

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 4, Opción A
- Junio, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción A

Cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La entalpía de la reacción disminuye.

b) La energía de activación no varía

c) La velocidad de reacción aumenta.

QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Un catalizador disminuye de forma proporcional la energía de activación de la reacción directa y de la inversa, por lo que, la entalpía no se modifica.

b) Falsa. El catalizador disminuye la energía de activación

c) Verdadera. Al disminuir la energía de activación aumenta la velocidad de reacción.

Para la reacción en equilibrio a 25°C: $2\text{ICl(s)} \rightleftharpoons \text{I}_2\text{(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$, $K_p = 0'24$. En un recipiente de 2 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl(s) .

a) ¿Cuál será la concentración de $\text{Cl}_2\text{(g)}$ cuando se alcance el equilibrio?.

b) ¿Cuántos gramos de ICl(s) quedarán en el equilibrio?.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{I} = 127$; $\text{Cl} = 35'5$

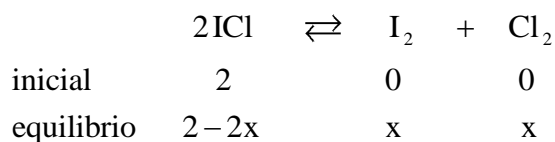
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la constante K_c

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'24}{(0'082 \cdot 298)^1} = 9'82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El equilibrio es:



Luego: $K_c = 9'82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{Cl}_2]$

b)

$$[\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = 9'82 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0'0196 \text{ mol}$$

Calculamos los gramos de ICl en el equilibrio:

$$2 - 2x = 2 - 2 \cdot 0'0196 = 1'96 \text{ moles} \cdot \frac{162'5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 318'5 \text{ g ICl}$$

Dado el siguiente equilibrio: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$. Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830°C , ha reaccionado el 80% del SO_2 inicial. Calcule:

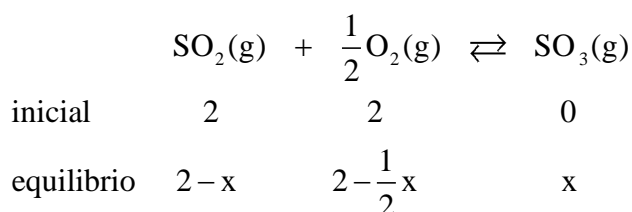
- a) La composición (en moles) de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c .
 b) La presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16 . R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹ .

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Si reacciona el 80% del SO_2 , es decir, 1'6 moles, en el equilibrio quedan 0'4 moles, luego

$$2-x=0'4 \Rightarrow x=1'6$$

Luego:

$$\text{Moles de } \text{SO}_2 = 2-x=0'4$$

$$\text{Moles de } \text{O}_2 = 2-\frac{1}{2}x=1'2$$

$$\text{Moles de } \text{SO}_3 = x=1'6$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}} = \frac{\frac{1'6}{2}}{\frac{0'4}{2} \cdot \left[\frac{1'2}{2}\right]^{\frac{1}{2}}} = 5'16$$

b) Calculamos las presiones parciales

$$P_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 18'09$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'2 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 54'27$$

$$P_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'6 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 72'36$$

$$K_p = \frac{72'36}{18'09 \cdot (54'27)^{\frac{1}{2}}} = 0'543$$

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

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

c) ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

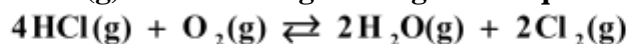
a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$.

b) $1 + 2 = 3$.

c) Pueden influir varios factores:

- La temperatura. Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$. Al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y, por tanto, la velocidad de reacción.
- La concentración de los reactivos.
- la naturaleza y el estado físico de los reactivos.
- La presión.
- La presencia de un catalizador.

En el proceso Deacon, el cloro (g) se obtiene según el siguiente equilibrio:



Se introducen 32'85 g de $\text{HCl}(\text{g})$ y 38'40 g de $\text{O}_2(\text{g})$ en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390°C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 28'40 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

a) Calcule el valor de K_c .

