HOJA DE EJERCICIOS · QUÍMICA · 2.º DE BACHILLERATO

Cinética química

Intenta cada ejercicio por tu cuenta, en el hueco de debajo. Las soluciones, paso a paso, están al final de la hoja. La teoría, los ejemplos explicados y un test rápido están en la guía: **metodonmv.com/profesores-clases-quimica/cinetica-quimica/**

1 En $2\,N_2O_5 \rightarrow 4\,NO_2 + O_2$, el O_2 se forma a $3{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/(L·s). Calcula la velocidad de la reacción y la de formación de NO_2 y de desaparición de N_2O_5.

2 Si $v = k\,[A]^2$, ¿cómo cambia la velocidad si $[A]$ se duplica, se triplica o se reduce a la mitad?

3 Una reacción de primer orden tiene $v = 5{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s) cuando $[A] = 0{,}25$ M. Calcula k con sus unidades.

4 ¿Cuáles son las unidades de k para órdenes totales 0, 1 y 2?

5

Para $\mathrm{A} \rightarrow$ productos: con $[\mathrm{A}] = 0{,}10$ M, $v = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s); con $[\mathrm{A}] = 0{,}30$ M, $v = 9{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s). Calcula el orden y k.

6

Explica por qué un catalizador aumenta la velocidad y qué magnitudes no cambia.

7

SELECTIVIDAD DE MADRID · QUÍMICA · EXTRAORDINARIA 2023

A 25 °C han reaccionado A y B y se han realizado tres experimentos en los que se ha obtenido el valor de la velocidad inicial de reacción en función de las concentraciones iniciales de ambos reactivos.

Experimento 1: $[\mathrm{A}] = 0{,}10$ mol·L^{-1}, $[\mathrm{B}] = 0{,}10$ mol·L^{-1}, $v = 1{,}34 \cdot 10^{-4}$ mol·L^{-1}·s^{-1}.

Experimento 2: $[\mathrm{A}] = 0{,}10$ mol·L^{-1}, $[\mathrm{B}] = 0{,}30$ mol·L^{-1}, $v = 4{,}02 \cdot 10^{-4}$ mol·L^{-1}·s^{-1}.

Experimento 3: $[\mathrm{A}] = 0{,}20$ mol·L^{-1}, $[\mathrm{B}] = 0{,}10$ mol·L^{-1}, $v = 5{,}36 \cdot 10^{-4}$ mol·L^{-1}·s^{-1}.

a) (1 punto) Calcule los órdenes parciales y el orden total de reacción y escriba la ecuación de velocidad. **b)** (0,5 puntos) Calcule la constante de velocidad e indique sus unidades. **c)** (0,5 puntos) Si se repiten los experimentos a 30 °C, justifique si se obtendrán valores experimentales de la velocidad mayores, iguales o menores que a 25 °C.

8

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

En $\mathrm{N_2} + 3\,\mathrm{H_2} \rightarrow 2\,\mathrm{NH_3}$, el $\mathrm{NH_3}$ se forma a $0{,}060$ mol/(L·s). Calcula la velocidad de la reacción y la de desaparición de $\mathrm{H_2}$ y de $\mathrm{N_2}$.

9

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

Para $\mathrm{A} + \mathrm{B} \rightarrow \text{productos}$ se midió la velocidad inicial en tres experimentos:

Exp. 1: $[\mathrm{A}] = 0{,}10$, $[\mathrm{B}] = 0{,}10$, $v = 2{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s).

Exp. 2: $[\mathrm{A}] = 0{,}20$, $[\mathrm{B}] = 0{,}10$, $v = 8{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s).

Exp. 3: $[\mathrm{A}] = 0{,}10$, $[\mathrm{B}] = 0{,}20$, $v = 4{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/(L·s).

Calcula los órdenes parciales, la ecuación de velocidad y k.

10

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

La constante de velocidad de una reacción se duplica al pasar de 300 K a 310 K. Calcula su energía de activación ($R = 8{,}314$ J/(mol·K)).

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98

SOLUCIONES

Cinética química

1 El O_2 tiene coeficiente 1, luego $v = 3{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/(L·s).

NO_2 (coeficiente 4): $4 \cdot 3{,}0 \cdot 10^{-4} = 1{,}2 \cdot 10^{-3}$. N_2O_5 (coeficiente 2): $2 \cdot 3{,}0 \cdot 10^{-4} = 6{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/(L·s).

2 Se multiplica por $2^2 = 4$, por $3^2 = 9$ y por $(1/2)^2 = 1/4$, respectivamente.

3 $k = \dfrac{v}{[\mathrm{A}]} = \dfrac{5{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}25} = 0{,}020\ \mathrm{s}^{-1}$.

4 Orden 0: mol·L^{-1}·s^{-1}. Orden 1: s^{-1}. Orden 2: L·mol^{-1}·s^{-1}.

5 La concentración se triplica y la velocidad se multiplica por $9 = 3^2$: orden 2.

$k = \dfrac{1{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}10^2} = 0{,}10\ \mathrm{L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}}$.

