

Universidad Rafael Landívar  
Facultad de Ingeniería  
Ingeniería en Industria de Alimentos  
Laboratorio de Química III, Sección 3  
Catedrático: Mgtr. Silvia Zucely Castillo Monterroso  
Auxiliar Ricardo Alfonso Velásquez Hernández

**PRÁCTICA No. 01 (Parte A)**  
**EFFECTO DE LA CONCENTRACIÓN Y TEMPERATURA EN LA CINÉTICA DE**  
**UNA REACCIÓN QUÍMICA**

Bran Samayoa, Carlos Rodrigo  
1142622

Guatemala, 25 de agosto de 2022

## ÍNDICE

INTRODUCCIÓN.....	i
FUNDAMENTO TEÓRICO .....	1
MARCO TEÓRICO .....	1
CINÉTICA QUÍMICA .....	1
RAPIDEZ DE REACCIÓN .....	1
RELACIÓN DEL CAMBIO DE CONCENTRACIÓN CON EL TIEMPO .....	2
FACTORES QUE CONDICIONAN LA RAPIDEZ DE UNA REACCIÓN .....	3
TEORÍA DE COLISIONES .....	3
MECANISMOS DE REACCIÓN .....	4
TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD:.....	5
OBJETIVOS .....	9
OBJETIVO GENERAL .....	9
OBJETIVOS ESPECÍFICOS.....	9
METODOLOGÍA.....	10
REACCIONES.....	14
REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS .....	15
LIBROS.....	15
E-GRAFÍAS.....	15

## INTRODUCCIÓN

La práctica de laboratorio No. 01 (Parte A), denominada “Efecto de la Concentración y Temperatura en la Cinética de una Reacción Química”, se realizará el jueves 25 de agosto del 2022. El objetivo general es analizar los distintos factores que condicionan la rapidez de reacción y como es que lo hacen, llevando a cabo distintos experimentos que implican a los factores mencionados.

Como objetivos específicos, se determinará como afecta la temperatura la rapidez de una reacción, haciendo que, en un medio ácido de  $H_2SO_4$ , reaccionen dos disoluciones de  $KMnO_4$  y  $C_2H_2O_4$  y calentarla a distintas temperaturas. Se analizará la forma que la concentración afecta a la rapidez de reacción, al hacer reaccionar disoluciones de  $HCl$ , con distintas concentraciones con una cinta de magnesio. Se examinará como es que la superficie de contacto condiciona la rapidez de reacción, ocasionando la reacción de pastillas Alka Seltzer, partidas de formas distintas, con agua destilada. Se determinará como es que el efecto catalizador altera la rapidez de reacción, añadiendo un catalizador, que será el  $MnSO_4$ , a una mezcla de disoluciones de  $KMnO_4$  y  $C_2H_2O_4$  en un medio ácido de  $H_2SO_4$ .

La cinética química es el campo que se encarga del estudio de la rapidez a la cual se produce una reacción química, donde la rapidez de reacción es el cambio de concentración de un reactivo o producto con relación al tiempo. Los factores que afectan a la rapidez de reacción son el estado físico de los reactivos, la concentración de los reactivos, la temperatura de la reacción, y la presencia de un catalizador (Chang y Overby, 2020, pág. 557).

Se iniciará la práctica añadiendo una disolución de  $KMnO_4$  y otra de  $H_2SO_4$  a un tubo de ensayo A, mientras que a un tubo de ensayo B se le añadirá una disolución de  $C_2H_2O_4$ . Se preparará un baño de maría, y se calentará hasta 55 °C, y se introducirán los tubos de ensayo. Se mezclarán los tubos de ensayo y se medirá el tiempo de reacción. Se preparará otro baño de maría y se repetirá el proceso con una temperatura de 35 °C y otra a temperatura ambiente.

Luego, se añadirá una disolución de  $HCl$  a un tubo de ensayo, para hacerlo reaccionar con una cinta de magnesio y se medirá el tiempo de reacción. Se repetirá el proceso con otras disoluciones de  $HCl$  con diferentes concentraciones.

Posteriormente, se tomarán tres vasos de precipitados, anotándolos con las letras A, B y C. Se llevará a cabo la reacción de pastilla Alka Seltzer con agua y se medirá el tiempo de reacción. Se usarán distintos fraccionamientos de las pastillas Alka Seltzer, en el vaso A se partirá por la mitad, en el vaso B se partirá en cuatro partes y en el vaso C se pulverizará la pastilla.

Finalmente, se añadirá una disolución de  $KMnO_4$  y otra de  $H_2SO_4$  a un tubo de ensayo A, mientras que a un tubo de ensayo B se le añadirá una disolución de  $C_2H_2O_4$ . Se mezclarán ambos tubos y se les añadirá un catalizador, el cual será una disolución de  $MnSO_4$ , se agitará la mezcla final con una varilla y se medirá el tiempo de reacción. Se comparará el resultado de este experimento con el primero.

La importancia de la práctica radica en que, a través de los factores que condicionan a la rapidez de una reacción, podremos entender de mejor manera como actúa una reacción química y la forma en que el tiempo en el que se produce puede ser modificado para conveniencia propia, como lo hacen en la industria de alimentos, alterando el tiempo de reacción de los alimentos para que duren más tiempo.

