

“Año de la unidad, la paz y el desarrollo”

UNIVERSIDAD NACIONAL MAYOR DE SAN MARCOS

(Universidad del Perú, Decana de América)

FACULTAD DE INGENIERÍA ELECTRÓNICA Y ELÉCTRICA



CURSO:

QUÍMICA

TEMA:

Resolución de Ejercicios Cinética Química

DOCENTES:

JESUS ANTONIO ALVARADO HUAYHUAZ

ALUMNO:

Vera Vidal Victor Antero

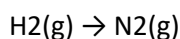
Lima, Perú 2023

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

a) Reacción: $A \rightarrow B$ Expresión de rapidez: La rapidez de esta reacción se puede expresar como la tasa de desaparición de A, es decir, $-d[A]/dt$, que representa la disminución de la concentración de A con el tiempo.

b) Reacción: $2A + B \rightarrow 3C$ Expresión de rapidez: En este caso, la rapidez se puede expresar como la tasa de formación de C, es decir, $d[C]/dt$, que representa el aumento en la concentración de C con el tiempo.

Ejercicio 13.8:



Supongamos que, en un momento 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 (N_2)? Respuesta: Dado que la reacción es $H_2 \rightarrow N_2$ y se consumen 2 moles de H_2 para formar 1 mol de N_2 , la rapidez de formación del amoníaco (N_2) es $(0.074 \text{ M/s}) / 2 = 0.037 \text{ M/s}$.

b) ¿Cuál es la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular (N_2)? Respuesta: La rapidez de formación del amoníaco (N_2) es 0.037 M/s, lo que significa que la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular (N_2) es la misma, pero con signo negativo, ya que se está consumiendo. Por lo tanto, la rapidez con la que reacciona el nitrógeno molecular es **-0.037 M/s**.

Ejercicio 13.13: La ley de rapidez para la reacción

$$\text{Rapidez} = k[NH_4^+][NO_2^-]$$

A 25°C, la constante de rapidez es $3.0 \times 10^{24} \text{ /M}^*s$. Calcula la rapidez de la reacción a esa temperatura si $[NH_4^+] = 0.26 \text{ M}$ y $[NO_2^-] = 0.080 \text{ M}$.

Solución: La expresión de rapidez proporcionada es: $\text{Rapidez} = k[NH_4^+][NO_2^-]$

Donde:

- k es la constante de rapidez, que es $3.0 \times 10^{24} \text{ /M}^*s$.
- $[NH_4^+]$ es la concentración de NH_4^+ , que es 0.26 M.
- $[NO_2^-]$ es la concentración de NO_2^- , que es 0.080 M.

Sustituyendo los valores:

$$\text{Rapidez} = (3.0 \times 10^{24} \text{ /M}^*s) * (0.26 \text{ M}) * (0.080 \text{ M})$$

$$\text{Rapidez} = 6.24 \times 10^{23} \text{ M/s}$$

La rapidez de la reacción a 25°C es de $6.24 \times 10^{23} \text{ M/s}$.

Ejercicio 13.14:

La tabla proporciona la concentración inicial de $[F_2]$, $[ClO_2]$, y la rapidez inicial en tres conjuntos de datos:

1. $[F_2] = 0.10 \text{ M}$, $[ClO_2] = 0.010 \text{ M}$, Rapidez inicial = $1.2 \times 10^{23} \text{ M/s}$.
2. $[F_2] = 0.10 \text{ M}$, $[ClO_2] = 0.040 \text{ M}$, Rapidez inicial = $4.8 \times 10^{23} \text{ M/s}$.
3. $[F_2] = 0.20 \text{ M}$, $[ClO_2] = 0.010 \text{ M}$, Rapidez inicial = $2.4 \times 10^{23} \text{ M/s}$.

$$(\text{Rapidez inicial 1}) / (\text{Rapidez inicial 3}) = (1.2 \times 10^{23} \text{ M/s}) / (2.4 \times 10^{23} \text{ M/s}) = 0.5$$

$$[ClO_2] = 0.010 \text{ M}.$$

$$(\text{Rapidez inicial 1}) = k[F_2][ClO_2]$$

$$\text{Donde } [F_2] = 0.10 \text{ M}, [ClO_2] = 0.010 \text{ M}, \text{ y Rapidez inicial 1} = 1.2 \times 10^{23} \text{ M/s}.$$

