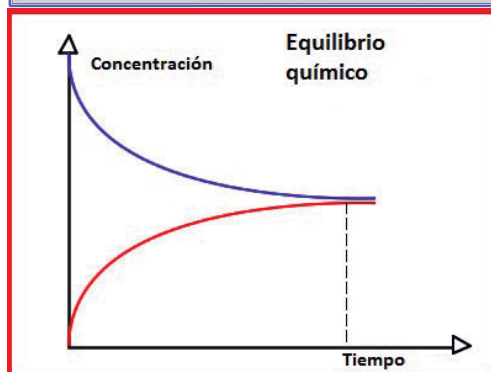


Tema 05

Cinética química



IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

05.- Cinética química.

1.- En la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$, en un momento dado el hidrógeno está reaccionando a la velocidad de $0,090 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$: a) Calcula la velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno; b) Determina con qué velocidad se forma el amoníaco en ese momento.

a) Para la reacción anterior se cumple que:

$$v_m = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

• En enunciado indica que la velocidad de reacción del hidrógeno es:

$$\bullet \quad v = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0,090$$

• por lo que la velocidad de reacción del nitrógeno será:

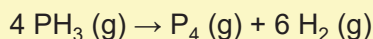
$$-\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} \rightarrow \frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \cdot 0,090 = 0,030 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

b) De igual modo calculamos la velocidad de formación del amoníaco:

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \rightarrow \frac{1}{3} \cdot 0,090 = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \rightarrow \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 0,060 \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$$

05.- Cinética química.

2.- Considera la reacción de descomposición térmica del fosfano:



En un momento dado se está formando P_4 a una velocidad de $0,013 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. ¿A qué velocidad se está formando el hidrógeno? ¿Cuál es la velocidad de desaparición del PH_3 ?

- Para la reacción anterior se cumple que:

$$v_m = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$

- En enunciado indica que la velocidad de reacción del P_4 es:

$$v = \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = 0,013$$

- Por lo que la velocidad de formación del hidrógeno será:

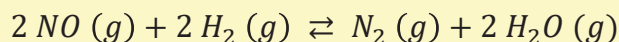
$$\frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \rightarrow 0,013 = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \rightarrow \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = 6 \cdot 0,013 = 0,078 \text{ M s}^{-1}$$

- La velocidad de desaparición del PH_3 será:

$$-\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} \rightarrow -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = 0,013 \rightarrow \frac{\Delta[\text{PH}_3]}{\Delta t} = 4 \cdot 0,013 = 0,052 \text{ M s}^{-1}$$

05.- Cinética química.

3.- Para el proceso:



La ecuación de la velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$

- Indique el orden de reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Deduzca las unidades de la constante de velocidad.



a) Orden respecto a NO: 2; Orden respecto a H_2 : 1

b) Orden total: $2 + 1 = 3$

$$\text{c) } k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})} = \frac{\text{L}^2}{\text{s}\cdot\text{mol}^2}$$

05.- Cinética química.

4.- La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$.

Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- Las unidades de la constante de velocidad son $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$.
- Si se duplican las concentraciones de A y de B, en igualdad de condiciones, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
- Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.

a) Falso.
$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{\text{L}^2}{\text{s} \cdot \text{mol}^2} = \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{mol}^{-2}$$

b) Verdadero. Si se duplican las concentraciones de A y B:

$$v' = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B] = 8 \cdot k \cdot [A]^2 \cdot [B] = 8 \cdot v$$

b) Verdadero. Si el volumen disminuye a la mitad:
$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B] = k \cdot \left[\frac{nA}{V} \right]^2 \cdot \left[\frac{nB}{V} \right]$$

$$v' = k \cdot [A]^2 \cdot [B] = k \cdot \left[\frac{nA}{V/2} \right]^2 \cdot \left[\frac{nB}{V/2} \right] = 8 \cdot k \cdot \left[\frac{nA}{V} \right]^2 \cdot \left[\frac{nB}{V} \right] = 8 \cdot v$$

05.- Cinética química.

5.- Para la reacción: $2A + B \rightarrow C$, se ha comprobado experimentalmente que es de segundo orden respecto al reactivo A y de orden cero respecto al reactivo B.

- Escribe la ecuación de velocidad.
- ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad?
- ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? ¿Cómo?

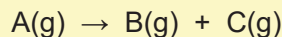
a)
$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^0 = k \cdot [A]^2$$

b)
$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = \frac{\text{L}^2}{\text{s} \cdot \text{mol}^2} = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Si. En general cuanto mayor sea la temperatura, mayor será la velocidad, ya que al aumentar la temperatura aumenta la energía de las moléculas que pueden alcanzar el complejo activado y aumenta la velocidad de reacción.

