ÍNDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Velocidad de Reacción	6
Fundamentos	12
Detalles Experimentales	15
Materiales y Reactivos	15
Procedimiento	16
Conclusiones	27
Bibliografía	28
Apéndice	29

INTRODUCCIÓN

La materia esta expuesta a diferentes cambios químicos denominados reacciones químicas, en nuestra vida diaria, observamos que ciertas reacciones son rápidas como las reacciones de combustión, mientras que otras son lentas, como la oxidación de un clavo de hierro, pero como explicar esta diferencia, para esto será necesario analizar ciertos factores que tienen influencia en la rapidez de una reacción química, por ejemplo, al aumentar la temperatura se incrementa la velocidad de las partículas, estos chocan con mas fuerza(con mas energía) y con mayor frecuencia, y esto hace que aumente la velocidad de la reacción.

En este informe se demuestra experimentalmente el orden de una reacción teniendo en cuenta la gráfica de las concentraciones de un reactivo o de un producto con respecto al tiempo. Además de las velocidades instantáneas para cada tiempo.

OBJETIVOS

- Determinar cuantitativamente la velocidad de una reacción química.
- Determinar experimentalmente el orden de una reacción.
- Determinar gráficamente la velocidad inicial y la velocidad instantánea.
- Emplear el método volumétrico para determinar la variación de la concentración en función del tiempo.

PRINCIPIOS TEÓRICOS

VELOCIDAD DE REACCIÓN

La cinética química es el área de la química que tiene relación con la rapidez, o velocidad, con que ocurre una reacción química. La palabra "cinética" sugiere movimiento o cambio. En este caso, cinética se refiere a la **velocidad de reacción**, que es el cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto al tiempo (M/s).

Hay muchas razones para estudiar la velocidad de una reacción. Para empezar, existe una curiosidad intrínseca con respecto a la razón por la que las reacciones ocurren a diferentes velocidades. Algunos procesos, como las etapas iniciales de la visión, la fotosíntesis y las reacciones nucleares en cadena, ocurren a una velocidad tan corta como de 10^{-12} s a 10^{-6} s. Otros, como la restauración del cemento y la conversión del grafito en diamante, necesitan millones de años para completarse. En un nivel práctico, el conocimiento de la velocidad de las reacciones es de gran utilidad para el diseño de fármacos, en el control de la contaminación y en el procesamiento de alimentos. Con frecuencia los químicos industriales ponen más énfasis en el aceleramiento de la velocidad de una reacción que en mejorar su rendimiento.

Se sabe que cualquier reacción puede representarse por la ecuación general:

$$\text{Reactivos} \rightarrow \text{Productos}$$

Esta ecuación se expresa durante el transcurso de una reacción, los reactivos se consumen mientras se forman los productos. Como resultado, es posible seguir el progreso de una reacción al medir, ya sea la disminución en la concentración de los reactivos o el aumento en la concentración de os productos.

En el ejemplo se muestra una reacción sencilla donde las moléculas de A se convierten en moléculas de B:

$$A \rightarrow B$$

En general, es más conveniente expresar la velocidad de reacción en términos del cambio en la concentración con respecto al tiempo. Así para la reacción $A \rightarrow B$, la velocidad se expresa como:

$$\text{velocidad}_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{o} \quad \text{velocidad}_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

donde $\Delta[A]$ y $\Delta[B]$ son los cambios en la concentración (molaridad) en un determinado periodo Δt. Debido a que la concentración de A disminuye durante el intervalo de tiempo, $\Delta[A]$ es una cantidad negativa. La velocidad de reacción es una cantidad positiva, de modo que es necesario un signo menos en la expresión de la velocidad para que la velocidad sea positiva. Por otra parte, la velocidad de formación del producto no requiere de un signo menos porque $\Delta[B]$ es una cantidad positiva (la concentración de B aumenta con el tiempo). Estas velocidades son velocidades promedio porque representan el promedio en cierto periodo Δt.

Por definición, se sabe que para determinar la velocidad de una reacción se mide la concentración del reactivo (o del producto) como una función de tiempo. Para las reacciones en disolución, la concentración de algunas especies se puede medir por métodos espectroscópicos. Si participan iones, el cambio en la concentración se detecta por mediciones de conductividad eléctrica. Las reacciones con gases se siguen a través de medidas de presión. Aquí se considerarán dos reacciones específicas para las cuales se utilizan diferentes métodos para medir la velocidad de reacción.

La velocidad de una reacción es una función de la temperatura, la presión y la composición de la mezcla reaccionante. La ecuación que expresa la velocidad de reacción como función de la temperatura y la composición se conoce como ley de velocidad y debe determinarse experimentalmente tomando así formas muy diversas (ver más adelante). En algunos casos, la velocidad de reacción puede expresarse como el producto de una función de la temperatura (llamada constante de velocidad) por las concentraciones de reactivos y/o productos u otros componentes de la mezcla, elevadas a diversas potencias. En su forma más general para la reacción arriba descripta escribiríamos:

$$V_t = kT[A]^{\alpha}[B]^{\beta}[C]^{\chi}[D]^{\delta}$$

Ley de Velocidad Ecuación 1

Donde K es una función de la temperatura y se denomina constante de velocidad, [A], [B], etc. indican las concentraciones de las especies químicas al tiempo t. Las potencias a las que están elevadas las

concentraciones (α,β,etc) se denominan orden de reacción respecto a cada especie química. La suma de estos coeficientes me da el orden global de la reacción. Debemos tener en cuenta, que los órdenes de cada especie química deben determinarse experimentalmente y sólo en ciertos casos son iguales a los coeficientes estequiométricos. Los ordenes de reacción pueden tomar cualquier valor (positivo, negativo o cero, ser entero o fraccionario). La determinación experimental de estos valores nos dará la forma final de la ley de velocidad para una dada reacción química.
Para la obtención del SO_3 tenemos:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO} 2SO_3 \qquad V = k[O_2][NO]^2$$

En este caso la ley cinética es de orden total 3, de orden 1 para el oxigeno y de orden dos para el NO. Recordar que más arriba decíamos que la ley cinética es función de la temperatura, la presión y de la composición del medio. La experimentación para esta reacción nos dice que la velocidad de la reacción depende linealmente de la concentración de oxigeno, cuadráticamente de la concentración de NO y que no depende de la concentración de SO_3.

