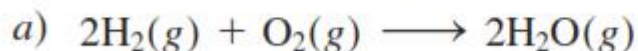


13.6 Escriba las expresiones de rapidez para las siguientes reacciones, en función de la desaparición de los reactivos y la aparición de los productos:



Solución :

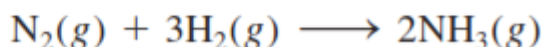
$$-\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

a) Velocidad:

b) Velocidad:

$$= -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

13.8 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?

Solución:

$$-\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$$

Velocidad:

- a) Si el hidrógeno reacciona a una velocidad de $-0,074 \text{ M/s}$, la velocidad a la que se forma amoníaco es

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$

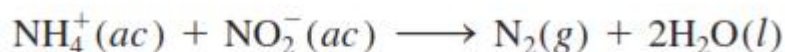
$$\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{2}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{2}{3}(-0.074 \text{ M/s}) = \mathbf{0.049 \text{ M/s}}$$

- B) La velocidad a la que reacciona el nitrógeno debe ser:

$$\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3}(-0.074 \text{ M/s}) = \mathbf{-0.025 \text{ M/s}}$$

13.13 La ley de rapidez para la reacción



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

Solución:

Rapidez:

$$k[\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-] = (3.0 \times 10^{-4} / \text{M} \cdot \text{s})(0.26 \text{ M})(0.080 \text{ M}) = \mathbf{6.2 \times 10^{-6} \text{ M/s}}$$

13.14 Con los datos de la tabla 13.2 calcule la rapidez de la reacción en el momento en que $[\text{F}_2] = 0.010 \text{ M}$ y $[\text{ClO}_2] = 0.020 \text{ M}$.

$$k[\text{F}_2]^x[\text{ClO}_2]^y$$

Supongamos que la ley de rapidez tiene la forma:

la ley de la rapidez es : $k[F_2][ClO_2]$

$$\text{entonces : } \frac{\text{rapidez}}{[F_2][ClO_2]} = \frac{4,8 \times 10^{-3} \text{ m/s}}{(0.10M)(0.040M)} = 1,2 M^{-1} S^{-1}$$

Como ahora conocemos la ley de rapidez y el valor de la constante de velocidad, podemos calcular la velocidad en cualquier concentración de reactivos.

Rapidez:

$$k[F_2][ClO_2] = (1.2 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1})(0.010 \text{ M})(0.020 \text{ M}) = 2.4 \times 10^{-4} \text{ M/s}$$

13.15 Considere la reacción



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}

Solución:

Al comparar el primer y segundo conjunto de datos, vemos que cambiar [B] no afecta la velocidad de la reacción. Por lo tanto, la reacción es de orden cero en B. Al comparar el primer y tercer conjunto de datos, vemos que duplicar [A] duplica la velocidad de la reacción. Esto muestra que la reacción es de primer orden en A.

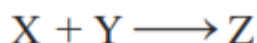
$$k[A]$$

rapidez:

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

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

13.16 Considere la siguiente reacción



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

Solución:

$$k[X]^x[Y]^y$$

Rapidez:

Los experimentos 2 y 5 muestran que cuando duplicamos la concentración de X a una concentración constante de Y,

la tasa se cuadruplica. Tomando la relación de las tasas de estos dos experimentos

$$\frac{\text{rapidez}_5}{\text{rapidez}_2} = \frac{0.509 M/s}{0.127 M/s} \approx 4 = \frac{K(0.40)^x(0.30)^y}{K(0.20)^x(0.30)^y}, \text{ por lo tanto : } \frac{(0.40)^x}{(0.20)^x} = 2^x = 4$$

entonces $x = 2$

Es decir, la reacción es de segundo orden en X. Los experimentos 2 y 4 indican que duplicar [Y] en constante [X] duplica la tasa. Aquí escribimos la razón como

$$\frac{\text{rapidez}_4}{\text{rapidez}_2} = \frac{0.254 \text{ M/S}}{0.127 \text{ M/S}} \approx 2 = \frac{K(0.20)^x(0.60)^y}{K(0.20)^x(0.30)^y}, \text{ por lo tanto : } \frac{(0.60)^y}{(0.30)^y} = 2^y = 2$$

entonces $y = 1$

Es decir, la reacción es de primer orden en Y. Por tanto, la ley de rapidez viene dada por:

$$k[X]^2[Y]$$

El orden de la reacción es $(2+1)=3$, es decir de tercer orden

$$k = \frac{\text{rapidez}}{[x]^2[y]} = \frac{0.053 \text{ M/S}}{(0.10 \text{ M})^2(0.50 \text{ M})} = 106 \text{ M}^{-2} \text{ S}^{-1}$$

$$(10.6 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1})(0.30 \text{ M})^2(0.40 \text{ M}) = \mathbf{0.38 \text{ M/s}}$$

