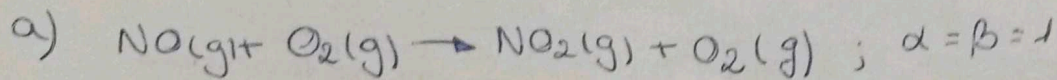
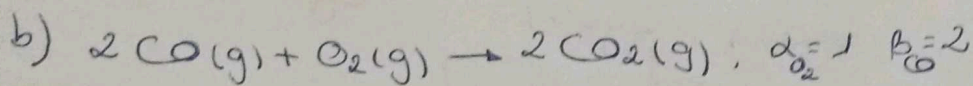


Relación ejercicios U.3: Cinética Química

① ¿Ecuación de la velocidad? $V = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$



$$V = k [\text{NO}][\text{O}_2]$$



$$V = k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2]$$

②



Datos

1er orden respecto a los reactivos

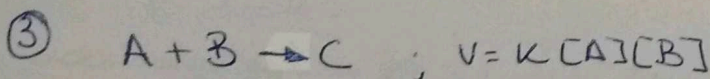
a) $V = k [A][B]$

b) $n = \alpha + \beta = 1 + 1 \rightarrow \boxed{n = 2}$

c) unidades de $k = ?$

$$V = k [A][B]$$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = k \frac{\text{mol}}{\text{L}} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow \boxed{\frac{\text{L}}{\text{s}\cdot\text{mol}} = k}$$



a) orden de reacción respecto a $A = \alpha = 1$
↳ es el exponente de la concentración de los reactivos

b) $n = ? \quad n = \alpha + \beta = 1 + 1 \rightarrow \boxed{n = 2}$

c) $V = k [A][B]$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}} = k \frac{\text{mol}}{\text{L}} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow \boxed{k = \frac{\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{s}}}$$

despejar k

- 4) 1º Resolver la ec. de velocidad para dos experimentos en los que coincide la concentración de uno de los reactivos

$$v = k [\text{NO}]^\alpha [\text{O}_3]^\beta$$

Experimento 1 $v_1 = \frac{k [\text{NO}]_1^\alpha [\text{O}_3]_1^\beta}{k [\text{NO}]_2^\alpha [\text{O}_3]_2^\beta} \rightarrow \frac{6'6 \cdot 10^{-5}}{1'98 \cdot 10^{-4}} = \frac{k \cdot 1'0 \cdot 10^{-6} \cdot (3 \cdot 10^{-6})^\beta}{k \cdot 1'0 \cdot 10^{-6} \cdot (9'0 \cdot 10^{-6})^\beta}$

Experimento 2

↳ constante de velocidad

$$0'33 = 0'11^\beta$$

$$\log 0'33 = \beta \log 0'11$$

$$\beta = \frac{\log 0'33}{\log 0'11} \rightarrow \boxed{\beta = 1}$$

Propiedad de los logaritmos
 $\log a^b = b \log a$

2º. Se vuelve a repetir la ecuación anterior pero con otro reactivo que sea igual en dos experiencias.

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k [\text{NO}]_2^\alpha [\text{O}_3]_2^\beta}{k [\text{NO}]_3^\alpha [\text{O}_3]_3^\beta} \rightarrow \frac{1'98 \cdot 10^{-4}}{5'94 \cdot 10^{-4}} = \frac{k (1'0 \cdot 10^{-6})^\alpha (9'0 \cdot 10^{-6})^\beta}{k (3'0 \cdot 10^{-6})^\alpha (9'0 \cdot 10^{-6})^\beta}$$