Otros ejemplos de leyes cinéticas se muestran abajo.

$$H_2 + J_2 \rightarrow 2HJ \qquad V = k[H_2][J_2]$$

$$H_2O_2 + 2J^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O + J_2 \qquad V = k_1[H_2O_2][J^-] + k_2[H_2O_2][J^-][H^+]$$

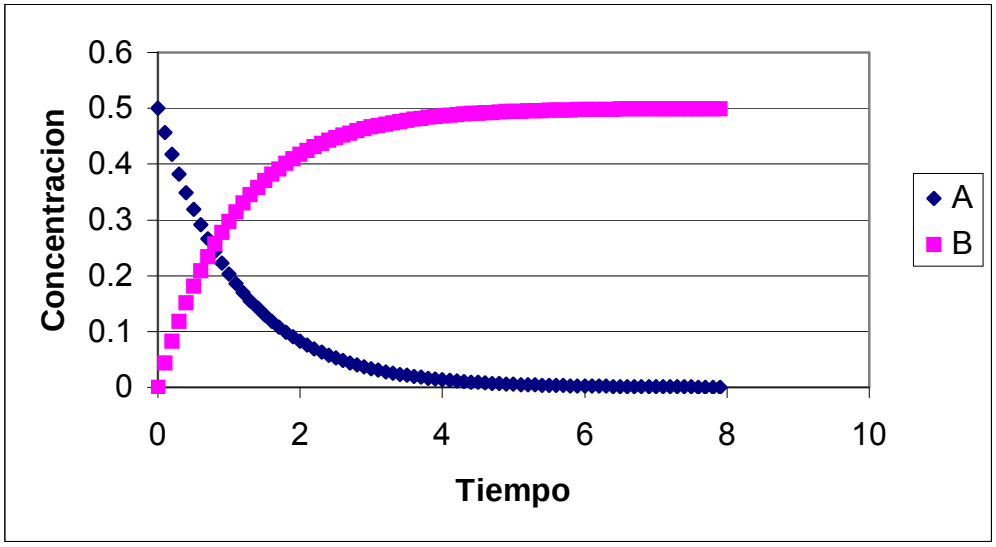
$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr \qquad V = \frac{k[H_2][Br_2]}{1 + j[HBr]/[Br_2]}$$

¿Podría decir el orden en cada una de estas leyes cinéticas?

La ley de velocidad nos indica cuál es la velocidad de reacción para una dada T y para una dada concentración de reactivos y productos. Sin embargo, lo que se observa experimentalmente no es la velocidad de reacción sino la variación de la concentración de alguna especie química en función del tiempo.
Supongamos la reacción:

$$A \longrightarrow B$$

El grafico muestra la forma en que varían con el tiempo la concentración de A y B.



La cuestión es: ¿Cómo se relaciona la velocidad de reacción con el gráfico concentración Vs. tiempo?
La relación entre las velocidades de A y B cumplen con:

$$-\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$ y además $$V = -\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

En primer lugar, la pendiente de la curva concentración Vs. tiempo es justamente la derivada de la concentración respecto al tiempo y por lo tanto es proporcional a la velocidad de reacción en ese punto. De esta manera, conocida la concentración como función del tiempo podemos determinar la velocidad de reacción a cada instante. A esta velocidad

$$V = K[A]$$

se la llama velocidad de reacción instantánea.
Pero además, si conociéramos la ley de velocidad por ej.

$$V = -\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt} = K[A]$$

y la combinamos con la definición de velocidad de reacción obtenemos una ecuación diferencial que, si somos capaces de integrar, nos dará la concentración como función del tiempo para ciertas condiciones iniciales. O sea, podremos predecir las curvas concentración versus tiempo para las condiciones iniciales que usemos al resolver la ecuación diferencial.

Como ejemplos de este último procedimiento, vamos a encontrar las formas integradas de las ecuaciones diferenciales para cinéticas de orden 0, 1 y 2.

REACCIONES DE ORDEN 1

Consideramos el ejemplo anterior donde $A \longrightarrow B$
La ecuación diferencial para este caso es:

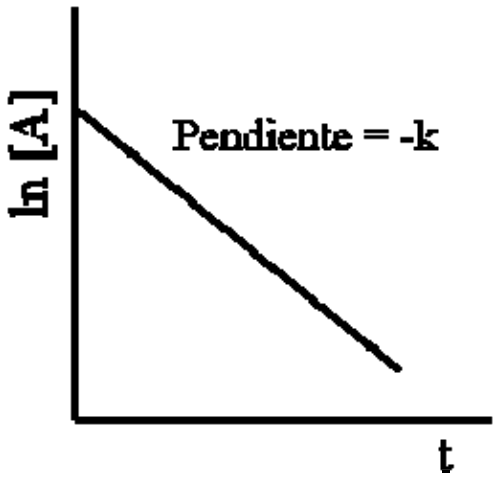
$$V = -\frac{d[A]}{dt} = K[A]$$

Integrando obtenemos

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

donde $[A]_0$ es la concentración inicial de A, y [A] es la concentración de A al tiempo t.

