

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE NICARAGUA
UNAN – LEÓN
FACULTAD DE CIENCIAS
DEPARTAMENTO DE QUIMICA**



**DETERMINACION DE LA ENERGIA DE ACTIVACION DE LA REACCIÓN
ENTRE EL ANARANJADO DE METILO Y BROMURO/BROMATO EN MEDIO
ACUOSO.**

**Elaborado por:
Angélica Vanessa Montiel Palma**

**Para optar al título de
Licenciatura Química**

Tutor: Lic. José Esteban Sequeira

León, Junio del 2004

**DETERMINACIÓN DE LA ENERGÍA DE
ACTIVACIÓN DE LA REACCIÓN ENTRE EL
ANARANJADO DE METILO Y
BROMURO/BROMATO EN MEDIO ACUOSO**

Agradecimiento

Le agradezco antes de todo a Dios, por haber finalizado mi carrera universitaria. Y que me dio la fortaleza de seguir adelante y de cumplir todas mis metas apartando los obstáculos que se cruzan en mi camino.

A mi mamá María Gloria Palma apoyarme incondicionalmente, a mi papá Héctor Montiel por apoyarme siempre, a mi hijo Carlos Alejandro Donaire Montiel. que es la persona por la que lucho día con día ya que es la razón de mi vida, y a quien le dedico este trabajo monográfico.

Me siento agradecida con el Lic. José Esteban Sequeira por aceptar trabajar conmigo en este tema y ser mi tutor, a Jorge Cisne y a Manuel Vanegas por facilitarme y ayudarme a manipular los equipos de laboratorio.

Gracias a todos ellos, que sin su apoyo este trabajo se me habria hecho muy difícil.

INDICE

I. Introducción.....	5
----------------------	---

II. Cinética Química.....	10
A. Concepto de Cinética Química.....	10
B. Velocidad de Reacción.....	10
C. Ecuación de Velocidad y Orden de Reacción.....	11
D. Métodos Experimentales de la Cinética Química.....	12
E. Reacciones de Primer Orden.....	13
F. Vida Media.....	15
III. Parte Experimental.....	19
A. Material Utilizado.....	19
B. Procedimiento.....	20
IV. Resultados.....	22
V. Discusión de los Resultados.....	29
VI. Conclusión.....	30
VII. Bibliografía.....	31

Resumen

En el presente trabajo se determinó la Energía de Activación de la reacción entre el Anaranjado de Metilo y Bromuro/Bromato en medio ácido. Se hicieron lecturas del tiempo de decoloración del Anaranjado de Metilo a diferente temperatura 30, 40, 50, 60, 70 y 80°C.

Se determinó la constante de velocidad, k_v , midiendo la absorbancia del Anaranjado de Metilo a 520 nm cada minuto y a 31°C.

Se calculó la vida media, $t_{1/2}$ del Anaranjado de Metilo.

De la gráfica de la absorbancia frente al tiempo se encontró que la decoloración del Anaranjado de Metilo sigue una Cinética de Primer orden, ya que resulta una recta con pendiente negativa.

Objetivos

Objetivo General

- Proponer un método sencillo para realizar la determinación de la Energía de Activación de la reacción entre el Anaranjado de Metilo y Bromuro/ Bromato en medio ácido.

Objetivo Especifico

- Determinar la Energía de Activación (E_a)
- Determinar la Constante de Velocidad (K_v)
- Determinar la Vida Media ($t_{1/2}$)

I.INTRODUCCIÓN

A. Concepto de Arrhenius de ácidos y bases

El concepto más antiguo de todos lo propuso Svanté Arrhenius en 1887 cuando publicó la “Teoría química de electrolitos”. Allí, definió un *ácido* como una sustancia que se disocia en agua para producir hidrogeniones ($H^+_{(ac)}$) y una base como una sustancia que se disocia en agua para producir iones hidróxido ($OH^-_{(ac)}$).

El concepto de Arrhenius está seriamente limitado por su énfasis en reacciones en solución acuosa. Las definiciones posteriores son más generales y son aplicables a reacciones en medio no acuoso.

Los indicadores son sustancias coloreadas que han sido utilizada principalmente para conocer si una disolución es ácida , básica o neutra y para saber si una reacción química esta completa o no.

Los indicadores ácidos-base son ácidos o bases débiles cuya forma ionógena posee color y constitución diferentes del color y estructura de la pseudo o forma normal. Se utilizan también como indicadores sustancias que sufren un cambio de flourescencia o de solubilidad al variar el pH de la disolución.

Deben ser sustancias intensamente coloreadas, para que consuman cantidades insignificantes de disoluciones valoradas; además, deben poseer una solubilidad adecuada y una buena estabilidad química.

La siguiente tabla muestra una lista de los indicadores ácido - base más comunes, su concentración y el solvente dónde se preparan sus soluciones, el color de las especies ácida y básica y el rango experimental de pH en el que viran.

Indicador	solvente	concentración (%)	Color		rango pH
			ácido	básico	
Timolftaleína	EtOH al 90%	0.1	incoloro	Azul	10.1 - 12.0
Fenolftaleína	EtOH al 60%	0.1	incoloro	Rojo	8.0 - 10.0
Verde de BrCresol	EtOH al 20%	0.1	amarillo	Azul	3.8 - 5.4
Rojo de Metilo	EtOH al 60%	0.1	rojo	amarillo	4.2 - 6.2

Anaranjado de Metilo	Agua	0.1	rojo	amarillo	3.1 - 4.4
-----------------------------	------	-----	------	----------	-----------

Un indicador ácido-base es un ácido débil que en disolución acuosa se disocia parcialmente en sus iones.

Se llama intervalo de transformación o intervalo de viraje, al espacio de la escala de pH en el cual se hace perceptible el cambio del indicador. La amplitud de este intervalo no es la misma para todos los indicadores porque depende de la sensibilidad con que puede percibirse el color de una forma en presencia del color de la otra.