# FUNDAMENTO TEÓRICO

## MARCO TEÓRICO

### CINÉTICA QUÍMICA

El término “cinética” hace referencia al movimiento, por ejemplo, la energía cinética es la energía existente debido al movimiento de la materia. Cuando se habla de cinética química, se está hablando de aquel campo que se hace cargo de la rapidez a la cual se lleva a cabo una reacción química. La cinética química también permite la predicción de las velocidades de reacción y el cómo determinar cuáles son los mecanismos de reacción más probables, por medio de los valores de las velocidades de reacción (Petrucci, Herring, Madura y Bissonnette, 2011, pág. 602).

En las reacciones químicas, existe el concepto de energía de activación, la cual es la energía mínima requerida para que una reacción química inicie. Mientras las moléculas chocan, se produce una fase transitoria originada por las moléculas de los reactivos que están en colisión, la cual se da antes de formarse el producto (Chang y Overby, 2020, pág. 546).

### RAPIDEZ DE REACCIÓN

El concepto de rapidez, por definición, es la variación que ocurre en un determinado periodo de tiempo. Extrapolando el término a la cinética química, la rapidez es la variación de concentración de los reactivos o los productos en una unidad de tiempo. Ya que la rapidez de una reacción toma en cuenta la concentración, las unidades de la rapidez de reacción será molaridad (M) partido unidad de tiempo. La rapidez de una reacción química nos da información acerca de lo que se está llevando a cabo en esa misma reacción. Cuando una reacción se produce, sabemos que a medida que se van consumiendo los reactivos, se van formando los productos, esto quiere decir que a medida que la concentración de los reactivos va bajando (hasta que el reactivo limitante se consume totalmente), los productos van adquiriendo concentración poco a poco (Brown, LeMay y Burdge, 2004, pág. 527).

La rapidez de reacción puede referirse a dos cosas, una es respecto a la rapidez con la que se consumen los reactivos o la rapidez con la que se producen los productos. Tomando una reacción donde de forma  $A \rightarrow B$ , tenemos que la rapidez de reacción es la siguiente:

$$\text{rapidez de reacción} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{o} \quad \text{rapidez de reacción} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

EC. O1

En la ecuación se puede observar como la rapidez de reacción del reactivo está acompañado de un signo negativo, mientras que la rapidez de reacción del producto es positivo, lo cual hace referencia a que el reactivo se está consumiendo, mientras que el producto se está formando. La rapidez de reacción está dada en molaridad entre segundos (M/s). Estas rapideces de reacción son rapideces promedio, debido a que suceden en un intervalo determinado de tiempo. La rapidez de reacción puede tener también rapideces instantáneas, las cuales son aquellas rapideces en un momento determinado, no en un intervalo de tiempo (Chang y Overby, 2020, pág. 558).

### RAPIDESES DE REACCIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

Todas las reacciones químicas van acompañadas de una ecuación química que las representa, donde cada ecuación tiene su respectiva estequiométría, la cual nos dice las proporciones que existen entre los reactivos y los productos. La rapidez de reacción también puede ser usada en la estequiométría para relacionar las rapideces entre las sustancias que participan en una misma reacción química (Brown et al., 2004, pág. 530). Tomando como base una reacción de tipo  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ , donde las letras en mayúsculas son las sustancias de la reacción y las letras en minúsculas los coeficientes estequiométricos, las rapideces de reacción de las sustancias están dadas por:

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

EC. O2

## LEY DE RAPIDEZ

La ley de la rapidez es aquella que relaciona la rapidez a la que se produce una reacción con la constante de rapidez y la concentración de las sustancias participantes en la reacción, donde las concentraciones se encuentran elevadas a alguna potencia. En esta ley, la constante de rapidez es una constante de proporcionalidad que relaciona la rapidez de reacción y la concentración de un reactivo y su unidad es  $s^{-1}$  (Chang y Overby, 2020, pág. 565). Siguiendo con la ley de la rapidez, se tiene que para una reacción de tipo  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ , la ecuación de la ley de la rapidez es la siguiente:

$$\text{Rapidez de reacción} = k[A]^x[B]^y$$

EC. O3

En esta ecuación, los exponentes nos expresan las relaciones existentes que existen entre las concentraciones de las sustancias A y B y la rapidez de la reacción. A partir de los exponentes es que se obtiene el orden de reacción, el cual es la suma de todos los exponentes de las concentraciones de las sustancias que forman parte en la ley de la rapidez. Algunos puntos importantes sobre esta ley son que es determinada de manera experimental, el orden de la reacción queda definido a raíz de las concentraciones de los reactivos y que el orden de un reactivo lo determinan los exponentes, no los coeficientes estequiométricos (Chang y Overby, 2020, pág. 566).

## RELACIÓN DEL CAMBIO DE CONCENTRACIÓN CON EL TIEMPO

A través de las leyes de la rapidez se puede determinar la rapidez de una reacción, pero esa no es la única forma de poder utilizar dichas leyes. Otra ventaja que proporcionan las leyes de la velocidad es que nos permite conocer cual es la concentración de un reactivo o producto en cualquier momento de una reacción cuando esta se está llevando a cabo (Brown et al., 2004, pág. 537). Las reacciones se pueden producir en distintos ordenes, dependiendo de que leyes de rapidez se estén considerando.

