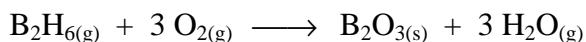


Problemas Resueltos

1. Para la reacción siguiente, indique como se relaciona la velocidad de desaparición de cada reactivo con la velocidad de aparición de cada producto:



Solución

Como punto de partida se expresará la velocidad de la reacción en términos de la desaparición de B_2H_6 :

$$v = -\frac{\Delta[\text{B}_2\text{H}_6]}{\Delta t}$$

Esta expresión lleva signo negativo para que la velocidad resulte positiva, ya que la concentración de reactante va disminuyendo con el tiempo.

Para indicar como se relaciona esta velocidad con la velocidad de desaparición del O_2 , se tiene que utilizar la ecuación equilibrada, que indica que 1 mol de B_2H_6 reacciona con 3 moles de O_2 , o sea la velocidad de desaparición del O_2 es 3 veces mayor que la velocidad de desaparición de B_2H_6 , ya que cuando desaparece 1 mol de B_2H_6 al mismo tiempo desaparecen 3 moles de O_2 .

Como la velocidad de desaparición del O_2 es 3 veces mayor que la velocidad de desaparición del B_2H_6 , para igualar ambas velocidades se debe multiplicar la velocidad de desaparición de O_2 por $1/3$, quedando entonces:

$$v = -\frac{\Delta[\text{B}_2\text{H}_6]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t}$$

Haciendo un razonamiento análogo se relaciona la velocidad de desaparición de B_2H_6 con la velocidad de aparición de cada uno de los productos:

La velocidad de aparición de B_2O_3 es igual a la velocidad de desaparición de B_2H_6 , ya que ambos presentan coeficiente 1 en la ecuación, por lo tanto:

$$v = -\frac{\Delta[\text{B}_2\text{H}_6]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{B}_2\text{O}_3]}{\Delta t}$$

La expresión para la velocidad de aparición de B_2O_3 es positiva, debido a que la concentración de esta especie aumenta con el tiempo. Lo mismo ocurre con el agua, que también es un producto de la reacción.

La velocidad de aparición de agua es 3 veces mayor que la velocidad de desaparición de B_2H_6 y, al igual que con el O_2 , se tiene que multiplicar la primera por $1/3$ para igualarlas, quedando entonces:

$$v = -\frac{\Delta[\text{B}_2\text{H}_6]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{B}_2\text{O}_3]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

Si se analiza la expresión obtenida finalmente, que relaciona las velocidades de desaparición de reactantes con las velocidades de aparición de productos, se puede observar que para realizar de manera más sencilla esta relación, basta multiplicar cada expresión de velocidad por el recíproco del coeficiente estequiométrico que le corresponde a la especie en la ecuación equilibrada.

2. El rearreglo del metil isonitrilo, CH_3NC , se estudió en fase gaseosa a 215°C y se obtuvieron los datos siguientes:

Tiempo (s)	$[\text{CH}_3\text{NC}]$
0	0,0165
2000	0,0110
5000	0,00591
8000	0,00314
12000	0,00137
15000	0,00074

Calcular la velocidad promedio de la reacción para el intervalo entre cada medición.

Solución

Aplicando la expresión de la velocidad:

$$v = -\frac{[\text{CH}_3\text{NC}]_t - [\text{CH}_3\text{NC}]_{t_0}}{t - t_0}$$

Para $t_0 = 0$ y $t = 2000$ s:

$$v = -\frac{0,0110 - 0,0165}{2000 - 0} = 2,75 \times 10^{-6} \text{ M s}^{-1}$$

Para $t_0 = 2000$ s y $t = 5000$ s:

$$v = -\frac{0,00591 - 0,0110}{5000 - 2000} = 1,70 \times 10^{-6} \text{ M s}^{-1}$$

Para $t_0 = 5000 \text{ s}$ y $t = 8000 \text{ s}$:

$$v = -\frac{0,00314 - 0,00591}{8000 - 5000} = 9,23 \times 10^{-7} \text{ M s}^{-1}$$

