

INTRODUCCION.

El incremento de temperatura conduce a otro muy considerable en la velocidad de reacción y se puede observar tanto en la fase gaseosa o en la fase líquida.

Arrhenius señala que la variación de la constante de velocidad de reacción con la temperatura, se representa por la ecuación:

$$d \ln K / Ea$$

=

$$dt / RT^2$$

Donde K es la constante de velocidad de reacción, T la temperatura absoluta (°K), R la constante de los gases y Ea es la energía de activación.

Donde tenemos:

$$Ea$$

$$\log K = - C_2$$

$$2.3 RT$$

Si utilizamos la ecuación de la recta $y = mx + b$, entonces:

$$y = \log K$$

$$m = Ea / 2.3 R$$

$$x = 1 / T$$

$$b = - C_2$$

Se puede calcular el valor de Ea, determinado trigonometricamente el valor de la pendiente m.

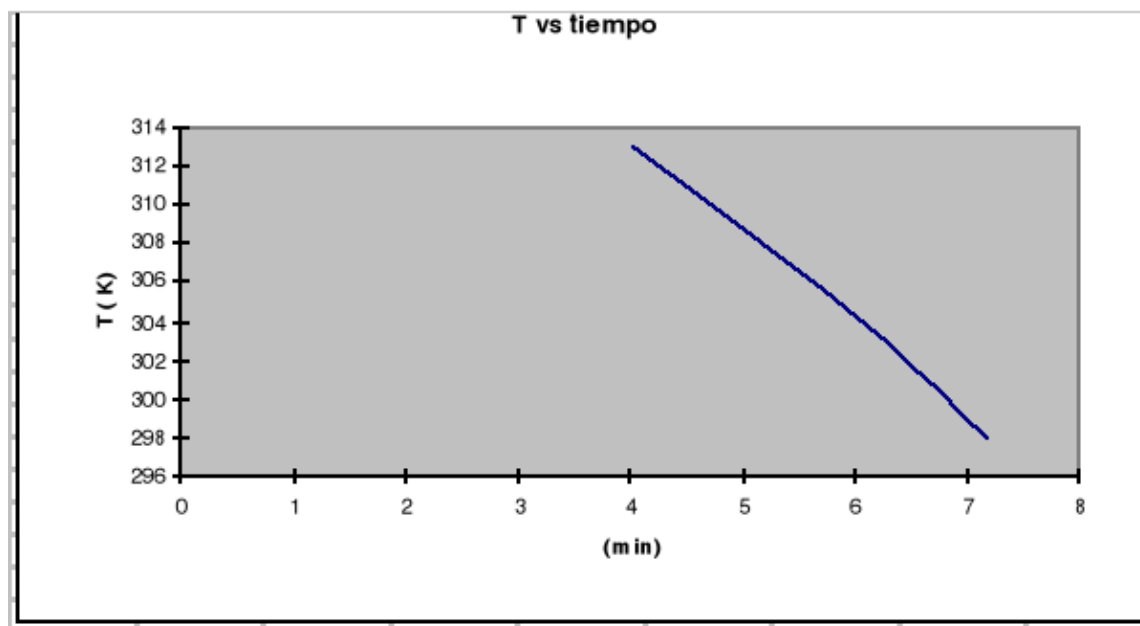
OBJETIVOS

- Medir el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.
- Determinar la energía de activación (Ea) para una reacción específica.