## REACCIONES DE ORDEN CERO

Las reacciones de orden cero son aquellas que tienen una ecuación de velocidad en la cual la suma de los exponentes es igual a cero. Estas reacciones son las más raras de hallar en el ambiente. Al ser el exponente de la concentración igual a cero, este se vuelve uno, haciendo que la velocidad de reacción sea igual a la constante de rapidez (Petrucci et al., 2011, pág. 611). Matemáticamente las reacciones de orden cero están representadas por:

$$[A]_t = -kt + [A]_o$$

EC. O4

## REACCIONES DE PRIMER ORDEN

Las reacciones de primer orden son las reacciones en donde la rapidez de reacción está sujeta a la concentración un solo reactivo elevado a la primera potencia. Estas reacciones son más comunes en la naturaleza. La ecuación referida a una reacción de primer orden se puede escribir de dos maneras, donde una de ellas tiene la forma de la ecuación de la recta (Chang y Overby, 2020, pág. 569).

$$\ln\frac{[A]_t}{[A]_o} = -kt \quad \text{o} \quad \ln[A]_t = -kt + \ln[A]_o$$

EC. O5

## REACCIONES DE SEGUNDO ORDEN

Las reacciones de segundo orden tienen como característica que en sus ecuaciones de velocidad la suma de los exponentes es igual a dos. Estas reacciones se dan debido a que la concentración de un solo reactivo está elevado a la potencia dos, o porque dos reactivos están elevados a la potencia uno (Petrucci et al., 2011, pág. 619). La ecuación que hace referencia a este tipo de reacciones queda de la siguiente manera:

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

EC. O6

## FACTORES QUE CONDICIONAN LA RAPIDEZ DE UNA REACCIÓN

### *ESTADO FÍSICO DE LOS REACTIVOS*

Para que una reacción química se lleve a cabo, los reactivos necesitan interactuar y chocar entre ellos. A mayor cantidad de choque se produzcan, con mayor rapidez se producirá la reacción química. Por esta razón, las reacciones que se llevan a cabo en medios homogéneos son más rápidas que aquellas en reacciones que se llevan a cabo en un medio heterogéneo. Cuando los reactivos están en diferentes fases o estados de agregación, el área de contacto condiciona la reacción, es por eso por lo que en las reacciones donde un sólido se hace presente, la reacción se vuelve más rápida conforme aumenta el área superficial del sólido (Brown et al., 2004, pág. 526).

### *CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS*

En el caso de que los reactivos, al momento de reaccionar entre sí, estén en forma de disolución o son gases encerrados en un espacio, a medida que aumente su concentración, más rápido se llevará a cabo la reacción. Esto sucede debido a que al haber sustancias más concentradas, significa que habrá más moléculas en un mismo espacio, lo cual hará que se produzcan un mayor número de colisiones y así que los reactivos reaccionen con más rapidez (Minor, 2015).

### *TEMPERATURA DE LA REACCIÓN*

En una reacción química, al momento en el que la temperatura se aumenta, la rapidez a la que se produce la reacción se hace más rápida, y viceversa, si se disminuye la temperatura la reacción se producirá de manera más lenta. Esto sucede de esta manera, porque cuando se aumenta la temperatura de una sustancia, los átomos de esta se mueven con mayor velocidad entre ellas, generando que se produzca mayor movimiento en los átomos y de esa manera chocan una mayor cantidad de veces entre ellas, dando hincapié a que hallan colisiones más seguido (Petrucci et al., 2011, pág. 609).

### *CATÁLISIS*

La presencia de ciertas sustancias puede ocasionar que una reacción acelere el tiempo en el que se lleva a cabo. Estas sustancias son llamadas catalizadores, las cuales, por definición, son sustancias que aumentan la rapidez de reacción a través de disminuir la energía de activación. La catálisis puede ser de distintos tipos. La catálisis homogénea es aquella en la que se usa un catalizador que esté en la misma fase que las moléculas que reaccionan. La catálisis heterogénea se da cuando se hace uso de un catalizador que esté en una fase distinta a las moléculas que reaccionan entre sí. Por último, la catálisis enzimática, la cual es el tipo de catálisis donde las enzimas actúan como catalizadores biológicos (Chang y Overby, 2020, pág. 593-598).

### TEORÍA DE COLISIONES

El modelo de colisiones está basado en la teoría cinética molecular, modelo que explica cómo afectan la concentración y la temperatura de los reactivos en la rapidez de reacción a nivel molecular. Este modelo explica que mientras más colisiones haya, más rápido se producirá la reacción. Sin embargo, en la mayoría de las reacciones, solo una pequeña parte de las colisiones que se producen dan lugar a una reacción. Para que una reacción se produzca se necesita de que las moléculas tengan una orientación específica. Las moléculas necesitan estar en posiciones idóneas para formar enlaces con otras moléculas nuevas y de esa forma producir una reacción (Brown et al., 2004, pág. 544).

## MECANISMOS DE REACCIÓN

Un mecanismo de reacción es el proceso a detalle de como se produce una reacción química, donde cada paso de del mecanismo es llamado proceso elemental, el cual es un proceso que cambia molecularmente a los átomos, modificando la energía de la molécula, la geometría de esta, o la producción de nuevas moléculas. Para que se acepte un mecanismo de producción, esta debe ser consistente estequiométricamente y tener la capacidad de plasmar la ecuación de velocidad de manera experimental (Brown et al., 2004, pág. 629).

En los mecanismos de reacción, se le llaman intermediarios a las especies que aparecen en el mecanismo durante las etapas elementales, mas no aparecen en la ecuación final balanceada. En una etapa elemental se puede hablar de molecularidad de una reacción, la cual es la cantidad de moléculas que reaccionan en esa etapa elemental. Una etapa elemental donde participe solamente una molécula se le llama reacción unimolecular, donde participen dos se llama reacción bimolecular, y donde participen tres moléculas se llaman reacciones termoquímicas (Chang y Overby, 2020, pág. 588).