Para $t_0 = 8000 \text{ s}$ y $t = 12000 \text{ s}$:

$$v = -\frac{0,00137 - 0,00314}{12000 - 8000} = 4,42 \times 10^{-7} \text{ M s}^{-1}$$

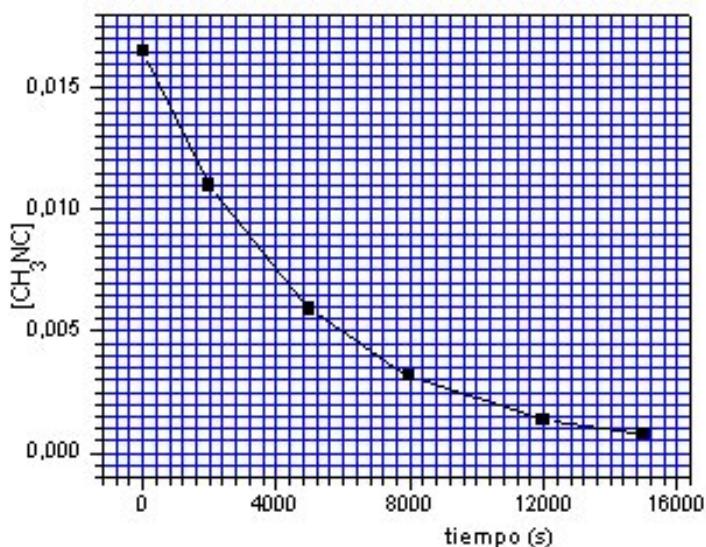
Para $t_0 = 12000 \text{ s}$ y $t = 15000 \text{ s}$:

$$v = -\frac{0,00074 - 0,00137}{15000 - 12000} = 2,1 \times 10^{-7} \text{ M s}^{-1}$$

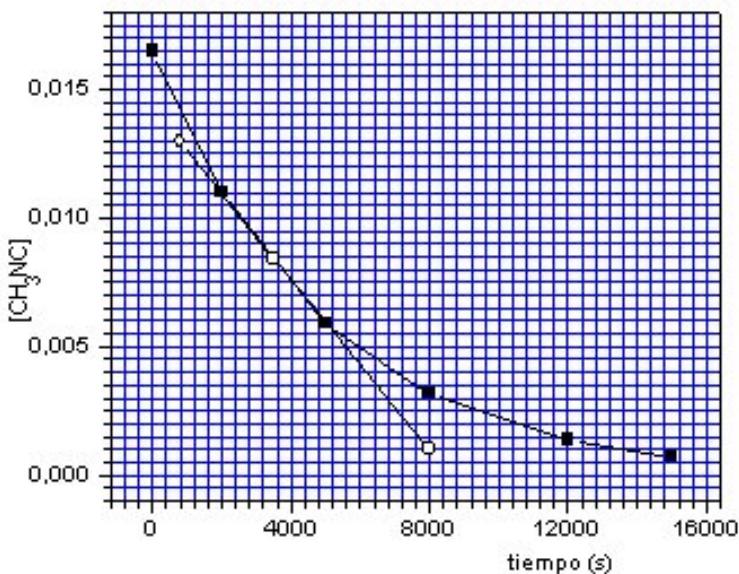
3. Utilizando los datos del problema 2, haga un gráfico de $[\text{CH}_3\text{NC}]$ en función del tiempo. Trace las tangentes a la curva a $t = 3500 \text{ s}$. Determine la velocidad instantánea a ese tiempo.