Vemos que para una reacción de primer orden, la concentración de reactivo decae exponencialmente con el tiempo. Por lo tanto, si se grafica el logaritmo de la concentración de reactivo en función del tiempo se obtiene una recta de cuya pendiente puede hallarse la constante de velocidad.



REACCIONES DE ORDEN 2

Consideremos el ejemplo

$A + C \longrightarrow D$

Considerando que existen iguales concentraciones de A y C, como reaccionan mol a mol, la variación de A será igual a la variación de C.

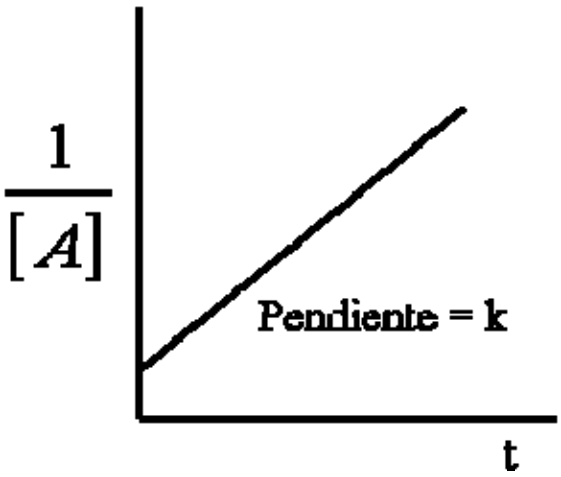
Así podemos escribir:

$$V = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$$

Integrando tenemos,

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

Para una reacción de segundo orden, una gráfica de la inversa de la concentración de reactivo Vs. tiempo dará una recta de cuya pendiente puede obtenerse la constante de velocidad.



REACCIONES DE ORDEN 0

Para la reacción

$A \longrightarrow B$

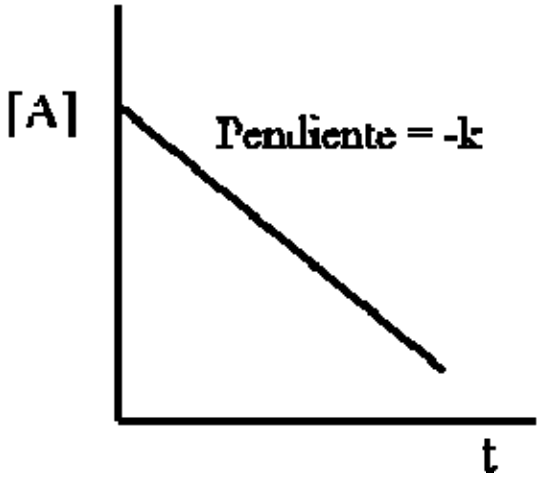
Si dicha reacción es de orden 0 le corresponde una ecuación diferencial de la forma

$$V = -\frac{d[A]}{dt} = K$$

Integrando tenemos

$$A - A_0 = Kt$$

Si representamos concentración vs. Tiempo, vemos que una cinética de orden 0 tiene un comportamiento lineal.



DETERMINACIÓN DE LA LEY DE VELOCIDAD

Vimos que si conocíamos la ley de velocidad, podíamos determinar cómo variaban las concentraciones en función el tiempo, resolviendo una ecuación diferencial. Ahora nos encontramos con el problema inverso: ¿Cómo podemos hallar la ley de velocidad a partir de determinaciones de la concentración en función del tiempo? Para esto existen diversos métodos, los más importantes son: el método de las velocidades iniciales y el método de aislamiento. (Sólo consideramos casos en los que la ley de velocidad tiene la forma indicada en la ecuación 1).

En el método de las velocidades iniciales se determinan las velocidades iniciales para iguales concentraciones iniciales de todos los componentes excepto uno. Luego, de la relación de las velocidades iniciales puede hallarse el orden de reacción para el componente cuya concentración fue variada. Haciendo lo mismo con todos los componentes se determina la ley de velocidad.

$$\left.\begin{aligned} v_{10} &= k[A]_{10}^{\alpha}[B]_{0}^{\beta}[F]_{0}^{\phi} \\ v_{20} &= k[A]_{20}^{\alpha}[B]_{0}^{\beta}[F]_{0}^{\phi} \end{aligned}\right\} \Rightarrow \frac{v_{10}}{v_{20}} = \left(\frac{[A]_{10}}{[A]_{20}}\right)^{\alpha}$$

En el método de aislamiento, se utiliza un gran exceso de todos los componentes del sistema reactivo excepto uno. La concentración de

todos los componentes que están en exceso se mantiene aproximadamente constante durante el transcurso de la reacción de manera que la velocidad de reacción sólo depende de la concentración del componente en defecto.

$$\frac{d[A]}{dt} \propto v = k[A]^{\alpha}[B]_{exc}^{\beta}[F]_{exc}^{\phi} = k'[A]^{\alpha}$$

De esta manera se puede calcular el orden de reacción para el componente en defecto mediante gráficas ln[C] Vs. t; 1/[C] Vs. t, determinación de los tiempos medios, etc.

FUNDAMENTOS

Se ha seleccionado una reacción cuya cinética es fácil de medir. Para determinar el avance de la reacción se emplea la reacción de oxidación con cromo (VI).