## TABLAS SOBRE FICHAS DE SEGURIDAD:

Tabla No. 01: Propiedades Físicas y Químicas

Nombre de la Sustancia	Fórmula Química	Masa Molar (g/mol)	Apariencia	Densidad (g/ml)	Punto de Fusión (°C)	Punto de Ebullición (°C)	Solubilidad
Ácido Sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98.08 g/mol	Líquido, oleoso, incoloro, pungente	1.83 g/mL a 25 °C	10 °C	337 °C	1000 g/L a 25 °C
Ácido Clorhídrico	HCl	36.46 g/mol	Líquido, incoloro, olor picante	1.16 g/mL	-50 °C	>80 °C	Miscible en cualquier proporción
Ácido oxálico	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	30.03 g/mol	Sólido, blanco, inodoro	1.9 g/mL a 20 °C	189 °C	Se descompone	108 g/L a 25 °C
Permanganato Potásico	KMnO <sub>4</sub>	158 g/mol	Sólido, cristalino, violeta, inodoro	2.7 g/mL a 20 °C	>240 °C	Se descompone	64 g/L a 25 °C
Bicarbonato de Sodio	NaHCO <sub>3</sub>	84.01 g/mol	Blanco, cristalino, inodoro	2.2 g/mL	50 °C	Se descompone	0.103 g/L a 20 °C
Ácido acetilsalicílico	C <sub>9</sub> H <sub>8</sub> O <sub>4</sub>	180.16 g/mol	Sólido, blanco, inodoro	1.350 g/mL	136 - 140 °C	Se descompone	3.3 g/L a 20 °C
Ácido Cítrico	C <sub>6</sub> H <sub>8</sub> O <sub>7</sub>	210.14 g/mol	Sólido, blanco, inodoro	1.54 g/mL	135 - 152 °C	310 °C	1.3 g/L a 20 °C
Sulfato de Manganeso	MnSO <sub>4</sub>	151 g/mol	Sólido, blanco, inodoro	3.25 g/mL	117 °C	Se descompone	762 g/L a 20 °C
Agua Destilada	H <sub>2</sub> O	18.02 g/mol	Líquido, incoloro, inodoro	1 g/mL	0 °C	100 °C	Miscible en cualquier proporción
Cinta de Magnesio	Mg	24.31 g/mol	Sólido, gris plateado, inodoro	1.75 g/mL	650 °C	1107 °C	0.007 g/L a 21 °C

Fuente: CODISA (2001); Fisher Scientific (2009); CIAFA (2013); Carl Roth (2015); Carl Roth (2016); Merck (2017).

Tabla No. 02: Toxicidades, Antídotos y Formas de Desecho:

Nombre de la Sustancia	Dosis Letal	Toxicidades	Antídoto	Reactividad	Formas de Desecho
Ácido Sulfúrico	Rata: Vía oral 2140 mg/kg	<p>En caso de ingestión: dolores estomacales y vómitos. En caso de inhalación: tos, irritación de las vías respiratorias.</p> <p>En caso de contacto con la piel: quemaduras de tejidos. En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares.</p>	<p>En caso de ingestión: beber bastante agua y no inducir al vómito. En caso de inhalación: tomar aire fresco. En caso de contacto con la piel: lavarse con agua y jabón durante mínimo 20 minutos. En caso de contacto con los ojos: enjuagar con agua durante 20 minutos mínimo y mantener abiertos los párpados.</p>	No es reactivo en condiciones normales	Proceder a neutralizar y verter al desague.
Ácido Clorhídrico	Rata: Vía oral 900 mg/kg	<p>En caso de ingestión: peligro de perforación del esófago y del estómago. En caso de inhalación: tos, ahogos, edema pulmonar.</p> <p>En caso de contacto con la piel: quemaduras graves. En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares graves.</p>	<p>En caso de ingestión: beber bastante agua y recurrir a un médico inmediatamente.</p> <p>En caso de inhalación: tomar aire fresco, si la situación empeora recurrir a un médico, En caso de contacto con la piel: lavarse la piel con agua en abundancia y recurrir a ayuda médica de manera inmediata. En caso de</p>	Es corrosivo para los metales. Peligro de explosión con metales alcalinos y ácido sulfúrico. Reacciones peligrosas con aldehídos, aluminio, amina, carburo, flúor, metales, permanganatos y lejía fuerte. Conservar alejado del calor	Diluir pequeñas cantidades en agua para su desecho.

