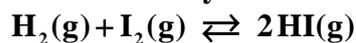


## QUÍMICA

### TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

A 670° K, un recipiente de un litro contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 0'003 moles de hidrógeno, 0'003 moles de yodo y 0'024 moles de yoduro de hidrógeno, según:



En estas condiciones, calcule:

a) El valor de  $K_c$  y  $K_p$ .

b) La presión total en el recipiente y las presiones parciales de los gases de la mezcla.

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

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{0'024}{1}\right)^2}{\frac{0'003}{1} \cdot \frac{0'003}{1}} = 64$$

Como  $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 64$

b)

$$P_T \cdot 1 = 0'03 \cdot 0'082 \cdot 670 \Rightarrow P_T = 1'65 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{I}_2} = \frac{0'003}{0'03} \cdot 1'65 = 0'165 \text{ atm}$$

$$P_{\text{HI}} = \frac{0'024}{0'03} \cdot 1'65 = 1'32 \text{ atm}$$

Considere el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$

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) Un aumento de la presión total provoca el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.
- c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. 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  $\text{O}_2$ .

Un recipiente de un litro de capacidad, a 35 °C, contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 1'251 g de NO<sub>2</sub> y 5'382 g de N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, según:  $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

Calcule:

a) Los valores de las constantes K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a esa temperatura.

b) Las presiones parciales de cada gas y la presión total en el equilibrio.

Datos: R = 0'082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\frac{5'382}{92}}{\left(\frac{1'251}{46}\right)^2} = 79'09$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 79'09 \cdot (0'082 \cdot 308)^{-1} = 3'13$$

b) moles totales en el equilibrio: 0'0271 + 0'0585 = 0'0856

$$P_T = \frac{0'0856 \cdot 0'082 \cdot 308}{1} = 2'16 \text{ at}$$

$$P_{\text{NO}_2} = \frac{0'0271}{0'0856} \cdot 2'16 = 0'683 \text{ at}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0'0585}{0'0856} \cdot 2'16 = 1'476 \text{ at}$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio:  $\text{MX}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{MX}_3(\text{g}) + \text{X}_2(\text{g})$

A 200 °C la constante de equilibrio  $K_c$  vale 0'022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son:  $[\text{MX}_5] = 0'04 \text{ M}$ ,  $[\text{MX}_3] = 0'40 \text{ M}$  y  $[\text{X}_2] = 0'20 \text{ M}$ .

a) Razone si, en esas condiciones, el sistema está en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio ¿cómo evolucionaría para alcanzarlo?

b) Discuta cómo afectaría un cambio de presión al sistema en equilibrio.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[\text{MX}_3] \cdot [\text{X}_2]}{[\text{MX}_5]} = \frac{0'40 \cdot 0'20}{0'04} = 2 \neq 0'022 \Rightarrow \text{No está en equilibrio.}$$

El sistema se desplazara hacia la izquierda para que aumente la concentración de  $\text{MX}_5$  y disminuya la de  $\text{MX}_3$  y  $\text{X}_2$ .

b) Si aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total de una atmósfera, calcule:

a) El número de moles de  $\text{PCl}_5$  iniciales.

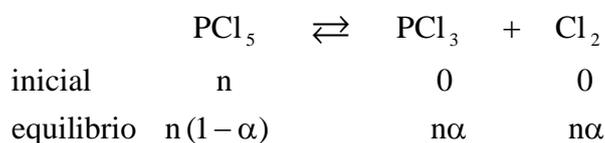
b) La constante  $K_p$  a esa temperatura.

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

**QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)



El número total de moles es:  $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$ .

Aplicando la fórmula:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , tenemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot (1+0'8) \cdot 0'082 \cdot 523 \Rightarrow n = 0'013$$

b)

$$K_p = \frac{\left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right) \cdot \left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right)}{\left( \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T \right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'8^2 \cdot 1}{1-0'8^2} = 1'77 \text{ at}$$

Para el sistema:  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Sn}(\text{s})$  , el valor de la constante  $K_p$  es 1'5 a 900° K y 10 a 1100° K. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:

a) Aumentar la temperatura.

b) Aumentar la presión.

c) Añadir un catalizador.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Si aumentamos la temperatura, vemos que la constante de equilibrio aumenta, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la producción de estaño.

b) Si aumentamos la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la producción de estaño.

c) El catalizador no modifica el equilibrio.

Se establece el siguiente equilibrio:  $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$

A 600 °C y 2 atmósferas, la fase gaseosa contiene 5 moles de dióxido de carbono por cada 100 moles de monóxido de carbono, calcule:

a) Las fracciones molares y las presiones parciales de los gases en el equilibrio.

b) Los valores de  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)  $X_{CO} = \frac{100}{105} = 0'952$

$$X_{CO_2} = \frac{5}{105} = 0'048$$

$$P_{CO} = 0'952 \cdot 2 = 1'904 \text{ at}$$

$$P_{CO_2} = 0'048 \cdot 2 = 0'096 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}} = \frac{(1'904)^2}{0'096} = 37'76 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 37'76 \cdot (0'082 \cdot 873)^{-1} = 0'527$$

La reacción:  $A + 2B \rightarrow 2C + D$  es de primer orden con respecto a cada uno de los reactivos.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) Indique el orden total de la reacción.

c) Indique las unidades de la constante de velocidad.

QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

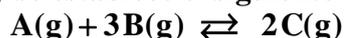
## R E S O L U C I Ó N

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

b) El orden total de la reacción es 2.

c)  $k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

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:

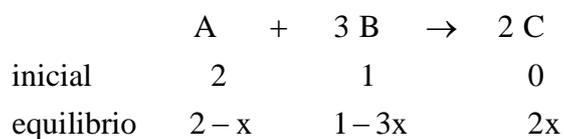
- a) El número de moles de cada componente en la mezcla.  
b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. 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)

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

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