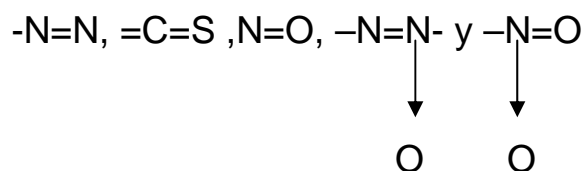
Un nuevo procedimiento para evaluar la calidad del cambio de color de los indicadores basándose en la concentración de color es la concentración analítica del indicador y ϵ la absortividad efectiva cuyos valores son tratados por un programa de ordenador lineal en BASIC.

Hay que tener presente que la exactitud y precisión de las coordenadas de aromaticidad tienen dos fuentes de errores fundamentales: 1) El error sistemático que depende de múltiples causas, por ejemplo, diferente pureza del indicador procedente de diversos fabricantes, método de preparación de la disolución del indicador y cambios de concentración de las especies coloreadas del indicador en la disolución a valorar; aparte de que las propias medidas espectrofotométricas están también sujetas a errores importantes. 2) El método empleado para la evaluación de los triples estímulos, tiene necesariamente un carácter aproximado; por lo cual introduce también un cierto error que puede tener carácter sistemático.

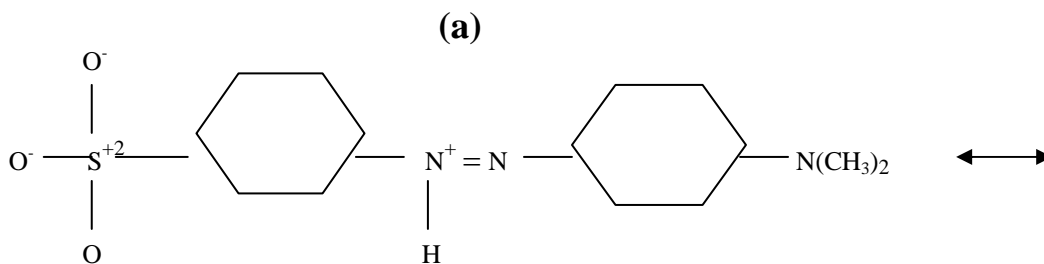
Se ha mencionado en la definición de los indicadores ácido-base, el cambio de color de los mismos al variar el pH está asociado con un cambio de estructura del colorante y la demostración de que este cambio no es solo de naturaleza iónica se encuentra en la lentitud con que se efectúa el mismo y en los

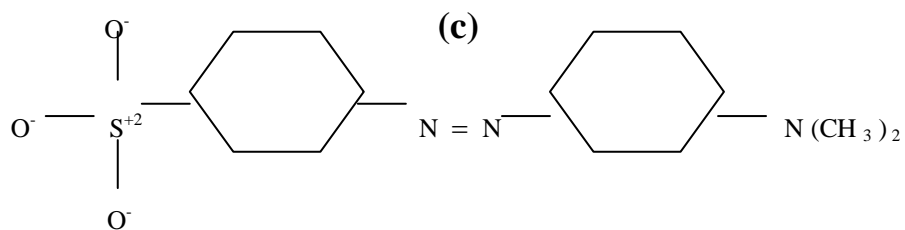
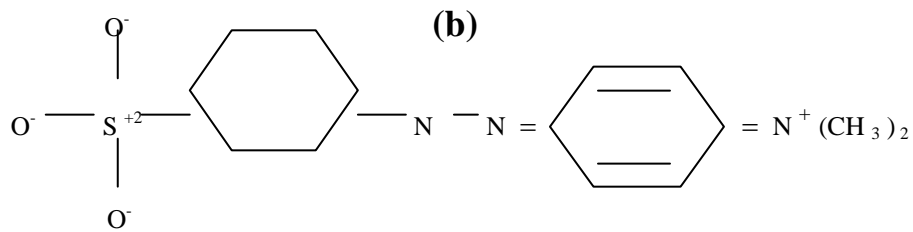
espectros de absorción de los indicadores; los cuales muestran que los indicadores ácido –base son casi siempre sustancias que pueden existir en dos formas tautoméricas en equilibrio dinámico entre sí. Las dos formas tienen estructuras y colores diferentes y el equilibrio de tautomerismo e ionización decide el color final. Si no hay cambio de estructura el color no se altera y recíprocamente, si el color varía es que ha habido un cambio de estructura.

Se sabe que el color de los compuestos orgánicos se debe a la presencia en la molécula de ciertos agrupamientos atómicos o grupo “cromófonos” entre los que destacan los grupos



Cuanto mayor sea el número de estos grupos que contienen una sustancia, tanto más intenso será el color de la misma. Hoy en día se admite que los cambios estructurales que acompañan a los cambios de color de los indicadores al variar el pH pueden ser adscritos a cambios de resonancia. De este modo la forma ácida, roja, del anaranjado de metilo corresponde a un ión resonante entre las dos formas (a) y (b); mientras que el color amarillo del mismo indicador es producido por una sal amarilla de un sencillo colorante azoico(c):





Se conocen mas de un centenar de buenos indicadores ácido-base pertenecientes a las familias orgánicas de los nitrocompuestos, azo y bis-azocompuestos, colorantes del trifenilmetano, ftaleinas, sulfonftaleinas, colorantes quinonicos, indofenoles, azina y oxacina-derivados, colorantes antraquinonicos y colorantes del grupo del índigo.

Una de las causas que influye sobre el valor del intervalo de viraje de los indicadores es la **variación de la temperatura**. Por lo que al elevarse la temperatura el producto iónico del agua se desplazada hacia el lado alcalino la coloración ácida del indicador sensible a las bases, es decir, que el cambio de color tendrá lugar a una $[\text{OH}^-]$ mayor que a la temperatura normal.

El naranja de metilo cambia sus intervalos de viraje de 2,9-4,0 y 3,1-4,4 a 18° a 2,3-3,5 y 2,5-3,7 a 100° debido a que al elevarse la temperatura aumentan las constantes de disociación de los ácidos que lo forman.

