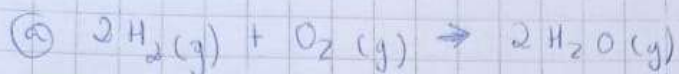
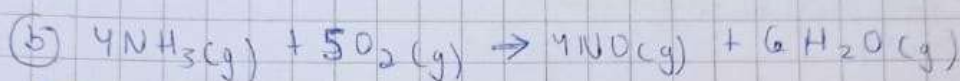


Resolución PL Química, equilibrio, cinético química

13.6) Expresión de rapidez, según desaparición de reactivos

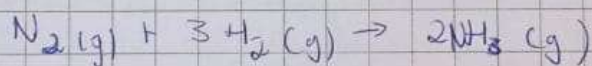


$$V = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{+1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$



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

13.8)



$$\text{rapidez} = 0,074 \text{ M/s}$$

para rapidez formación de amoníaco y nitrógeno:

$$\bar{r}_1 = \frac{V_c}{V_d} \times \bar{r}_d$$

$$(\text{NH}_3) = \frac{2}{-3} \times (-0,074 \frac{\text{M}}{\text{s}}) = 0,049 \text{ M/s}$$

$$\bar{r}(\text{N}_2) = -\frac{1}{3} \times (-0,074 \frac{\text{M}}{\text{s}}) = -0,025 \text{ M/s}$$

13.38) Dada la reacción $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$
Calcular E_a

Sabemos que

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_1 T_2} \right) \Rightarrow \ln(1.5 \times 10^3) = \frac{E_a}{8.3145 \text{ J/mol}\cdot\text{K}} \left(\frac{523\text{K} - 423\text{K}}{(523\text{K})(423\text{K})} \right)$$

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

13.40) dada la reacción $X + Y \rightarrow Z$, y la tabla:

rapidez inicial desaparición de X (M/s)	[X] (M)	[Y] (M)
Rango 1 > 0.053	0.10	0.50
Rango 2 > 0.127	0.20	0.30
Rango 3 > 1.02	0.40	0.60
Rango 4 > 0.254	0.20	0.60
Rango 5 > 0.509	0.40	0.30

a) $\frac{\text{rango 5}}{\text{rango 2}} = \frac{0.509 \text{ M/s}}{0.127 \text{ M/s}} = 4 = \frac{k [0.40]^x [0.3]^y}{k [0.2]^x [0.3]^y} = \frac{(0.40)^x}{(0.20)^x} = 2^x = 4; x = 2$

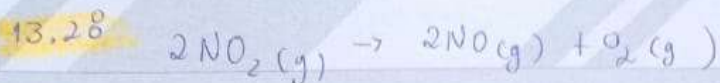
$\frac{\text{rango 4}}{\text{rango 2}} = \frac{0.254 \text{ M/s}}{0.127 \text{ M/s}} = 2 = \frac{k [0.20]^x [0.6]^y}{k [0.2]^x [0.3]^y} = \frac{(0.6)^y}{(0.3)^y} = 2^y = 2; y = 1$

rapidez $Z = k [X]^2 [Y]^1$, orden de la reacción es $(2+1) = 3$
es de 3er orden

b) hallar constante "K" y luego velocidad para
[X] = 0.30 M / [Y] = 0.4 M

$K = \frac{\text{rapidez}}{[X]^2 [Y]} = \frac{0.053 \text{ M/s}}{(0.10 \text{ M})^2 (0.50 \text{ M})} = 10.6 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$
Velocidad = $(10.6 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}) (0.30 \text{ M})^2 (0.40 \text{ M}) = 0.38 \text{ M/s}$