Solución

Primero se confecciona el gráfico $[\text{CH}_3\text{NC}]$ vs. tiempo:



Una vez confeccionado el gráfico se traza una línea tangente a la curva en el punto $t = 3500$ s. Luego se determina la pendiente a esta recta



Tomando 2 puntos de la recta:

$$x_1 = 800 \quad y_1 = 0,013$$

$$x_2 = 8000 \quad y_2 = 0,001$$

se obtiene la pendiente de la recta:

$$m = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{0,001 - 0,013}{8000 - 800} = -1,67 \times 10^{-6}$$

Como el gráfico representa la variación de la concentración de un reactante en función del tiempo, entonces la velocidad corresponde a $-m$, o sea la velocidad de reacción a 3.500 s es $1,67 \times 10^{-6} \text{ M s}^{-1}$

4. Considere la reacción: $2 \text{ H}_{2(\text{g})} + \text{ O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{ H}_{2\text{O(g)}}$. Si el hidrógeno arde a la velocidad de 4,6 mol/s, ¿cuál es la velocidad de consumo de oxígeno?, ¿cuál es la velocidad de formación de vapor de agua?;

Solución

Para determinar la velocidad de consumo de oxígeno, se debe establecer primero la relación que existe entre las velocidades de desaparición de ambos reactivos:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

Como se conoce la velocidad con que desaparece el hidrógeno, entonces se puede calcular la velocidad con que desaparece el oxígeno:

$$-\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 4,6 \text{ mol/s}$$

$$-\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} (4,6 \text{ mol/s}) = 2,3 \text{ mol/s}$$

Para determinar la velocidad de formación del agua se puede proceder del mismo modo que para el oxígeno, pero se puede obtener el resultado de una manera más sencilla. La ecuación indica que cuando reaccionan 2 moles de H_2 se forman 2 moles de agua, por lo tanto la velocidad de formación de agua es igual a la velocidad de desaparición del H_2 , o sea 4,6 mol/s.

5. La reacción $2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NOCl}_{(g)}$ se lleva a cabo en un recipiente cerrado. Si la presión parcial de NO disminuye a la velocidad de 30 mm Hg/min, ¿cuál es la velocidad de cambio de la presión total en el recipiente?

Solución

La variación de presión parcial de un componente de una mezcla gaseosa es una manera de expresar la variación de concentración de ese componente, puesto que la presión parcial es función del número de partículas.

Entonces si se conoce la variación en la presión parcial de un reactante, se puede conocer como varían simultáneamente las presiones parciales de los demás gases:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta P_{NO}}{\Delta t} = -\frac{\Delta P_{Cl_2}}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta P_{NOCl}}{\Delta t}$$

si

$$-\frac{\Delta P_{NO}}{\Delta t} = 30 \text{ mmHg/min}$$

entonces

$$-\frac{\Delta P_{Cl_2}}{\Delta t} = 15 \text{ mmHg/min}$$

$$\frac{\Delta P_{NOCl}}{\Delta t} = 30 \text{ mmHg/min}$$

Considerando que la presión total corresponde a la suma de las presiones parciales, entonces la variación de la presión total se calcula sumando algebraicamente las variaciones de éstas:

$$\Delta P_T = -30 - 15 + 30 = -15 \text{ mmHg/min}$$

6. Considere la reacción del ion peroxidisulfato: $S_2O_8^{2-}(ac) + 3I^-(ac) \rightarrow 2 SO_4^{2-}(ac) + I_3^-(ac)$. A una temperatura determinada, la velocidad de esta reacción varía con las concentraciones de los reactivos en la forma siguiente:

Experimento	$[S_2O_8^{2-}]$	$[I^-]$	$-\frac{\Delta [S_2O_8^{2-}]}{\Delta t}$ (M/s)
1	0,038	0,060	$1,4 \times 10^{-5}$
2	0,076	0,060	$2,8 \times 10^{-5}$
3	0,076	0,030	$1,4 \times 10^{-5}$

Escriba la ecuación para la velocidad de desaparición de $S_2O_8^{2-}$. (b) ¿cuál es el valor de k para la desaparición de $S_2O_8^{2-}$? (c) ¿cuál es la velocidad de desaparición de $S_2O_8^{2-}$ cuando $[S_2O_8^{2-}] = 0,025 \text{ M}$ y $[I^-] = 10,10 \text{ M}$? (d) ¿cuál es la velocidad de aparición de SO_4^{2-} cuando $[S_2O_8^{2-}] = 0,025 \text{ M}$ y $[I^-] = 3,00 \text{ M}$?