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

SOLUCIÓN:

a)segundo orden b)orden cero c)1.5 orden d)tercer orden

13.18 Considere la reacción



La rapidez de la reacción es $1.6 \times 10^{-2} \text{ M/s}$ 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.

Solución:

a) primer orden en A

$$\text{rapidez} = k[A]$$

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

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

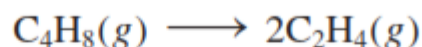
b)segundo orden en A

$$\text{Rapidez} : k [A]^2$$

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

$$k = 0.13 / \text{M.S}$$

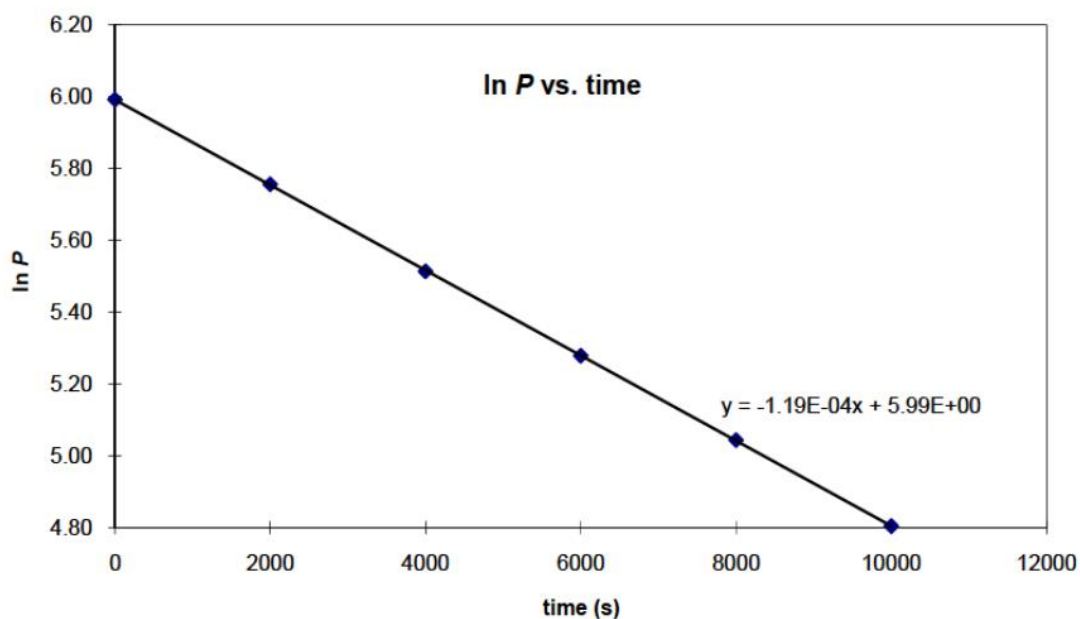
13.19 El ciclobutano se descompone en etileno, de acuerdo con la ecuación



Determine el orden de reacción y la constante de rapidez con base en las siguientes presiones, que se midieron cuando la reacción se llevó a cabo a 430°C en un recipiente a volumen constante.

Tiempo (s)	$P_{\text{C}_4\text{H}_8}$ (mmHg)
0	400
2 000	316
4 000	248
6 000	196
8 000	155
10 000	122

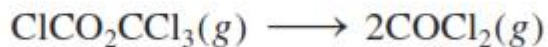
SOLUCIÓN:



pendiente = $-k$

$$k = 1.19 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

- 13.20 Se estudió la siguiente reacción en fase gaseosa a 290°C observando el cambio de la presión en función del tiempo, en un recipiente a volumen constante:

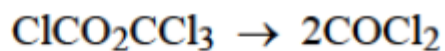


Determine el orden de la reacción y la constante de rapidez, con base en los siguientes datos:

Tiempo (s)	P (mmHg)
0	15.76
181	18.88
513	22.79
1 164	27.08

donde P es la presión total.