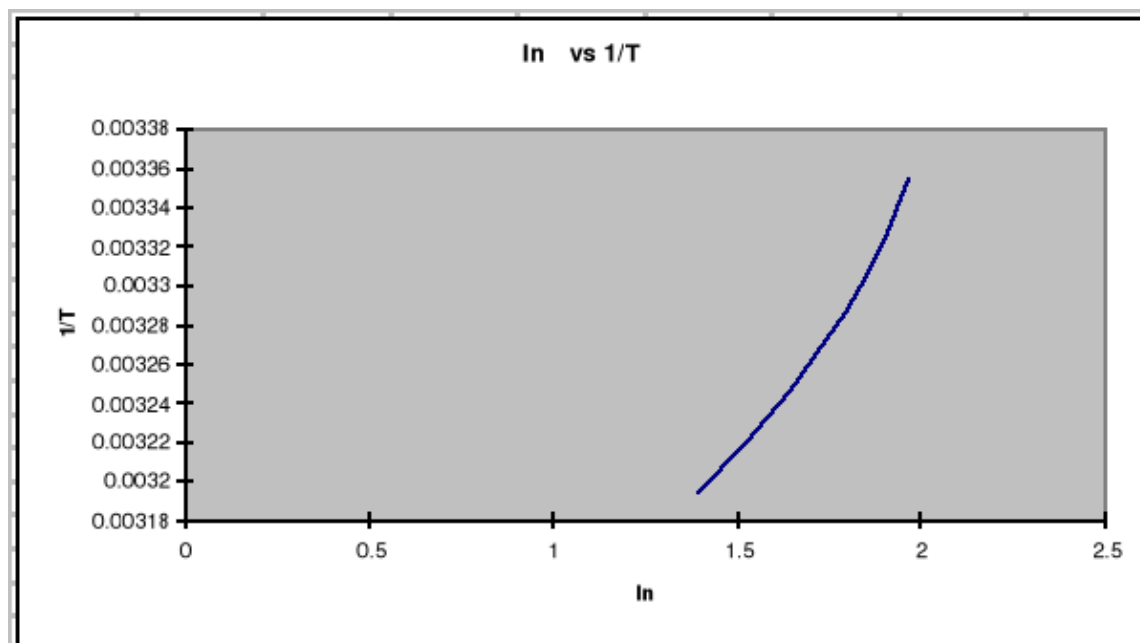
CALCULOS Y RESULTADOS

1.- Construye las gráficas siguientes: t_{vs} y $\ln K$ vs $1/T$

(min)	T (°K)
7.16	25 + 273 = 298
6.29	30 + 273 = 303
5.16	35 + 273 = 308



ln	1/T
1.968	0.003355
1.838	0.003300
1.640	0.003246
1.391	0.003194



2.- Como influye la temperatura en la velocidad de Reacción.

Si en un sistema de equilibrio se aumenta la temperatura siendo el volumen constante, el sistema se desplazará hacia el sentido que absorba más calor. A medida que la temperatura aumenta es mayor la energía cinética de las partículas, los choques ocurren con mayor frecuencia y las moléculas adquieren más rápidamente la

energía de activación.

Esta energía es la mínima requerida para romper los enlaces y que se inicie la reacción. Por lo tanto, al aumentar la temperatura del sistema, la velocidad de la reacción aumentará.

3.- *Calcule el valor de Ea.*

$$y = mx + b \quad y = \ln$$

$$\ln = (E_a / 2.303RT) - C_2 \quad m = E_a / 2.303R$$

$$x = 1/T$$

$$b = -C_2$$

Por regresión lineal tenemos que:

$$m = 3585.47 \text{ }^\circ\text{K}, \text{ de donde sabemos que } m = E_a / 2.303R = (\text{cal/mol}) / (\text{cal/mol}\cdot^\circ\text{K})$$

$$-C_2 = b = -10.028$$

$$E_a = mR(2.303)$$

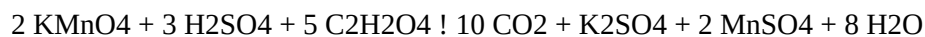
$$E_a = (3585.47 \text{ }^\circ\text{K}) (1.987 \text{ cal/mol}\cdot^\circ\text{K}) (2.303)$$

$$E_a = 16407.355 \text{ cal/mol}$$

4.- *¿Cuál es el efecto que sucede al agregar la solución de Sulfato de Manganeso ?, explique.*

La solución de sulfato de manganeso acelera la velocidad de reacción, debido a que dicha solución actúa como catalizador en la mezcla, a la hora de combinar el tubo que contiene C₂H₂O₄ al tubo que contiene KMnO₄; es decir, ayuda a que la reacción se efectúe más rápidamente.

5.- *Balancear la reacción que se llevo a cabo.*



BIBLIOGRAFIA

Principios de Fisicoquímica

Anwer

Ed. Limusa

3ª Edición

México, 1990

pags. 324 – 335

Biblioteca U.P.I.I.C.S.A.

Fisicoquímica

Farrington

Ed. Continental

1ª Edición

México, 1982

pags. 403 – 410

Biblioteca U.P.I.I.C.S.A.

CONCLUSIONES.

En esta practica podemos decir:

Que al aumentar la temperatura en una reacción dada, la correspondiente velocidad de reacción aumentara, es decir, que a mayor temperatura, menor tiempo de reacción y por lo tanto mayor velocidad de reacción, y por lo contrario a menor temperatura mayor tiempo de reacción y por consiguiente menor velocidad de reacción.

En este caso utilizamos un catalizador para aumentar la velocidad de reacción, ya que nos convenía