El contenido de sales de la disolución, o fuerza iónica de la misma, ejerce diversos efectos sobre el intervalo de viraje de los indicadores. Sobre unos apenas actúa, como son el anaranjado de metilo, rojo de metilo, fenolftaleina.

II. CINÉTICA QUÍMICA

A. Concepto de Cinética química.

Dos de las ramas de la físico química son la termodinámica y la Cinética química. En el estudio de una reacción química se suele aplicar el método termodinámico para ver si la reacción es termodinámica factible y en que extensión habrá evolucionado cuando alcance el estado de equilibrio. Sin embargo, no informa nada acerca del tiempo que se necesita para que el sistema evolucione entre los estados de equilibrio.

Como consecuencia de esto, se debe considerar la Cinética Química también denominada Cinética de las reacciones químicas, ya que ésta involucra la variable tiempo. Por tanto, la cinética química estudia las velocidades y mecanismos de las reacciones químicas.

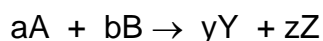
B. Velocidad de reacción.

La primera etapa del estudio cinético de una reacción química es definir, que se entiende por velocidad de reacción . Definimos la velocidad de una reacción como la variación de la concentración o presión con respecto al tiempo de cada uno de los reaccionantes o productos que toman parte en la reacción. Matemáticamente se expresa como:

$$V = \frac{1}{\nu_i} * \frac{dC_j}{dt} \quad (1)$$

donde ν_i es el coeficiente estequiométrico de las especies que participan en la reacción.

Para una reacción general de la forma



Que ocurre a volumen constante, la velocidad de reacción es

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = -\frac{1}{y} \frac{d[Y]}{dt} = \frac{1}{z} \frac{d[Z]}{dt} \quad (2)$$

Las derivadas de las concentraciones con respecto al tiempo (con signos negativos para los reactivos) son las velocidades de consumo y (con signo positivo para los productos) las velocidades de formación.

La velocidad depende de varios factores tales como: temperatura, presión, disolvente, fuerza iónica,... así como de la concentración actual de todos los reaccionantes y productos.

C. Ecuación de velocidad y orden de reacción.

Para muchas reacciones (pero no todas) la forma de la velocidad de reacción hallada experimentalmente es:

$$v = \frac{dx}{dt} = K_v [A]^\alpha [B]^\beta \dots [L]^\lambda \quad (3)$$

donde v es la velocidad de reacción, X es la concentración o presión y los exponentes α , β , y λ , pueden ser cero, positivos, negativos, enteros o semienteros ($1/2$, $3/2$, ...). El exponente α de la ecuación anterior se conoce como el orden de reacción con respecto a A y puede denominarse orden parcial. De manera similar, el orden parcial β es el orden con respecto a B. Estos ordenes son cantidades de tipo experimental. La suma de todos los ordenes parciales, $\alpha + \beta + \dots$, se denomina orden total y en general se le asigna el símbolo n .

La constante K_v que aparece en la ecuación de velocidad (3), recibe el nombre de Constante Cinética de Velocidad.

Según la ecuación (3), dx tiene unidades de concentración dividida por el tiempo; por lo tanto, las unidades de K_V son :

$$K_V = (\text{concentración})^{1-n} (\text{tiempo})^{-1} \quad (4)$$

De esta manera las unidades de la constante de velocidad varían con el orden de reacción. Por ejemplo, para una reacción de primer orden; es decir, $n=1$, la unidad de K_V es $(\text{tiempo})^{-1}$ o S^{-1} .

D. Métodos experimentales de la Cinética Química

Los factores principales que debe controlar una técnica experimental en Cinética son :

- a) Temperatura.
- b) Tiempo de Reacción.
- c) Concentración de las especies presentes.

a) Control de la temperatura

La velocidad de la mayoría de las reacciones químicas son muy sensitivas a la temperatura. Por esta razón en una gran mayoría de casos los estudios cinéticos se hacen en condiciones isotérmicas, lo cual impone la necesidad de disponer de un termóstato para controlar la temperatura.

b) Control del tiempo de reacción.

La técnica adecuada de medida del tiempo vendrá impuesta por la mayor o menor velocidad con que la reacción se verifique.

Para el caso de reacciones lentas, relativamente rápidas, y rápidas (hasta 10^2 s) se suele usar un cronómetro para controlar el tiempo. Sin embargo, cuando el tiempo es bien pequeño es necesario utilizar dispositivos automáticos, mecánicos o electrónicos que permitan registrar la variación de la concentración en función del tiempo.

c) Control de la concentración.

En cinética química los procedimientos de análisis para determinar la concentración de una de las especies químicas se sustentan en dos métodos: los métodos químicos y los métodos físicos.

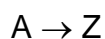
En los métodos químicos se impone la necesidad de retirar una alícuota de sustancia del vaso de reacción, el cual ha sido colocado en un termóstato para mantener la temperatura en un valor constante y hacer un análisis lo más rápido posible.

Los métodos físicos son más convenientes que los métodos químicos, porque además de ser rápidos, la medida se hace directamente en el vaso de reacción. En los métodos físicos se mide una propiedad física relacionada con la concentración.

E.Reacciones de primer orden.

Las reacciones de primer orden, son aquellas que encuentran experimentalmente que la velocidad de la reacción es inversamente proporcional a la concentración de la sustancia reaccionante.

Una reacción de primer orden puede ser del tipo.



La ecuación diferencial de velocidad es:

$$\frac{d[A]}{dt} = K_v [A] \quad (5)$$

Esta ecuación se puede integrar después de escribirla de la forma siguiente:

$$\frac{d[A]}{[A]} = -K dt \quad (6)$$

Los límites de integración se obtienen considerando que a un tiempo $t=0$, la concentración inicial de A es igual $[A]_0$ y a un tiempo $t=t$, la concentración será $[A]_t$.