FUNDAMENTO DE LA REACCIÓN

El $K_2Cr_2O_7$ se transforma en $HCrO_4^-$, en medio ácido (HCl)

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2O \xrightarrow{HCl} 2HCrO_4^-$$ Solución "A"

Al reaccionar con la solución "A", el etanol se oxida a ácido acético según la siguiente reacción

$$3C_2H5OH_{(ac)} + 4HCrO_4^-{}_{(ac)} + 16H^+{}_{(ac)} \longrightarrow 3CH_3COOH_{(ac)} + 4Cr^{+3}{}_{(ac)} + 13H_2O_{(\ell)}$$

Naranja Verde

La ley de velocidad para esta reacción se expresa como:

$$V = K[C_2H5OH]^x[HCrO_4^-]^y[H^+]^z$$

Sin embargo, si las concentraciones de etanol y de ácido son suficientemente grandes, se puede considerar que la variación es despreciable durante la reacción, por lo tanto $[C_2H5OH]$ y $[H^+]$ se hacen prácticamente constantes y la ley de la velocidad se puede reducir a:

$$V = K[HCrO_4^-]^y$$

FUNDAMENTO DE LA DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN POR TITULACIÓN REDOX

En la reacción el ión $HCrO_4^-$ se transforma en Cr^{+3} conforme transcurre el tiempo, lo cual se aprecia por el cambio de coloración de naranja a verde.

La concentración del ión $HCrO_4^-$, se puede determinar a diferentes tiempos por titulación redox , para ello se agrega KI (solución "B"), teniendo lugar la siguiente reacción:

$$2HCrO_4^-{}_{(ac)} + 6H^-{}_{(ac)} + 14H^+{}_{(ac)} \longrightarrow 3I_{2(ac)} + 2Cr^{+3}{}_{(ac)} + 8H_2O_{(\ell)}$$

Para determinar la concentración del ión $HCrO_4^-$ que en ese momento reacciona con el yoduro hasta su cambio a yodo molecular, se recurre a titular éste último con solución de $Na_2S_2O_3$ (solución "C"), según:

$$I_{2(ac)} + 2Na_2S_2O_{3(ac)} \longrightarrow 2NaI_{(ac)} + Na_2S_4O_{6(ac)}$$

Para esta titulación se emplea una solución de almidón como indicador.

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 1 bureta de 50 mL
- 2 matraces erlenmeyer de 250 mL
- 1 pipeta de 2 mL
- 1 pipeta de 5 mL
- 1 soporte universal
- 1 pinza para bureta
- 1 cronómetro
- 1 balón
- 1 bagueta
- 2 pro pipetas

Reactivos:

- Solución "A": $HCrO_4^-$ + HCl ($K_2Cr_2O_7$ 0,0037M en HCl 3,5M)
- Solución "B": $KJ_{(ac)}$ al 3%
- Solución "C": $Na_2S_2O_{3(ac)}$ 0,022M
- Alcohol etílico C_2H_5OH
- Solución de almidón al 1%

PROCEDIMIENTO

A) Determinación de $[HCrO_4^-]_0$

1. Se adiciona unos 5 mL de la solución de Tiosulfato de Sodio $Na_2S_2O_3$, por las paredes de una bureta limpia, manteniendo la llave de ésta cerrada. El líquido mojará todo el interior de la bureta, luego se deshecha el mismo (abriendo la llave de la bureta).

2. Se fija la bureta en un soporte universal con una pinza y empleando un embudo se vierte la solución de Tiosulfato de Sodio por encima de la marca del 0, luego se abre la llave de la bureta para llenar el tubo terminal y evitar que se llene de burbujas de aire, dejándose en el nivel de 0.

3. Se extraen 5 mL de la solución "A" con una pipeta. Se colocan en el matraz erlenmeyer.

4. Se extraen 2 mL de la solución "B" con una pipeta. Se adiciona 2 mL de solución "B" al matraz que contiene la solución "A".

5. Se agrega la solución de almidón, la cual servirá como indicador para detectar la presencia de yodo. Se observa una coloración violeta oscura en la solución.

6. Se procede a titular con $Na_2S_2O_3$ hasta el cambio de color de violeta oscuro a verde azulado transparente. Se anota el volumen gastado de $Na_2S_2O_3$.

El volumen de $Na_2S_2O_3$ utilizado para esta titulación es: 8 mL. Este volumen se anotará en una tabla.

B) Determinación de $[HCrO_4^-]_t$

1. Se vierte solución "A" del balón a una probeta, hasta llegar a los 50 mL. La solución "A" se trasvasa a un matraz erlenmeyer.

2. Se adiciona 1 mL de etanol, a partir de ese momento se contabiliza el tiempo de la reacción, para ello se usará el celular que tiene cronómetro.

3. Transcurridos 10 minutos, se extraen 5 mL de la mezcla y se trasvasa a otro matraz erlenmeyer, se adiciona uniformemente 2 mL de solución "B".

4. Se procede a agregar 10 gotas de almidón para ver el cambio de color violeta oscuro a verde azulado transparente en la titulación. Se observa el cambio de coloración a un violeta oscuro.

5. Se procede a titular con $Na_2S_2O_3$ hasta el cambio de color de violeta oscuro a verde azulado transparente. Se anota el volumen gastado de $Na_2S_2O_3$.

El volumen de $Na_2S_2O_3$ utilizado para esta titulación es: 7,4 mL

6. Se repiten los pasos 3 al 5, hasta que el tiempo transcurrido sea 60 minutos (1 hora) en el cual la reacción finaliza. Se anotan los volúmenes de $Na_2S_2O_3$ utilizado en la tabla que se presenta a continuación. Notar que el primer volumen de $Na_2S_2O_3$ usado es cuando no hubo la reacción con el etanol.