05.- Cinética química.

6.- Para la reacción



el valor de la constante de velocidad a una cierta temperatura es $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. a) ¿Cuál es el orden de la reacción?; b) ¿Cuál es la ecuación de velocidad?; c) A esa misma temperatura, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de A sea $0,242 \text{ M}$?

$$v = k \cdot [A]^x \rightarrow [A]^x = \frac{v}{k} \rightarrow$$

$$(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^x = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}} = \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} = (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^{-2} \rightarrow x = 2$$

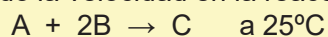
- Por tanto, la reacción es de segundo orden.

b) $v = k \cdot [A]^2$

c) $v = k \cdot [A]^2 = 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,242^2 = 8,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

05.- Cinética química.

7.- Se ha medido la velocidad en la reacción



para lo que se han diseñado cuatro experimentos, obteniéndose como resultados la siguiente tabla de valores. Determina los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando las concentraciones de A y B sean ambas $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Experim	[A ₀] (M)	[B ₀] (M)	v ₀ (M·s ⁻¹)
1	0,1	0,1	$5,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,2	0,1	$2,2 \cdot 10^{-5}$
3	0,1	0,3	$1,65 \cdot 10^{-5}$
4	0,1	0,6	$3,3 \cdot 10^{-5}$

- Comparando las experiencias 1 y 3 donde la concentración de A permanece constante:

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \rightarrow \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{1,65 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot [0,1]^\alpha \cdot [0,1]^\beta}{k \cdot [0,1]^\alpha \cdot [0,3]^\beta} \rightarrow \frac{1}{3} = \frac{1}{3^\beta} \rightarrow \beta = 1$$

- Comparando las experiencias 1 y 2 donde la concentración de B permanece constante:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \rightarrow \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{2,2 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot [0,1]^\alpha \cdot [0,1]^\beta}{k \cdot [0,2]^\alpha \cdot [0,1]^\beta} \rightarrow \frac{1}{2^2} = \frac{1}{2^\alpha} \rightarrow \alpha = 2$$

- El orden total es: $\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$ Por tanto la ecuación de la velocidad es: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

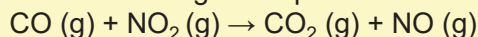
- Sustituyendo en la ecuación anterior los datos de una de las experiencias, la constante de velocidad será:

$$5,5 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,1^2 \cdot 0,1 \rightarrow k = \frac{5,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,1^3 \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v = 5,5 \cdot 10^{-3} \cdot (5 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 6,875 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

05.- Cinética química.

8.- Los datos de la tabla siguiente pertenecen a la reacción:



en donde vemos cómo varía la velocidad de la misma en función de las diferentes concentraciones iniciales de ambos reactivos.

Determina el orden de reacción, la constante de velocidad y la velocidad cuando $[\text{CO}] = 0,01 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2] = 0,02 \text{ M}$

Exper	[CO] (M)	[NO ₂] (M)	v ₀ (M·h ⁻¹)
1	3·10 ⁻⁴	0,4·10 ⁻⁴	2,28·10 ⁻⁸
2	3·10 ⁻⁴	0,8·10 ⁻⁴	4,56·10 ⁻⁸
3	3·10 ⁻⁴	0,2·10 ⁻⁴	1,14·10 ⁻⁸
4	6·10 ⁻⁴	0,4·10 ⁻⁴	4,56·10 ⁻⁸
5	1,8·10 ⁻³	0,4·10 ⁻⁴	13,68·10 ⁻⁸

- Comparando las experiencias 2 y 3 donde la concentración de A permanece constante:

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \rightarrow \frac{4,56 \cdot 10^{-8}}{1,14 \cdot 10^{-8}} = \frac{k \cdot [3 \cdot 10^{-4}]^\alpha \cdot [0,8 \cdot 10^{-4}]^\beta}{k \cdot [3 \cdot 10^{-4}]^\alpha \cdot [0,2 \cdot 10^{-4}]^\beta} \rightarrow \frac{2^2}{1} = \frac{(2^2)^\beta}{1} \rightarrow \beta = 1$$

- Comparando las experiencias 1 y 4 donde la concentración de B permanece constante:

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{k[A]^\alpha \cdot [B]^\beta}{k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta} \rightarrow \frac{2,28 \cdot 10^{-8}}{4,56 \cdot 10^{-8}} = \frac{k \cdot [3 \cdot 10^{-4}]^\alpha \cdot [0,4 \cdot 10^{-4}]^\beta}{k \cdot [6 \cdot 10^{-4}]^\alpha \cdot [0,4 \cdot 10^{-4}]^\beta} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{1}{2^\alpha} \rightarrow \alpha = 1$$

