

**PROBLEMAS RESUELTOS**  
**SELECTIVIDAD ANDALUCÍA**  
**2004**

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

Se ha comprobado experimentalmente que la reacción  $2A + B \rightarrow C$  es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de la reacción?

QUÍMICA. 2004. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

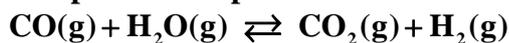
a)  $v = k \cdot [A] \cdot [B]$ .

b)  $1 + 1 = 2$ .

c) Pueden influir varios factores:

- La temperatura.
- La concentración de los reactivos.
- la naturaleza y el estado físico de los reactivos.
- La presión.
- La presencia de un catalizador.

En un recipiente de 10 litros a 800° K, se introducen 1 mol de CO(g) y 1 mol de H<sub>2</sub>O(g). Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación:



el recipiente contiene 0'655 moles de CO<sub>2</sub> y 0'655 moles de H<sub>2</sub>.

Calcule:

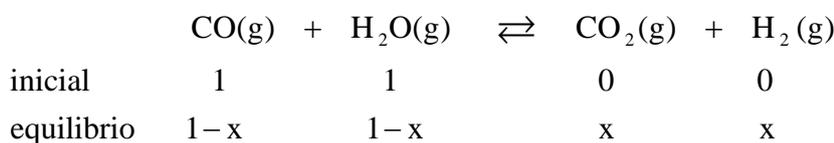
- a) Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.  
b) El valor de las constantes K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> para dicha reacción a 800° K.

Dato: R = 0'082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>.

QUÍMICA. 2004. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



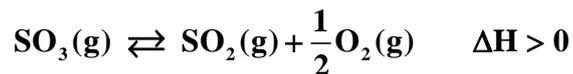
$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{x}{10} = \frac{0'655}{10} = 0'0655 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1-x}{10} = \frac{0'345}{10} = 0'0345 \text{ M}$$

b) Como  $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p$ , luego:

$$K_c = K_p = \frac{\frac{0'0655}{10} \cdot \frac{0'0655}{10}}{\frac{0'0345}{10} \cdot \frac{0'0345}{10}} = 3'6$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



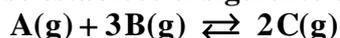
Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
  - b) Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
  - c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.
- QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

- a) Falso. La constante no varía porque se aumente la concentración de oxígeno, pero precisamente porque no puede variar es por lo que el equilibrio debe desplazarse hacia el sentido en se consume parte del oxígeno añadido y eso se consigue desplazando el equilibrio hacia la izquierda, hacia la formación de  $\text{SO}_3$ .
- b) Verdadero. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda, hacia la formación de  $\text{SO}_3$ .
- c) Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta también el valor de la constante de equilibrio porque la reacción es endotérmica, y se desplazará en el sentido en que se consume parte de la energía calorífica comunicada, o sea, hacia la derecha, hacia la aparición de  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$ .

En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

a) El número de moles de cada componente en el equilibrio.

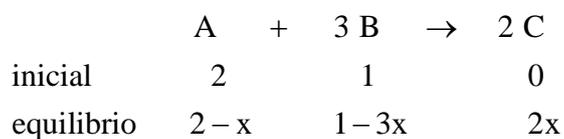
b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Como, en el equilibrio, el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos:

$$1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$$

Por lo tanto, el número de moles de cada componente en el equilibrio será:

$$\text{moles de A} = 2 - x = 2 - 0'2 = 1'8$$

$$\text{moles de B} = 1 - 3x = 1 - 0'6 = 0'4$$

$$\text{moles de C} = 2x = 0'4$$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1'8}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = 138'88$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138'88 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'062$$

El yoduro de amonio sólido se descompone en amoníaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación:



A 673° K la constante de equilibrio  $K_p$  es 0'215.

En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de  $\text{NH}_4\text{I}$  sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio. Calcule:

a) La presión total dentro del matraz, en el equilibrio.

b) La masa de  $\text{NH}_4\text{I}$  que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{N} = 14$ ;  $\text{I} = 127$ .

QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Cuando se llegue al equilibrio se habrá producido la misma cantidad de amoníaco que de yoduro de hidrógeno, de forma que sus presiones parciales serán las mismas.

