

6. La descomposición de un compuesto **A** en disolución es de primer orden, con una energía de activación de 52,3 kJ mol⁻¹. Una disolución con un 10% de **A** se descompone un 10% en 10 min a 10 °C. ¿Qué porcentaje de descomposición se alcanzará con una disolución al 20% después de 20 min a 20 °C?

Tenemos que:

La reacción es de primer orden

$$E = 52.3 \text{ kJ/mol}^{-1}$$

$$C_{A0} = 0.1$$

A diez minutos tenemos que la $C_{A0} = 0.09$

De acuerdo a esto tenemos las siguientes condiciones:

$$t=0 \quad C_{A0} = 0.1$$

$$t=10 \quad C_A = C_{A10} = 0.09$$

De la ecuación integrada para una reacción de primer orden:

$$\ln \frac{C_A}{C_{A0}} = -k_1 t$$

Despejamos k_1 :

$$\ln \frac{C_A}{C_{A0}} \times \left(-\frac{1}{t} \right) = k_1$$

$$\ln \frac{0.09}{0.1} \times \left(-\frac{1}{10 \text{ min}} \right) = k_1 = 0.0105360$$

De la ecuación de Arrhenius se despeja A :

$$k_1 = 0.0105360 \text{ min}^{-1} \quad R = 0.008314 \text{ kJ/molK} \quad T = 10^\circ\text{C} = 283.15\text{K} \quad E = 52.3 \text{ kJ/mol}$$

$$k = A e^{\frac{-E}{RT}}$$

$$A = \frac{k_1}{e^{\frac{-E}{RT}}} = \frac{0.01054}{e^{\left[\frac{-52.3 \text{ kJ/mol}}{(0.008314 \text{ kJ/molK})(283.15 \text{ K})} \right]}}$$

$$A = C_A = 46,899,386.42 \text{ mol}$$

Se emplea de nuevo la ecuación de Arrhenius para buscar el valor de k_2 a una $T=20^\circ\text{C}=293.15\text{K}$ tenemos que:

$$k_2 = A e^{\frac{-E}{RT}} = 46,899,386.42 \left[e^{\frac{-52.3 \text{ kJ/mol}}{(0.008314 \text{ kJ/molK})(293.15 \text{ K})}} \right]$$

$$k_2 = 0.02248$$

Teniendo el valor de k_2 lo sustituimos en la ecuación integrada de primer orden de la cual se despeja C_A para encontrar el porcentaje de descomposición:

$$C_{A0} = 0.2 \text{ mol}$$

$$k_2 = 0.02248$$

$$t = 20 \text{ min}$$

$$x = C_{A0} - C_A$$

$$\ln \frac{C_A}{C_{A0}} = -k_1 t$$

$$C_A = C_{A0} e^{-k_2 t} = (0.2 \text{ mol}) e^{(-0.02248)(20 \text{ min})}$$

$$C_A = 0.127576$$

$$\% \text{ descomposición} = \frac{x}{C_{A0}} (100) = \frac{0.072424 \text{ mol}}{0.2 \text{ mol}} (100)$$

$$\% \text{ descomposición} = 36.21\%$$