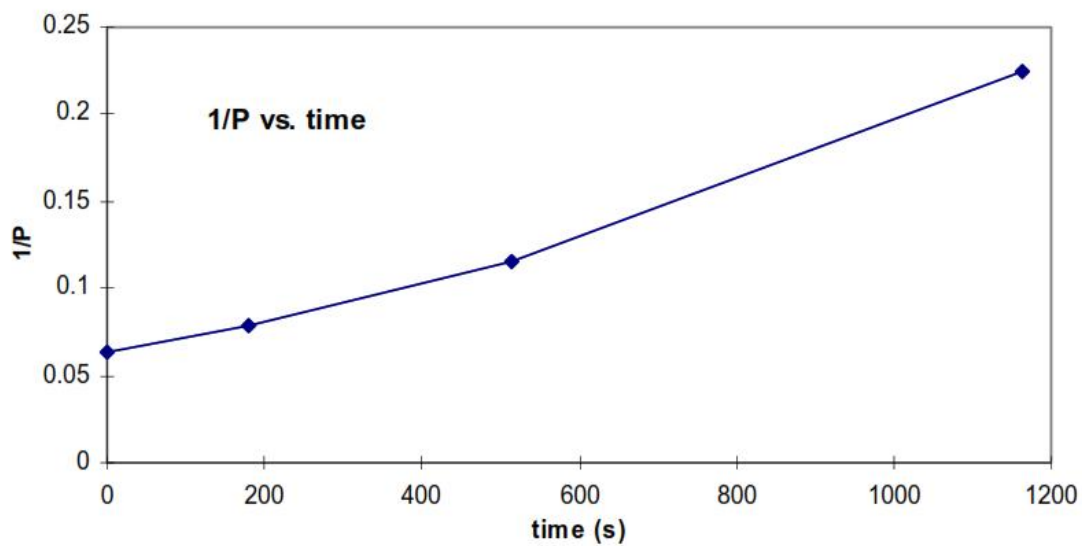
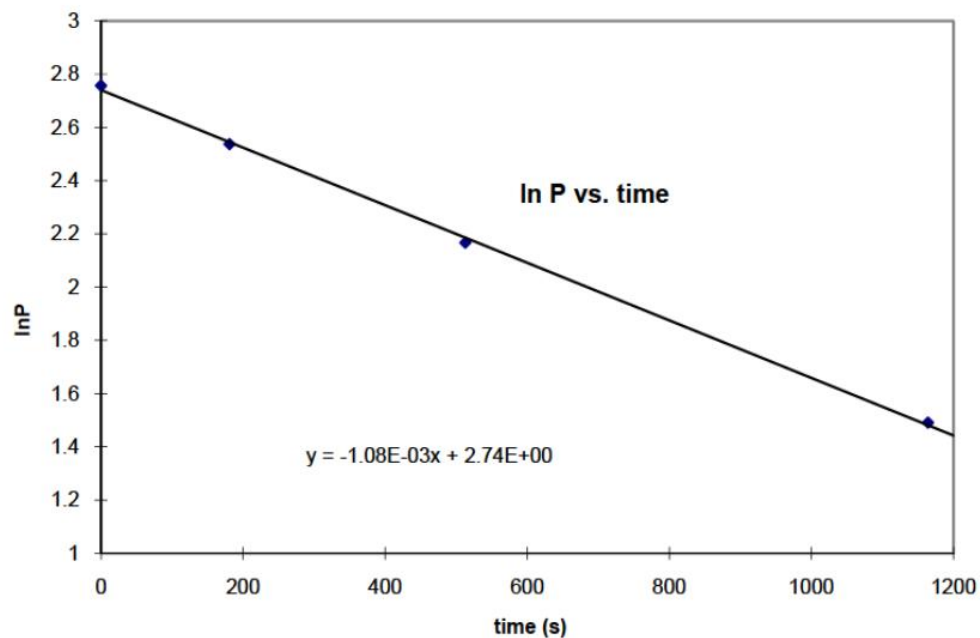
Solución:



Time	$[\text{ClCO}_2\text{CCl}_3]$	$[\text{COCl}_2]$
$t = 0$	P_0	0
$t = t$	$P_0 - x$	$2x$

por lo tanto el cambio de aumento en la presión es de : $\Delta P = 2x - x = x$

$t(\text{s})$	P (mmHg)	$\Delta P = x$	$P_{\text{ClCO}_2\text{CCl}_3}$	$\ln P_{\text{ClCO}_2\text{CCl}_3}$	$\frac{1}{P_{\text{ClCO}_2\text{CCl}_3}}$
0	15.76	0.00	15.76	2.757	0.0635
181	18.88	3.12	12.64	2.537	0.0791
513	22.79	7.03	8.73	2.167	0.115
1164	27.08	11.32	4.44	1.491	0.225



De los gráficos vemos que la reacción debe ser de primer orden. Para una reacción de primer orden, la pendiente es igual a $-k$. La ecuación de la recta está dada en la gráfica. La constante de velocidad es:

$$k = 1.08 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

13.27 La constante de rapidez para la reacción de segundo orden



es de $0.80/M \cdot s$ 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 $[\text{NOBr}]_0 = 0.072 M$ y cuando $[\text{NOBr}]_0 = 0.054 M$.

Solución:

$$\frac{1}{[\text{NOBr}]_t} = kt + \frac{1}{[\text{NOBr}]_0}$$

$$\frac{1}{[\text{NOBr}]_t} = (0.80/M \cdot s)(22/s) + \frac{1}{0.086 M}$$

$$\frac{1}{[\text{NOBr}]_t} = 29 M^{-1}$$

$$[\text{NOBr}] = 0.034 M$$

a)

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{k[A]_0}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{(0.80/M \cdot s)(0.072 M)}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = 17 s$$

b)

Para una concentración inicial de $0.054 M$, debe encontrar

$t_{\frac{1}{2}}$

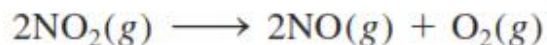
= 23 segundos

. Tenga en cuenta que la vida media de un segundo

2

El orden de reacción es inversamente proporcional a la concentración inicial del reactivo.

13.28 La constante de rapidez para la reacción de segundo orden



es de $0.54/M \cdot s$ a 300°C . ¿Cuánto tiempo tomará (en segundos) para que la concentración de NO_2 disminuya desde $0.62 M$ hasta $0.28 M$?

Solución:

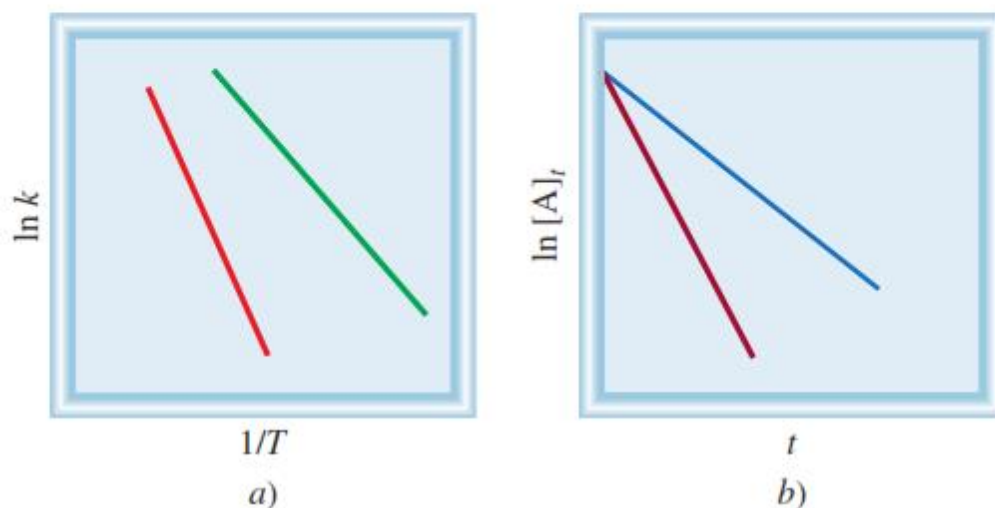
$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