Así la integración de la ecuación (6) da:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -K_v t \quad (7)$$

$$Y \quad \ln [A]_t = \ln [A]_0 - K_v t \quad (8)$$

Cambiando a logaritmo base 10, tenemos

$$\text{Log } [A]_t = \text{Log } [A]_0 - \frac{K_v t}{2.303} \quad (9)$$

Una representación gráfica de $\text{Log } [A]_t$ frente a t , da una línea recta con pendiente igual a $-K_v / 2.303$ (ver figura 1.)

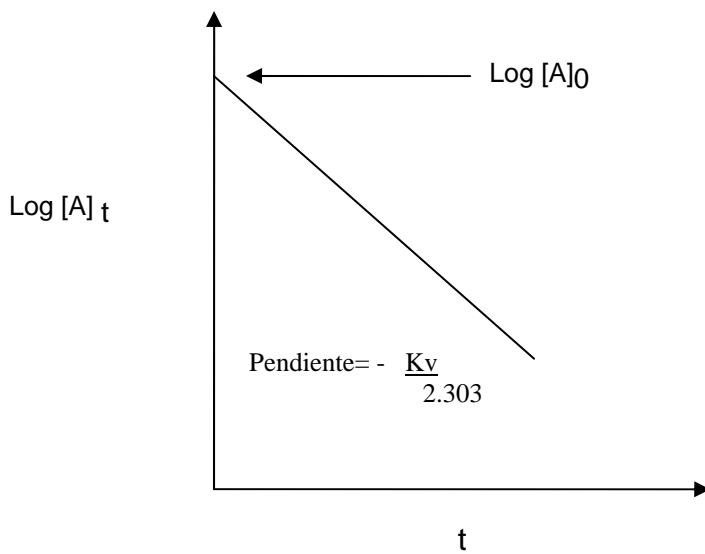


Fig.1 Gráfica de una reacción de primer orden.

De la pendiente de la recta se evalúa la constante de velocidad, K_v .

En los métodos físicos cuando se mide la absorbancia de una solución, de acuerdo a la Ley de Beer la absorbancia de la solución es directamente proporcional a la concentración. En consecuencia la ecuación (9) se transforma en:

$$\text{Log } A_t = \text{Log } A_0 - \frac{K_v t}{2.303} \quad (10)$$

Así, una gráfica de $\text{Log } A_t$ frente al tiempo da una gráfica similar a la figura.1, lo cual permite también calcular de la pendiente la constante de velocidad, K_V . Es decir, que:

$$K_V = -2.303 \times \text{pendiente} \quad (11)$$

F. Vida Media.

Para una reacción dada, la vida media $t_{1/2}$ de un reactivo en particular es el tiempo necesario para que su concentración alcance un valor intermedio entre su valor inicial y final. El valor de vida media siempre es inversamente proporcional a la constante de velocidad; y en general depende de las concentraciones de los reactivos.

Para una reacción de primer orden la vida media viene dada por la expresión:

$$t_{1/2} = \frac{\text{Ln } 2}{K_V} = \frac{0.693}{K_V} \quad (12)$$

En este caso la vida media es independiente de la concentración inicial. Como en una reacción de primer orden solo hay un reactivo la vida media del reactivo, puede considerarse como vida media de la reacción.

Una reacción rápida, es decir, con una K_V grande tendrá una vida media corta, o viceversa.

G. Influencia de la temperatura en la velocidad de la reacción.

Los resultados experimentales ponen de manifiesto que la velocidad de una reacción química varía con la temperatura. Las constantes de velocidades dependen sustancialmente de la temperatura aumentando normalmente con ellas. Una regla aproximada válida para muchas reacciones en solución, es que cerca de la temperatura ambiente, K_V se duplica o triplica con cada aumento de la temperatura cada 10°C .

En 1884, Houd encontró la primer reacción empírica entre la constante de velocidad K_V y la temperatura:

$$K_V = A e^{-BT} \quad (13)$$

Donde A y B son constantes.

La aplicación de la ecuación (13) a los datos experimentales que se disponían en la época permitió a Van't Hoff y Arrhenius expresarla de la forma:

$$K_V = A e^{-E_a/RT} \quad (14)$$

Donde R es la constante de los gases, igual a $8.3145 \text{ J /K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, y E_a recibe el nombre de Energía de Activación. Actualmente a la ecuación (14) se le conoce de manera general como Ecuación de Arrhenius.

Para probar la Ecuación de Arrhenius (14), primero se toma Ln a ambos lados:

$$\text{Ln } K_V = \text{Ln } A - \frac{E_a}{R} \times \frac{1}{T} \quad (15)$$

Si la Ecuación de Arrhenius se cumple, al gráficar la K_V frente a $1/T$ se obtendrá una línea recta de pendiente, $-E_a / R$ y ordenada $\text{Ln } A$, como se muestra en la figura 2.

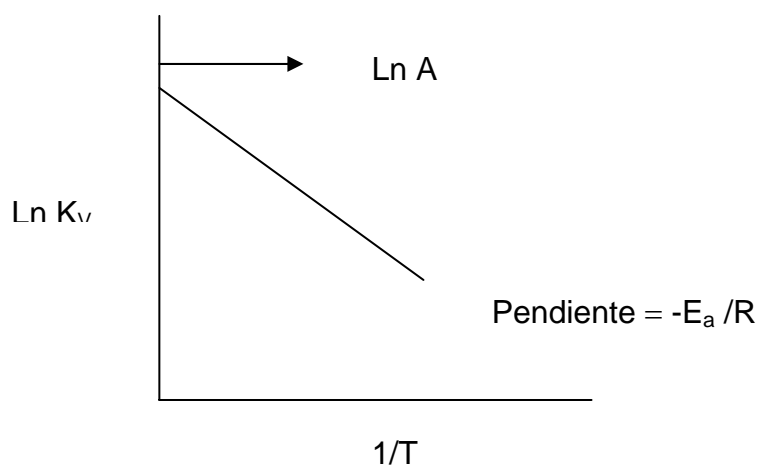


Figura 2. Gráfica de Arrhenius.

