

Guía de Ejercicios de Cinética y Energía de Activación

1. Una reacción reduce a la cuarta parte su constante de velocidad cuando pasa de 25 °C a 0°C. Calcula el valor de la energía de activación. R: 37506,3 J/mol

2. Para cierta reacción química, la constante de velocidad se triplica al aumentar la temperatura desde 50 °C hasta 100 °C. Calcula:

a) La energía de activación. R: 22,01 kJ/mol

b) La constante de velocidad a 15 °C si a 25 °C es 0,016 R: 0,011

3. La constante de velocidad de una reacción a 25 °C es $3,46 \times 10^{-2}$. ¿Cuál será la constante de velocidad a 350 K sabiendo que la energía de activación de la misma es 50,2 kJ/mol? R: 0,7

4. Para cierta reacción química, la constante de velocidad se triplica al aumentar la temperatura desde 10 °C hasta 30 °C. Calcular:

a) La energía de activación. R: 39,18 kJ/mol

b) La constante de velocidad a 50 °C si a 25 °C es 0,024 R: 0,0816

5. Para cierta reacción química, la constante de velocidad se duplica al aumentar la temperatura desde 260 K a 300 K. Calcular:

a) La energía de activación.

b) La constante de velocidad a 350 °C si a 298 K es 0,015.

6. La constante de velocidad para la descomposición del acetaldehído a 700 K es de 0,011. ¿Cuál será la constante de velocidad a 790 K sabiendo que la energía de activación de la misma es 177 kJ/mol?

7. Una sustancia A se descompone según una reacción de segundo orden. A 600 K el valor de la constante de velocidad es $K = 0,55 \text{ L}/(\text{mol} \times \text{s})$.

a) ¿Cuál es la velocidad de descomposición a esta temperatura si la concentración molar de A, es $= 3 \times 10^{-5} \text{ moles/l}$? R: $4,95 \times 10^{-10} \text{ mol}/(\text{L} \times \text{s})$

b) Si a 625 K, $K = 1,50 \text{ L}/(\text{mol} \times \text{s})$, ¿Cuál es la energía de activación de la reacción en el intervalo de temperaturas considerado? R: 125,06 kJ/mol

8. A 300 °C la constante de velocidad de la reacción de obtención de propeno, C_3H_6 , es $2,41 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ y a 400 °C es $1,16 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$. ¿Cuál es el valor de la energía de activación y del factor de frecuencia de colisiones de Arrhenius para esta reacción? R: 271 kJ/mol; $1,48 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.

9. Para la reacción: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Br}^-$, cuyas constantes de velocidad a 300 K y a 350 K son $5 \cdot 10^{-2} \text{ L}/\text{mol} \cdot \text{s}$ y $6 \text{ L}/\text{mol} \cdot \text{s}$, respectivamente, calcular la constante de velocidad a 400 K. R: 217,54 L/(mol s)

10. En la reacción $\text{A} \rightarrow \text{B} + 2\text{C}$, que sigue una cinética de primer orden, se observa que la velocidad de reacción, a 300 K, se multiplica por mil cuando se emplea un catalizador. Calcular el tiempo que tarda en transformarse la mitad del reactivo de partida. Datos: $k_{310\text{K}} = 5,04 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$; $E_a = 85 \text{ kJ mol}^{-1}$; R: 41,3 s.

11. Los datos siguientes se obtuvieron para la descomposición del dióxido de nitrógeno en fase gaseosa, según: $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
Calcular:

T(K)	300	300	500	500
$[\text{NO}_2]_0$	0,01	0,04	0,01	0,04
$t_{1/2}$ (seg)	180	45	140	35

a) El Orden de reacción,

b) La Energía de activación,

c) El Tiempo necesario en segundos para que, a 500 °C, la concentración inicial disminuya a la octava parte.

R: a) 2, b) 1,566 kJ/mol; c) 70 s