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HI}} = (P_{\text{NH}_3})^2 = 0'215 \Rightarrow P_{\text{NH}_3} = \sqrt{0'215} = 0'464$$

$$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{HI}} = 0'464 + 0'464 = 0'928 \text{ at}$$

b) Conociendo la presión de cualquiera de los dos gases, podemos calcular el número de moles que hay del mismo en el equilibrio, que será también el número de moles que se han disociado de yoduro amónico. Si se le restan a los que inicialmente había, podremos saber los que quedan sin descomponer.

$$0'464 \cdot 5 = n \cdot 0'082 \cdot 673 \Rightarrow n = \frac{0'464 \cdot 5}{0'082 \cdot 673} = 0'042 \text{ moles}$$

$$\text{Moles iniciales de } \text{NH}_4\text{I} \Rightarrow n = \frac{15}{145} = 0'103 \text{ moles}$$

$$\text{Moles que quedan sin descomponer de } \text{NH}_4\text{I} \Rightarrow 0'103 - 0'042 = 0'061 \text{ moles} = 0'061 \cdot 145 = 8'85 \text{ g}$$

Para el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g}) \quad \Delta\text{H} < 0$

a) Indique razonadamente cómo afectará al equilibrio un aumento de la temperatura.

b) Establezca la relación existente entre  $K_c$  y  $K_p$  para este equilibrio.

c) Si para la reacción directa el valor de  $K_c$  es 0'016 a 800° K, ¿cuál será el valor de  $K_c$  para la reacción inversa, a la misma temperatura?

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar la temperatura, se suministra energía al equilibrio y éste se desplazará en el sentido en que se consume calor, o sea, hacia la descomposición del HI. (Izquierda).

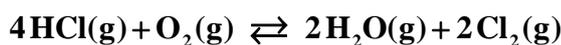
b)  $K_p = K_c \cdot (\text{RT})^{\Delta n}$ .

Como en este equilibrio no varía el número de moles,  $\Delta n = 0$ , entonces:  $K_p = K_c$ .

c)

$$K_c(\text{inversa}) = \frac{1}{K_c(\text{directa})} = \frac{1}{0'016} = 62'5$$

En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub> indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio:



	HCl	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	Cl <sub>2</sub>
Moles iniciales	0'16	0'08	0	0'02
Moles en equilibrio	0'06			

Calcule:

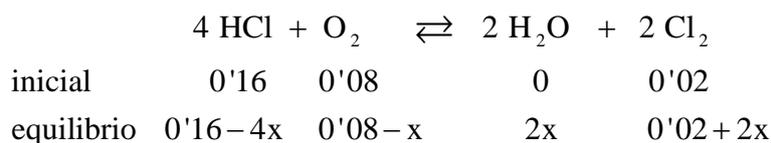
a) Los datos necesarios para completar la tabla.

b) El valor de  $k_c$  a esa temperatura.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Como en el equilibrio tenemos 0'06 moles de HCl, se cumple que:

$$0'06 = 0'16 - 4x \Rightarrow x = 0'025$$

Por lo tanto, los datos que faltan en la tabla serán:

$$\text{Moles O}_2 = 0'055$$

$$\text{Moles H}_2\text{O} = 0'05$$

$$\text{Moles Cl}_2 = 0'07$$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'05}{4}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'07}{4}\right)^2}{\left(\frac{0'06}{4}\right)^4 \cdot \left(\frac{0'055}{4}\right)} = 68'74$$

Para el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Sn}(\text{s})$

el valor de la constante  $K_p$  a  $900^\circ\text{K}$  es 1'5 y a  $1100^\circ\text{K}$  es 10. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:

a) Aumentar la temperatura.

b) Aumentar la presión.

c) Adicionar un catalizador.

**QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar la temperatura, ha aumentado también el valor de la constante de equilibrio, lo que indica que el proceso es endotérmico. Si una vez alcanzado el equilibrio calentamos, éste se desplazará en el sentido en que se consuma la energía aportada, o sea, en el sentido endotérmico, hacia la derecha.

b) Dado que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo ( $\Delta n = 0$ ), una variación de la presión no influirá en el equilibrio.

c) El catalizador hace que se consiga antes el equilibrio porque aumenta la velocidad de reacción, pero no provoca un desplazamiento del equilibrio en sentido alguno.

En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de  $\text{PCl}_5$  y se calienta hasta  $300\text{ }^\circ\text{C}$ . Al establecerse el siguiente equilibrio de disociación:



la presión total de la mezcla es de  $2'12\text{ atm}$ , a esa temperatura.

Calcule:

a) El grado de disociación del  $\text{PCl}_5$  en las condiciones señaladas.

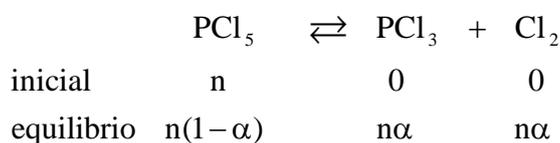
b) El valor de  $K_p$  a  $300\text{ }^\circ\text{C}$ .

Datos:  $R = 0'082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $P = 31$ ;  $\text{Cl} = 35'5$ .

QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



$$n = \frac{12}{208'5} = 0'058$$

El nº total de moles será:  $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2'12 \cdot 2 = 0'058(1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 573 \Rightarrow \alpha = 0'56$$

b)

$$K_p = \frac{\left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T \right)^2}{\left( \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T \right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'56^2 \cdot 2'12}{1-0'56^2} = 0'97\text{ at}$$