Solución

- (a) Para escribir la ecuación de velocidad para esta ecuación es necesario determinar los exponentes de cada término de concentración. Primero se escribe una ley de velocidad en términos de las incógnitas:

$$v = k [S_2O_8^{2-}]^x [I^-]^y$$

Para determinar el valor de x se debe escoger dos experimentos donde la concentración de ion $S_2O_8^{2-}$ sea diferente y la concentración de la otra especie se mantenga constante y reemplazamos los datos en la expresión para la velocidad.

Utilizando los datos de los experimentos 1 y 2 y reemplazándolos sucesivamente:

$$\text{Exp.1} \quad 1,4 \times 10^{-5} = k (0,038)^x (0,060)^y$$

$$\text{Exp.2} \quad 2,8 \times 10^{-5} = k (0,076)^x (0,060)^y$$

Dividiendo la ecuación del Exp.2 por la ecuación del Exp.1, se tiene:

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{k (0,076)^x (0,060)^y}{k (0,038)^x (0,060)^y}$$

Aunque no se conoce el valor de k, este término se simplifica y lo mismo ocurre con el término de concentración elevado a y, quedando finalmente:

$$2 = \frac{(0,076)^x}{(0,038)^x}$$

$$2 = \left(\frac{0,076}{0,038} \right)^x$$

$$2 = 2^x$$

En este ejemplo es fácil resolver el valor de x, que es 1, pero en caso de que las concentraciones no se amplificaran por números enteros, este resultado podría no ser tan obvio y entonces se resuelve por logaritmo:

$$\log 2 = x \log 2$$

$$\frac{\log 2}{\log 2} = x$$

$$x = 1$$

Cabe hacer notar que si se hubieran dividido las ecuaciones en forma inversa se habría obtenido el mismo resultado.

Para encontrar el valor de y se utilizan los experimentos 2 y 3, donde cambia la concentración de I⁻ y se mantiene invariable la concentración de S₂O₈²⁻. Reemplazando los datos en la expresión de velocidad:

$$\text{Exp.2} \quad 2,8 \times 10^{-5} = k (0,076)^x (0,060)^y$$

$$\text{Exp.3} \quad 1,4 \times 10^{-5} = k (0,076)^x (0,030)^y$$

Dividiendo la ecuación del Exp. 2 por la ecuación del Exp. 3, se tiene:

$$\frac{2,8 \times 10^{-5}}{1,4 \times 10^{-5}} = \frac{k (0,076)^x (0,060)^y}{k (0,076)^x (0,030)^y}$$

En el caso de x, se puede reemplazar por el valor ya conocido que es 1, pero en cualquier caso, este término se simplifica, al igual que k, y queda:

$$2 = \frac{(0,060)^y}{(0,030)^y}$$

$$2 = \left(\frac{0,060}{0,030} \right)^y$$

$$2 = 2^y$$

$$y = 1$$

Conocidos los valores de x e y, la ecuación de velocidad para la desaparición de $S_2O_8^{2-}$ queda:

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = k [S_2O_8^{2-}][I^-]$$

- (b) Para determinar cual es el valor de k para la desaparición del peroxidisulfato, es necesario primero tomar en cuenta que la velocidad de reacción medida corresponde a la de desaparición del peroxidisulfato. Entonces se toman los datos de concentración de cada experimento y se reemplazan en la ecuación de velocidad para calcular k:

$$\text{Exp. 1} \quad 1,4 \times 10^{-5} \text{ M s}^{-1} = k (0,038 \text{ M}) (0,060 \text{ M}) \quad k = 6,14 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Exp. 2} \quad 2,8 \times 10^{-5} \text{ M s}^{-1} = k (0,076 \text{ M}) (0,060 \text{ M}) \quad k = 6,14 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Exp. 3} \quad 1,4 \times 10^{-5} \text{ M s}^{-1} = k (0,076 \text{ M}) (0,030 \text{ M}) \quad k = 6,14 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

De los valores de k calculados se puede apreciar que resulta un único valor para k. Como se trabaja con valores experimentales, es posible que resulten valores algo diferentes. De ser así, se debe informar el valor promedio.