Resolviendo para k :

$$k = (\text{Rapidez inicial 1}) / ([F_2][ClO_2]) = (1.2 \times 10^{23} \text{ M/s}) / ((0.10 \text{ M})(0.010 \text{ M})) = 1.2 \times 10^{26} \text{ M}^{-2}/\text{s}$$

Ahora que tenemos el valor de k , podemos calcular la rapidez de la reacción cuando $[F_2] = 0.10 \text{ M}$ y $[ClO_2] = 0.020 \text{ M}$.

$$\text{Rapidez} = k[F_2][ClO_2] = (1.2 \times 10^{26} \text{ M}^{-2}/\text{s}) * (0.10 \text{ M}) * (0.020 \text{ M}) = 2.4 \times 10^{23} \text{ M/s}$$

$$[F_2] = 0.10 \text{ M y } [ClO_2] = 0.020 \text{ M es de } 2.4 \times 10^{23} \text{ M/s}.$$

Ejercicio 13.15:

Para determinar los órdenes de reacción (x e y) y la constante de velocidad (k):

$$\text{Conjunto de datos 1: } [A] = 1.50 \text{ M } [B] = 1.50 \text{ M Rapidez} = 3.20 \text{ M/s}$$

$$\text{Conjunto de datos 2: } [A] = 1.50 \text{ M } [B] = 2.50 \text{ M Rapidez} = 10 \text{ M/s}$$

$$x = 2 \text{ y } y = 2$$

$$\text{Conjunto de datos 3: } [A] = 3.00 \text{ M } [B] = 1.50 \text{ M Rapidez} = 6.40 \text{ M/s}$$

Usando la ecuación de la ley de velocidad, calculamos la constante de velocidad (k):

$$k \approx 0.2844 \text{ M}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

Entonces, los órdenes de reacción son $x = 2$, $y = 2$, y la constante de velocidad es $k \approx 0.2844 \text{ M}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$ para esta reacción de segundo orden.

Ejercicio 13.16:

$$\text{Rapidez} = k[X]$$

$$\text{Rapidez} = k[X] = 0.053 \text{ M/s}$$

$$k = 0.053 \text{ M/s} / [X]$$

$$k = 0.053 \text{ M/s} / 0.10 \text{ M} = 0.53 \text{ s}^{-1}$$

la constante de velocidad (k) es 0.53 s^{-1} .

Ejercicio 13.17:

- a) Para la ley de velocidad rápida $5 k[\text{NO}_2]^2$, el orden de la reacción es 2.
- b) Para la ley de velocidad rápida $5 k$, el orden de la reacción es 0, lo que significa que es una reacción de orden cero.
- c) Para la ley de velocidad rápida $5 k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}$, el orden de la reacción es 1,5 o 3/2.
- d) Para la ley de velocidad rápida $5 k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$, el orden de la reacción es 3.

Ejercicio 13.18:

a)

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

$$1.6 \times 10^{22} \text{ M/s} = k * 0.35 \text{ M}$$

$$k = (1.6 \times 10^{22} \text{ M/s}) / (0.35 \text{ M}) \quad k \approx 4.57 \times 10^{22} \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$$

b)

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

$$1.6 \times 10^{22} \text{ M/s} = k * (0.35 \text{ M})^2$$

$$k = (1.6 \times 10^{22} \text{ M/s}) / (0.35 \text{ M})^2 \quad k \approx 1.63 \times 10^{23} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$$

Ejercicio 13.19:

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

$$\text{Rapidez} = k[\text{PC}_4\text{H}_8]$$

Tiempo (s) PC₄H₈ (mmHg) 0 400 2 000 316

Para calcular k, primero necesitamos convertir la presión de ciclobutano de mmHg a atmósferas (1 atm = 760 mmHg):

Para el primer conjunto de datos: PC₄H₈ (atm) = 400 mmHg / 760 mmHg/atm = 0.5263 atm

Luego, podemos usar la ecuación de la ley de velocidad para calcular k:

$$k = (1/PC_4H_8) * (d[PC_4H_8]/dt)$$

$$k = (1/0.5263 \text{ atm}) * ((316 \text{ mmHg} - 400 \text{ mmHg}) / 2 \text{ s})$$

$$k = 1.895 \text{ s}^{-1}$$

Ejercicio 13.20:

La ecuación de la ley de velocidad para una reacción de primer orden es:

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

$$\text{Rapidez} = k[\text{PNO}_2]$$

$$\text{Tiempo (s)} \quad \text{PNO}_2 \text{ (mmHg)} \quad 0 \quad 15.76 \quad 181 \quad 18.88 \quad 513 \quad 22.79 \quad 1 \quad 164 \quad 27.08$$

$$\text{PNO}_2 \text{ (atm)} = 15.76 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg/atm} = 0.0207 \text{ atm}$$

$$d[\text{PNO}_2]/dt = (1/0.0207 \text{ atm}) * ((18.88 \text{ mmHg} - 15.76 \text{ mmHg}) / 181 \text{ s})$$

$$d[\text{PNO}_2]/dt \approx 0.0583 \text{ atm/s}$$

Luego, podemos usar la ecuación de la ley de velocidad para calcular k:

$$k = d[\text{PNO}_2]/dt$$

$$k \approx 0.0583 \text{ atm/s}$$

Ejercicio 13.27: La constante de rapidez para la reacción de segundo orden $2\text{NOBr(g)} \rightarrow 2\text{NO(g)} + \text{Br}_2\text{(g)}$ es $k = 0.80/\text{M}\cdot\text{s}$ a 10°C .

a) Comenzando con una concentración de $[\text{NOBr}]_0 = 0.086 \text{ M}$, calcula la concentración de NOBr después de 22 s. b) Calcula la vida media cuando $[\text{NOBr}]_0 = 0.072 \text{ M}$ y cuando $[\text{NOBr}]_0 = 0.054 \text{ M}$.

Solución 13.27: a) Utilizaremos la ecuación de la cinética de segundo orden para determinar la concentración de NOBr después de 22 segundos:

$$k = \frac{1}{[\text{NOBr}]_0 \cdot t_{1/2}}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [\text{NOBr}]_0}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{0.80 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0.086 \text{ M}} \approx 14.53 \text{ s}$$

$$t = 22 \text{ s} = 1.51 \cdot t_{1/2}$$

$$[\text{NOBr}] = 0.086 \text{ M} / 2 = 0.043 \text{ M}.$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [NOBr]_0}$$

Para $[NOBr]_0 = 0.072 \text{ M}$:

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

Para $[NOBr]_0 = 0.054 \text{ M}$:

$$t_{1/2} = \frac{1}{0.80 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0.054 \text{ M}} \approx 23.81 \text{ s}$$

Ejercicio 13.28:

$$k = \frac{1}{[NO_2]_0 \cdot t_{1/2}}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [NO_2]_0} = \frac{1}{0.54 \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0.62 \text{ M}} \approx 30.16 \text{ s}$$

$0.62 \text{ M} \rightarrow 0.31 \text{ M} \rightarrow 0.28 \text{ M}$

$$t = 2 \cdot t_{1/2} = 2 \cdot 30.16 \text{ s} \approx 60.32 \text{ s}$$

Ejercicio 13.37:

$$\ln(k) = -\frac{E_a}{R} \cdot \frac{1}{T} + \ln(A)$$

Donde $\ln(k)$ es la pendiente de la gráfica, E_a es la energía de activación, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura absoluta.

En este caso, la reacción con la pendiente más grande en la gráfica $\ln(k)$ vs. $1/T$ tiene una mayor energía de activación, ya que la pendiente está relacionada directamente con $-E_a/R$. Por lo tanto, en el diagrama a), la reacción representada por la pendiente más pronunciada tiene una mayor energía de activación.

1. En el diagrama b), para una reacción de primer orden a dos temperaturas diferentes, la gráfica que corresponde a una temperatura más alta tendrá una pendiente más pronunciada en la gráfica $\ln(k)$ vs. $1/T$. Esto se debe a que la constante de rapidez (k) aumenta con la temperatura, como se describe en la ecuación de Arrhenius.

Por lo tanto, la gráfica que tiene una pendiente más pronunciada corresponde a una temperatura más alta.