			contacto con los ojos: aclarar con agua los ojos abiertos durante 10-15 minutos y consultar un oftalmólogo, proteger el ojo ilesos.		
Ácido oxálico	Rata= Vía oral 375 mg/kg	En caso de ingestión: náuseas y vómitos. En caso de inhalación: irritación de las mucosas. En caso de contacto con los ojos: lesiones oculares graves.	En caso de ingestión: beber un máximo de 2 vasos de agua. En caso de inhalación: tomar aire fresco. En caso de contacto con los ojos: aclarar con bastante agua.	Peligro de explosión en caso de esparcimiento fino, en estado arremolinado.	Agregar NaHCO <sub>3</sub> y agua, luego tirar al desagüe.
Permanganato Potásico	Rata= Vía cutánea >2000 mg/kg	En caso de ingestión: perforación del estómago y esófago, náuseas, trastornos gastrointestinales. En caso de inhalación: tos, dificultades respiratorias. En caso de contacto con los ojos: quemaduras, lesiones oculares graves. En caso de contacto con la piel: quemaduras graves.	En caso de ingestión: Lavar la boca con abundante agua. En caso de inhalación: inhalar aire fresco. En caso de contacto con los ojos: aclarar con agua en abundancia. En caso de contacto con la piel: lavarse la piel con bastante agua.	Propiedad comburente. Mantener alejado de amoníaco, compuestos de amonio, cloro, ácido acético, Anhídrido acético, polvo de metal, debido a posibilidad de explosión	Agregar NaHCO <sub>3</sub> y agua, esperar por 24 horas, proceder a neutralizar con HCl, y finalmente desechar al desagüe.
Ácido acetilsalicílico	Rata= Vía oral 300-500 mg/kg	En caso de ingestión: toxicidad aguda oral	En caso de ingestión: Enjuagarse la boca con agua	No es reactivo en condiciones normales	Desechar en cantidades pequeñas a la basura doméstica.
Ácido Cítrico	Rata= Vía cutánea >2000 mg/kg	En caso de ingestión: hemorragia espontánea, daño gastrointestinal; en caso de inhalación:	En caso de ingestión: beber bastante agua; en caso de inhalación: respirar aire	No es reactivo en condiciones normales	Desechar cantidades leves en la basura doméstica.

		irritación respiratoria; en caso de contacto con piel u ojos: irritaciones y lesiones graves	fresco; en caso de contacto con piel u ojos: hidratarse con bastante agua		
Sulfato de Manganeso	Rata= Vía oral >2150 mg/kg	. En caso de inhalación: irritaciones, posibilidad de edema pulmonar. En caso de contacto con los ojos: irritación ocular, lagrimeo, picor. En caso de contacto con la piel: irritación.	En caso de inhalación: tomar aire fresco. En caso de contacto con los ojos: lavar los ojos con abundante agua durante 15 minutos mínimo. En caso de contacto con la piel: quitarse la ropa contaminada y lavar la piel con bastante agua.	No es reactivo en condiciones normales	Agregar NaHCO <sub>3</sub> y agua, dejar por 24 horas, neutralizar con HCl, por último, verter al desagüe.
Agua Destilada	Humano: 8.1 litros	No se considera peligroso	No requiere primeros auxilios	No es reactivo en condiciones normales	No tirar los residuos por el desagüe
Cinta de Magnesio	Rata= Vía oral >2000 mg/kg	N/A	N/A	No es reactivo en condiciones normales	N/A

**Fuente:** CODISA (2001); Fisher Scientific (2009); CIAFA (2013); Carl Roth (2015); Carl Roth (2016); Merck (2017).

## **OBJETIVOS**

### **OBJETIVO GENERAL**

Analizar los factores que condicionan la rapidez de las reacciones y la manera en la que lo hacen, a través de la realización de distintos experimentos.

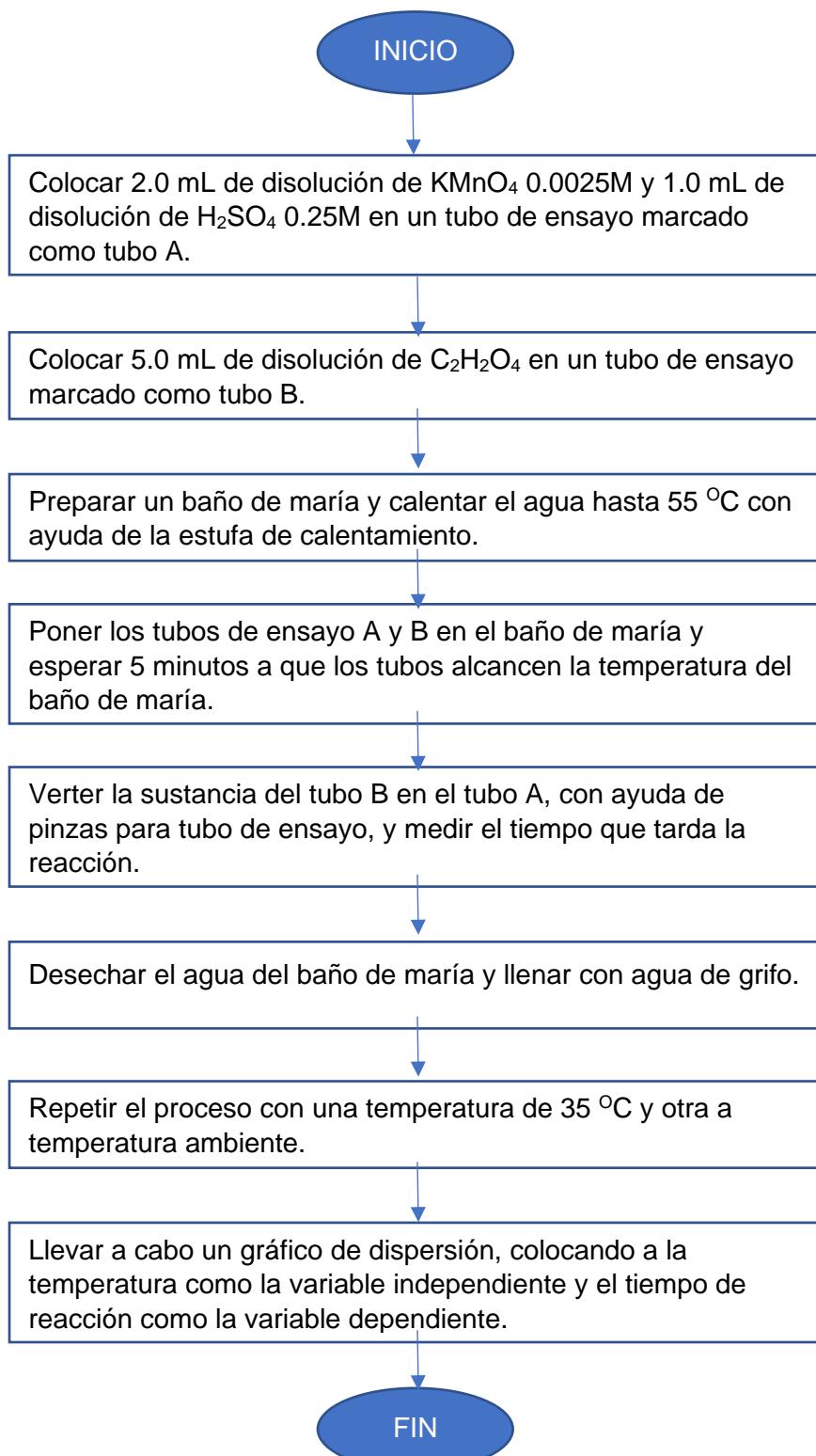
### **OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

