

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0'8 moles de CS_2 y 0'8 moles de H_2 . A 300°C se establece el equilibrio: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, siendo la concentración de CH_4 de 0'025 mol/L. Calcule:

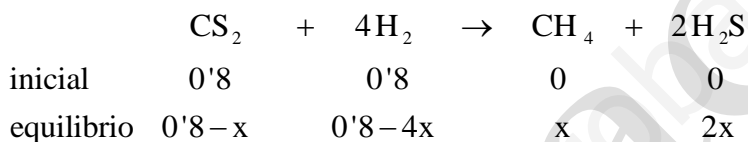
a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.

b) K_c y K_p a dicha temperatura.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = 0'025 \Rightarrow x = 0'125$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CS}_2] = \frac{0'8 - x}{5} = \frac{0'8 - 0'125}{5} = 0'135 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0'8 - 4x}{5} = \frac{0'8 - 4 \cdot 0'125}{5} = 0'06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = \frac{0'125}{5} = 0'025 \text{ M}$$

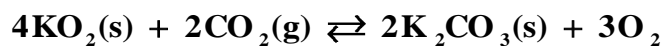
$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{2x}{5} = \frac{2 \cdot 0'125}{5} = 0'05 \text{ M}$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{0'025 \cdot 0'05^2}{0'135 \cdot 0'06^4} = 35'72$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 35'72 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'016$$

Para la obtención de O_2 se utiliza la siguiente reacción:



Sabiendo que K_p es 28,5 a $25^\circ C$, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

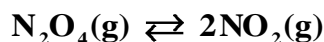
- a) Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total del sistema es la presión parcial de O_2 elevado al cubo.
- b) La constante K_c tiene un valor de 28,5.
- c) Un aumento de la cantidad de KO_2 implica una mayor obtención de O_2

QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. La presión total será la presión parcial del O_2 más la presión parcial del CO_2 .
- b) Falsa. Ya que: $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = K_p(RT)^{-1}$
- c) Falsa. Si se adiciona KO_2 , el equilibrio no se modifica ya que es un sólido.

En un recipiente de 2 L y a 100°C se encontró que los moles de N_2O_4 y NO_2 eran 0,4 y 0,6 respectivamente. Sabiendo que K_c a dicha temperatura es de 0,212 para la reacción:



- a) Razone si el sistema se encuentra en equilibrio.
 b) Calcule las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio.

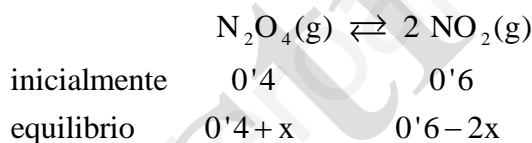
QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Calculamos el cociente de reacción con los datos del problema:

$$Q_c = \frac{\left(\frac{0'6}{2}\right)^2}{\left(\frac{0'4}{2}\right)} = 0'45 > 0'212 \Rightarrow \text{No está en equilibrio y tiende a desplazarse hacia la izquierda}$$

- b)



Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$0'212 = \frac{\left(\frac{0'6 - 2x}{2}\right)^2}{\left(\frac{0'4 + x}{2}\right)} \Rightarrow x = 0'0755 \text{ moles}$$

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$[NO_2] = \frac{0'6 - 2 \cdot 0'0755}{2} = 0'2245 \text{ mol/L}$$

$$[N_2O_4] = \frac{0'4 + 0'0755}{2} = 0'23775 \text{ mol/L}$$

La reacción $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ tiene la siguiente ecuación de velocidad obtenida experimentalmente: $v = k[\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2 .
- b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- c) El orden total de la reacción es 1 porque la velocidad solo depende de la concentración de NO_2 .

QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. Ya que por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol reacciona con 1 mol.
- b) Falsa. La constante de velocidad si depende de la temperatura, ya que a mayor temperatura hay mayor número de partículas que superan la energía de activación.

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

- c) Falsa. El orden total de la reacción es 2.