$$\frac{1}{0.28} = \frac{1}{0.62} + 0.54t$$

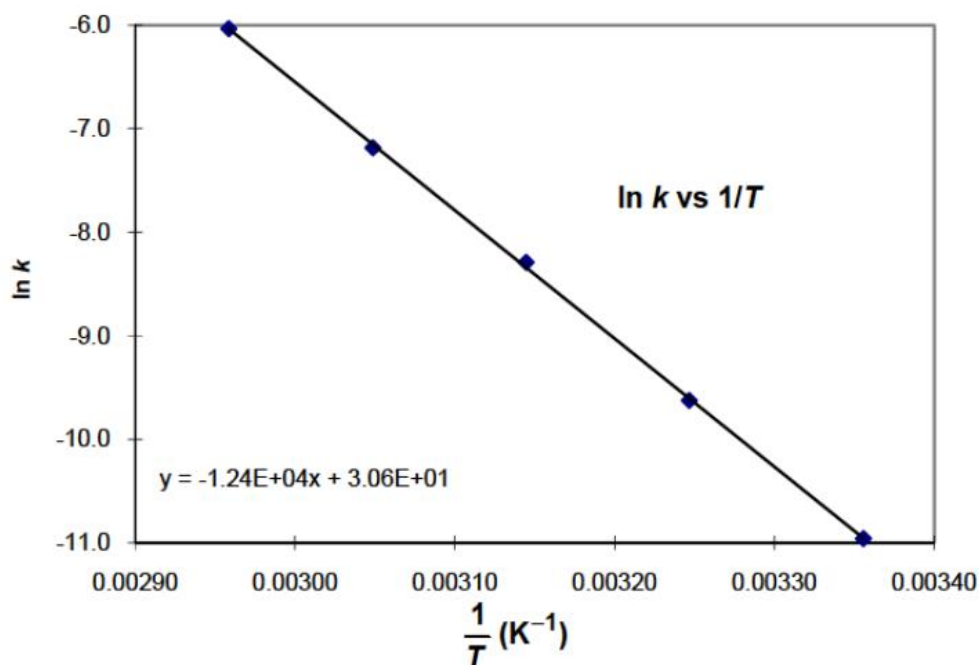
$$t = 3.6 \text{ s}$$

13.37 1) El diagrama en *a*) muestra las gráficas de $\ln k$ contra $1/T$ para dos reacciones de primer orden, donde k es la

constante de rapidez y T es la temperatura absoluta.
 ¿Cuál reacción tiene una mayor energía de activación?
 2) El diagrama en $b)$ muestra las gráficas para una reacción de primer orden a dos diferentes temperaturas.
 ¿Cuál gráfica corresponde a una temperatura más alta?



Solución:

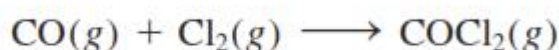


La pendiente de la línea es $-1.24 \times 10^4 \text{ K}$, que es $-E_a/R$, la energía de activación es :

$$-E_a = \text{slope} \times R = (-1.24 \times 10^4 \cancel{\text{K}}) \times (8.314 \text{ J}/\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol})$$

$$E_a = 1.03 \times 10^5 \text{ J/mol} = 103 \text{ kJ/mol}$$

13.38 Dadas las mismas concentraciones de reactivos, la reacción



a 250°C es 1.50×10^3 veces más rápida que la misma reacción a 150°C . Calcule la energía de activación para esta reacción. Suponga que el factor de frecuencia es constante.

Solución:

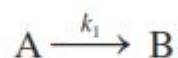
$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right)$$

$$\ln(1.50 \times 10^3) = \frac{E_a}{8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}} \left(\frac{523 \text{ K} - 423 \text{ K}}{(523 \text{ K})(423 \text{ K})} \right)$$

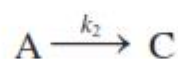
$$7.31 = \frac{E_a}{8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}}} \left(4.52 \times 10^{-4} \frac{1}{\cancel{\text{K}}} \right)$$

$$E_a = 1.35 \times 10^5 \text{ J/mol} = 135 \text{ kJ/mol}$$

- 13.39 Algunas reacciones se describen como paralelas en el sentido de que el reactivo forma simultáneamente diferentes productos con distintas constantes de rapidez. Un ejemplo es



y



Las energías de activación son 45.3 kJ/mol para k_1 y 69.8 kJ/mol para k_2 . Si las constantes de rapidez son iguales a 320 K, ¿a qué temperatura será $k_1/k_2 = 2.00$?