1. Determinar como afecta la temperatura a la rapidez de reacción, mediante calentar a distintas temperaturas una reacción entre disoluciones de  $KMnO_4$  y  $C_2H_2O_4$  en un medio ácido de  $H_2SO_4$ .
2. Analizar como condiciona la concentración la rapidez de reacción, a través de hacer reaccionar disoluciones de  $HCl$ , con distintas concentraciones, con una cinta de magnesio.
3. Examinar la forma en la que la superficie de contacto altera la rapidez de reacción, haciendo reaccionar tabletas Alka Seltzer, con distinto fraccionamiento, con agua destilada.
4. Determinar como el efecto catalizador afecta la rapidez de reacción, añadiendo un catalizador ( $MnSO_4$ ) a una mezcla de disoluciones de  $KMnO_4$  y  $C_2H_2O_4$  en medio ácido de  $H_2SO_4$ .

## METODOLOGÍA

### Diagrama No. 01

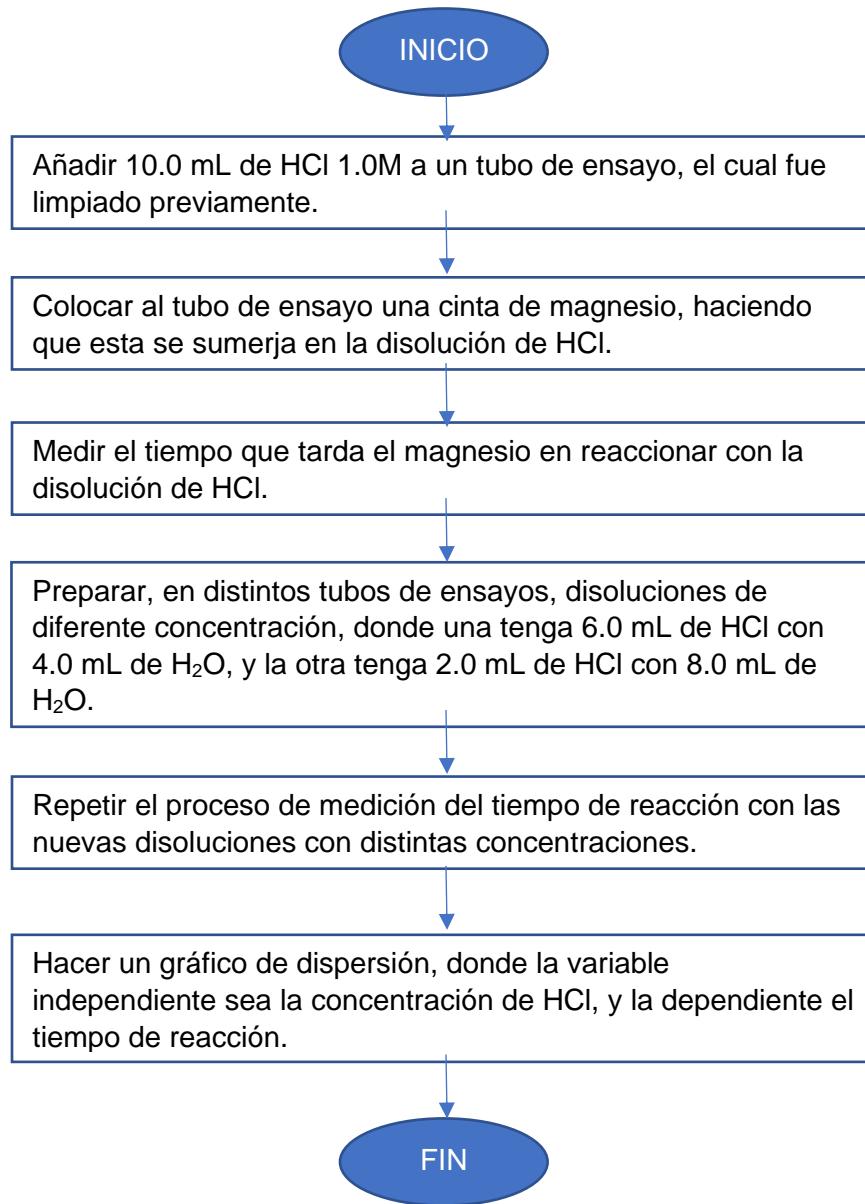
Efecto de la temperatura en la cinética de la reacción



Fuente: (Elaboración propia, 2022).