- El orden total es: $\alpha + \beta = 1 + 1 = 2$ Por tanto la ecuación de la velocidad es: $v = k \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]$

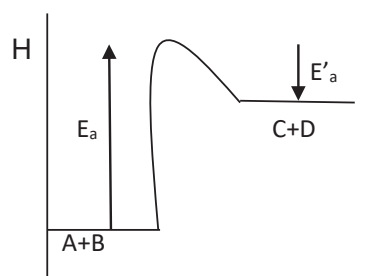
- Sustituyendo en la ecuación anterior los datos de una de las experiencias, la constante de velocidad será:

$$13,68 \cdot 10^{-8} = k \cdot 1,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,4 \cdot 10^{-4} \rightarrow k = \frac{13,68 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{7,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 1,9 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v = 1,9 \cdot 0,01 \cdot 0,02 = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

05.- Cinética química.

9.- Para una reacción hipotética: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 90 kJ/mol, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 55 kJ/mol. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa; b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta; c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.



Coordenada de reacción

b)

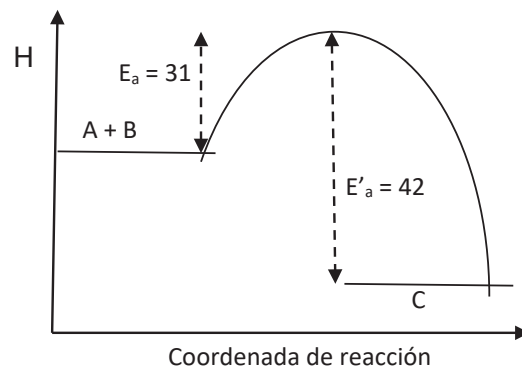
$$\Delta H = E_a - E'_a = 90 - 55 = 35 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Como $\Delta H > 0$ la reacción es endotérmica

c) Un catalizador rebaja la energía de activación permitiendo que un mayor número de moléculas alcancen el complejo activado y aumentando así la velocidad de reacción

05.- Cinética química.

10.- Para una reacción hipotética: $A + B \rightarrow C$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa; b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta; c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.



b)
$$\Delta H = E_a - E'_a = 31 - 42 = -11 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Como $\Delta H < 0$ la reacción es exotérmica

c) Un catalizador rebaja la energía de activación permitiendo que un mayor número de moléculas alcancen el complejo activado y aumentando así la velocidad de reacción

05.- Cinética química.

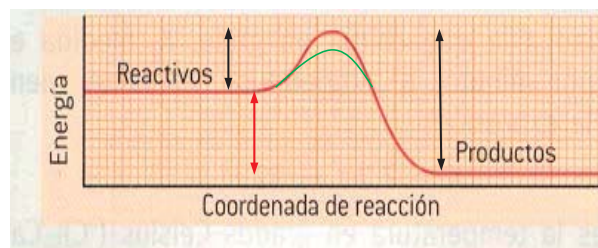
11.- Teniendo en cuenta la gráfica adjunta:
 a) Indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.
 b) Representa el valor de ΔH de reacción.
 c) Representa la curva de reacción al añadirle un catalizador positivo.
 d) ¿Qué efectos produce el añadir un catalizador positivo?



a) $\Delta H = E_a - E'_a < 0$ Reacción exotérmica

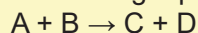
b) Flecha roja

c) Línea curva verde

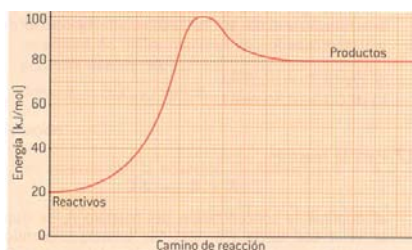


05.- Cinética química.

12.- La figura siguiente muestra el diagrama de energía potencial para el sistema reaccionante:



- ¿Cuánto vale la energía de activación para esta reacción?
- ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?
- Representa la curva de reacción al añadirle un catalizador positivo.



- La energía de activación de la reacción directa (línea verde) vale $100 - 20 = 80$ kJ/mol. La energía de activación de la reacción inversa (línea azul) vale $100 - 80 = 20$ kJ/mol.

$$b) \quad \Delta H = E_a - E'_a = 80 - 20 = 60 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

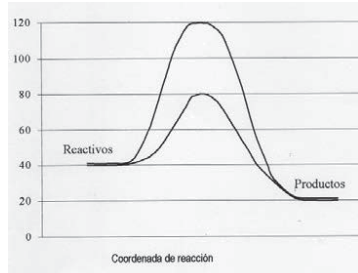
Como $\Delta H > 0$ la reacción es endotérmica

- Línea morada de la gráfica.