6 Ofrece un mecanismo alternativo con menor energía de activación, así que más choques son efectivos a la misma temperatura.

No cambia ΔH, ni la constante de equilibrio, ni las cantidades finales: solo el tiempo en llegar al equilibrio.

7 **a)** Para hallar cada orden se comparan dos experimentos en los que cambia **una sola** concentración. Se parte de $v = k\,[\mathrm{A}]^{\alpha}\,[\mathrm{B}]^{\beta}$.

Experimentos 1 y 2: $[\mathrm{A}]$ no cambia y $[\mathrm{B}]$ se triplica ($0{,}10 \to 0{,}30$). La velocidad también se triplica, así que el orden respecto de B es 1:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4{,}02 \cdot 10^{-4}}{1{,}34 \cdot 10^{-4}} = 3 = 3^{\beta} \;\Rightarrow\; \beta = 1$$

Experimentos 1 y 3: $[\mathrm{B}]$ no cambia y $[\mathrm{A}]$ se duplica ($0{,}10 \to 0{,}20$). Ahora la velocidad se multiplica por 4, así que el orden respecto de A es 2:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{5{,}36 \cdot 10^{-4}}{1{,}34 \cdot 10^{-4}} = 4 = 2^{\alpha} \;\Rightarrow\; \alpha = 2$$

Orden 2 respecto de A, orden 1 respecto de B y orden total $2 + 1 = 3$. La ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]$$

b) Se despeja k con cualquier experimento (aquí, el 1):

$$k = \frac{v_1}{[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]} = \frac{1{,}34 \cdot 10^{-4}}{0{,}10^2 \cdot 0{,}10} = 0{,}134$$

Unidades: $\dfrac{\mathrm{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}}{(\mathrm{mol \cdot L^{-1}})^3} = \mathrm{L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}}$. Con los experimentos 2 y 3 sale el mismo valor, lo que confirma los órdenes.

c) Según la ecuación de Arrhenius, $k = A\,e^{-E_a/RT}$: al subir la temperatura de 25 °C a 30 °C el exponente $-E_a/RT$ es menos negativo y k aumenta. Como $v = k\,[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$ y las concentraciones iniciales no cambian, la velocidad medida será **mayor** que a 25 °C.

Resultado: a) $\alpha = 2$, $\beta = 1$, orden total 3; $v = k\,[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$ · **b)** $k = 0{,}134\ \mathrm{L^2 mol^{-2} s^{-1}}$ · **c)** velocidades mayores a 30 °C

8 Divide entre el coeficiente del $\mathrm{NH_3}$, que es 2:

$$v = \frac{1}{2} \cdot 0{,}060 = 0{,}030\ \mathrm{mol/(L \cdot s)}$$

El $\mathrm{H_2}$ desaparece 3 veces más rápido que la velocidad de la reacción: $3 \cdot 0{,}030 = 0{,}090$ mol/(L·s).

El $\mathrm{N_2}$ desaparece al ritmo de la reacción: $1 \cdot 0{,}030 = 0{,}030$ mol/(L·s).

Resultado: $v = 0{,}030 \cdot v_{\mathrm{H_2}} = 0{,}090 \cdot v_{\mathrm{N_2}} = 0{,}030$ mol/(L·s)

9 **Orden en A** (1 y 2, solo cambia $[\mathrm{A}]$): se duplica $[\mathrm{A}]$ y la velocidad se multiplica por $\frac{8{,}0}{2{,}0} = 4 = 2^2$. Luego $m = 2$.

Orden en B (1 y 3, solo cambia $[\mathrm{B}]$): se duplica $[\mathrm{B}]$ y la velocidad se multiplica por $\frac{4{,}0}{2{,}0} = 2 = 2^1$. Luego $n = 1$.

Ecuación de velocidad, con orden total 3:

$$v = k\,[\mathrm{A}]^2\,[\mathrm{B}]$$

Despeja k con los datos del experimento 1:

$$k = \frac{v}{[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]} = \frac{2{,}0 \cdot 10^{-3}}{0{,}10^2 \cdot 0{,}10} = 2{,}0\ \mathrm{L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}}$$

Resultado: $m = 2$, $n = 1$; $v = k\,[\mathrm{A}]^2[\mathrm{B}]$ con $k = 2{,}0\ \mathrm{L^2 mol^{-2} s^{-1}}$

10 Sustituye $k_2/k_1 = 2$ en la forma con logaritmos:

$$\ln 2 = \frac{E_a}{8{,}314}\left(\frac{1}{300} - \frac{1}{310}\right)$$

$\frac{1}{300} - \frac{1}{310} = 1{,}075 \cdot 10^{-4}\ \mathrm{K^{-1}}$ y $\ln 2 = 0{,}693$.

Despeja:

$$E_a = \frac{0{,}693 \cdot 8{,}314}{1{,}075 \cdot 10^{-4}} \approx 5{,}36 \cdot 10^4\ \mathrm{J/mol}$$

Resultado: $E_a \approx 54$ kJ/mol

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98