

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

En un recipiente de 14 litros se introducen 3'2 moles de $N_2(g)$ y 3 moles de $H_2(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ a $200^\circ C$ se obtienen 1'6 moles de amoníaco. Calcule:

a) El número de moles de $H_2(g)$ y de $N_2(g)$ en el equilibrio y el valor de la presión total.

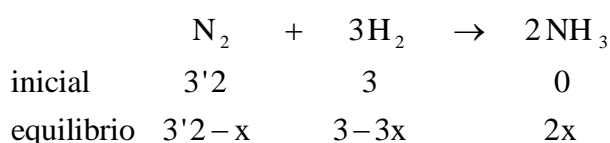
b) los valores de las constantes K_c y K_p a $200^\circ C$.

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

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Como en el equilibrio hay 1'6 moles de amoníaco, entonces: $2x = 1'6 \Rightarrow x = 0'8$, con lo cual:

$$\text{Moles de } N_2(g) \text{ en el equilibrio} = 3'2 - x = 3'2 - 0'8 = 2'4$$

$$\text{Moles de } H_2(g) \text{ en el equilibrio} = 3 - 3x = 3 - 3 \cdot 0'8 = 0'6$$

$$\text{Moles de } NH_3(g) \text{ en el equilibrio} = 2x = 2 \cdot 0'8 = 1'6$$

Luego, los moles totales en el equilibrio son: $n_T = 2'4 + 0'6 + 1'6 = 4'6$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4'6 \cdot 0'082 \cdot 473}{14} = 12'74 \text{ atm}$$

b) Aplicamos las fórmulas para calcular las constantes

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{\left(\frac{1'6}{14}\right)^2}{\left(\frac{2'4}{14}\right) \cdot \left(\frac{0'6}{14}\right)^3} = 967'9$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 967'9 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-2} = 0'64$$

En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl_2 . A 300 K se establece el equilibrio:
 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, siendo el valor de la presión total del equilibrio de 180 mmHg.

Calcule, en las condiciones del equilibrio:

a) Las presiones parciales de los componentes del equilibrio.

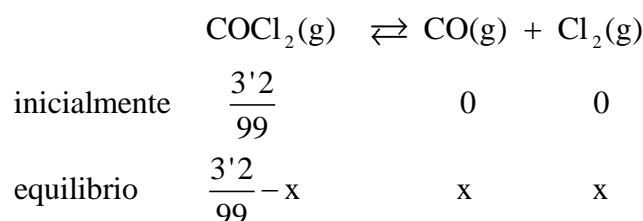
b) Las constantes de equilibrio K_c y K_p .

Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; Cl = 35'5. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



El nº total de moles será: $n_T = \frac{3'2}{99} + x$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{180}{760} \cdot 5 = \left(\frac{3'2}{99} + x \right) \cdot 0'082 \cdot 300 \Rightarrow x = 0'016$$

$$P_{\text{CO}} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0'016}{0'048} \cdot P_T = \frac{0'016 \cdot \frac{180}{760}}{0'048} = 0'079$$

$$P_{\text{COCl}_2} = \frac{0'016}{0'048} \cdot P_T = \frac{0'016 \cdot \frac{180}{760}}{0'048} = 0'079$$

b)

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} = \frac{(0'079) \cdot (0'079)}{(0'079)} = 0'079$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'079 \cdot (0'082 \cdot 300)^{-1} = 3'21 \cdot 10^{-3}$$

Dado el siguiente equilibrio para la obtención de hidrógeno: $\text{CH}_4(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$

a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p .

b) Justifique cómo afecta una disminución del volumen de reacción a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.

c) Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = \frac{(P_{\text{H}_2})^2}{P_{\text{CH}_4}}$$

El Principio de Le Châtelier, establece que “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”. Basándonos en él:

b) Si disminuye el volumen la presión aumenta con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (menos moles) para disminuir la presión. Por lo tanto, disminuye la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$.

c) El aumento de la temperatura favorece la reacción endotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$.

Para la reacción en equilibrio $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, a 750°C , la presión total del sistema es $32,0 \text{ mmHg}$ y la presión parcial del agua $23,7 \text{ mmHg}$. Calcule:

a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750°C .

b) Los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y de $\text{H}_2(\text{g})$ presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L .

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

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como los dos únicos gases que existen en el equilibrio son el hidrógeno y agua, si la presión parcial del agua es $23'7 \text{ mm Hg}$, la del hidrógeno será la total menos la del agua:

$$32 \text{ mm Hg} - 23'7 \text{ mm Hg} = 8'3 \text{ mm Hg.}$$

Conocidas las presiones, se sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} = \frac{\left(\frac{23'7}{760}\right)^2}{\left(\frac{8'3}{760}\right)^2} = 8'15$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales para cada uno de los dos:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{23'7}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 7'43 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{8'3}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 2'6 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

La síntesis industrial del metanol se rige por el siguiente equilibrio homogéneo:



A 300°C , $K_p = 9'28 \cdot 10^{-3}$. Responda verdadero o falso, de forma razonada:

- El valor de K_c será mayor que el de K_p .
- Aumentando la presión se obtendrá mayor rendimiento en el proceso de síntesis.
- Una disminución de la temperatura supondrá un aumento de las constantes de equilibrio.

QUIMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: “Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio”.

Como el signo de la entalpía de la reacción es negativo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es exotérmica. Por lo que:

a) Verdadero, ya que la relación entre K_c y K_p viene dada por la fórmula: $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$ y, en nuestro caso $\Delta n = -2$, luego, la relación es: $K_c = K_p \cdot (RT)^2 = 9'28 \cdot 10^{-3} (0'082 \cdot 573)^2 = 20'48$

b) Verdadero. Si aumentamos la presión el volumen tiene que disminuir, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.

c) Verdadero. Si se disminuye la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se desprenda calor, es decir, en que sea exotérmica, por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción, con lo cual aumentan las constantes.