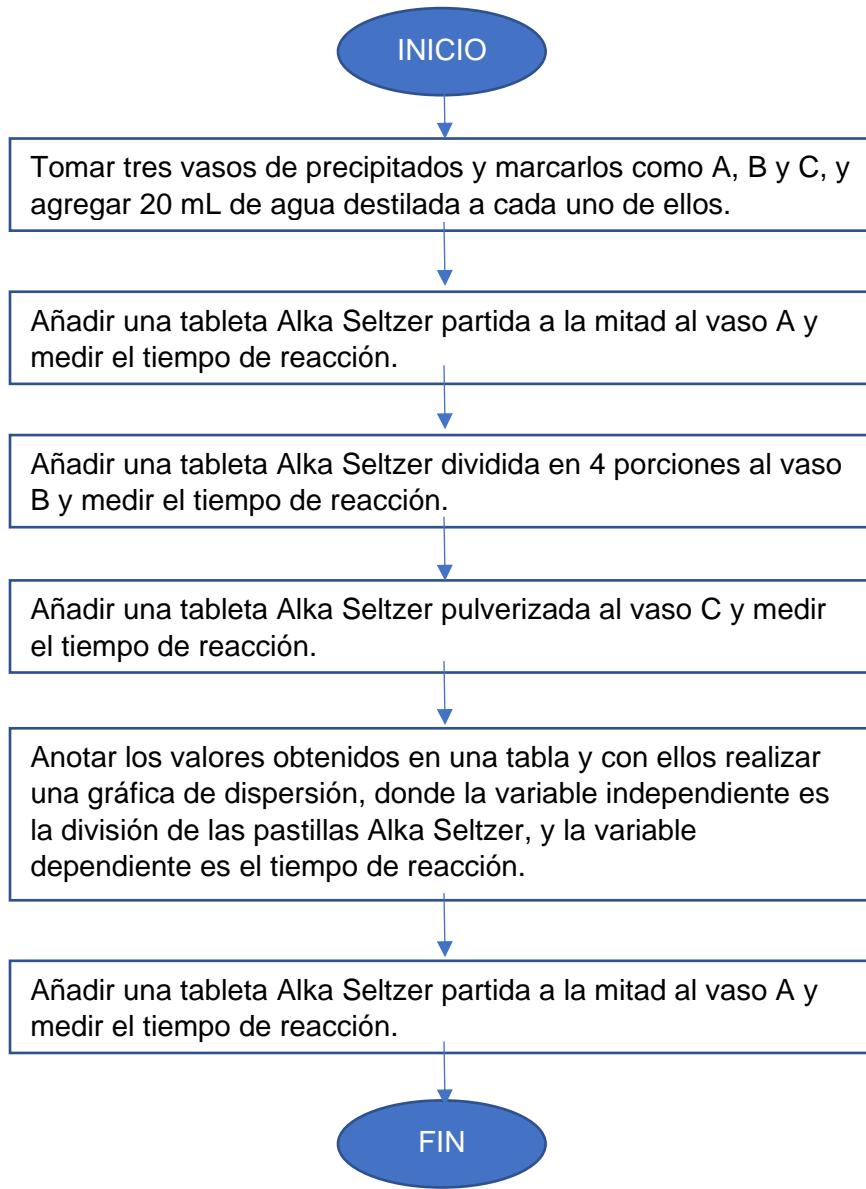
### Diagrama No. 02

Efecto de la concentración en la cinética de la reacción



**Fuente:** (Elaboración propia, 2022).

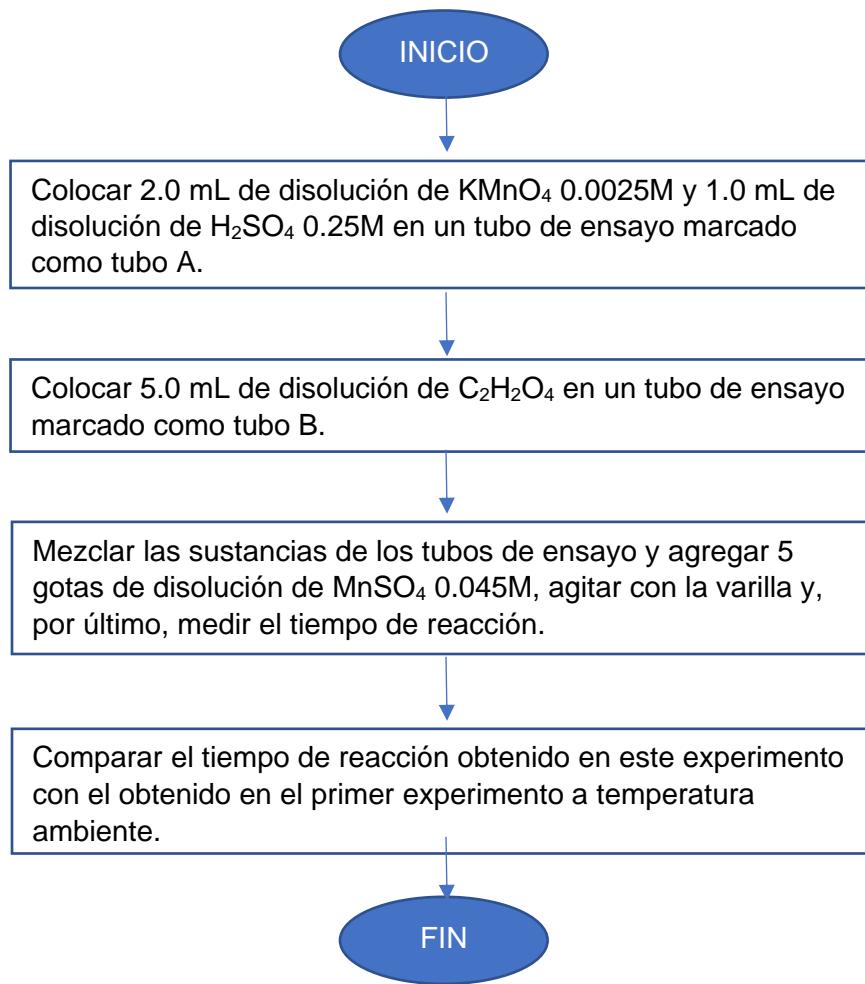
**Diagrama No. 03**  
Efecto de la superficie de contacto



