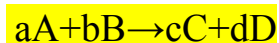
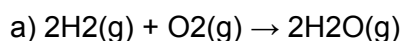


Cinética Química

N y A: Ñahuin Sullcaray Fabrizio Daniel

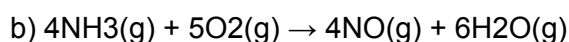
Cod : 23190066

13.6 Escriba las expresiones de rapidez para las siguientes reacciones, en función de la desaparición de los reactivos y la aparición de los productos:



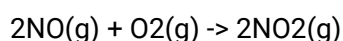
$$v = k[\text{A}]^a[\text{B}]^b$$

$$v = k[\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]^1$$



$$v = k[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^5$$

13.8 Considere la siguiente reacción:

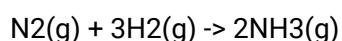


Suponga que, en un momento en particular durante la reacción, el hidrógeno molecular reacciona a una rapidez de 0.074 M/s. a) ¿Cuál es la rapidez de formación del amoníaco? b) ¿Cuál es la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular?

a) Rapidez de formación del NH_3 = $(2/3) * 0.074 \text{ M/s} = 0.0493 \text{ M/s}$

b) - coeficiente estequiométrico del nitrógeno es 1
- la rapidez de reacción del nitrógeno es igual a la rapidez de reacción del hidrógeno
Rapidez de reacción del N_2 = 0.074 M/s

13.9 Considere la reacción:



Suponga que, en un momento en particular durante la reacción, el hidrógeno molecular reacciona a una rapidez de 0.074 M/s. a) ¿Cuál es la rapidez de formación del amoníaco? b) ¿Cuál es la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular?

A)

$$v_{\text{NH}_3} = \frac{2}{3} * v_{\text{H}_2}$$

$$v_{\text{NH}_3} = \frac{2}{3} * 0.074 \text{ M/s}$$

$$v_{\text{NH}_3} \approx 0.049 \text{ M/s}$$

B)

$$v_{\text{N}_2} = - \frac{1}{3} * v_{\text{H}_2}$$

$$v_{N_2} = -\frac{1}{3} \cdot 0.074 \text{ M/s}$$

$$v_{N_2} \approx -0.0247 \text{ M/s}$$

13.13 La ley de rapidez para la reacción: $\text{NH}_4(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Está dada por rapidez = $k[\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$. A 25°C la constante de rapidez es $3.0 \times 10^{-4} \text{ /M} \cdot \text{s}$. Calcule la rapidez de la reacción a esa temperatura si $[\text{NH}_4^+] = 0.26 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2^-] = 0.080 \text{ M}$.

$$[\text{NH}_4^+] = 0.26 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.080 \text{ M}$$

$$k = \text{rapidez} / [\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

$$\text{rapidez} = k[\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

$$\text{rapidez} = (3.0 \times 10^{-4} \text{ /M} \cdot \text{s})(0.26 \text{ M})(0.080 \text{ M})$$

$$\text{rapidez} = (3.0 \times 10^{-4} \text{ /M} \cdot \text{s})(0.0208 \text{ M}^2)$$

$$\text{rapidez} = 6.24 \times 10^{-6} \text{ M/s}$$

13.15 Considere la reacción

$\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{productos}$

A partir de los siguientes datos, obtenidos a cierta temperatura, determine el orden de la reacción y calcule la constante de rapidez:

[A] (M)	[B] (M)	Rapidez (M/s)
1.50	1.50	3.20×10^{-1}
1.50	2.50	3.20×10^{-1}
3.00	1.50	6.40×10^{-1}

$$3.20 \times 10^{-1} \text{ M/s} = k(1.50 \text{ M})$$

$$k = 0.213 \text{ s}^{-1}$$

13.16 Considere la siguiente reacción: $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Z}$

A partir de los siguientes datos, obtenidos a 360 K, a) determine el orden de la reacción y b) determine la rapidez inicial de desaparición de X cuando su concentración es 0.30 M y la de Y es 0.40 M

Rapidez inicial de desaparición de X (M/s)	[X] (M)	[Y] (M)
0.053	0.10	0.50
0.127	0.20	0.30
1.02	0.40	0.60
0.254	0.20	0.60
0.509	0.40	0.30

$$a) V = k[X]^a [Y]^b$$

Experimentos: 2 y 5

X vi 0.20 → 0.127 0.40 → 0.509

Aumenta $2^a = 4$, $2^2 = 4$, $a = 2$

Experimentos: 2 y 4

Y. Vi 0.30 → 0.127 0.60 → 0.254

Aumenta $2^b = 2$, $2^1 = 2$, $b = 1$

Orden global de la reacción = $a + b$

Orden global de la reacción = $2 + 1 = 3$

b)