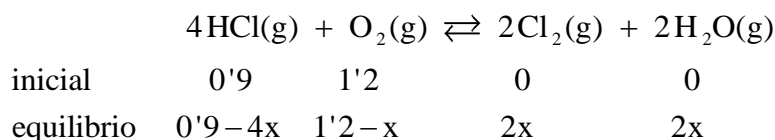
b) Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas $\text{Cl} = 35'5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

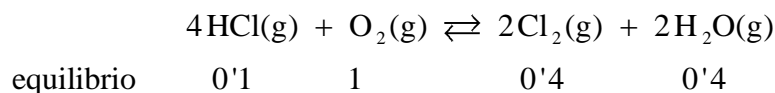
QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Por el enunciado sabemos que: $2x = \frac{28'40}{71} \Rightarrow x = 0'2$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:



$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'1}{10}\right)^4 \cdot \left(\frac{1}{10}\right)} = 2.560$$

b)

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 2'17$$

$$P_{\text{HCl}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 0'54$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 5'43$$

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{(2'17)^2 \cdot (2'17)^2}{(0'54)^4 \cdot (5'43)} = 48'19$$

Para el equilibrio: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H > 0$

Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) Los valores de las constantes K_c y K_p son iguales.
- b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- c) Un aumento de la presión facilita la descomposición del hidrogenocarbonato de calcio.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que: $K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = K_p(\text{RT})^{-2}$

b) Cierta. El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) Falsa. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda.

En un recipiente de 2'0 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0'20 moles de $\text{CO}_2(\text{g})$, 0'10 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0'16 moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. A continuación se establece el siguiente equilibrio a 500 K: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a) Si en el equilibrio la presión parcial del agua es 3'51 atm, calcule las presiones parciales en el equilibrio de CO_2 , H_2 y CO .

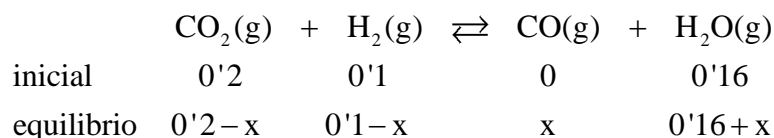
b) Calcule K_p y K_c para el equilibrio a 500 K.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Calculamos los moles totales en el equilibrio y la presión total:

$$n_T = 0'46 \quad ; \quad P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'46 \cdot 0'082 \cdot 500}{2} = 9'43$$

Calculamos x con el dato de la presión parcial del agua:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0'16 + x}{0'46} \cdot 9'43 = 3'51 \Rightarrow x = 0'011$$

Calculamos las presiones parciales en el equilibrio de los gases que nos piden:

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{0'2 - 0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 3'87$$

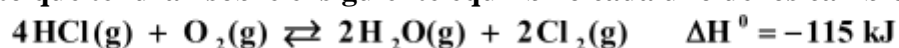
$$P_{\text{H}_2} = \frac{0'1 - 0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 1'82$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 0'23$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_p = \frac{0'23 \cdot 3'51}{3'87 \cdot 1'82} = 0'115 = K_c, \text{ ya que } \Delta n = 0$$

Razone el efecto que tendrán sobre el siguiente equilibrio cada uno de los cambios:



- a) **Aumentar la temperatura.**
- b) **Eliminar parcialmente HCl(g).**
- c) **Añadir un catalizador.**

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice: “Si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”.

- a) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consume calor, es decir, en sentido endotérmico. Luego, se desplazará hacia la izquierda produciéndose más cloruro de hidrógeno y oxígeno.
- b) Si se elimina parcialmente HCl, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Si se realiza la reacción en presencia de un catalizador se conseguirá que ésta transcurra más rápidamente pero no desplazará el equilibrio en ningún sentido.