Ejercicio 13.39

Ley de rapidez: $\text{rapidez} = k[P]^Q[\text{ClO}_2]^R$

Usando los datos del primer conjunto:

$$(1) 1.2 \times 10^{-23} = k(0.10)^Q[R]$$

Usando los datos del segundo conjunto:

$$(2) 4.8 \times 10^{-23} = k(0.10)^Q[R]$$

Usando los datos del tercer conjunto:

$$(3) 2.4 \times 10^{-23} = k(0.20)^Q[R]$$

$$(1) / (2): (1.2 \times 10^{-23}) / (4.8 \times 10^{-23}) = (k(0.10)^Q[R]) / (k(0.10)^Q[R])$$

$$1/4 = (0.010)^R / (0.040)^R$$

$$1/4 = (0.010 / 0.040)^R$$

$$1/4 = (0.25)^R$$

$$R = -2$$

$$(1): 1.2 \times 10^{-23} = k(0.10)^Q(-2)$$

$$1.2 \times 10^{-23} = k(0.10)^Q$$

$$1.2 \times 10^{-23} = 10000k(0.10)^Q$$

$$k(0.10)^Q = (1.2 \times 10^{-23}) / 10000$$

$$k(0.10)^Q = 1.2 \times 10^{-27}$$

Ahora, usemos los datos del tercer conjunto para encontrar el valor de Q:

$$(3) 2.4 \times 10^{-23} = k(0.20)^Q(-2)$$

$$2.4 \times 10^{-23} = k(0.20)^Q$$

$$2.4 \times 10^{-23} = 10000k(0.20)^Q$$

$$k(0.20)^Q = (2.4 \times 10^{-23}) / 10000$$

$$k(0.20)^Q = 2.4 \times 10^{-27}$$

Ahora, comparemos las dos ecuaciones para eliminar k:

$$k(0.10)^Q = 1.2 \times 10^{-27} \quad k(0.20)^Q = 2.4 \times 10^{-27}$$

Dividamos la segunda ecuación por la primera ecuación:

$$(2.4 \times 10^{-27}) / (1.2 \times 10^{-27}) = (k(0.20)^Q) / (k(0.10)^Q)$$

$$2 = (0.20 / 0.10)^Q$$

$$2 = 2^Q$$

$$Q = 1$$

Entonces, la ley de rapidez es:

$$\text{rapidez} = k[P][\text{ClO}_2]^{-2}$$

El orden global de la reacción es $1 - 2 = -1$.

Ejercicio 13.40:

$$\text{Para los datos a 298 K: } 1.74 \times 10^{-5} = k(298)^2$$

$$\text{Para los datos a 308 K: } 6.61 \times 10^{-5} = k(308)^2$$

$$(6.61 \times 10^{-5}) / (1.74 \times 10^{-5}) = (k(308)^2) / (k(298)^2)$$

$$3.8 = (308^2) / (298^2)$$

Ahora, calculamos el valor de k:

$$k = (3.8) * (1.74 \times 10^{-5})$$

$$k \approx 6.61 \times 10^{-5}$$

Por lo tanto, la constante de rapidez k es aproximadamente $6.61 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$. La ley de rapidez es rapidez = $6.61 \times 10^{-5} [A]^2$.

El orden global de la reacción es 2.

Ejercicio 13.41:

$$*298 \text{ K: } 1.95 \times 10^6 = k(298)(0.10)^2$$

$$*308 \text{ K: } 4.31 \times 10^6 = k(308)(0.10)^2$$

$$(4.31 \times 10^6) / (1.95 \times 10^6) = (k(308)(0.10)^2) / (k(298)(0.10)^2)$$

$$2.21 = (308)(0.10)^2 / (298)(0.10)^2$$

$$2.21 = (308^2) / (298^2)$$

Ahora, calculamos el valor de k:

$$k = (2.21) * (1.95 \times 10^6) / (0.10)^2$$

$$k \approx 4.81 \times 10^6 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

Por lo tanto, la constante de rapidez k es aproximadamente $4.81 \times 10^6 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$. La ley de rapidez es rapidez = $4.81 \times 10^6 [A][B]^2$.

El orden global de la reacción es $1 + 2 = 3$.

Ejercicio 13.55:

a) Orden de la reacción: Orden de reacción en NO = 1 Orden de reacción en Cl₂ = 1 Orden total de reacción = 1 + 1 = 2 Por lo tanto, la reacción es de segundo orden.

b) Mecanismo de la reacción: Etapa 1: NO(g) + Cl₂(g) → NOCl₂(g) Etapa 2: NOCl₂(g) + NO(g) → 2NOCl(g)

Expresión para Etapa 1: [NOCl₂] = k₁[NO][Cl₂]

Expresión para Etapa 2: rapidez total = k₂[NOCl₂][NO]

Sustitución de [NOCl₂] de Etapa 1 en Etapa 2: rapidez total = k₂(k₁[NO][Cl₂])[NO]