La Ecuación de Arrhenius establece que la constante de velocidad K_V , de una reacción química varía con la temperatura absoluta T , de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$\ln K_V = \frac{-E_a}{RT} + \text{constante} \quad (16)$$

El tiempo requerido para que se complete una reacción es inversamente proporcional a K_V , es decir:

$$t \propto 1/K_V \quad (17)$$

Introduciendo un término constante para eliminar la proporcionalidad, se obtiene:

$$t = \text{constante} \times 1/K_V \quad (18)$$

Tomando \ln en ambos miembros de esta expresión se obtiene:

$$\ln t = -\ln K_V + \text{constante} \quad (19)$$

Sustituyendo la ecuación (16) en la ecuación (19), se obtiene:

$$\ln t = E_a/RT + \text{constante} \quad (20)$$

O usando logaritmo base 10, tenemos

$$\log t = \frac{E_a}{2.303 RT} \quad (21)$$

De manera que si el tiempo para que suceda una reacción dada se mida a varias temperaturas, la E_a puede encontrarse graficando $\log t$ frente a $1/T$ y de la pendiente de la recta que es igual a $E_a / 2.303 RT$ se calcula E_a , (ver figura 3)

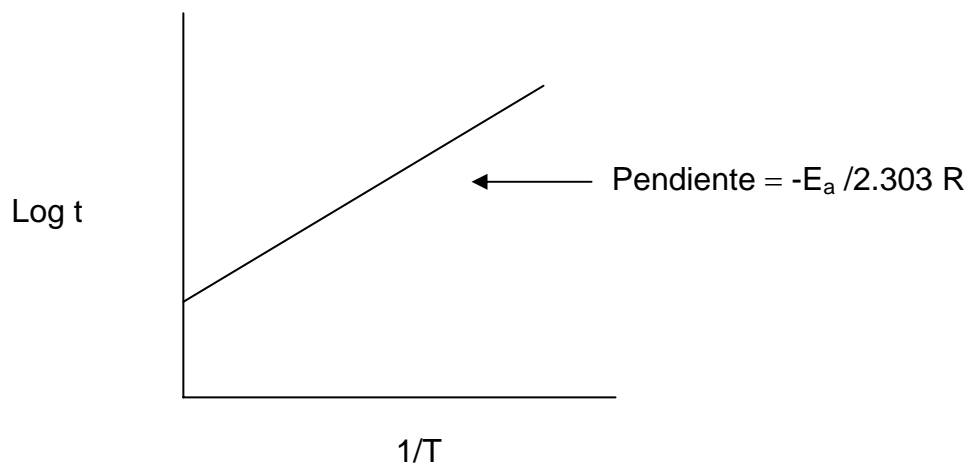


Fig 3. Gráfica para calcular la Energía de Activación.

I. PARTE EXPERIMENTAL

A. Material Utilizado.

- Reactivos

1. Anaranjado de Metilo 0.01%.
2. Bromuro de Potasio 0.0833 M.
3. Bromato de Potasio 0.0167 M.
4. Acido Sulfúrico 0.05 M.
5. Alcohol Etílico 95%.
6. Agua Destilada.

- Equipo

1. Espectrofotómetro UV.
2. Termostato.
3. Balanza Análítica.
4. Cronómetro.

- Cristaleria

1. Tubos de Ensayo.
2. Beaker de 40 ml y 500 ml
3. Pipeta Volumétrica de 5 ml y 10 ml.
4. Micropipeta de 1 a 10 ml.
5. Matraz Aforado.
6. Espatula.
7. Celda de Referencia.

B. PROCEDIMIENTO

PREPARACION DE LOS REACTIVOS

- Anaranjado de Metilo al 0.01% en etanol/ H₂O 10 partes de etanol, 90 de agua.

Pesar 0.01g de anaranjado de metilo y diluir en 10 ml de etanol y 90 ml de agua.

- Bromuro de Potasio 0.0833 M en 100 ml de etanol/ H₂O
Pesar 0.99 g de bromuro de potasio y diluir en 10 ml de etanol y 90 ml de agua.
- Bromato de potasio 0.0167 M en 100 ml de etanol/ H₂O
Pesar 167.01 de bromato de potasio y diluir en 10 ml de etanol y 90 ml de agua.
- Bromuro/ Bromato
Mezclar las dos soluciones anteriores.
- Acido Sulfúrico a 0.05 M.
Medir 0.277 ml de ácido sulfurico y aforarlo con agua destilada en un balón de 100 ml.
- Preparación del blanco
Medir 10 ml de etanol y aforar con agua destilada en un balón de 100 ml.

Determinación de la Energía de Activación(E_a)

1. Con una pipeta volumétrica se midieron 10 ml de la solución Anaranjado de Metilo y se transfirieron a un tubo de ensayo grande.
2. A este tubo de ensayo se le agregaron 10 ml de la solución Bromuro/Bromato.
3. En otro tubo de ensayo se colocaron 5 ml de H₂SO₄.

4. Los dos tubos de ensayo se introdujeron dentro de un beaker grande con agua y el beaker se colocó en un termostato a 30°C.
5. Una vez que los tubos alcanzan la temperatura de 30°C, se mezclaron rápidamente las dos soluciones de los tubos de ensayo y se midió el tiempo que tardó la solución en decolorarse.
6. Se repitieron los pasos del 1 al 5 para las temperaturas de 40, 50, 60, 70 y 80 °C.
7. Se hicieron tres repeticiones para cada temperatura.

Determinación espectroscópica de la constante de velocidad (K_v).

1. En una cubeta de un espectrofotómetro UV se colocó una solución de Anaranjado de Metilo + Br/BrO₃ + H₂ SO₄.
2. Se leyó la absorbancia una longitud de onda de 520nm cada minuto hasta que la solución se decoloró.
3. Las lecturas de la absorbancia se hicieron a 31°C.

