

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 3, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

[www.yoquieroaprobar.es](http://www.yoquieroaprobar.es)

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.

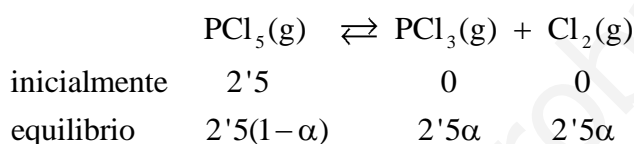
b) Obtenga los valores de  $K_c$  y  $K_p$ .

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

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### RESOLUCIÓN

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.

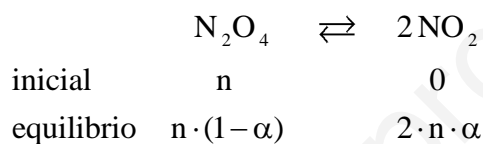
Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

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

### R E S O L U C I Ó N

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

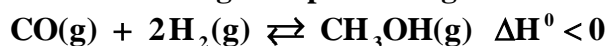
b)



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”.

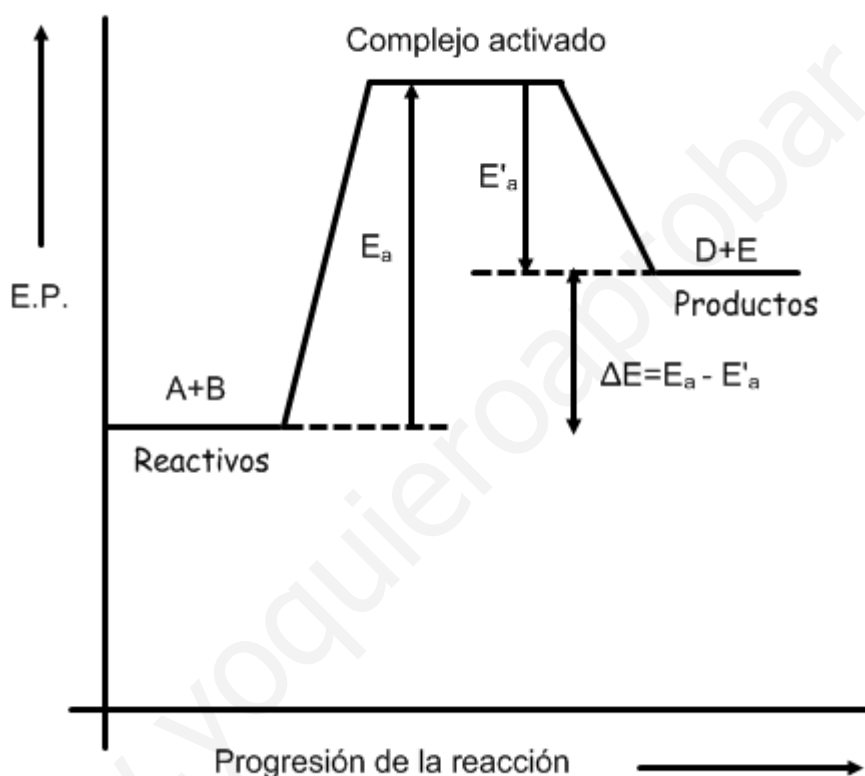
- a) No ocurre nada. El equilibrio no se desplaza en ningún sentido ya que es un sólido.
- b) Al añadir  $\text{NH}_3\text{(g)}$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Al eliminar  $\text{H}_2\text{S(g)}$ , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

En una reacción endotérmica: a) Dibuja el diagrama entálpico de la reacción. b) ¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa? c) ¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?

QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es endotérmica cuando se suministra calor a los reactivos para formar los productos. El diagrama entálpico es:



b) Como vemos en el diagrama, la energía de activación directa,  $E_a$ , es mayor que la inversa,  $E'_a$ .

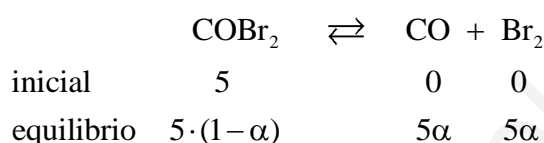
c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, se incrementa la velocidad de reacción. Por lo tanto, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose más bajo en el diagrama, haciendo más pequeña tanto la energía de activación directa como la inversa.

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)

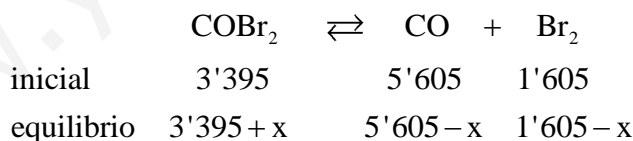


$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{\left(\frac{5\alpha}{4}\right)^2}{\frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{4}} = 0'190 \Rightarrow 25\alpha^2 + 3'8\alpha - 3'8 = 0 \Rightarrow \alpha = 0'321$$

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

$$[\text{COBr}_2] = \frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{4} = \frac{5 \cdot (1 - 0'321)}{4} = 0'85 \text{ M}$$

b)



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

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

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

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