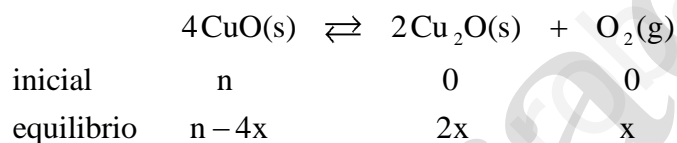
En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025°C, alcanzándose el equilibrio siguiente: $4\text{CuO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$ Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

- a) Los moles de O_2 que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.
 b) Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas relativas $\text{O} = 16$; $\text{Cu} = 63,5$
QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



$$P_T = P_{\text{O}_2} = 0'5 \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{0'5 \cdot 2}{0'082 \cdot 1298} = 9'39 \cdot 10^{-3}$$

Cantidad de CuO sin descomponer:

$$n - 4x = \frac{4'9}{79'5} - 4 \cdot 9'39 \cdot 10^{-3} = 0'024 \text{ moles} = 0'024 \cdot 79'5 = 1'91 \text{ g CuO}$$

b) Calculamos las constantes

$$K_p = P_{\text{O}_2} = 0'5$$

$$K_c = [\text{O}_2] = \frac{9'39 \cdot 10^{-3}}{2} = 4'69 \cdot 10^{-3}$$

Explique cómo afecta al siguiente equilibrio: $3\text{Fe(s)} + 4\text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$

a) Un aumento del volumen del recipiente donde se lleva a cabo la reacción.

b) Un aumento de la concentración de H_2 .

c) Un aumento de la cantidad de Fe presente en la reacción.

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar el volumen del recipiente la presión disminuye, por lo tanto el equilibrio se desplaza en el sentido en que aumente el número de moles. En nuestro caso como el número de moles es igual en los dos términos, el equilibrio no se modifica.

b) Al aumentar la concentración de hidrógeno el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) El equilibrio es heterogéneo, lo que significa que el equilibrio se establece entre los compuestos gaseosos, por lo tanto, al añadir Fe sólido, el equilibrio no se modifica.

A temperaturas elevadas, el BrF_5 se descompone según la reacción:



En un recipiente herméticamente cerrado de 10 L, se introducen 0,1 moles de BrF_5 y se deja que el sistema alcance el equilibrio a 1500 K. Si en el equilibrio la presión total es de 2,12 atm, calcule:

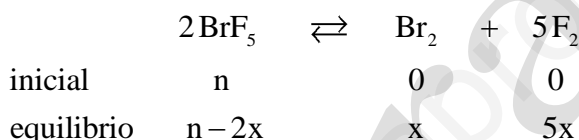
- a) El número de moles de cada gas en el equilibrio.
b) El valor de K_c y K_p .

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

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



El número total de moles es: $n_T = n - 2x + x + 5x = n + 4x = 0'1 + 4x$.

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow 2'12 \cdot 10 = (0'1 + 4x) \cdot 0'082 \cdot 1500 \Rightarrow x = 0'018$$

$$\text{Moles de } \text{BrF}_5 = n - 2x = 0'1 - 2 \cdot 0'018 = 0'064$$

$$\text{Moles de } \text{Br}_2 = x = 0'018$$

$$\text{Moles de } \text{F}_2 = 5x = 5 \cdot 0'018 = 0'09$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2] \cdot [\text{F}_2]^5}{[\text{BrF}_5]^2} = \frac{\frac{0'018}{10} \cdot \left(\frac{0'09}{10}\right)^5}{\left(\frac{0'064}{10}\right)^2} = \frac{0'0018 \cdot (0'009)^5}{(0'0064)^2} = 2'59 \cdot 10^{-9}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2'59 \cdot 10^{-9} \cdot (0'082 \cdot 1500)^4 = 0'594$$

Experimentalmente se halla que la reacción $A \rightarrow B + C$, en fase gaseosa, es de orden 2 respecto de A.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) Explique cómo variará la velocidad de reacción si el volumen disminuye a la mitad.