Primero calcularemos la constante de uno de los experimentos: experimento 3 $V = k[X]^a [Y]^b$

$$1.02 \text{ M/s} = k[0.40 \text{ M}]^2 [0.60 \text{ M}]^1$$

$$1.02 \text{ M/s} \div [0.40 \text{ M}]^2 [0.60 \text{ M}]^1 = k$$

$$1.02 \text{ M/s} \div [0.16 \text{ M}^2][0.60 \text{ M}] = k$$

$$1.02 \text{ M/s} \div [0.096 \text{ M}^3] = k$$

$$k = 10.63 / \text{M}^2 \text{ S} \rightarrow k = 10.63 \text{ M}^{-2}/\text{s}$$

Ahora procederemos a determinar la rapidez inicial de desaparición: $[X] = 0.30 \text{ M}$ y $[Y] = 0.40 \text{ M}$

$$V = k[X]^a [Y]^b$$

$$V = (10.63 \text{ M}^{-2}/\text{s})(0.30 \text{ M})^2 (0.40 \text{ M})$$

$$V = (10.63 \text{ M}^{-2}/\text{s})(0.09 \text{ M}^2)(0.40 \text{ M})$$

$$V = 0.383 \text{ M/s}$$

13.17 Determine el orden global de las reacciones a las que se aplican las siguientes leyes de rapidez: a) rapidez $5k[\text{NO}_2]^2$, b) rapidez $5k$, c) rapidez $5k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}$, d) rapidez $5k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$.

(a) segundo orden, (b) orden cero, (c) redondeando a segundo orden, (d) tercer orden

13.18 Considere la reacción

A → B

La rapidez de la reacción es 1.6×10^{-2} M/s cuando la concentración de A es de 0.35 M. Calcule la constante de rapidez si la reacción es: a) de primer orden respecto de A y b) de segundo orden respecto de A

A)

Constante de rapidez = $k[A]$

$$1.6 \times 10^{-2} \text{ M/s} = k(0.35 \text{ M})$$

$$k = 0.046 \text{ s}^{-1}$$

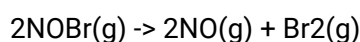
B)

Constante de rapidez = $k[A]^2$

$$1.6 \times 10^{-2} \text{ M/s} = k(0.35 \text{ M})^2$$

$$k = 0.13 \text{ /M} \cdot \text{s}$$

13.27 La constante de rapidez para la reacción de segundo orden:



es de 0.80/M · s a 10°C. a) Comenzando con una concentración de 0.086 M, calcule la concentración de NOBr después de 22 s. b) Calcule la vida media cuando $[\text{NOBr}]_0 = 0.072 \text{ M}$ y cuando $[\text{NOBr}]_t = 0.054 \text{ M}$

A)

$$v = k[A]^2$$

$$v = k[\text{NOBr}]^2$$

$$V_0 = k[\text{NOBr}]_0^2 = 0.80 \text{ /M} \cdot \text{s} \cdot (0.086 \text{ M})^2$$

$$V_0 = 0.00568 \text{ M/s}$$

$$v = -d[\text{NOBr}]/dt$$

$$-d[\text{NOBr}]/dt = 0.00568 \text{ M/s}$$

$$[\text{NOBr}]_t = 0.086 \text{ M} - 0.00568 \text{ M/s} \cdot 22 \text{ s}$$

$$[\text{NOBr}]_t = 0.086 \text{ M} - 0.12496 \text{ M}$$

$$[\text{NOBr}]_t = -0.03896 \text{ M}$$

B)

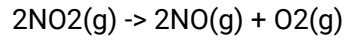
$$t_{1/2} = 1/k[A]$$

$$t_{1/2} = 1/(0.80 \text{ /M} \cdot \text{s} \cdot 0.072 \text{ M}) = 1/0.0576 \text{ s}^{-1} \approx 17.36 \text{ s}$$

$$t_{1/2} = 1/(0.80 \text{ /M} \cdot \text{s} \cdot 0.054 \text{ M}) = 1/0.0432 \text{ s}^{-1} \approx 23.15 \text{ s}$$

la vida media es: 0.072 M

13.28 La constante de rapidez para la reacción de segundo orden:



Es de 0.54/M · s a 300°C. ¿Cuánto tiempo tomará (en segundos) para que la concentración de NO₂ disminuya desde 0.62 M hasta 0.28 M

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

$$v_0 = k[\text{NO}_2]_0 = 0.54/\text{M} \cdot \text{s} \cdot (0.62\text{M})^2 = 0.54/\text{M} \cdot \text{s} \cdot 0.3844\text{M}^2$$

$$v_0 = 0.207576\text{M/s}$$

$$v = d[\text{NO}_2]/dt$$

$$dx/dt = -0.54x^2$$

$$dx/x^2 = -0.54dt$$

integrando

$$-1/x = -0.54t + C$$

$$\text{Cuando } x = 0.62 \text{ M, } 0.62 = 1/(0.54t + C)$$

$$\text{Cuando } x = 0.28 \text{ M, } 0.28 = 1/(0.54t + C)$$

$$0.62 - 0.28 = 1/(0.54t + C) - 1/(0.54t + C)$$

$$0.34 = 1/(0.54t + C) - 1/(0.54t + C)$$

$$0.34 = 0$$