

63.01 / 83.01 Química

Departamento de Química

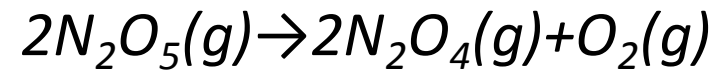


.UBAfiuba 
FACULTAD DE INGENIERÍA



Ejercicio 16 – Cinética química - Enunciado

En la siguiente tabla se da la variación de la constante de velocidad con la temperatura para la reacción de primer orden:

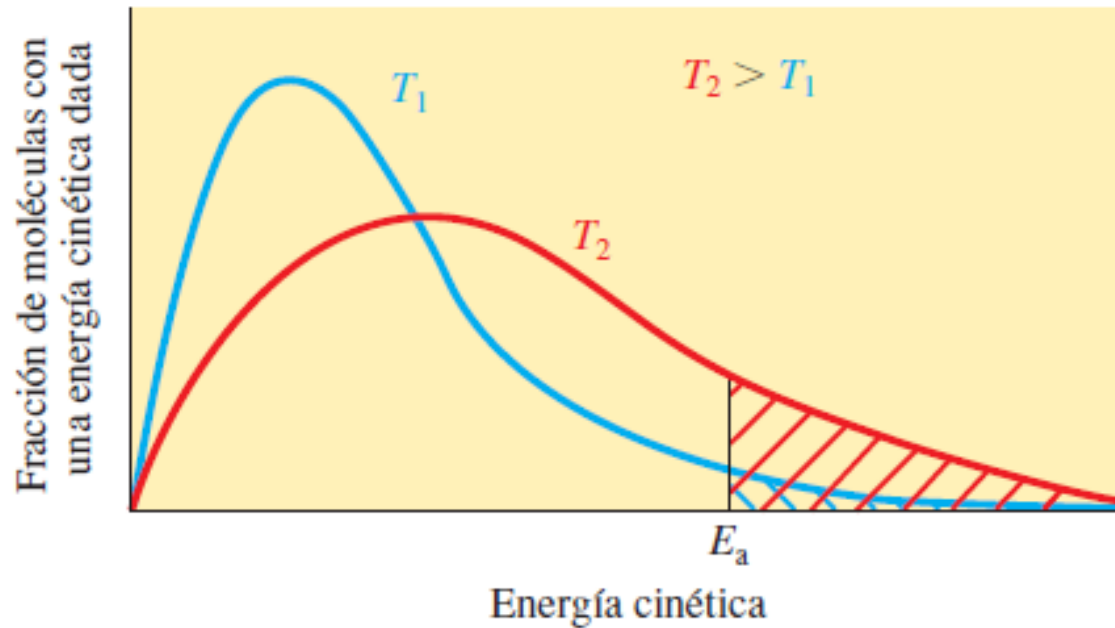


Determine gráficamente la energía de activación y el factor de frecuencia.