**Fuente:** (Elaboración propia, 2022).

### Diagrama No. 04

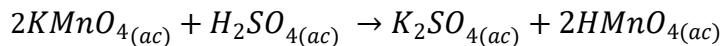
#### Efecto de catalizador



**Fuente:** (Elaboración propia, 2022).

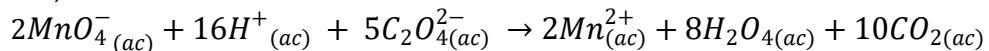
## REACCIONES

1. Reacción entre disolución de permanganato potásico y disolución de ácido sulfúrico:



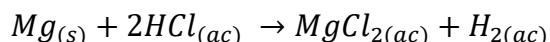
**Fuente:** Elaboración propia (2022).

2. Reacción entre disolución de ácido oxálico y disolución de permanganato potásico en medio ácido (ácido sulfúrico):



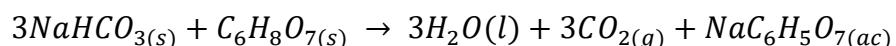
**Fuente:** Chen Chen (2022).

3. Reacción de efervescencia entre disolución de ácido clorhídrico y magnesio.



**Fuente:** Elaboración propia (2022).

4. Reacción de efervescencia entre Alka-Seltzer y agua destilada:



**Fuente:** Petrucci, Herring, Madura y Bissonette (2011).

## REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

### LIBROS

1. Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E. y Burdge, J.R. (2004). *Química, La Ciencia Central*. <https://academia.utp.edu.co/quimica2/files/2018/09/quc3admita-la-ciencia-central-brown.pdf>
2. Chang, R. y Overby, J. (2020). *Química*. Editorial McGraw-Hill Global Education Holdings.
3. Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., Bissonnette, C. (2011). *Química General*. [https://quimica247403824.files.wordpress.com/2018/11/quimica\\_general\\_petrucci.pdf](https://quimica247403824.files.wordpress.com/2018/11/quimica_general_petrucci.pdf)

### E-GRAFÍAS

4. Carl Roth. (5 de Junio de 2015). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-1818-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyNDc1Mzd8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNTkvaDhkLzkwNDU5NTgyNjI4MTQucGRmfDRmY2Q1YzI2MTM2MzkzMmFmNGRkN2JhYzA4Yjg2MTdiMzAwYjU2OTg2ZWVhNDgxMzgzMjg3>
5. Carl Roth. (17 de Agosto de 2015). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-KK08-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wzMDkwNjV8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oYmQvaGQwLzkwMTkzNzU3MTQzMzQucGRmfGlyZmNkYjQzMDlhY2ZhMjgzN2Q4ODZIZWI5OWEwMmlwZDBjMmYzODkyYzcxYWE2ZDRkMzgy>
6. Carl Roth. (22 de Febrero de 2016). Ficha de datos de seguridad. Obtenido de <https://www.carlroth.com/medias/SDB-HN01-ES-ES.pdf?context=bWFzdGVyfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0c3wyMzY3NTZ8YXBwbGljYXRpb24vcGRmfHNIY3VyaXR5RGF0YXNoZWV0cy9oNDIvaDkyLzkwMjc2NTM3MzAzMzQucGRmfGFmOTAyMjVjNGVIOWIxMmJINzhIM2M1MTFINDBjNjQ5OWE1Nzk0NzlhNTRkMWE2MmE4YjAx>
7. CIAFA. (2013). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD DE MATERIALES. Obtenido de <https://www.ciafa.org.ar/files/qKzC6XQKs7Ck7K966mbkQTexmqOlaKiJCNi6pq5s.pdf>
8. CODISA. (2001). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de [https://www.codisa-dicaher.com/fichas\\_seguridad/fs\\_sulfato\\_de\\_manganeso.pdf](https://www.codisa-dicaher.com/fichas_seguridad/fs_sulfato_de_manganeso.pdf)
9. Fisher Scientific. (26 de Septiembre de 2009). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de <https://www.fishersci.es/store/msds?partNumber=10141560&productDescription=500GR+Acetyl%20salicylic+acid%2C+extra+pure%2C+SLR&countryCode=ES&language=es>
10. Merck. (7 de Diciembre de 2017). FICHA DE DATOS DE SEGURIDAD. Obtenido de [file:///C:/Users/carlo/Downloads/816144\\_SDS\\_VE\\_ES.PDF](file:///C:/Users/carlo/Downloads/816144_SDS_VE_ES.PDF)
11. Minor, E. (2015). VELOCIDAD DE REACCIÓN Y FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN. Obtenido de <https://reactorquimico.wordpress.com/cinética-química/velocidad-de-reacción-y-factores-que-afectan-la-velocidad-de-reacción/>