

SOLUCIÓN EXERCICIOS CINÉTICA

6- Dada unha reacción: $A + B \rightarrow C$, de primeira orde respecto a A e de segunda orde respecto a B, completa a seguinte táboa e escribe a ecuación de velocidade para a dita reacción.

Experimento	[A] ₀ en mol/l	[B] ₀ en mol/l	Velocidade inicial (mol l ⁻¹ s ⁻¹)
1	0,10	0,30	0,030
2		0,60	0,120
3	0,30		0,090
4	0,40		0,300

A expresión da ecuación de velocidade para esta reacción é:

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

A constante de velocidade despéxase da ecuación de velocidade, e a continuación calcúlase substituíndo nela os datos de calquera das experiencias, por exemplo os da experiencia 1:

$$K = \frac{v}{[A] \cdot [B]^2} = \frac{0,030 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}}{0,10 \text{ mol l}^{-1} \cdot (0,30 \text{ mol l}^{-1})^2} = 3,3 \text{ mol}^{-2} \text{ l}^2 \text{ s}^{-1}$$

A expresión da ecuación de velocidade permitiranos calcular os datos que faltan na táboa:

$$v = 3,3 \cdot [A] \cdot [B]^2$$

Experiencia 2:

$$[A]_0 = \frac{v}{3,3 \cdot [B]^2} = \frac{0,120}{3,3 \cdot 0,60^2} = 0,10 \text{ mol/l}$$

Experiencia 3:

$$[B]_0 = \sqrt{\frac{v}{3,3 \cdot [A]}} = \sqrt{\frac{0,090}{3,3 \cdot 0,30}} = 0,30 \text{ mol/l}$$

Experiencia 4:

$$[B]_0 = \sqrt{\frac{v}{3,3 \cdot [A]}} = \sqrt{\frac{0,300}{3,3 \cdot 0,40}} = 0,48 \text{ mol/l}$$

15- Razoa a veracidade das seguintes afirmacións:

- As limaduras de ferro oxídanse máis rapidamente que un cravo de ferro.
- Unha reacción moi exotérmica ocorrerá a grande velocidade.
- A velocidade de reacción conserva o mesmo valor numérico mentres dura a reacción.
- O valor da constante de velocidade só depende da temperatura e do proceso considerado.
- A enerxía de activación diminúe moito ao aumentar a temperatura.
- Ao aumentar a temperatura, aumenta a velocidade das moléculas, polo que se producen máis choques efectivos.
- A orde de reacción respecto a cada reactivo sempre coincide co coeficiente estequiométrico dese reactivo na ecuación que representa o proceso.
- Para que un choque sexa efectivo chega con que as moléculas choquen con suficiente enerxía.
- O valor da constante de velocidade aumenta ao aumentar a temperatura e ao diminuír a enerxía de activación.

Resolución:

a) **Verdadeira.** Canto maior sexa o contacto entre reactivos, maior será a posibilidade de choque entre as súas moléculas e maior a velocidade de reacción.

b) **Falsa.** Non hai unha relación directa entre unha velocidade de reacción rápida e que o proceso sexa exotérmico, porque o que determina a velocidade de reacción é a enerxía de activación, non a enerxía de reacción.

c) **Falsa.** Experimentalmente vese que para a maioría das reaccións químicas a velocidade de reacción depende das concentracións dos reactivos, diminuindo a medida que estes se consumen, é dicir, a medida que diminúe a súa concentración.

d) **Verdadeira.** Como se pode ver na ecuación de Arrhenius: $K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$
A constante de velocidade só depende da temperatura e da enerxía de activación, e esta última é característica de cada proceso.

e) **Falsa.** A enerxía de activación só depende do proceso considerado, non depende da temperatura.

f) **Verdadeira.** Con moi poucas excepcións, a velocidade de reacción aumenta coa temperatura. Segundo a teoría cinética, ao aumentar a temperatura, aumentará a enerxía cinética das moléculas reaccionantes, e isto non só fai que haxa máis choques porque se moven máis rápido, senón que tamén hai máis moléculas con enerxía superior á de activación, polo que aumenta o número de choques eficaces e a velocidade de reacción.

g) **Falsa.** A orde de reacción respecto a cada reactivo ten un valor que se obtén sempre experimentalmente.

h) **Falsa.** Para que un choque sexa eficaz débense cumprir dúas condicións: que as moléculas reaccionantes choquen con enerxía suficiente para romper ou debilitar adecuadamente os seus enlaces e que os choques teñan lugar coa orientación adecuada.

i) **Verdadeira.** Pódese apreciar na ecuación de Arrhenius: $K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$
Debido ao expoñente negativo, cumprense as dúas afirmacións

9- Sábese que a velocidade de descomposición de um óxido de nitróxeno faise 5 veces maior ao efectuar a reacción a 50° C en vez de a 10° C. cal é a enerxía de activación da reacción?

$$K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}} \quad T_1 = 283 \text{ K} \Rightarrow v_1 = K_1 \cdot [\text{ }]^\alpha. \quad T_2 = 323 \text{ K} \Rightarrow v_2 = 5 \cdot v_1 = K_2 \cdot [\text{ }]^\alpha.$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 5 = \frac{K_2}{K_1} = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot 323}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot 283}}} \Rightarrow 5 = e^{\frac{E_a}{1,98} \cdot \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{323} \right)}; \ln 5 = \frac{E_a}{1,98} \cdot \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{323} \right)$$

$$E_a = 29129 \text{ calorías} = 29,13 \text{ Kcal}$$

10- Para a reacción: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{Br}^-$ cuxas ctes de velocidade a 300 K e a 350 K son $5 \cdot 10^{-2}$ L/mol.s e 6 L/mol.s, respectivamente, calcula a cte de velocidade a 400 K.

a) Primeiro calculamos a enerxía de activación e a cte A:

$$\frac{K_2}{K_1} = 120 = \frac{A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot 350}}}{A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot 300}}}$$

$$120 = e^{\frac{E_a}{1,98} \cdot \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{350} \right)}; \quad 4,79 = \frac{E_a}{1,98} \cdot \left(\frac{1}{300} - \frac{1}{350} \right)$$

$$E_a = 19906 \text{ calorías/mol} = 19,9 \text{ Kcal/mol}$$

$$K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}; \Rightarrow A = K \cdot e^{\frac{E_a}{RT}}; A = 6 \cdot e^{\frac{19906}{1,98 \cdot 350}}; A = 6 \cdot e^{28,72}; A = 1,783 \cdot 10^{13} \text{ L/mol.s}$$

$$\text{b) } K = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}; K = 1,783 \cdot 10^{13} \cdot e^{\frac{-19906}{1,98 \cdot 400}}; K = 215,3 \frac{\text{L}}{\text{mol.s}}$$