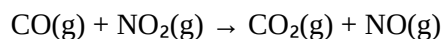


Ejercicios de Cinética Química

1. Considere la reacción siguiente:



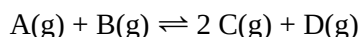
cuya ley de velocidad es:

$$v = k [\text{NO}_2]^2.$$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La velocidad de desaparición del monóxido de carbono es igual que la del dióxido de nitrógeno.
- La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- El orden total de la reacción es cuatro.
- Las unidades de la constante de velocidad serán $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

2. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:



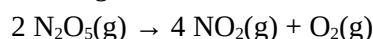
La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{A}]^2$. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- El reactivo A se consume más deprisa que el reactivo B.
- Las unidades de k son $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$.
- Una vez iniciada la reacción, la velocidad de reacción es constante si la temperatura no varía.
- Al duplicar la concentración de A, a temperatura constante, el valor de la constante de velocidad se cuadruplica.

3. Indica, justificando brevemente la respuesta, si es verdadera o falsa cada una de las siguientes afirmaciones:

- Para la reacción $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow \text{C}$, todos los reactivos desaparecen a la misma velocidad.
- Una de las posibles unidades de la velocidad de reacción es $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
- El orden de reacción respecto de cada reactivo coincide con su coeficiente estequiométrico.
- Al dividir por dos las concentraciones de reactivos, se divide por dos el valor de la constante de velocidad.

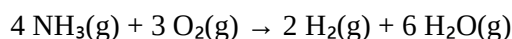
4. La descomposición del pentóxido de dinitrógeno,



sigue la ecuación de velocidad $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$. Responda las siguientes cuestiones:

- Compare la velocidad de aparición de NO_2 con la de aparición de O_2 .
- Indique el orden de reacción total y el orden de reacción respecto del N_2O_5 .
- Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante de velocidad.
- Discuta si la constante de velocidad depende de la temperatura a la que se lleva a cabo la reacción.

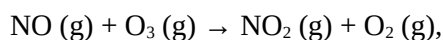
5. Para la reacción:



experimentalmente se determinó que, en un momento dado, la velocidad de formación del nitrógeno era de $0,27 \text{ mol/Ls}$. Responda a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál era la velocidad de la reacción en ese momento?
- ¿Cuál era la velocidad de formación del agua en ese momento?
- ¿A qué velocidad se estaba consumiendo el amoníaco en ese momento?
- Si la ley de velocidad para esta reacción fuera $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2 \cdot [\text{O}_2]$, ¿cuáles serán las unidades de la constante de velocidad?

6. Para la reacción,



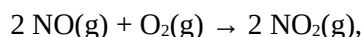
la ley de velocidad es: $v = k \cdot [\text{NO}] [\text{O}_3]$. Cuando las concentraciones iniciales de NO y O₃ son $[\text{NO}]_0 = 1,0 \cdot 10^{-6}$, $[\text{O}_3]_0 = 3,0 \cdot 10^{-6}$ (mol/L), la velocidad inicial de reacción es $6,6 \cdot 10^{-5}$ mol/L·s.

a) Determine las unidades de la constante de velocidad k .

b) Calcule el valor de la constante de velocidad, k , de la reacción.

c) Calcule la velocidad de la reacción si las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 3,0 \cdot 10^{-6}$ y $[\text{O}_3]_0 = 9,0 \cdot 10^{-6}$ (mol/L).

7. Para la reacción



la ley de velocidad es

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

Cuando las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 2,0 \cdot 10^{-3}$ y $[\text{O}_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ (mol/L), la velocidad inicial de reacción es $26,0 \cdot 10^{-6}$ mol/L s.

a) Determina las unidades de la constante de velocidad k .

b) Calcula el valor de la constante de velocidad, k , de la reacción.

c) Calcula la velocidad de reacción si las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ y $[\text{O}_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ (mol/L).

8. Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La velocidad para cualquier reacción se expresa en mol·L⁻¹·s⁻¹.

b) Cuando se añade un catalizador a una reacción, esta se hace más exotérmica.

c) La velocidad de reacción depende de la temperatura a la que tenga lugar la reacción.

d) Para la reacción de segundo orden $A \rightarrow B + C$, si la concentración inicial de A es 0,17 M y la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de $6,8 \cdot 10^{-3}$ mol/L·s, la constante de velocidad vale 0,04 L/mol·s. (Jun19)

9. Considera la reacción



que resulta ser de orden uno respecto de cada uno de los reactivos. Responde razonadamente las siguientes cuestiones:

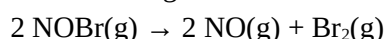
a) Si la constante de velocidad tiene un valor de $0,021 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y las concentraciones iniciales de A y B son 0,1 y 0,2 M respectivamente, ¿cuál es la velocidad inicial de la reacción?

b) Calcula las velocidades de desaparición de A y B en estas condiciones.

c) Si, en un experimento distinto, la concentración de A se duplica respecto de las condiciones del apartado a), ¿cuál debe ser la concentración de B para que la velocidad inicial de la reacción sea la misma que en dicho apartado?

d) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo?

10. La constante de velocidad para la reacción de segundo orden



es $0,80 \text{ L/mol} \cdot \text{s}$ a 10°C .

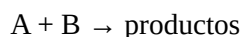
a) Escribe la velocidad en función de la desaparición de reactivos y la aparición de productos.

b) Escribe la ecuación de velocidad en función de la concentración de reactivo.

c) ¿Cómo se modificaría la velocidad de reacción si se triplicase la concentración de NOBr?

d) Calcula la velocidad de la reacción a esta temperatura si $[\text{NOBr}] = 0,25 \text{ mol/L}$.

11. Considera la reacción entre los reactivos A y B para dar lugar a los productos:

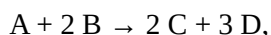


La reacción es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto de B. Cuando las concentraciones de A y B son 0,1 M y 0,2 M, respectivamente, la velocidad de la reacción resulta ser 0,00125 mol/Ls.

a) Escribe la ley de velocidad y explica cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance la reacción.

b) Calcula la constante de velocidad de la reacción.

12. La reacción



tiene una velocidad de $1,75 \cdot 10^{-4}$ mol/L·s en el momento en que $[A] = 0,258$ M. Experimentalmente se ha observado que la reacción es de segundo orden respecto de A y de orden cero respecto de B.

a) ¿Cuál es la velocidad de formación de D?

b) ¿Cuál es la velocidad de desaparición de B?

c) Escriba la ecuación de velocidad completa.

d) Calcule la constante de velocidad.

13. Considera la reacción:



Se ha observado que cuando se duplica la concentración de A la velocidad de la reacción se cuadruplica. Por su parte, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad de reacción permanece inalterada.

Responde razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Deduce el orden de reacción respecto de cada reactivo y escribe la ley de velocidad de la reacción.

b) Cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,2 M y 0,1 M, respectivamente, la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de $3,6 \cdot 10^{-3}$ M/s. Obtén el valor de la constante de velocidad.

c) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo?

d) ¿Qué efecto tendrá sobre la velocidad de la reacción un aumento de la temperatura a la cual se lleva a cabo?

14. Considere la reacción:



Se ha observado que al aumentar al doble la concentración de A, la velocidad de la reacción se duplica mientras que al triplicar la concentración de B la velocidad de la reacción aumenta en un factor de 9.

Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Determine los órdenes de reacción respecto de A y B y escriba la ley de velocidad de la reacción.

b) Si en un determinado momento la velocidad de formación de C es $6,12 \cdot 10^{-4}$ M/s, calcule la velocidad de la reacción.

c) En las mismas condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de B.

d) Se ha determinado que cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,1 y 0,2 M respectivamente, la velocidad de la reacción es $2,32 \cdot 10^{-3}$ M/s. Calcule la constante de la reacción.