- (c) Si se conoce la ecuación de velocidad, se puede determinar la velocidad simplemente reemplazando las concentraciones dadas:

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = k [S_2O_8^{2-}][I^-]$$

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = 6,14 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1} [0,025 \text{ M}] [10,10 \text{ M}]$$

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = 1,55 \times 10^{-3} \text{ M s}^{-1}$$

- (d) Para calcular la velocidad de aparición de ion sulfato, hay que tener presente que la ecuación de velocidad, y por lo tanto k están dadas para la velocidad de desaparición del ion peroxidisulfato.

Al reemplazar las concentraciones dadas, se obtendrá la velocidad de desaparición del ion peroxidisulfato y luego hay que buscar la relación que existe entre ambas velocidades

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = k [S_2O_8^{2-}] [I^-]$$

reemplazando

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = 6,14 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1} [0,025 \text{ M}] [3,00 \text{ M}]$$

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = 4,6 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$$

De acuerdo a la ecuación química de la reacción:

$$-\frac{\Delta[S_2O_8^{2-}]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[SO_4^{2-}]}{\Delta t}$$

$$4,6 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[SO_4^{2-}]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta[SO_4^{2-}]}{\Delta t} = 2 (4,6 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}) = 9,2 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$$

7. Considere la reacción siguiente: $2\text{NO}_{(\text{g})} + 2\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{N}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$. (a) la ecuación de velocidad para esta reacción es de primer orden respecto a H_2 y de segundo orden con respecto a NO. Escriba la ecuación de velocidad. (b) Si la constante de velocidad para esta reacción a 1000 K es $6,0 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$, ¿cuál es la velocidad de reacción cuando $[\text{NO}] = 0,050 \text{ M}$ y $[\text{H}_2] = 0,100 \text{ M}$? (c) ¿cuál es la velocidad de reacción a 1000 K cuando la concentración de NO se duplica, mientras que la concentración de H_2 es 0,010 M?

Solución

(a) La expresión de velocidad está claramente descrita en el enunciado del problema, es decir, se saben los exponentes de cada término de concentración, entonces:

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

(b) Si se conoce el valor de $k = 6,0 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ a 1000 K y las concentraciones de ambos reactantes, $[\text{NO}] = 0,050 \text{ M}$ y $[\text{H}_2] = 0,100 \text{ M}$, la velocidad de reacción se calcula reemplazando estos valores en la ley de velocidad:

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

$$v = 6,0 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1} (0,100 \text{ M}) (0,050 \text{ M})^2$$

$$v = 15 \text{ M s}^{-1}$$

(c) Si se modifican las concentraciones, entonces la velocidad variará, pero la constante específica de velocidad será la misma, puesto que no ha variado la temperatura:

La concentración de NO se duplica, por lo tanto

$$[\text{NO}] = 0,050 \text{ M} \times 2 = 0,100 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 0,010 \text{ M}$$

$$v = 6,0 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1} (0,010 \text{ M}) (0,100 \text{ M})^2$$

$$v = 6 \text{ M s}^{-1}$$

8. La reacción: $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{SO}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$ es de primer orden con respecto a SO_2Cl_2 . Con los datos cinéticos siguientes, determine la magnitud de la constante de velocidad de primer orden:

Tiempo (s)	Presión SO_2Cl_2 (atm)
0	1,000
2500	0,947
5000	0,895
7500	0,848
10000	0,803

Solución

♦ Método 1

Este método consiste en calcular el valor de k para cada intervalo de medición, usando la ecuación de velocidad integrada de primer orden. El valor de k deberá informarse como el valor promedio de los k calculados:

$$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$$

reordenando se tiene que:

$$\ln [A]_0 - \ln [A] = kt$$

Primer intervalo : $t_0 = 0 \text{ s}$ $\ln P_0 = 0$

$t = 2.500 \text{ s}$ $\ln P = -0,0545$

$$0 - (-0,0545) = k \times 2500 \text{ s} \quad k = 2,18 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