II. RESULTADOS

Tabla No 1

Tiempo de decoloración de la muestra del anaranjado de metilo a diferente temperatura.

Temperatura		Tiempo en minutos			
T°C	T°K 1/Tx10 ⁻³	Muestra 1	Muestra 2	Muestra 3	Promedio
30°C	3.300	6.40	6.50	6.40	6.40
40°C	3.195	3.30	3.40	3.30	3.30
50°C	3.096	1.80	1.80	1.80	1.80
60°C	3.003	1	1	1	1
70°C	2.915	0.51	0.51	0.52	0.51

80°C	2.832	0.310	0.310	0.310	0.310
------	-------	-------	-------	-------	-------

Los datos anteriores son la lectura del tiempo de decoloración los cuales fueron promediados y se les aplicó logaritmo de base 10.

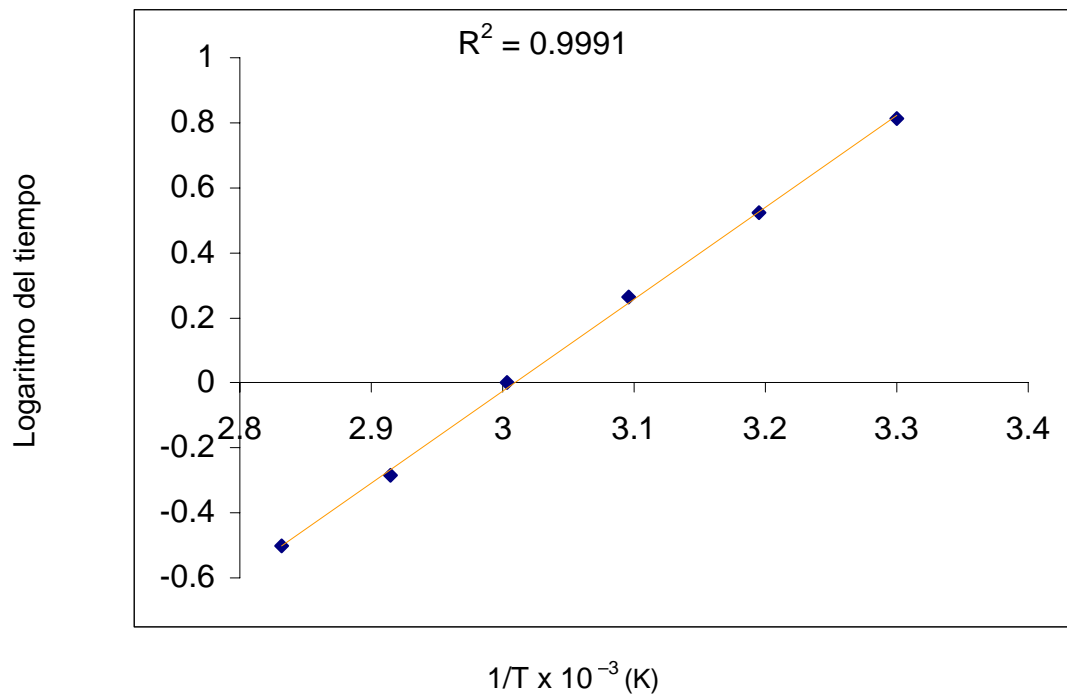
Tabla No 2

Valores del inverso de la temperatura y del logaritmo en base 10 del tiempo.

$1/T (K) \times 10^{-3}$	Log t (min.)
3.300	0.8125
3.195	0.5220
3.096	0.2630
3.003	0
2.915	-0.2850
2.832	-0.5020

Gráfica No. 4

Gráfica del logaritmo del tiempo vrs inverso de la temperatura absoluta.



De los resultados obtenidos se calcularon los parámetros del modelo de regresión lineal tales como intercepto y pendiente así como el valor del coeficiente de determinación:

$$b_0 = -8.5036$$

$$b_1 = 2.8260$$

$$r^2 = 0.9991$$

La recta que se obtuvo de la gráfica anterior se expresa como:

$$Y = b_0 + b_1X$$

Donde Y: Variable dependiente.

X: Variable independiente.

b_0 : Intercepto.

b₁: Pendiente

Para calcular la Energía de Activación se utilizó el valor de la pendiente encontrado con los datos de la gráfica y la ecuación (21)

$$\text{donde} \quad \text{Pendiente} = \frac{E_a}{2.303R} \quad (22)$$

$$\text{y} \quad E_a = (\text{Pendiente})(2.303)(R) \quad (23)$$

$$\text{Pendiente} = b_1 = 2.8260$$

$$R = 8.3145 \text{ J/ mol K}$$

$$E_a = (2.8260)(2.303)(8.3145 \text{ J/ mol K})$$

$$E_a = \mathbf{54.1138 \text{ J/ mol K}}$$

Tabla No 3

Valores del inverso de las temperaturas y del logaritmo base 10 del tiempo con datos corregidos.

1/T (K) x 10 ⁻³	Log t (min.)
3.300	0.8222
3.195	0.5255
3.096	0.2457
3.003	-0.0170
2.915	-0.2657
2.832	-0.5003

Gráfica No.5

Gráfica del logaritmo del tiempo vrs inverso de la temperatura absoluta con datos corregidos.