Solución:

$$k = Ae^{-E_a/RT} = (8.7 \times 10^{12} \text{ s}^{-1})e^{-\left[\frac{63000 \text{ J/mol}}{(8.314 \text{ J/mol}\cdot\text{K})(348 \text{ K})}\right]} = (8.7 \times 10^{12} \text{ s}^{-1})(3.5 \times 10^{-10})$$

$$k = 3.0 \times 10^3 \text{ s}^{-1}$$

- 13.40 La variación de la constante de rapidez con la temperatura para la reacción de primer orden



está dada en la siguiente tabla. Determine gráficamente la energía de activación para la reacción.

T (K)	k (s^{-1})
298	1.74×10^{-5}
308	6.61×10^{-5}
318	2.51×10^{-4}
328	7.59×10^{-4}
338	2.40×10^{-3}

Solución:

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \left(\frac{4.60 \times 10^{-4} \cancel{s^{-1}}}{8.80 \times 10^{-4} \cancel{s^{-1}}} \right) = \frac{1.04 \times 10^5 \cancel{J/mol}}{8.314 \cancel{J/mol \cdot K}} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{623 \text{ K}} \right)$$

$$\ln(0.5227) = (1.251 \times 10^4 \text{ K}) \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{623 \text{ K}} \right)$$

$$-0.6487 + 20.08 = \frac{1.251 \times 10^4 \text{ K}}{T_2}$$

$$19.43 T_2 = 1.251 \times 10^4 \text{ K}$$

$$T_2 = 644 \text{ K} = 371^\circ\text{C}$$

13.41 Para la reacción



el factor de frecuencia A es de $8.7 \times 10^{12} \text{ s}^{-1}$ y la energía de activación es de 63 kJ/mol. ¿Cuál es la constante de rapidez para la reacción a 75°C ?

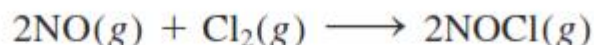
Solución:

$$\ln \frac{k_1}{2k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right)$$

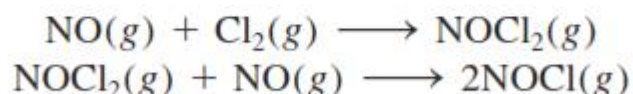
$$-0.693 = \frac{E_a}{8.314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}} \left(\frac{295 \text{ K} - 305 \text{ K}}{(295 \text{ K})(305 \text{ K})} \right)$$

$$E_a = 5.18 \times 10^4 \text{ J/mol} = 51.8 \text{ kJ/mol}$$

13.55 La ley de rapidez para la reacción



está dada por rapidez = $k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$. a) ¿Cuál es el orden de la reacción? b) Se ha propuesto un mecanismo de reacción que consta de las siguientes etapas:



Si este mecanismo es correcto, ¿qué se puede concluir respecto de las rapideces relativas de estas dos etapas?

Solución:

a) El orden de la reacción se determina sumando los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de rapidez. En este caso, la ecuación de rapidez es:

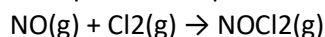
$$\text{Rapidez} = k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$$

Donde k es la constante de velocidad. En esta ecuación, el exponente de $[\text{NO}]$ es 1 y el exponente de $[\text{Cl}_2]$ es 1. La suma de los exponentes es $1 + 1 = 2$.

Por lo tanto, el orden de la reacción es 2.

b) Para determinar las rapideces relativas de las dos etapas propuestas en el mecanismo de reacción, debes comparar los coeficientes estequiométricos de las sustancias en las ecuaciones de las etapas con los exponentes de sus concentraciones en la ecuación de rapidez general.

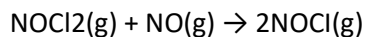
En la primera etapa:



La ecuación de rapidez general es: Rapidez = $k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$

En esta etapa, NO y Cl_2 son reactivos, y sus coeficientes estequiométricos son 1 para cada uno. Esto significa que la rapidez de esta etapa es proporcional a $[\text{NO}]^1[\text{Cl}_2]^1$, que coincide con la ecuación de rapidez general. Por lo tanto, la rapidez de esta etapa es consistente con la ecuación de rapidez general.