Segundo intervalo: $t_0 = 2.500 \text{ s}$ $\ln P_0 = -0,0545$

$t = 5.000 \text{ s}$ $\ln P = -0,110$

$$-0,0545 - (-0,110) = k \times 2500 \text{ s} \quad k = 2,22 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

Tercer intervalo: $t_0 = 5.000 \text{ s}$ $\ln P_0 = -0,110$

$t = 7.500 \text{ s}$ $\ln P = -0,165$

$$-0,110 - (-0,165) = k \times 2500 \text{ s} \quad k = 2,20 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Cuarto intervalo: } t_0 = 7.500 \text{ s} \quad \ln P_0 = -0,165$$

$$t = 10.000 \text{ s} \quad \ln P = -0,219$$

$$-0,165 - (-0,219) = k \times 2500 \text{ s} \quad k = 2,16 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

$$k \text{ promedio} = 2,19 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

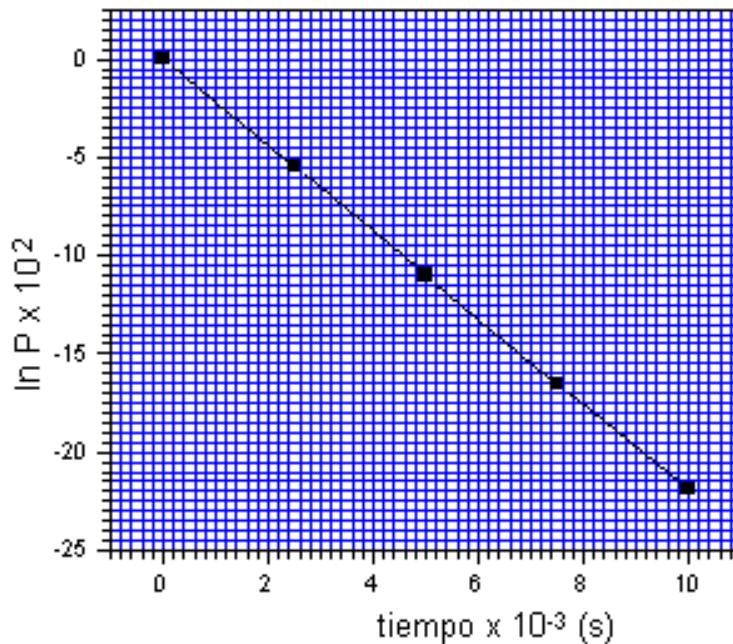
◆ Método 2

Este método es un método gráfico que consiste en utilizar la ecuación integrada para reacciones de primer orden:

$$\ln [A] = \ln [A_0] - kt$$

por lo tanto si se grafica el $\ln P$ vs t , se obtendrá una recta de pendiente $-k$

Tiempo (s)	Presión SO_2Cl_2 (atm)	$\ln P$
0	1,000	0
2500	0,947	-0,0545
5000	0,895	-0,110
7500	0,848	-0,165
10000	0,803	-0,219



El gráfico resultó ser una recta. Tomando 2 puntos de esta recta:

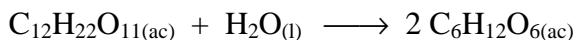
$$y_1 = 0 \qquad \qquad y_2 = -0,219$$

$$x_1 = 0 \qquad \qquad x_2 = 10000$$

$$m = -k = \frac{-0,219 - 0}{10.000 - 0} = \frac{-0,219}{10.000} = -2,19 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$$

por lo tanto $k = 2,19 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

9. La sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, reacciona en soluciones ácidas diluidas para formar azúcares más sencillos: glucosa y fructosa. Ambos azúcares tienen la fórmula molecular $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, aunque difieren en su fórmula estructural. La reacción es:



Se estudió la velocidad de esta reacción a 23°C en HCl 0,5 M y se obtuvieron los datos siguientes:

Tiempo (min)	$[\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}]$
0	0,316
39	0,274
80	0,238
140	0,190
210	0,146

¿La reacción es de primer orden o segundo orden con respecto a la sacarosa? Calcule k.

