

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

emestrada

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.

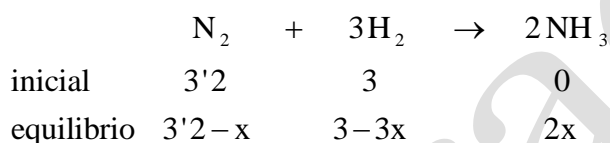
b) los valores de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a  $200^\circ C$ .

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  $\text{COCl}_2$ . 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.

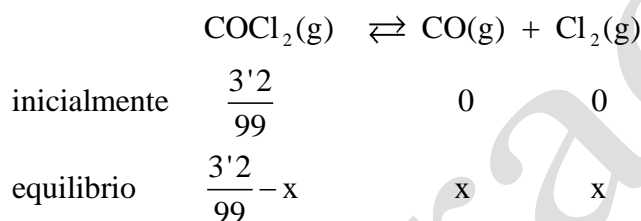
b) Las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .

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

### RESOLUCIÓN

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

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  $750^\circ\text{C}$ , 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  $750^\circ\text{C}$ .

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  $2 \text{ L}$ .

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  $300^\circ\text{C}$ ,  $K_p = 9'28 \cdot 10^{-3}$ . 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:

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