

**PROBLEMAS RESUELTOS**  
**SELECTIVIDAD ANDALUCÍA**  
**2012**

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

En una vasija de 10 L mantenida a 270°C y previamente evacuada se introducen 2'5 moles de pentacloruro de fósforo y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza entonces a elevarse debido a la disociación térmica del pentacloruro:



Cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 15'6 atm.

a) Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio.

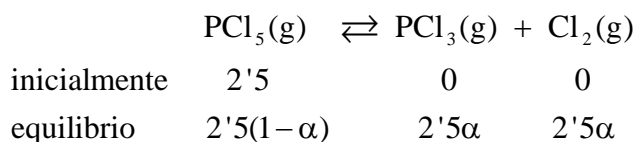
b) Obtenga los valores de  $K_c$  y  $K_p$ .

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

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Calculamos el número total de moles en el equilibrio

$$n_T = 2'5(1-\alpha) + 2'5\alpha + 2'5\alpha = 2'5(1+\alpha).$$

Como conocemos la presión total, tenemos que:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 15'6 \cdot 10 = 2'5(1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 543 \Rightarrow \alpha = 0'4$$

Luego, los moles de cada especie en el equilibrio son:

$$n_{\text{PCl}_5} = 2'5(1-\alpha) = 2'5 \cdot 0'6 = 1'5 \text{ moles}$$

$$n_{\text{PCl}_3} = n_{\text{Cl}_2} = 2'5 \cdot \alpha = 2'5 \cdot 0'4 = 1 \text{ mol}$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{1}{10} \cdot \frac{1}{10}}{\frac{1'5}{10}} = 0'066$$

$$K_p = K_c (\text{RT})^{\Delta n} = 0'066 \cdot (0'082 \cdot 543)^1 = 2'97$$

A la temperatura de 60 °C la constante de equilibrio para la reacción de disociación:



Determine:

a) El valor de  $K_c$ .

b) El grado de disociación del citado compuesto a la misma temperatura cuando la presión del recipiente es de 1 atm.

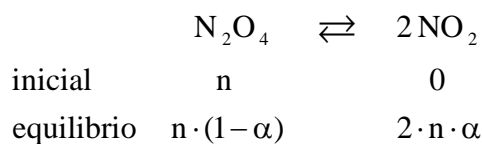
Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2'49 = K_c \cdot (0'082 \cdot 333)^1 \Rightarrow K_c = 0'091$$

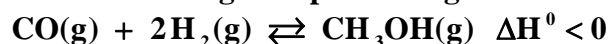
b)



moles totales en el equilibrio:  $n \cdot (1 + \alpha)$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\left( \frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)^2}{\left( \frac{n \cdot (1 - \alpha)}{n \cdot (1 + \alpha)} P_T \right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1 - \alpha^2} = \frac{4\alpha^2 \cdot 1}{1 - \alpha^2} = 2'49 \Rightarrow \alpha = 0'62$$

**El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:**



**Razona como afecta al rendimiento de la reacción:**

- a) Aumentar la temperatura.
- b) Retirar del reactor el  $\text{CH}_3\text{OH(g)}$ .
- c) Aumentar la presión.

**QUIMICA. 2012. RESERVA 2. 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) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye el rendimiento de la reacción.
- b) Al retirar  $\text{CH}_3\text{OH(g)}$ , el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.
- c) Si aumentamos la presión el volumen tiene que disminuir, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.

El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:  $\text{NH}_4\text{CN(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HCN(g)}$

Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11 °C la presión es de 0'3 atm. Calcule:

a) Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  para dicho equilibrio.

b) La cantidad máxima de cianuro de amonio que puede descomponerse a 11 °C en un recipiente de 2L.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{HCN}} = \frac{0'3}{2} = 0'15$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCN}} = 0'15 \cdot 0'15 = 0'0225 \text{ at}^2$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'0225}{(0'082 \cdot 284)^2} = 4'15 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)}^2$$

b) Los moles que desaparecen de  $\text{NH}_4\text{CN}$  son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

$$0'15 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 284}{2} \Rightarrow n = 0'013 \text{ moles } \text{NH}_4\text{CN} = 0'572 \text{ g de } \text{NH}_4\text{CN}$$

**Dado el sistema de equilibrio representado por la siguiente ecuación:**



**Indique, razonadamente, cómo varían las concentraciones de las especies participantes en la reacción en cada uno de los siguientes casos, manteniendo la temperatura y el volumen del reactor constante:**

- a) Se añade una cantidad de  $\text{NH}_4\text{HS(s)}$ .
- b) Se añade una cantidad de  $\text{NH}_3\text{(g)}$ .
- c) Se elimina una cantidad de  $\text{H}_2\text{S(g)}$ .

**QUIMICA. 2012. RESERVA 3. 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”.

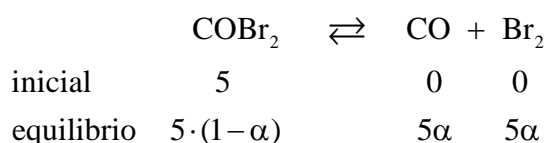
- a) No ocurre nada. El equilibrio no se desplaza en ningún sentido ya que es un sólido.
- b) Al añadir  $\text{NH}_3\text{(g)}$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Al eliminar  $\text{H}_2\text{S(g)}$ , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

En un recipiente que tiene una capacidad de 4L, se introducen 5 moles de  $\text{COBr}_2(\text{g})$  y se calienta hasta una temperatura de 350 K. Si la constante de disociación del  $\text{COBr}_2(\text{g})$  para dar  $\text{CO}(\text{g})$  y  $\text{Br}_2(\text{g})$  es  $K_c = 0'190$ . Determine: a) El grado de disociación y la concentración de las especies en equilibrio. b) A continuación, a la misma temperatura, se añaden 4 moles de  $\text{CO}$  al sistema. Determine la nueva concentración de todas las especies una vez alcanzado el equilibrio.

QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)

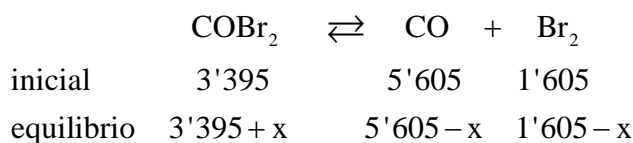


$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{\left(\frac{5\alpha}{4}\right)^2}{\frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{4}} = 0'190 \Rightarrow 25\alpha^2 + 3'8\alpha - 3'8 = 0 \Rightarrow \alpha = 0'321$$

$$[\text{CO}] = [\text{Br}_2] = \frac{5\alpha}{4} = \frac{5 \cdot 0'321}{4} = 0'401 \text{ M}$$

$$[\text{COBr}_2] = \frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{4} = \frac{5 \cdot (1 - 0'321)}{4} = 0'86 \text{ M}$$

b)



$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{\left(\frac{5'605 - x}{4}\right) \cdot \left(\frac{1'605 - x}{4}\right)}{\left(\frac{3'395 + x}{4}\right)} = 0'190 \Rightarrow x = 0'91$$

$$[\text{CO}] = \frac{5'605 - 0'91}{4} = 1'17 \text{ M}$$

$$[\text{Br}_2] = \frac{1'605 - 0'91}{4} = 0'17 \text{ M}$$

$$[\text{COBr}_2] = \frac{3'395 + 0'91}{4} = 1'07 \text{ M}$$