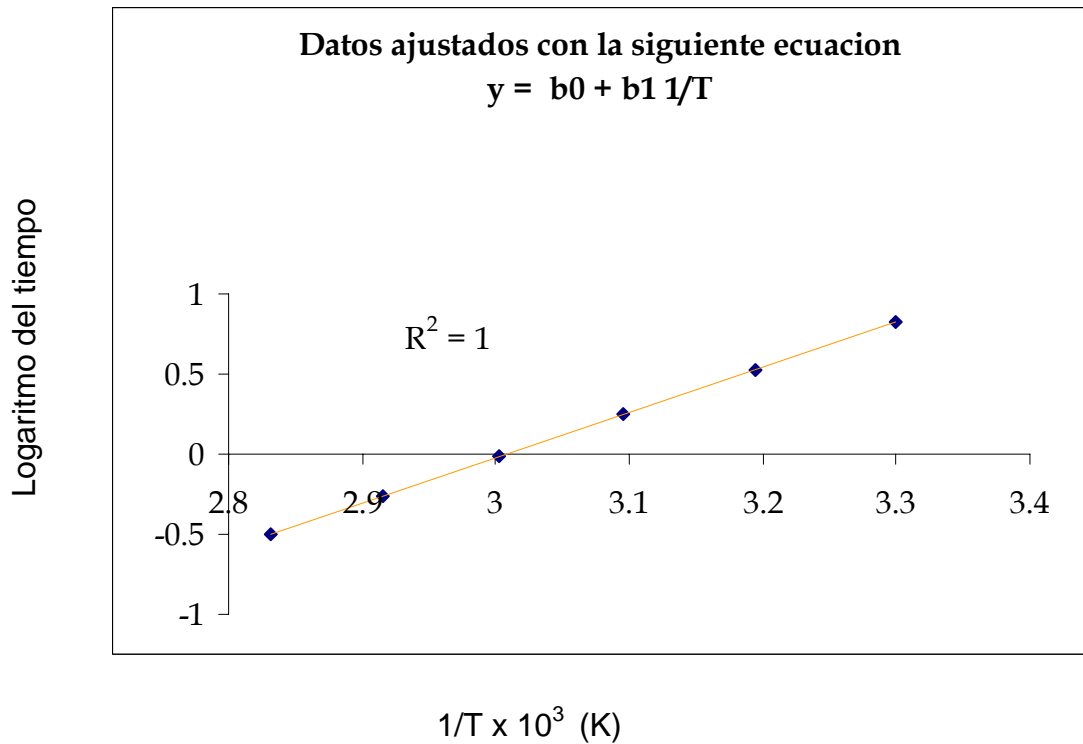


Tabla No 4

Valores de lectura de absorbancias a una longitud de onda de 513 nm y Temperatura de 31°C.

Muestra	Absorbancias				
Tiempo	1.0 min.	2.0 min.	3.0 min.	4.0 min.	5.0 min.
1	0.974	0.633	0.358	0.221	0.131
2	0.975	0.634	0.359	0.218	0.131
3	0.974	0.633	0.358	0.218	0.132
Promedio	0.974	0.633	0.358	0.218	0.131

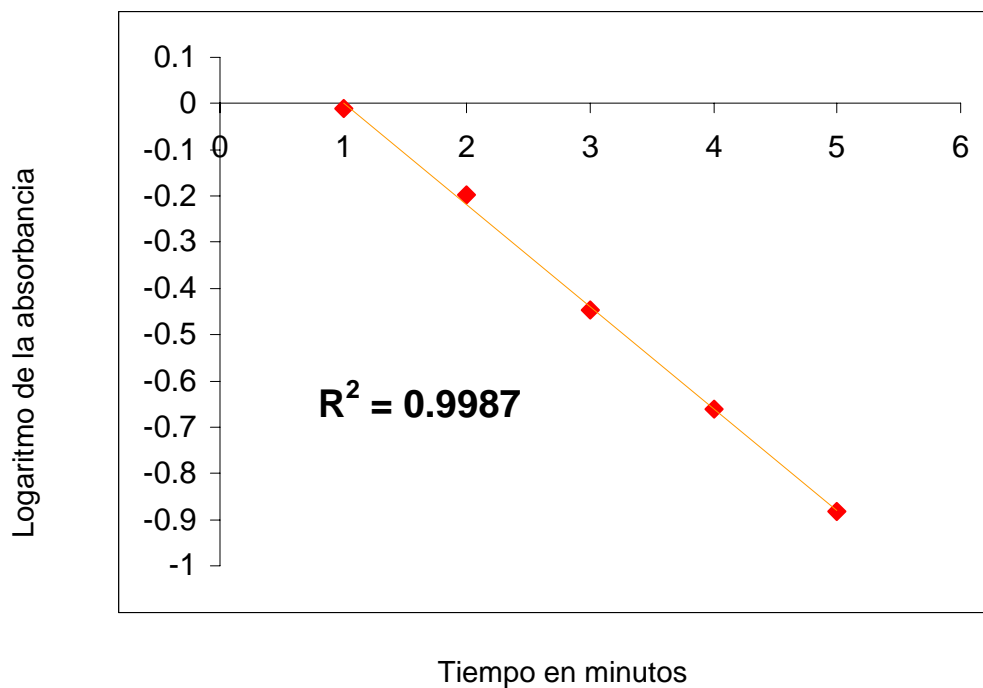
Tabla No 5

Valores ajustados del tiempo y el logaritmo base 10 del promedio de las Absorbancias.

Tiempo	Log A
1.0	-0.011
2.0	-0.198
3.0	-0.445
4.0	-0.660
5.0	-0.881

Gráfica No.6

Gráfica del logaritmo de la absorbancia frente al tiempo.



