

En el estudio de la descomposición térmica del yoduro de hidrógeno (gas) se obtienen los siguientes resultados. Determine:

a) Orden de reacción. Sustituya la respuesta.

b) Constante de velocidad a 427°C y a 508°C.

c) la energía de activación en cal/mol.

d) El tiempo necesario, en minutos, para que se descomponga el 80% de HI cuando la concentración inicial es 0,10 a 427°C.

T(°C)	427	427	508	508
[HI] ₀	0,10	0,08	0,10	0,08
T _{1/2} (min)	59,00	73,00	4,20	5,25

$$R = 1,98 \text{ cal/mol} \cdot K$$



$$\frac{d[\text{HI}]}{dt} = -k \cdot [\text{HI}]^2$$

Supongamos orden 2 y calculemos la ecuación de velocidad:

$$\begin{aligned} \frac{d[\text{HI}]}{dt} &= -k \cdot [\text{HI}]^2 \\ \frac{d[\text{HI}]}{[\text{HI}]^2} &= -k \cdot dt \rightarrow \int_{[\text{HI}]_0}^{[\text{HI}]} \frac{1}{[\text{HI}]^2} d[\text{HI}] = -k \int_0^t dt \\ -\frac{1}{[\text{HI}]} \bigg|_{[\text{HI}]_0}^{[\text{HI}]} &= -k \cdot t ; \frac{1}{[\text{HI}]} - \frac{1}{[\text{HI}]_0} = k \cdot t \quad (\text{orden 2}) \end{aligned}$$

Con los datos de la tabla, vamos a ver si se cumple:

$$\frac{1}{[\text{HI}]_{0/2}} - \frac{1}{[\text{HI}]_0} = k \cdot t_{1/2}$$

$$\frac{1}{0,10/2} - \frac{1}{0,10} = k \cdot 59 \rightarrow k = 0,1694 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

$$\frac{1}{0,08/2} - \frac{1}{0,08} = k \cdot 73 \rightarrow k = 0,1712 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

$$\frac{1}{0,10/2} - \frac{1}{0,10} = k \cdot 4,20 \rightarrow k = 2,3809 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

$$\frac{1}{0,08/2} - \frac{1}{0,08} = k \cdot 5,25 \rightarrow k = 2,3809 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

b)

$$k(427^\circ\text{C}) = \frac{0,1694 + 0,1712}{2} = 0,1703 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

$$k(508^\circ\text{C}) = \frac{2,3809 + 2,3809}{2} = 2,3809 \text{ L/mol} \cdot \text{min}$$

lo que corrobora que es una reacción de orden 2!!

c) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

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

$$\ln k_2/k_1 = + \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\ln \frac{2,3809}{0,1703} = + \frac{E_a}{1,98} \left(\frac{1}{700} - \frac{1}{731} \right)$$

$$2,63 = + \frac{E_a}{1,98} \cdot (0,000143)$$

$$2,63 = 0,000094829 E_a$$

$$\left[E_a = \frac{2,63}{0,00009429} = 35287,77 \text{ cal} \right]$$

d) ¿t? 80% HI consumida

$$\frac{1}{0,2 \cdot [\text{HI}]_0} - \frac{1}{[\text{HI}]_0} = k \cdot t$$

$$\frac{1}{0,2 \cdot 0,10} - \frac{1}{0,10} = 0,1703 \cdot t ; 40 = 0,1703 \cdot t$$

$$\left[t = \frac{40}{0,1703} = 234,87 \text{ min} \right]$$

$234,87 \times 2 = 469,75 \text{ min}$, por la concentración inicial se divide a la mitad $\Rightarrow$ el tiempo se duplica.