Tiempo (min)	Solución $Na_2S_2O_3$ (mL)	$[HCrO4^-]$ (M)
0	8	0.01172 $[HCrO4^-]_0$
10	7.4	0.01085
20	6.7	0.00982
30	4.4	0.00645
40	2.7	0.00396
50	2.0	0.00293
60	1.4	0.00205

Cálculos:

$$2HCrO_4^- + KJ + 14H^+ \rightarrow 3J_2 + 2Cr^{+3} + 8H_2O$$

$$J_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaJ + Na_2S_4O_6$$

$$M_{Na_2S_2O_3} x V_{Na_2S_2O_3} = n_{Na_2S_2O_3}$$

$$0.022\frac{mol}{L} x 8mL x \frac{10^{-3}L}{1mL} x \frac{1\ molJ_2}{2\ moles\ Na_2S_2O_3} x \frac{2\ moles\ HCrO_4^-}{3\ mol\ J_2} = 5.86x10^{-5} moles HCrO_4^-$$

$$[HCrO_4^-]_0 = \frac{5.86x10^{-5} moles}{5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.01172M$$

$$[HCrO_4^-]_{10} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 7.4mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3} = \frac{5.426x10^{-5} mol}{5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.01085M$$

$$[HCrO_4^-]_{20} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 6.7mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3x5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.00982M$$

$$[HCrO_4^-]_{30} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 4.4mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3x5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.006453M$$

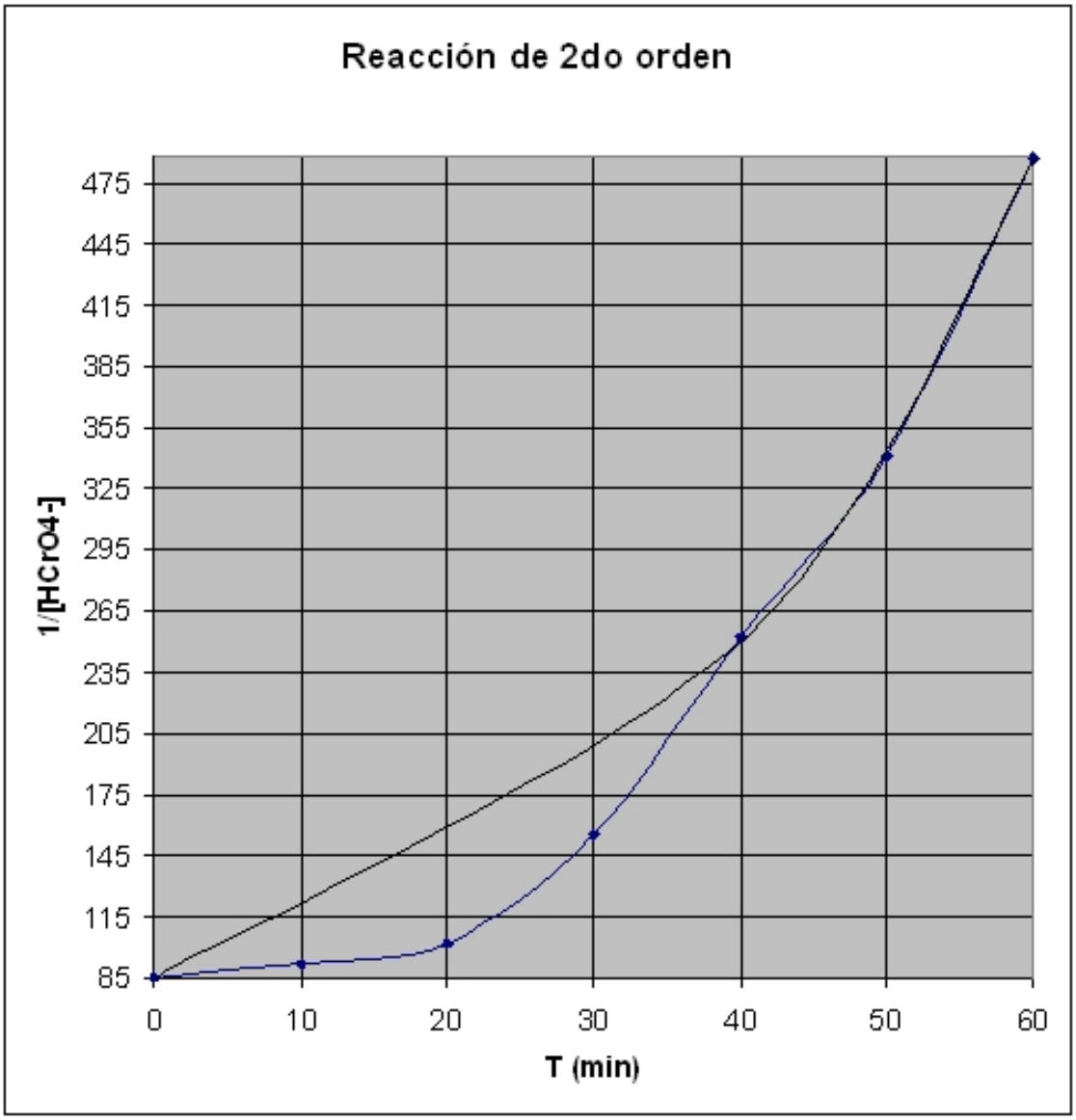
$$[HCrO_4^-]_{40} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 2.7mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3x5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.00396M$$

$$[HCrO_4^-]_{50} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 2mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3x5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.00293M$$