$$0'33 = 0'33^\alpha$$

$$\log 0'33 = \alpha \log 0'3$$

$$\alpha = \frac{\log 0'33}{\log 0'3} \rightarrow \boxed{\alpha = 1}$$

b) $n = ?$

$$n = \alpha + \beta = 1 + 1 \rightarrow \boxed{n = 2}$$

c) $v = k [\text{NO}] [\text{O}_3]$

d) $k = ?$

Se elige uno de los experimentos y se sustituye en la ec. de velocidad

$$v_1 = k [\text{NO}]_1 [\text{O}_3]_1$$

$$6'6 \cdot 10^{-5} = k \cdot 1'0 \cdot 10^{-6} \cdot 1'0 \cdot 10^{-6}$$

$$6'6 \cdot 10^{-5} = k \cdot 1'0 \cdot 10^{-12}$$

$$k = \frac{6'6 \cdot 10^{-5}}{1'0 \cdot 10^{-12}} \rightarrow \boxed{k = 6'6 \cdot 10^7 \text{ L/mol}\cdot\text{s}}$$

Cálculo de unidades de k

$$\frac{\text{mol}}{\text{t}\cdot\text{s}} = k \frac{\text{mol}}{\text{t}} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$k = \frac{\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{s}}$$

$$5) \quad V = k [\text{NO}]^\alpha [\text{O}_2]^\beta$$

a) $\alpha, \beta, n = ?$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{k [\text{NO}]_1^\alpha [\text{O}_2]_1^\beta}{k [\text{NO}]_2^\alpha [\text{O}_2]_2^\beta} \rightarrow \frac{0.028}{0.056} = \frac{k \cancel{0.02}^\alpha \cancel{0.01}^\beta}{k \cancel{0.02}^\alpha \cancel{0.02}^\beta}$$

$$0.5 = 0.5^\beta$$

$$\log 0.5 = \log 0.5^\beta$$

$$\log 0.5 = \beta \log 0.5$$

$$\beta = \frac{\log 0.5}{\log 0.5} \rightarrow \boxed{\beta = 1}$$

$$\frac{V_3}{V_4} = \frac{k [\text{NO}]_3^\alpha [\text{O}_2]_3^\beta}{k [\text{NO}]_4^\alpha [\text{O}_2]_4^\beta} \rightarrow \frac{0.224}{0.014} = \frac{k \cancel{0.04}^\alpha \cancel{0.02}^\beta}{k \cancel{0.01}^\alpha \cancel{0.02}^\beta}$$

$$16 = 4^\alpha$$

$$\log 16 = \log 4^\alpha$$

$$\log 16 = \alpha \log 4$$

$$\alpha = \frac{\log 16}{\log 4} \rightarrow \boxed{\alpha = 2}$$

$$n = \alpha + \beta = 2 + 1 \rightarrow \boxed{n = 3}$$

b) $k = ?$

$$V_1 = k [\text{NO}]_1^\alpha [\text{O}_2]_1^\beta$$

$$0.028 = k (0.02)^2 (0.01)$$

$$k = \frac{0.028}{0.0004 \cdot 0.01} \rightarrow \boxed{k = 7 \cdot 10^3 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Unidades:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = k \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$k = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

c)

$$V = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

6

a) $\alpha = ?$
 $\beta = ?$
 $n = ?$

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{k [A]_1^\alpha [B]_1^\beta}{k [A]_3^\alpha [B]_3^\beta} \rightarrow \frac{1'2 \cdot 10^{-3}}{2'4 \cdot 10^{-3}} = \frac{k \cdot 1^\alpha \cdot 0'5^\beta}{k \cdot 1^\alpha \cdot 1^\beta}$$

$$0'5 = 0'5^\beta$$

$$\log 0'5 = \log 0'5^\beta$$

$$\log 0'5 = \beta \cdot \log 0'5$$

$$\beta = \frac{\log 0'5}{\log 0'5} \rightarrow \boxed{\beta = 1}$$

$$\frac{V_2}{V_3} = \frac{k [A]_2^\alpha [B]_2^\beta}{k [A]_3^\alpha [B]_3^\beta} \rightarrow \frac{4'6 \cdot 10^{-3}}{2'4 \cdot 10^{-3}} = \frac{k \cdot 2^\alpha \cdot 1^\beta}{k \cdot 1^\alpha \cdot 1^\beta}$$