05.- Cinética química.

13.- La figura muestra dos caminos posibles para una cierta reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador:

- ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?
- ¿Cuál es el valor de la entalpía de la reacción?
- ¿Qué efecto producirá un aumento de la temperatura en la velocidad de la reacción?



- La energía de activación de la reacción catalizada (flechas rojas de la figura) vale: $80 - 40 = 40$ kJ/mol, (y para la reacción inversa valdrá: $80 - 20 = 60$ kJ/mol).

$$b) \quad \Delta H = E_a - E'_a = 40 - 60 = -20 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

- Observa que el valor de la entalpía de la reacción es la misma si está en presencia de un catalizador o sin él ya que en este caso las energías de activación son (líneas verdes)

$$E_a = 120 - 40 = 80 \text{ kJ/mol} \text{ y } E'_a = 120 - 20 = 100 \text{ kJ/mol} \rightarrow \Delta H = E_a - E'_a = 80 - 100 = -20 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

- La velocidad de una reacción depende de la constante de velocidad cuya expresión es:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Si aumenta la temperatura, (exponencial negativa) aumenta k y la velocidad de la reacción.

05.- Cinética química.

14.- Para cierta reacción química, la constante de velocidad se duplica al aumentar la temperatura desde 260 K hasta 300 K. Calcular: a) La energía de activación; b) La constante de velocidad a 350 K si a 298 K es $0,015 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1}$. (Dato: $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

a)

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{2k_1}{k_1} = \frac{E_a}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{260} - \frac{1}{300} \right) \rightarrow$$

$$E_a = \frac{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot \ln 2}{\left(\frac{1}{260} - \frac{1}{300} \right)} = 11,23 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{k_2}{1,5 \cdot 10^{-2}} = \frac{11,23}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{350} \right) = 0,674 \rightarrow$$

$$\ln k_2 - \ln 1,5 \cdot 10^{-2} = 0,674 \rightarrow \ln k_2 = \ln 1,5 \cdot 10^{-2} + 0,674 = -3,526 \rightarrow$$

$$k_2 = e^{-0,526} = 0,0294 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

05.- Cinética química.

15.- Para cierta reacción química, la constante de velocidad se triplica al aumentar la temperatura desde 10°C hasta 30°C . Calcular: a) La energía de activación; b) La constante de velocidad a 50°C si a 25°C es $0,024 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$. (Dato: $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

a)

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{3k_1}{k_1} = \frac{E_a}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{283} - \frac{1}{303} \right) \rightarrow$$

$$E_a = \frac{8,31 \cdot 10^{-3} \cdot \ln 3}{\left(\frac{1}{283} - \frac{1}{303} \right)} = 39,14 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{k_2}{2,4 \cdot 10^{-2}} = \frac{39,14}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{323} \right) = 1,223 \rightarrow$$

$$\ln k_2 - \ln 2,4 \cdot 10^{-2} = 1,223 \rightarrow \ln k_2 = \ln 2,4 \cdot 10^{-2} + 1,223 = -2,506 \rightarrow$$

$$k_2 = e^{-2,506} = 0,0815 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

05.- Cinética química.

PEBAU 2017

16.- Indique verdadero o falso para las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:

- En una reacción del tipo $A + B \rightarrow C$, el orden total es siempre 2.
- Al aumentar la temperatura a la que se realiza una reacción aumenta siempre la velocidad.
- La presencia de un catalizador aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.

a) Falso.

Para esa reacción $v = k [A]^m [B]^n$. El orden de reacción, en este caso $m+n$, no puede predecirse a partir de una ecuación química. Debe determinarse, al igual que la constante de velocidad, a partir de resultados experimentales.

b) Verdadero.

Según la teoría de las colisiones al aumentar la temperatura aumenta la energía cinética de las partículas lo que aumenta la probabilidad de que choquen y se supere la barrera de energía, por lo que aumenta la velocidad de reacción. La constante de velocidad k aumenta con la temperatura según la ecuación de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

c) Falso.

El uso de catalizador disminuye el valor de la energía de activación, por lo que aumenta la velocidad de ambas reacciones, la directa y la inversa.

05.- Cinética química.

PEBAU 2017

17.- La reacción: $A + 2 B + C \rightarrow D + E$, tiene como ecuación de velocidad $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

- ¿Cuáles son los órdenes parciales de la reacción y el orden total?
- Deduzca las unidades de la constante de velocidad.
- Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.

a) Orden respecto a A: 2, orden respecto a B: 1; orden respecto a C: 0. **Orden total 2 + 1 = 3**

b)
$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{\text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) El reactivo B se consume más rápidamente, doble que el A y C.

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt} = -\frac{d[C]}{dt}$$