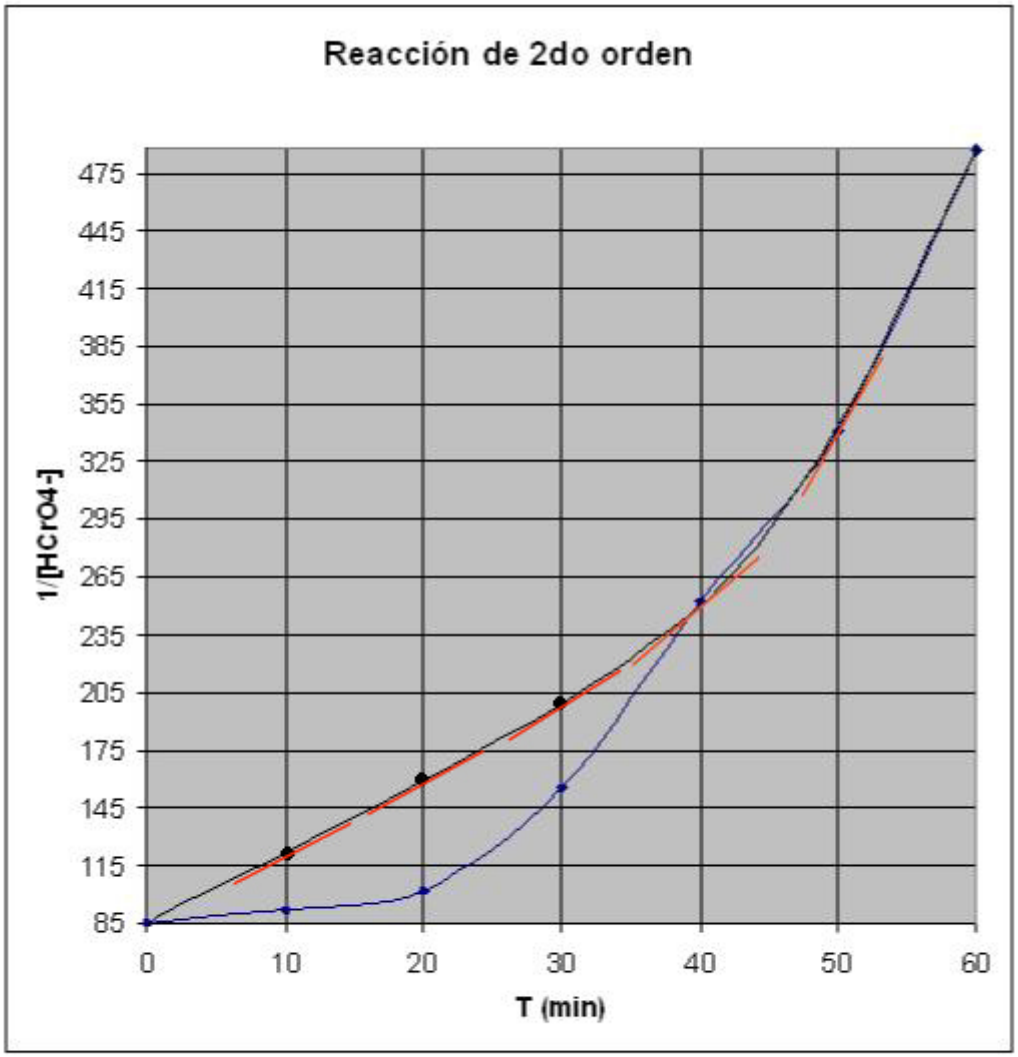
$$[HCrO_4^-]_{60} = \frac{0.022\frac{mol}{L} x 1.4mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}}{3x5mL x \frac{10^{-3}L}{1mL}} = 0.002053M$$

7. Se repite las mediciones del volumen que se usa cada 10 minutos por el espacio de 1 hora, tiempo en el cual la reacción finaliza. Observándose un cambio de color de naranja a verde claro.

C) Cálculos:


Reacción de 2do orden
475
445
415
385
355
325
295
265
235
205
175
145
115
85
1/[HCrO4-]
0
10
20
30
40
50
60
T (min)

Trazando las tangentes a los puntos donde se hallará las velocidades instantáneas:



La línea azul representa la gráfica experimental de la reacción y la línea negra corresponde a la gráfica ideal de la reacción.
Las tangentes mostradas de color rojo se trabajan con los puntos que de la gráfica ideal.

Calculando la constante de velocidad:

$$\frac{1}{0.00205} - \frac{1}{0.001172} = Kx60$$

$$K=-1.55= -15.5x10^{-1}$$

Ley de velocidad: $V=K\ [HCrO4^-]^2$

Calculando la velocidad instantánea:

$$V_1 = -\frac{0.01085 - 0.01172}{10} = 8.7x10^{-5}$$

$$V_2 = -\frac{0.00982 - 0.01085}{10} = 8.735x10^{-4}$$

$$V_3 = -\frac{0.00645 - 0.00982}{10} = 3.37x10^{-4}$$

$$V_4 = -\frac{0.00396 - 0.00645}{10} = 2.49x10^{-4}$$

$$V_5 = -\frac{0.00293 - 0.00396}{10} = 1.03x10^{-4}$$

$$V_6 = -\frac{0.00205 - 0.00293}{10} = 8.8x10^{-5}$$

La primera velocidad instantánea es la primera velocidad inicial

CONCLUSIONES

- La velocidad de una reacción química se manifiesta en el cambio de la concentración de los reactivos o productos en relación con el tiempo.
- La velocidad no es constante, sino que varia continuamente a medida que cambia la concentración.
- La ley de la velocidad es una expresión que relaciona la velocidad de una reacción con la constante de velocidad y las concentraciones de los reactivos, elevadas a las potencias apropiadas. La constante de velocidad *k* para una determinada reacción con un determinado reactivo cambia solo con la temperatura.
- La vida media de una reacción (el tiempo que tarda la concentración de un reactivo en disminuir a la mitad) puede utilizarse para determinar la constante de velocidad de una reacción de primer orden.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ http://es.wikipedia.org/wiki/Cinética_química
- ✓ http://www.uv.es/~baeza/cqtema3.html
- ✓ Química General
  7ma edición (2002)
  Raymond Chang
  Ed. Mc Graw-Hill Interamericana
  Páginas 510 – 511
- ✓ Cuaderno N° 2 "Preparación para la Olimpiada Peruana de Química 2006 – PUCP"
  Andrés Arturo Lee, Sánchez Castillo
  1ra edición
  Páginas 8 – 9

APÉNDICE

1. ¿Cuáles son los factores que afectan la velocidad de reacción?. Explique brevemente cada uno de ellos.

A. Naturaleza de los Reactantes

a) Las sustancias inorgánicas tienen mayor velocidad de reacción que las sustancias orgánicas.
b) Las sustancias iónicas tienen mayor velocidad de reacción que las sustancias covalentes.
c) Entre los metales, los más reactivos son los alcalinos y los menos reactivos son los de transición.

B. Estados de Agregación

a) Las reacciones homogéneas tienen mayor velocidad de reacción que las reacciones heterogéneas (Se llama homogénea cuando todas las sustancias se encuentran en un solo estado de agregación).
b) Entre los sistemas homogéneos, el gaseoso tiene mayor velocidad de reacción, luego el líquido y finalmente el sólido.

$$V_{GASEOSO} > V_{LÍQUIDO} > V_{SÓLIDO}$$

C. Pureza de los Reactantes: Las sustancias puras presentan mayor velocidad de reacción que las sustancias impuras.

$$V_{SUST.\ PURAS} > V_{SUST.\ IMPURAS}$$

D. Temperatura: La velocidad de reacción es Directamente Proporcional a la temperatura del sistema.

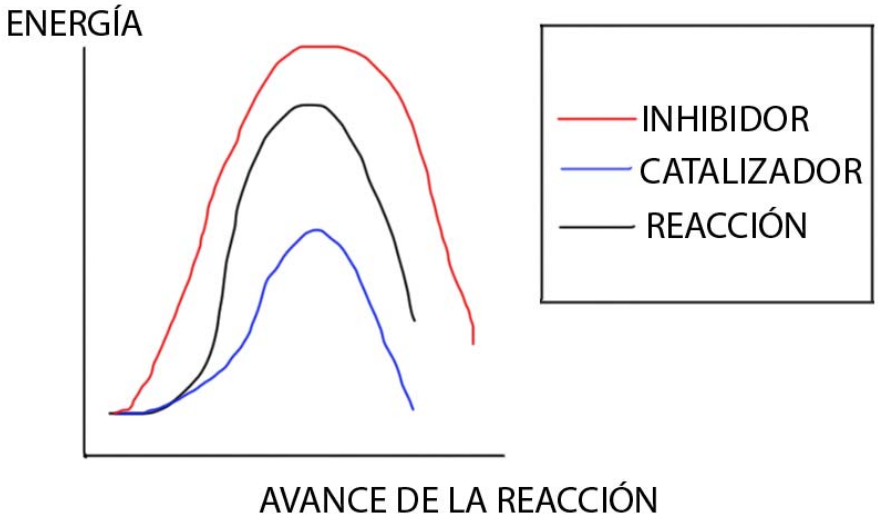
↑ Temp	↑ V de Reacción
↓ Temp	↓ V de Reacción

E. Superficie de Contacto (Grado de división): A mayor superficie de contacto se tendrá mayor velocidad de reacción.

F. Catalizadores: Son sustancias químicas que presentan las siguientes características:

a) No inician la reacción.
b) No actúan como reactantes ni como productos.
c) Si el catalizador es positivo, acelera la reacción.
d) Si el catalizador es negativo, desacelera la reacción y se denomina "Inhibidor".
e) Los catalizadores se utilizan en pequeñas cantidades.
f) Los catalizadores se recuperan totalmente al finalizar la reacción.
g) Los inhibidores ya no se recuperan al finalizar la reacción.
h) El diagrama del catalizador e inhibidor es:

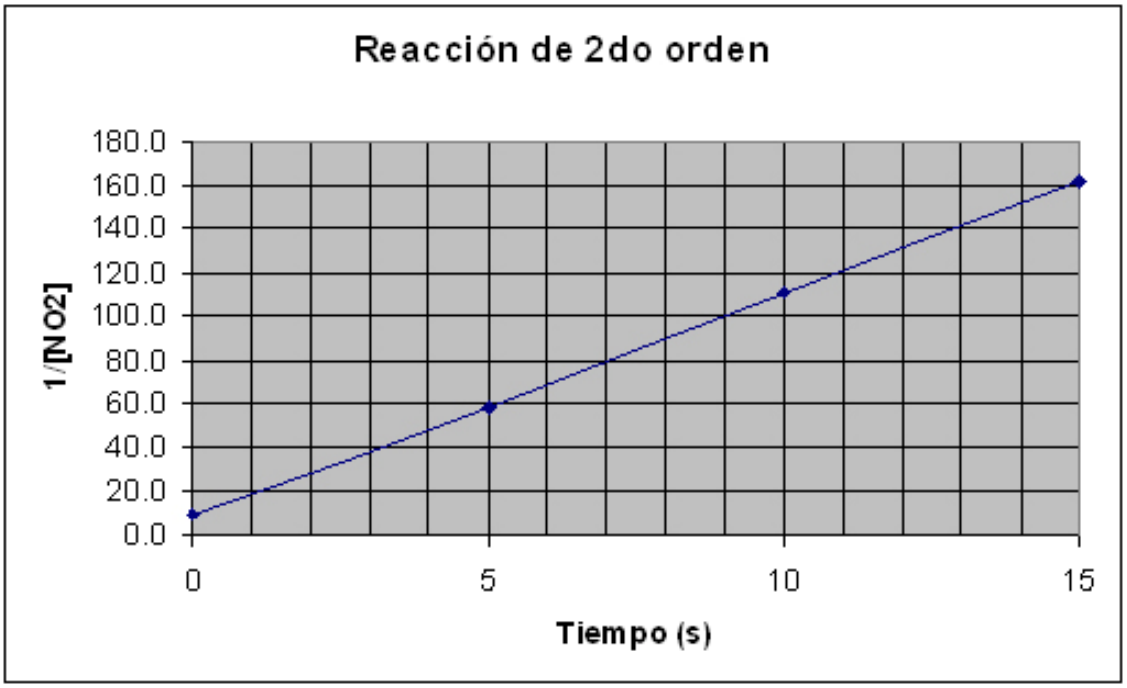
REPRESENTACIÓN DEL CATALIZADOR



2. En la descomposición del NO_2 a 383°C se dan los siguientes datos:

Tiempo (s)	0	5	10	15
$[NO_2]$	0.10	0.017	0.009	0.0062

Demuestre que la reacción es de 2do orden.



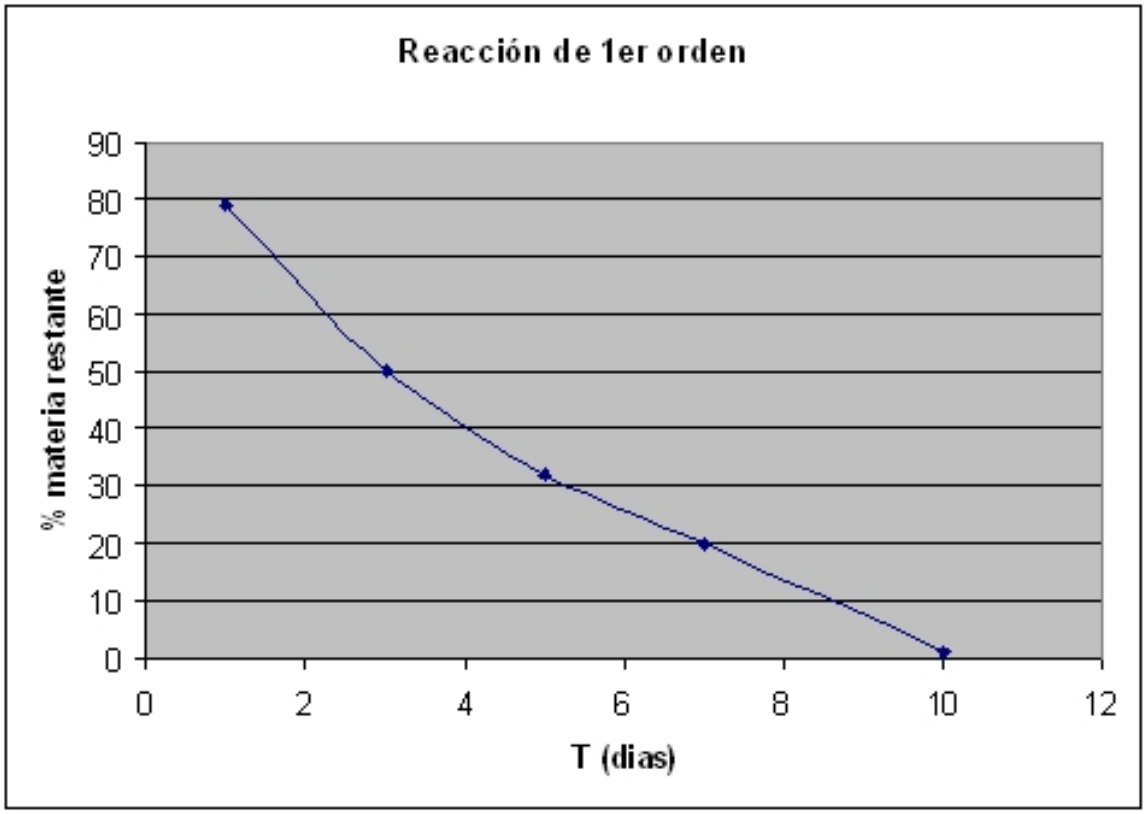
3. Una muestra de agua contaminada se oxidó. El porcentaje de la materia orgánica que se oxidó varió con el tiempo de la manera siguiente:

Tiempo (días)	1	3	5	7	10
Materia orgánica oxidada (%)	21	50	68	80	99

a) Determinar si el proceso es de 1er o 2do orden
b) Determine el tiempo de vida media

a) En este problema se asume que la concentración inicial es 100%. Luego se trabaja con la concentración que queda.

Tiempo (días)	1	3	5	7	10
Materia orgánica restante (%)	79	50	32	20	1



b)

Hallando la constante de velocidad:

$$\ln\left(\frac{20}{100}\right) = Kx7$$

$$K = -0.22 = -2.2x10^{-1}$$

Hallando el tiempo de vida media:

$$\tau_{1/2} = \frac{0.693}{2.2x10^{-1}} = 3.15$$