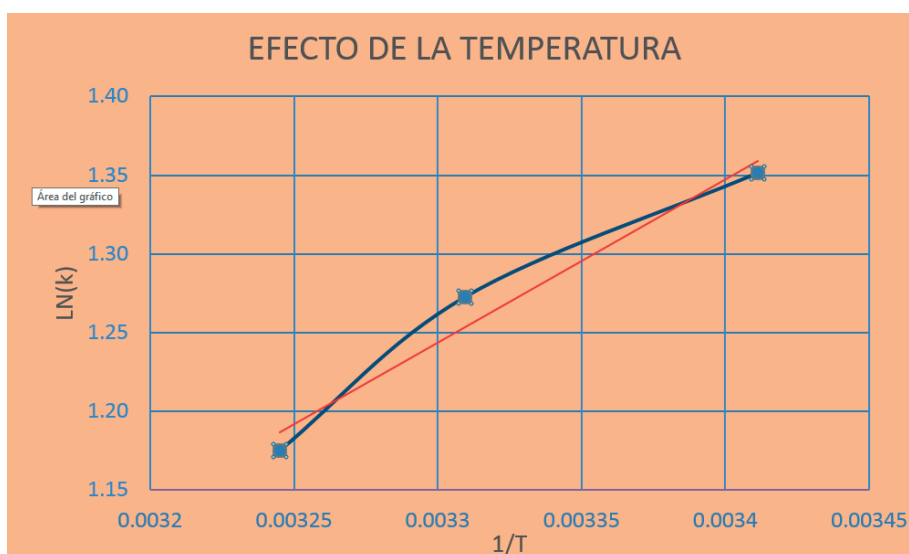


Gráfico 3. Ln de k vs. inversa de las temperaturas de 293.15, 302.15, 308.15 k

Tabla 11. Energía de activación y factor pre exponencial

Ea/R	A ₀	Ea (energía de activación)
-1037,2	1,1316x10 ⁻¹	-2061,12 kcal/kmol

DISCUSIÓN

Los métodos interpretativos de la cinética reaccional del sistema homogéneo son varios, los métodos analíticos que permiten evaluar el orden (n) y la velocidad específica (k_v) de una reacción lineal^[13].

Los métodos de las concentraciones o velocidades iniciales para las reacciones rápidas no tiene complicaciones, y son muy precisos en la evaluación del orden de la reacción, y que determinada de esta manera se llama orden verdadero. Este método consiste en elegir uno de los reactivos y medir la velocidad con que

cambia su concentración a partir del momento inicial de la reacción es decir cuando las concentraciones de los productos son cero. Para un intervalo pequeño, d[HSO₃]/dt, el cual fue remplazado por Δ [HSO₃]/ Δt, por lo que la ecuación (25) se transforma en:

$$\Delta [\text{HSO}_3] / \Delta t = k [\text{HSO}_3]^n$$

Esta expresión nos ha permitido evaluar el orden de reacción con respecto al ion yodato y al ion bisulfito, resultandando que es de primer orden con respecto al ion yodato y al ion bisulfito haciendo la referencia a la oxidación de los iones

yoduro por ion bisulfito en solución acida^[16].

Con respecto al efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción los datos de las tablas 7, 8, 9 y el gráfico 2 describen el decrecimiento de la velocidad de reacción al aumentar la temperatura. Asimismo, los datos de la tabla 10 y la representación en la gráfica 3 se observa que la reacción describe un comportamiento de una reacción antiArrhenius lineal, y de la pendiente se ha determinado la energía de activación y el factor pre-exponencial. Es decir que la velocidad de reacción es independiente de la temperatura (no-Arrhenius) y disminuye con el aumento de la temperatura (anti-Arrhenius) siendo considerado como una reacción sin barrera de activación^[15].

Se ha determinado experimentalmente el efecto de la concentración y de la temperatura sobre la velocidad de reacción para el sistema yodato de potasio con bisulfito de sodio, evaluándose que el orden de reacción con respecto al $[IO_3^-]$ es 1, y con respecto al $[HSO_3^-]$ es 1, orden total 2 y la constantes de la velocidad específica a las temperaturas de 20 °C, 29 °C, y 35°C, son 3,8637; 3,5711, y 3,2385 respectivamente.

Finalmente se ha demostrado que la reacción tiene un comportamiento antiArrhenius, siendo que la energía activación de -2061,12 Kcal/Kmol, y el factor de frecuencia de $1,131^{-1}$.

Agradecimiento

Nuestro agradecimiento especial al Dr. Luis Carrasco Venegas por su constante incentivo y paciencia en el desarrollo del presente trabajo de investigación. Igualmente agradecemos a nuestros trabajadores del laboratorio de investigación y desarrollo de la Facultad de Ingeniería Química por el apoyo moral y la facilitación de los materiales y equipos usados en esta investigación, en especial a la señora Margarita Benavente.

Referencias bibliográficas

- 1 J. R. Partington, A history of Chemistry, Vol. 4 Macmillan, London, 1964, 261–264, 301–310.
- 2 P. Sabatier, Catalysis in Organic Chemistry, Read Books, 2007.
- 3 E. Vitoria, La catálisis en Química, 4ª Edic. Casals, Barcelona, 1946.
- 4 M. T. Martín Sánchez y M. Martín Sánchez, Trabajos Experimentales en una Clase de Química de Nivel Elemental, Instituto de Ciencias de la Educación, Universidad de Salamanca, 1986.
- 5 I. Talesnick, Idea Bank Collation. A handbook for Science Teachers, Faculty of Education, Queen's University, Canada, 1984, N° 91.
- 6 M. C. Sherman, J. Chem. Educ., 1991, 68, 1036–1037.
- 7 Fogler, H. S., Elements of Chemical Reaction Engineering, Prentice-Hall International Editions, 1992.
- 8 Palmer, W. G. "Química Física Experimental". EUDEBA, Buenos Aires, 1966
- 9 Burmistrova, O.A., "Prácticas de Química Física", Editorial MIR, Moscú
- 10 R. Chang, Química, McGraw-Hill. 4ª Edición. México, 1992, pp. 1052.
- 11 Handbook of Chemistry and Physics, 58th ed. Edited by R. C. Weast (CRC), Cleveland, 1978
- 12 K.,J., Laidler, Reaction kinetics, vol.1, homogeneous gas reactions. Pergamon, Oxford, 1963.
- 13 M., Tomeo Lacrué, Fundamentos de Química Técnica. Quimicofísica de procesos Industriales, Editorial Labor, S.A. México 1969.
- 14 H. E., Avery, Basic Reaction Kinetics and Mechanisms. Editions, illustrated, reprint. Publisher, Mac millan, 1974.
- 15 Kenneth Connors, Chemical Kinetics, VCH Publishers, pg. 14, 1990.
- 16 D. A., García Lairte, M. Peña Martínez, Cinética recreativa. Un análisis de

aspectos relativos a la velocidad de las reacciones Químicas basado en el desarrollo de experiencias de gran impacto visual. II Jornada sobre la enseñanza de las ciencias y las ingenierías en la Universidad de Murcia- España del 18-20 de noviembre 2010.

Bibliografía Web

1b La Seguridad en los Laboratorios de Prácticas, Universidad de Alcalá, 1995, Comisión de Seguridad y Salud Laboral.

<http://www2.uah.es/edejesus/seguridad.htm>

2b Determinación de los parámetros cinéticos de la reacción de descomposición del H₂O₂

<http://ciencia21.freeservers.com/informes/cinetica.htm>