Solución

Para determinar si una reacción es de primer o segundo orden, una forma de resolución puede ser asumiendo ecuación de velocidad correspondiente con la cual se calculan los valores de k para los diferentes intervalos de medición. Una reacción corresponde a un determinado orden cuando los valores de k calculados utilizando la ecuación para ese orden, resultan constantes.

- ♦ Primero se asume la ecuación de velocidad de primer orden:

$$-\frac{\Delta[S]}{\Delta t} = k [S]$$

Primer intervalo: $t_0 = 0 \text{ min}$ $t = 39 \text{ min}$

$$[S]_0 = 0,316 \qquad [S] = 0,274$$

$$-\frac{(0,274 \text{ M} - 0,316 \text{ M})}{39 \text{ min} - 0 \text{ min}} = k (0,316 \text{ M}) \quad k = 3,41 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

Segundo intervalo: $t_0 = 39 \text{ min}$ $t = 80 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,274$ $[S] = 0,238$

$$-\frac{(0,238 \text{ M} - 0,274 \text{ M})}{80 \text{ min} - 39 \text{ min}} = k (0,274 \text{ M}) \quad k = 3,20 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

Tercer intervalo: $t_0 = 80 \text{ min}$ $t = 140 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,238$ $[S] = 0,190$

$$-\frac{(0,190 \text{ M} - 0,238 \text{ M})}{140 \text{ min} - 80 \text{ min}} = k (0,238 \text{ M}) \quad k = 3,36 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

Cuarto intervalo: $t_0 = 140 \text{ min}$ $t = 210 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,190$ $[S] = 0,146$

$$-\frac{(0,146 \text{ M} - 0,190 \text{ M})}{210 \text{ min} - 140 \text{ min}} = k (0,190 \text{ M}) \quad k = 3,31 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

Como se puede apreciar los valores de k calculados para cada intervalo resultaron constantes. Con este cálculo ya se puede aseverar que la reacción es de primer orden, pero a continuación se harán los cálculos para una reacción de segundo orden, con el fin de comparar los resultados.

La ecuación de una reacción de segundo orden es:

$$-\frac{\Delta[S]}{\Delta t} = k [S]^2$$

Primer intervalo: $t_0 = 0 \text{ min}$ $t = 39 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,316$ $[S] = 0,274$

$$-\frac{(0,274 \text{ M} - 0,316 \text{ M})}{39 \text{ min} - 0 \text{ min}} = k (0,316 \text{ M})^2 \quad k = 1,08 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

Segundo intervalo: $t_0 = 39 \text{ min}$ $t = 80 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,274$ $[S] = 0,238$

$$-\frac{(0,238 \text{ M} - 0,274 \text{ M})}{80 \text{ min} - 39 \text{ min}} = k (0,274 \text{ M})^2 \quad k = 1,17 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

Tercer intervalo: $t_0 = 80 \text{ min}$ $t = 140 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,238$ $[S] = 0,190$

$$-\frac{(0,190 \text{ M} - 0,238 \text{ M})}{140 \text{ min} - 80 \text{ min}} = k (0,238 \text{ M})^2 \quad k = 1,41 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

Cuarto intervalo: $t_0 = 140 \text{ min}$ $t = 210 \text{ min}$
 $[S]_0 = 0,190$ $[S] = 0,146$

$$-\frac{(0,146 \text{ M} - 0,190 \text{ M})}{210 \text{ min} - 140 \text{ min}} = k (0,190 \text{ M})^2 \quad k = 1,74 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

Al comparar los valores calculados para k asumiendo reacción de segundo orden, se puede apreciar que en cada intervalo este valor aumenta. Por lo tanto, la reacción es de primer orden y su constante específica de velocidad es $3,32 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$.