$$4 = 2^\alpha$$

$$\log 4 = \log 2^\alpha$$

$$\log 4 = \alpha \log 2$$

$$\alpha = \frac{\log 4}{\log 2} \rightarrow \boxed{\alpha = 2}$$

$$n = \alpha + \beta = 2 + 1 \rightarrow \boxed{n = 3}$$

b) $V = k [A]^2 [B]$

c) Unidades $k = ?$

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = k \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow \boxed{k = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}}$$

d) $V = ?$

$[A] = 1'5 \text{ mol/L}$

$[B] = 1'5 \text{ mol/L}$

Para poder calcular la velocidad hay que calcular primero el valor de la constante de velocidad

$$V_1 = k [A]_1^2 [B]_1$$

$$1'2 \cdot 10^{-3} = k \cdot 1^2 \cdot 0'5$$

$$k = \frac{1'2 \cdot 10^{-3}}{0'5} \rightarrow k = 2'4 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2 / \text{mol}^2 \cdot \text{s}$$

$$V = k [A]^2 [B]$$

$$V = 2'4 \cdot 10^{-3} \cdot 1'5^2 \cdot 1'5 \rightarrow \boxed{V = 8'1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \cdot \text{s}}$$

7)

$$V = k [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

a) $V_2 = ?$
 $2 [\text{Cl}_2]$

$$V_2 = k [\text{CO}] (2 [\text{Cl}_2])^2$$

$$V_2 = k [\text{CO}] 4 [\text{Cl}_2]^2$$

$$V_2 = 4k [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$\boxed{V_2 = 4V_1}$$

b) $2 [\text{CO}]$
 $V_2 = ?$

$$V_2 = k 2 [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$V_2 = 2k [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$\boxed{V_2 = 2V_1}$$

c) $2 [\text{CO}]$
 $2 [\text{Cl}_2]$
 $V_2 = ?$

$$V_2 = k 2 [\text{CO}] (2 [\text{Cl}_2])^2$$

$$V_2 = k 2 [\text{CO}] 4 [\text{Cl}_2]^2$$

$$V_2 = 8k [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$\boxed{V_2 = 8V_1}$$

d) $\frac{1}{2} [\text{CO}]$
 $\frac{1}{2} [\text{Cl}_2]$
 $V_2 = ?$

$$V_2 = k \frac{1}{2} [\text{CO}] \left(\frac{1}{2} [\text{Cl}_2]\right)^2$$

$$V_2 = k \frac{1}{2} [\text{CO}] \frac{1}{4} [\text{Cl}_2]^2$$

$$V_2 = k \frac{1}{8} [\text{CO}] [\text{Cl}_2]^2$$

$$\boxed{V_2 = \frac{1}{8} V_1}$$

8

a) Si se incrementa la energía de activación, los reactivos tardarán más en llegar a crear el complejo activado. Si entendemos la velocidad de reacción como la variación de la concentración de un reactivo o producto dividido entre la variación del tiempo, al aumentar el tiempo de la reacción disminuye la velocidad de reacción.

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

b) Al aumentar la temperatura de la reacción, aumenta la probabilidad de choques efectivos, por lo tanto aumenta la velocidad. Esto según la teoría de colisiones.

Según la ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$, al aumentar la temperatura, aumenta k y por consiguiente la velocidad de la reacción.

9

a) Entre la curva 1 y la 2 la diferencia es la energía de activación es menor en la segunda, esto puede ser debido a la presencia de un catalizador.