c) Calcule la velocidad cuando $[A]=0,3M$, si la constante de velocidad es $k = 0,36 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = k \cdot [A(g)]^2$.

b) Si disminuimos el volumen a la mitad, entonces la concentración de A es el doble, con lo cual la velocidad se hace el cuádruple.

c) Calculamos la velocidad: $v = 0'36 \cdot [0'3]^2 = 0'0324 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

El $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ se utiliza en la fabricación del pan. Su descomposición térmica desprende CO_2 , produciendo pequeñas burbujas en la masa que hacen que suba el pan al hornearlo. Para la reacción: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$, K_p tiene un valor de 3,25 a 125°C . Si se calientan a esa temperatura 100 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ en un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, calcule:

a) El valor de la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se alcance el equilibrio.

b) La masa de NaHCO_3 que se ha descompuesto y la masa de todos los sólidos que quedan en el recipiente.

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

Masas atómicas relativas $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$

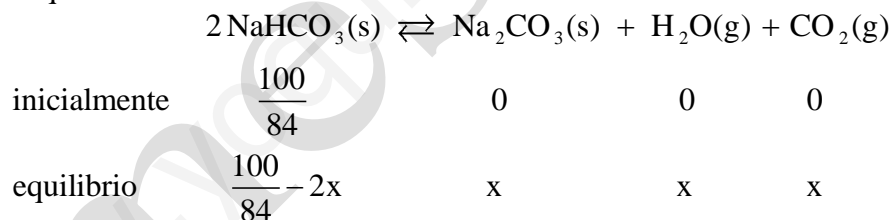
QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = (P_{\text{CO}_2})^2 = 3'25 \Rightarrow P_{\text{CO}_2} = \sqrt{3'25} = 1'8 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 1'8 + 1'8 = 3'6 \text{ atm}$$

b) Escribimos el equilibrio:



$$\text{Calculamos } K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 3'25 \cdot (0'082 \cdot 398)^{-2} = 3'05 \cdot 10^{-3}$$

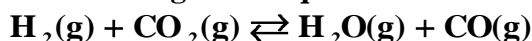
$$K_c = 3'05 \cdot 10^{-3} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}_2] = \left(\frac{x}{2}\right) \cdot \left(\frac{x}{2}\right) \Rightarrow x = 0'11$$

Luego, la masa de NaHCO_3 descompuesta es: $2 \cdot 0'11 \cdot 84 = 18'48 \text{ gr}$

La masa de NaHCO_3 que queda en el recipiente es: $100 - 18'48 = 81'52 \text{ gr}$

La masa que queda de Na_2CO_3 es $0'11 \cdot 106 = 11'66 \text{ gr}$

Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_c es 1,58.

Calcule:

a) Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio.

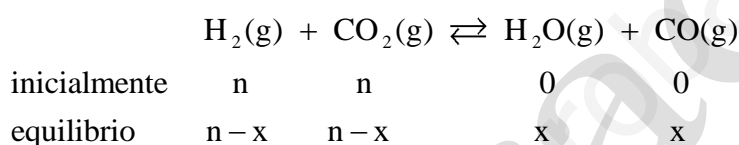
b) La presión total del sistema en el equilibrio.

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

QUIMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

a)



Según el enunciado $[\text{CO}] = 0'16 = \frac{x}{2} \Rightarrow x = 0'32$ moles

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = 1'58 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{n-x}{2} \cdot \frac{n-x}{2}} = \frac{0'32^2}{(n-0'32)^2} \Rightarrow \sqrt{1'58} = \frac{0'32}{n-0'32} \Rightarrow n = 0'57$$

Luego, la concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0'32}{2} = 0'16 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0'57 - 0'32}{2} = 0'125 \text{ mol/L}$$

b) Calculamos el número total de moles en el equilibrio

$$n_T = n - x + n - x + x + x = 2n = 2 \cdot 0'57 = 1'14$$

Calculamos la presión total

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'14 \cdot 0'082 \cdot 1259}{2} = 58'85 \text{ atm}$$