$$b_0 = 0.2213$$
$$b_1 = -0.2202$$
$$r^2 = 0.998$$

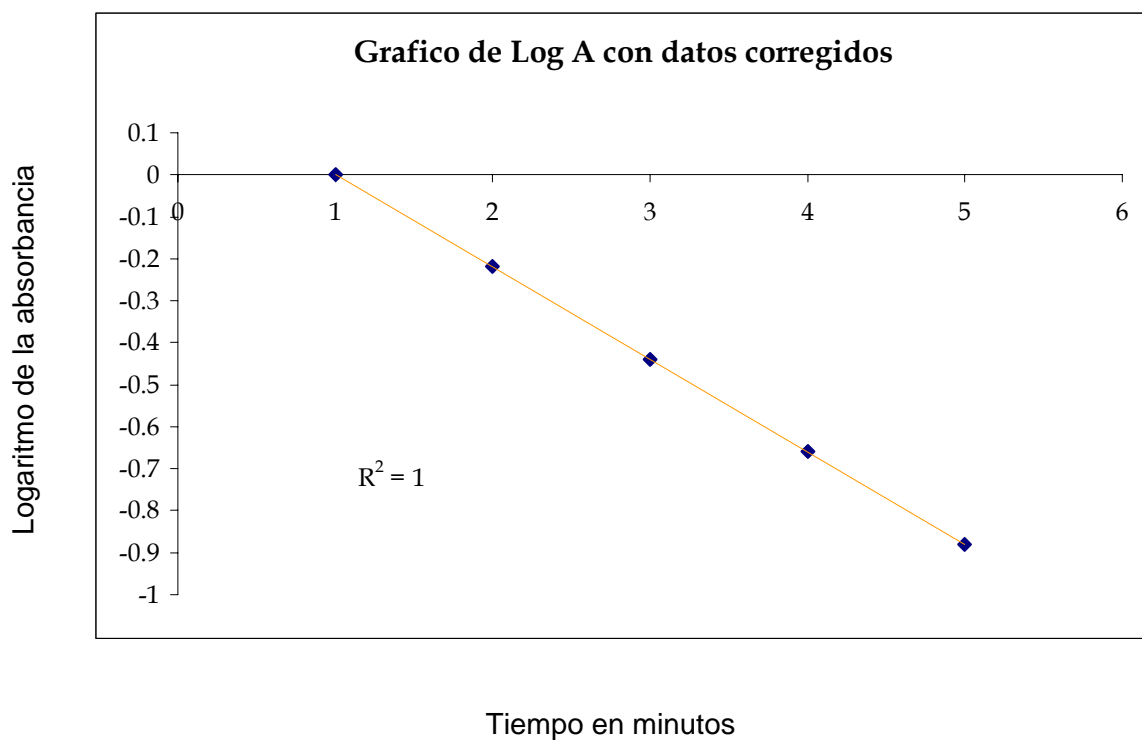
Tabla no 6.

Valores corregidos del logaritmo del promedio de las Absorbancias con el tiempo.

Absorbancia	Log A (corregido)	Tiempo en min.
0.974	0.001	1.0
0.633	-0.219	2.0
0.358	-0.439	3.0
0.218	-0.659	4.0
0.131	-0.880	5.0

Gráfica No.7

Gráfica del logaritmo de la absorbancia frente al tiempo con datos corregidos.



Los valores de regresión lineal obtenidos en la tabla No. 6 fueron:

$$\begin{aligned}b_0 &= 0.2213 \\b_1 &= -0.2202 \\r^2 &= 1\end{aligned}$$

Haciendo uso de la ecuación (11) se calculó el valor de la constante de velocidad K_v .

$$K_v = - 2.303 \times \text{pendiente}$$

$$\begin{aligned}K_v &= - 2.303 \times \text{pendiente} \\K_v &= (- 2.303)(- 0.2202) \\K_v &= 5.07 \times 10^{-1} \text{ min}^{-1}\end{aligned}$$

El valor de la vida media, se obtuvo en base a la ecuación (12), puesto que la gráfica del logaritmo la absorbancia frente al tiempo da una recta con pendiente negativa, lo que indica que la reacción es de primer orden. Así

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{K_v}$$

$$t_{1/2} = \frac{0.693}{5.07 \times 10^{-1} \text{ min}^{-1}}$$

$$t_{1/2} = 1.36 \text{ min.}$$

I. DISCUSIÓN DE LOS RESULTADOS

Los resultados obtenidos muestran que a medida que aumenta la temperatura disminuye el tiempo de decoloración de Anaranjado de Metilo, esto se debe a que este compuesto tiene una amina terciaria la cual es muy inestable y regularmente se descompone inmediatamente, esta reacción se da en sustituciones aromáticas para dar productos llamados compuestos azo a esto se le conoce como reacción de Copulación.

El orden de la reacción de este compuesto es de pseudo- primer orden ya que la concentración de uno de los reactivos es muy grande en comparación a la del otro. En este caso el bromo esta en exceso con respecto al Anaranjado de Metilo.

La Vida Media del Anaranjado de Metilo es 1.36 min es decir una reacción extremadamente rápida.

II. CONCLUSIÓN

Se llegó a la conclusión que a través de un método sencillo y seguro se pudo determinar la Energía de Activación del Anaranjado de Metilo. Con la ayuda del termóstato se midió el tiempo de decoloración a diferentes temperatura: 30, 40, 50, 60, 70 y 80°C y con los resultados se determinó la Energía de Activación de la reacción entre el Anaranjado de Metilo y Bromuro/Bromato en medio ácido y se gráfico.

La constante de velocidad de la reacción se determinó a una temperatura de 31°C y a una longitud de onda de 520 nm. Así mismo se gráfico el logaritmo la absorbancia frente al tiempo de reacción, dando una línea recta con pendiente negativa, confirmandose que la reacción es de pseudo- primer orden.

Se calculó la Vida Media para determinar la rapidez de la reacción y con el valor que se obtuvo se comprobó que el Anaranjado de Metilo se descompone rápidamente a una velocidad de 1.36 min.

III. BIBLIOGRAFIA

1. Bermejo, Química Analítica, Indicadores pág 587-597.
2. The Merch Index, tenth edition pág 5975.
3. J. E. Sequeira, Folleto de Cinética Química UNAN- LEÓN, 1995.
4. Métodos Cinéticos de Análisis. Curso de Maestría de Química Analítica. 1995 – 96.
5. I. E. Avery, Cinética Química básica y mecanismo de reacción. Editorial Reverte, S.A , 1977.
6. 1era. N. Levine, Físico Química, Tercera Edición, Mc. Greaw – Hill Interamericana, S.A, 1991.
7. Sandoval Douglas, Monografía: Estudio Cinético de Bromación del Rojo de Metilo.
8. www.adobe.com
Experimento 13. Anaranjado de Metilo.