13.28



dato

$$k = 0,54/\text{M}\cdot\text{s} \quad / \quad T = 300^\circ\text{C}$$

sabemos

$$\ln [A]_t = -kT$$

$$[A]_0$$

$$\ln \left(\frac{0,28}{0,62} \right) = -0,540$$

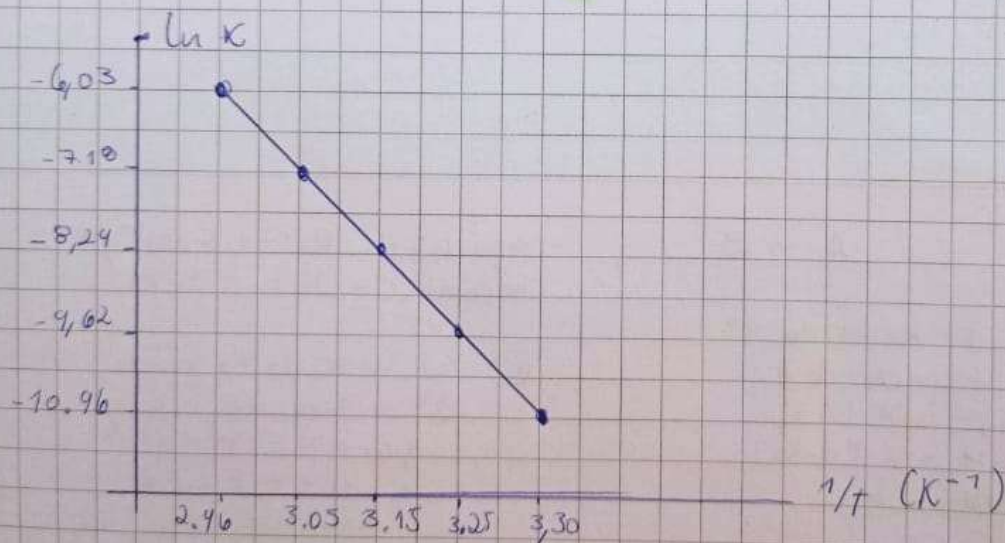
$$1,46\text{s} = t_p$$

son 1,46s para que disminuya las concentraciones según lo pedido.

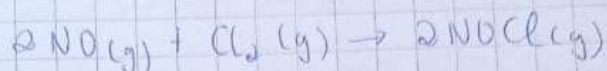
13.40



T(K)	k(s ⁻¹)	para graficar E _a	ln k	1/T (K ⁻¹)
298	1,74 × 10 ⁻⁵		-10,96	3,36 × 10 ⁻³
308	6,61 × 10 ⁻⁵		-9,62	3,25 × 10 ⁻³
318	2,9 × 10 ⁻⁴		-8,24	3,15 × 10 ⁻³
328	7,59 × 10 ⁻⁴		-7,18	3,05 × 10 ⁻³
338	2,40 × 10 ⁻³		-6,03	2,96 × 10 ⁻³



13.85) ley de rapidez para reacción

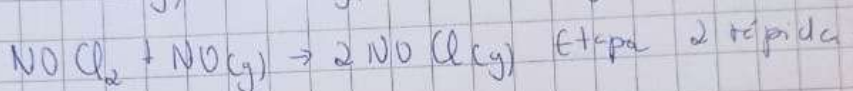
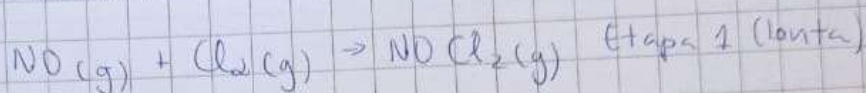


Dado por $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$

a) ¿Cuál es el orden de la reacción?

$$k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]^1 \rightarrow \text{orden total} = 2 + 1 = 3$$

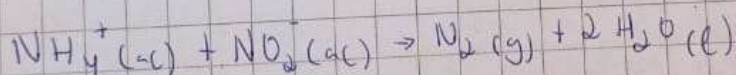
b) Mecanismo de reacción:



Al final $2\text{NO(g)} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$
• el mecanismo es correcto y la ley de la velocidad lo determina la etapa 1,

el intermediario es el $\text{NOCl}_2\text{(g)}$

13.13) ley de rapidez para la reacción:



$$\text{dato: } k = 3 \times 10^{-4} / \text{M} \cdot \text{s}$$

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

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

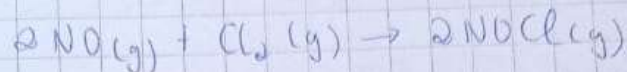
$$[\text{NO}_2^-] = 0.08 \text{ M}$$

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

$$\text{rapidez} = (3 \times 10^{-4} / \text{M} \cdot \text{s}) (0.26 \text{ M}) (0.080 \text{ M})$$

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

13.88) ley de rapidez para reacción

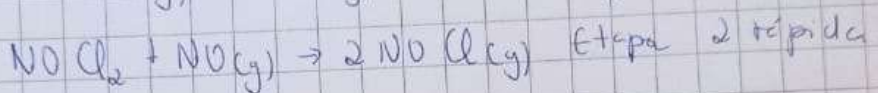
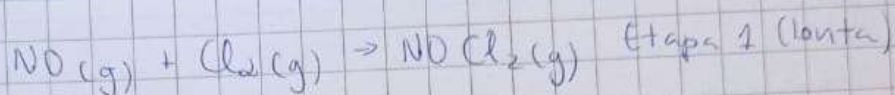


Dado por $v = k[\text{NO}][\text{Cl}_2]$

a) ¿cuál es el orden de la reacción?