En la segunda etapa:



La ecuación de rapidez general es: Rapidez = $k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$

En esta etapa, NOCl_2 es un reactivo y NO es otro reactivo. Los coeficientes estequiométricos son 1 para NOCl_2 y 1 para NO . La rapidez de esta etapa es proporcional a $[\text{NOCl}_2]^1[\text{NO}]^1$, que también coincide con la ecuación de rapidez general.

Por lo tanto, ambos pasos del mecanismo de reacción propuesto son consistentes con la ecuación de rapidez general, lo que sugiere que el mecanismo propuesto es adecuado para describir la cinética de la reacción global.

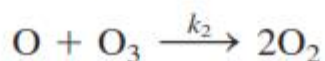
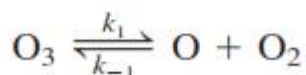
13.57 La ley de rapidez para la descomposición del ozono en oxígeno molecular



es

$$\text{rapidez} = k \frac{[\text{O}_3]^2}{[\text{O}_2]}$$

El mecanismo propuesto para este proceso es

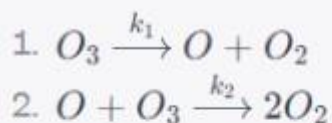


Derive la ley de rapidez a partir de estas etapas elementales. Explique con claridad las suposiciones utilizadas en su derivación. Explique por qué disminuye la rapidez cuando se aumenta la concentración de O_2 .

Solución:

Para derivar la ley de velocidad para la descomposición del ozono en oxígeno molecular en términos de las constantes de velocidad k_1 , k_{-1} y k_2 , primero necesitamos considerar el mecanismo propuesto y las suposiciones que lo respaldan.

El mecanismo propuesto para la descomposición del ozono incluye dos etapas elementales:



Ahora, vamos a derivar la ley de velocidad en términos de las constantes de velocidad. La tasa de reacción global para la descomposición del ozono se puede expresar como la tasa de la etapa limitante, que en este caso es la segunda etapa. Entonces, la etapa limitante, que en este caso es la segunda etapa. Entonces, la tasa de reacción global (r) está determinada por la segunda etapa:

$$r = k_2[O][O_3]$$

Donde:

- k_2 es la constante de velocidad para la segunda etapa.
- $[O]$ es la concentración de átomos de oxígeno (O) generado en la primera etapa.
- $[O_3]$ es la concentración de ozono (O_3).

Sin embargo, necesitamos expresar $[O]$ en función de la concentración de ozono, y para ello debemos considerar la primera etapa. La primera etapa de la reacción consume ozono y produce átomos de oxígeno, y se encuentra en equilibrio. Entonces:

$$k_1[O_3] = k_{-1}[O][O_2]$$

Despejando $[O]$:

$$[O] = \frac{k_1}{k_{-1}} [O_3] \frac{1}{[O_2]}$$

Ahora, sustituyendo esta expresión en la ecuación de la tasa de reacción global:

$$r = k_2 \left(\frac{k_1}{k_{-1}} [O_3] \frac{1}{[O_2]} \right) [O_3] = \frac{k_1 k_2}{k_{-1} [O_2]} [O_3]^2$$

La expresión anterior es la ley de velocidad en términos de las constantes de velocidad k_1 , k_{-1} y k_2 . Ahora, explicando las suposiciones utilizadas en la derivación:

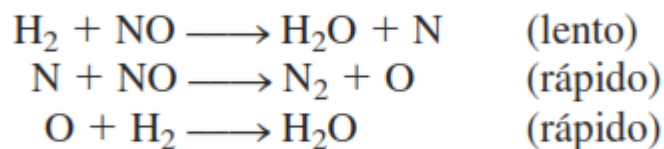
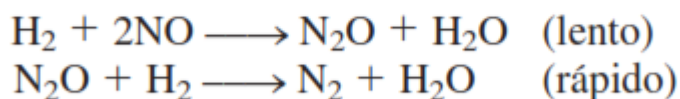
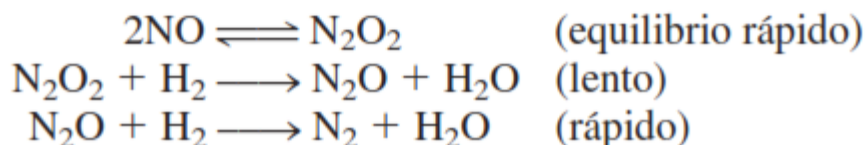
1. Se asume que las dos etapas propuestas son las etapas limitantes del mecanismo de reacción. Es decir, que no hay otras etapas limitantes que ocurran a una velocidad mucho más lenta.
2. Se asume que la etapa 1 está en equilibrio, lo que permite relacionar las concentraciones de O y O_3 a través de las constantes k_1 y k_{-1} .
3. La tasa de reacción global se determina por la etapa limitante, que en este caso es la segunda etapa ($O + O_3 \xrightarrow{k_2} 2O_2$).

En cuanto a por qué la rapidez disminuye cuando se aumenta la concentración de O_2 , esto se debe a que el segundo paso es una reacción de orden de reacción negativo con respecto a la concentración de O_2 . A medida que la concentración de O_2 aumenta, la velocidad de la reacción global disminuye, ya que hay más colisiones entre O_2 y O que conducen a la formación de O_3 , lo que ralentiza la descomposición del ozono.

13.58 La ley de rapidez para la reacción



es rapidez = $k[\text{H}_2][\text{NO}]^2$. ¿Cuáles de los siguientes mecanismos deben ser descartados con base en la expresión de rapidez observada?

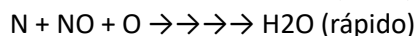
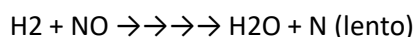
Mecanismo I*Mecanismo II**Mecanismo III***Solución:**

Para determinar cuál de los mecanismos propuestos se ajusta a la expresión de rapidez observada, podemos comparar los pasos de cada mecanismo con la ecuación de rapidez dada:

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

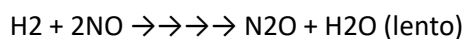
Donde k es la constante de velocidad.

Mecanismo I:



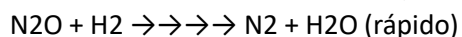
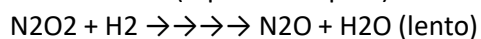
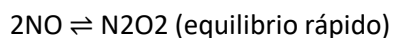
En este mecanismo, el primer paso es lento y el segundo paso es rápido. Sin embargo, la ecuación de rapidez observada incluye el término $[\text{NO}]^2$, lo que significa que la rapidez depende de la concentración de NO al cuadrado. En el primer paso, solo hay una molécula de NO involucrada, por lo que este mecanismo no se ajusta a la expresión de rapidez observada. Por lo tanto, el Mecanismo I debe ser descartado.

Mecanismo II:



En este mecanismo, el primer paso es lento y el segundo paso es rápido. La ecuación de rapidez observada incluye el término $[\text{NO}]^2$, y en el primer paso de este mecanismo, hay dos moléculas de NO involucradas. Por lo tanto, este mecanismo se ajusta a la expresión de rapidez observada y no debe ser descartado.

Mecanismo III:



En este mecanismo, el primer paso es un equilibrio rápido, pero el segundo y tercer paso son lentos y rápidos, respectivamente. La ecuación de rapidez observada no incluye un término de equilibrio. Además, en el segundo paso de este mecanismo, hay dos moléculas de NO involucradas, lo que coincide con la expresión de rapidez observada. Por lo tanto, este mecanismo también se ajusta a la expresión de rapidez observada y no debe ser descartado.

En resumen, el Mecanismo I debe ser descartado, mientras que los Mecanismos II y III son consistentes con la expresión de rapidez observada.

NOMBRES Y APELLIDOS: Josué David Fasanando Pinedo

Experimento de coloración con la col morada



COL MORADA +LEJIA (HIPOCLORITO DE SODIO)

NOMBRES Y APELLIDOS: Josué David Fasanando Pinedo



Col morada +agua fría

NOMBRES Y APELLIDOS: Josué David Fasanando Pinedo



Col morada +vinagre blanco

NOMBRES Y APELLIDOS: Josué David Fasanando Pinedo



Col morada +bicarbonato de sodio