T (K)	K (s ⁻¹)
273	7,87 x 10 ³
298	3,46 x 10 ⁵
318	4,98 x 10 ⁶
338	4,87 x 10 ⁷



Ejercicio 16 – Cinética química

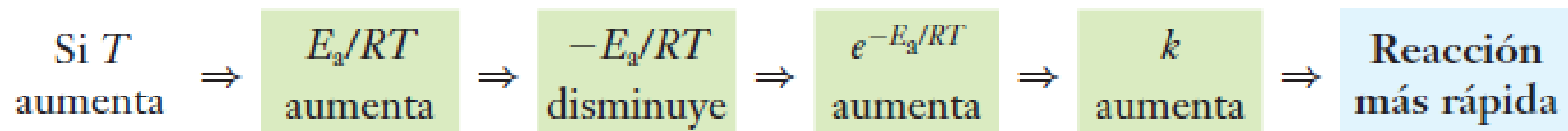


Ley de Arrhenius

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

A = factor pre exponencial o de frecuencia

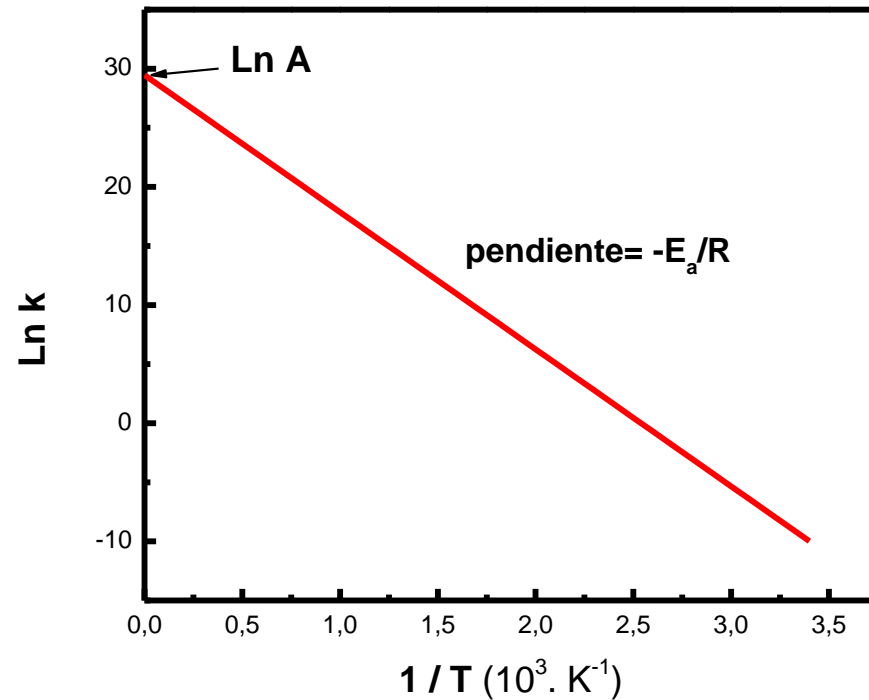
E_a = energía de activación



Ejercicio 16 – Cinética química

Ley de Arrhenius

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$



$$\underbrace{\ln k}_y = - \underbrace{\left(\frac{E_a}{R}\right)}_m \underbrace{\left(\frac{1}{T}\right)}_x + \underbrace{\ln A}_b$$



Podemos determinar gráficamente
la energía de activación (E_a)

y
el factor de frecuencia (A).



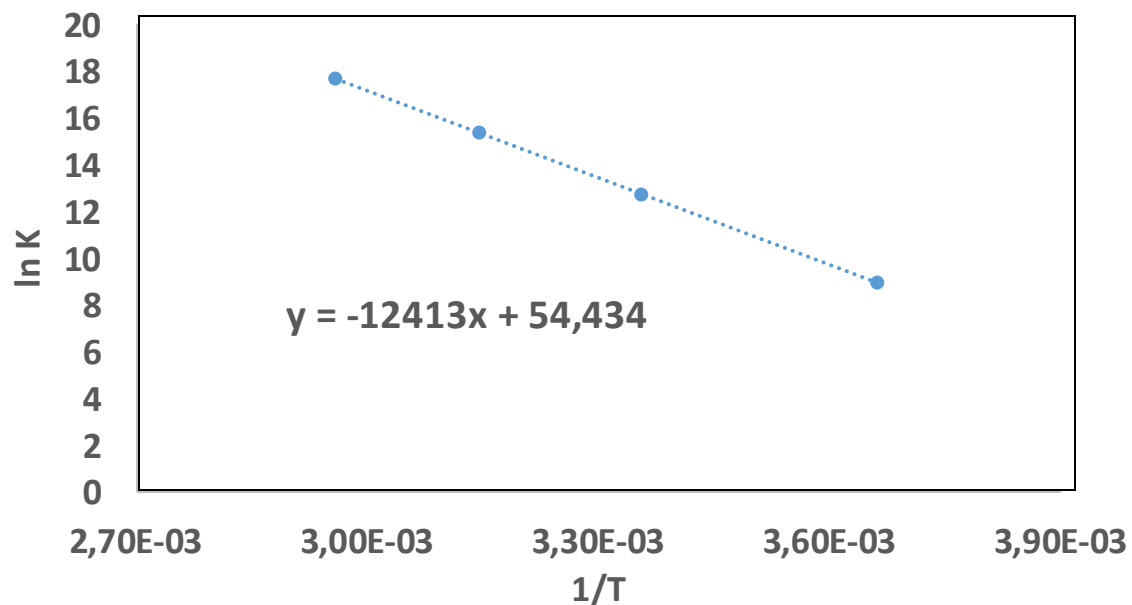
Ejercicio 16 – Cinética química

T (K)	K (s ⁻¹)
273	7,87 x 10 ³
298	3,46 x 10 ⁵
318	4,98 x 10 ⁶
338	4,87 x 10 ⁷

$$\ln k = - \left(\frac{E_a}{R} \right) \left(\frac{1}{T} \right) + \ln A$$

\downarrow \downarrow \downarrow
 y m x $+ b$

1/T	ln K
3,66E-03	8,97
3,36E-03	12,75
3,14E-03	15,42
2,96E-03	17,70



$$\frac{E_a}{R} = 12413$$

$$E_a = 12413 \times R$$

$$E_a = 103,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\ln A = 54,434$$

$$A = 4,37 \times 10^{23} \text{ s}^{-1}$$