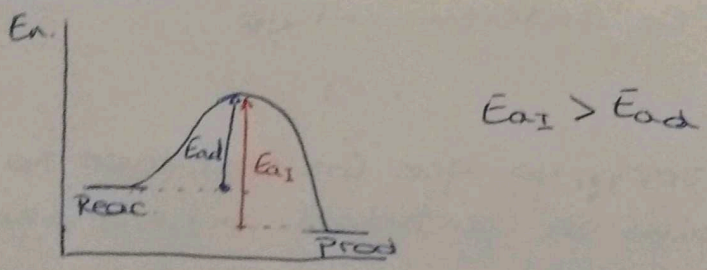
b) La curva 2 es más rápida ya que la E_a es menor, por lo tanto según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT}$ al disminuir la energía de activación, aumenta la constante de velocidad y por consiguiente la velocidad de reacción.

c) Como la entalpía de los reactivos es mayor a la de los productos, el incremento de entalpía es negativa y por lo tanto la reacción es exotérmica.

$$\Delta H = H_p - H_r \rightarrow \Delta H < 0$$

10

- a) No, las unidades de la velocidad de reacción siempre son mol/Ls, lo que depende del tipo de reacción son las unidades de la constante de reacción.
- b) Si, si consideramos la velocidad de reacción como concentración de reactivo o producto en función de tiempo sus unidades son mol/Ls.
- c) Falso, las unidades de la velocidad de reacción son mol/Ls, ya que por definición es la variación de la concentración de cualquier sustancia de la reacción entre la variación de tiempo.
- d) Falso, al aumentar el tiempo disminuye la velocidad porque son inversamente proporcionales.
- e) Falso, las unidades de la constante cinética depende del orden de la reacción, para mantener constante las unidades de la velocidad de reacción.
- f) Verdadero, ya que en la ecuación de velocidad independientemente el valor de la concentración al elevarlo a cero siempre vale uno.
- g) Falso, el orden parcial no puede ser negativo. Pero en caso de que existiera un orden parcial negativo sería cierta la afirmación.
- h) Falso, si duplicamos la concentración de un reactivo, cuyo orden es dos, la velocidad se cuadruplica porque la concentración es elevada al cuadrado.
- i) Falso, la ecuación de velocidad depende de todos los reactivos que intervienen en la reacción.
- j) Falso, el complejo activado siempre tiene más energía que los reactivos y productos, ya que se necesitan romper unos enlaces y formar otros.
- k) Verdadero



- l) Falso. La presencia de un catalizador afecta a la velocidad de la reacción, pero no influye en las sustancias de la reacción.
- m) Falso. El inhibidor aumenta la energía de activación para retardar la reacción o hacer que no se produzca.
- n) Falso. El catalizador afecta a la energía de activación necesaria para que se produzca la reacción, disminuyéndola. Pero no afecta a la energía de formación de los reactivos ni productos.
- o) Falso. El inhibidor no afecta a la espontaneidad sino a la velocidad de la reacción.
- p) Verdadero
- q) Falso. Se conseguirán los productos con mayor velocidad, pero la cantidad será la misma.
- r) Falso. Se llega más rápido al complejo activado.
- s) Falso. El catalizador no interviene en la reacción, solo disminuye la energía de activación.
- t) Falso. Según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT}$ al aumentar la temperatura, aumenta la constante cinética y por consiguiente la velocidad de reacción.
- u) Verdadero. Según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT}$ al disminuir la temperatura, disminuye la constante cinética y ésta es directamente proporcional a la velocidad.
- v) Verdadero. Según la ecuación de los gases ideales ($PV = nRT$) al aumentar la presión, aumenta la temperatura y según Arrhenius ($k = A e^{-E_a/RT}$) al aumentar la temperatura aumenta la constante cinética y la velocidad de reacción.
- w) Falso. La etapa lenta es la determinante.
- x) Verdadero.
- y) Falso. No tienen por qué serlo, ya que los reactivos no tienen por qué ser iguales ni en cantidad, ni en orden, ni en proporción.

2) Falso la energía de activación del proceso directo es mayor que el del inverso.