$$k[\text{NO}]^1[\text{Cl}_2]^1 \rightarrow \text{orden total} = 1+1=2$$

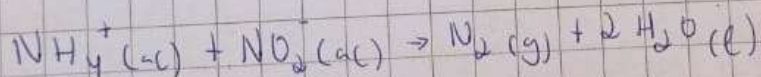
b) Mecanismo de reacción:



Al final $2\text{NO(g)} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$
• el mecanismo es correcto y la ley de la velocidad lo determina la etapa 1,

el intermediario es el $\text{NOCl}_2\text{(g)}$

13.13) ley de rapidez para la reacción:



$$\text{dato: } k = 3 \times 10^{-4} / \text{M} \cdot \text{s}$$

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

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

$$[\text{NO}_2^-] = 0.08 \text{ M}$$

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

$$\text{rapidez} = (3 \times 10^{-4} / \text{M} \cdot \text{s}) (0.26 \text{ M}) (0.080 \text{ M})$$

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

13.14)

Para $K = 0.01$ y $[ClO_2] = 0.02$

rapidez = $v = K [Fe^{2+}]^2 [ClO_2]$ de (c)

de la tabla 2.

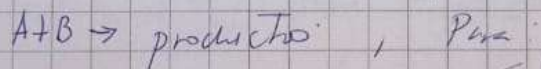
Caso 1: $1.2 \times 10^{-3} = K (0.10)^2 (0.01)$

$\frac{1.2 \times 10^{-3}}{(0.1)^2 (0.01)} = K = 0.2$ de (a)

$v = 0.2 (0.01)^2 (0.02) = 2.4 \times 10^{-7} \text{ M/s}$

13.15)

orden de la reacción y constante de rapidez, en:



Según la tabla adjunta, se toma datos y se hacen:

	[A] (M)	[B] (M)	Rapidez M/s
K_1	1.50	1.50	3.20×10^{-1}
K_2	1.50	2.50	3.20×10^{-1}
K_3	3.00	1.50	6.40×10^{-1}

$K = \frac{\text{rapidez}}{[A]^x [B]^y}$

Para K_1

$\frac{3.2 \times 10^{-1}}{(1.50)(1.50)} = 1.42 \times 10^{-2} \text{ M/s}$

Para K_2

$\frac{3.2 \times 10^{-1}}{(1.50)(2.50)} = 0.85 \times 10^{-1} \text{ M/s}$

Para K_3

$\frac{6.40 \times 10^{-1}}{(3)(1.50)} = 1.42 \times 10^{-1} \text{ M/s}$

Colocando en orden decreciente $K_1 > K_2 > K_3$.



13.17) orden global por las siguientes reacciones:

(a) rapidez = $k[\text{NO}_2]^2 \Rightarrow$ de orden "2"

(b) rapidez = $k \Rightarrow$ es constante e independiente de reactivos, entonces su orden es "0"

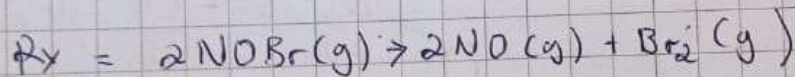
(c) rapidez = $k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}$

\hookrightarrow de orden $1 + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$ o 1.5

(d) rapidez = $k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$

\hookrightarrow de orden $2 + 1 = 3$

13.27) Sobre reacción de 2do orden.



$$k = 0.8 / \text{M.s} \text{ a } 10^\circ\text{C}$$

(c) Para [] inicial de 0.086 M, hallar [], después de 22 s.

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

$$\frac{1}{[A]_t} = (0.8 / \text{M.s})(22\text{s}) + \frac{1}{0.086\text{M}}$$

$$\frac{1}{29.23} = [A]_t = 3.4 \times 10^{-2} \text{ M} = 0.034 \text{ M}$$

b) calcule la vida media cuando

$$[\text{NOBr}] = 0,072 \text{ M}$$

$$\text{II} \quad [\text{NOBr}] = 0,054 \text{ M}$$

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

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{(0,8) \text{ M/s} (0,072) \text{ M}}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = 17,36 \text{ s}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{(0,8) \text{ M/s} (0,054) \text{ M}}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = 23,15 \text{ s}$$

13.37

- 1) la gráfica en verde tiene una mayor energía de activación pues su pendiente es mayor y sabemos que

$$m = - \frac{E_a}{R}$$

pendiente

Energía de activación
R constante

- 2) la gráfica en azul señala la de temperatura más alta pues la constante de rapidez (k) es más grande a mayor temperatura; y " k " se relaciona con el tiempo en (s); entonces a un mayor tiempo una mayor temperatura.