

# Química | 2º Bachillerato | Cinética Química

1) Concepto de velocidad de reacción. Escribir la expresión de la velocidad de reacción en función de la concentración de cada una de las especies para el proceso:  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

2) Concepto de ecuación cinética. Escribir la ecuación cinética y determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad para la siguiente reacción:



Experimento	[A] mol/L	[B] mol/L	V (mol/L·s)
1	0,20	0,20	$1,1 \cdot 10^{-6}$
2	0,40	0,20	$4,4 \cdot 10^{-6}$
3	0,20	0,60	$3,3 \cdot 10^{-6}$

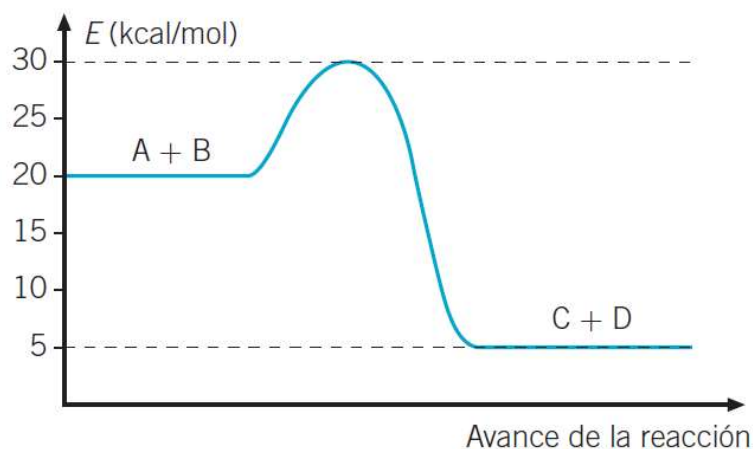
3) Interpretación del concepto de energía de activación según la teoría de las colisiones y según la teoría del estado de transición. Determina el valor de la energía de activación para la descomposición del acetaldehído [ $\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$ ] teniendo en cuenta estos datos:

K (L/mol·s)	0,011	0,035	0,105	0,343	0,789
T (K)	700	730	760	790	810

$$R = 8,31 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

4) Influencia de la temperatura en la velocidad de una reacción química. Ecuación de Arrhenius. ¿Cuál será el valor de la constante de velocidad, a 350 K, de una reacción química, sabiendo que a 25 °C el valor de dicha constante es 0,0346 y que la energía de activación es de 50,2 kJ/mol?

5) Utiliza la gráfica para calcular el valor de la energía de activación y el valor de la variación de entalpía de la reacción.



Cuestión 1	Cuestión 2	Cuestión 3	Cuestión 4	Cuestión 5
1 punto	3 puntos	3 puntos	2 puntos	1 punto

Soluciones

1| La **velocidad de un proceso químico** se define como el cambio en la concentración de reactivos o productos con respecto al tiempo.

Para la reacción  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$$

2| **Ecuación cinética** es la ecuación que relaciona la velocidad de reacción con las variables que influyen en ella.

Para la reacción  $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C}$

$$v = K \cdot [\text{A}]^\alpha \cdot [\text{B}]^\beta$$

$$\alpha = \frac{\log \frac{v_2}{v_1}}{\log \frac{[\text{A}]_2}{[\text{A}]_1}} = \frac{\log \frac{4,4 \cdot 10^{-6}}{1,1 \cdot 10^{-6}}}{\log \frac{0,40}{0,20}} = 2$$

$$\beta = \frac{\log \frac{v_2}{v_1}}{\log \frac{[\text{B}]_2}{[\text{B}]_1}} = \frac{\log \frac{3,3 \cdot 10^{-6}}{1,1 \cdot 10^{-6}}}{\log \frac{0,60}{0,20}} = 1$$

$$v = K \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$$

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]} = \frac{1,1 \cdot 10^{-6}}{(0,20)^2 \cdot 0,20} = 1,37 \cdot 10^{-4}$$

$$k = 1,37 \cdot 10^{-4} \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

3| **Energía de activación:**

- **Según la Teoría de las Colisiones:** es la energía necesaria para que las moléculas, al chocar, generen un choque eficaz.
- **Según la Teoría del Estado de Transición:** es la energía necesaria para que los reactivos alcancen el estado de transición.

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

$$E_a = \frac{R \cdot \ln \frac{k_1}{k_2}}{\left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)} = \frac{8,31 \cdot \ln \frac{0,011}{0,035}}{\left( \frac{1}{730} - \frac{1}{700} \right)} = 1,64 \cdot 10^5$$

$$E_a = 1,64 \cdot 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 1,64 \cdot 10^2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

4| La velocidad de una reacción química aumenta con la temperatura, ya que se modifica la constante de velocidad. La relación de la constante de velocidad con la energía de activación y con la temperatura viene dada por la ecuación de Arrhenius:  $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow k_2 = e^{\ln 1 - \frac{E_a}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)} = e^{\ln 0,0346 - \frac{50,2}{8,31 \cdot 10^{-3}} \cdot \left( \frac{1}{350} - \frac{1}{298} \right)} = e^{-0,352} = 0,703$$

$$K=0,703$$

5|

$$E_a = E_{\text{Complejo activado}} - E_{\text{reactivos}} = 30 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} - 20 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} = 10 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}} = 5 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} - 20 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}} = -15 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$