

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

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

emestrada

Para el equilibrio:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ , la constante  $K_c = 4'40$  a 200 K.

Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de  $\text{H}_2$  y 1 mol de  $\text{CO}_2$  en un reactor de 4'68 L a dicha temperatura.

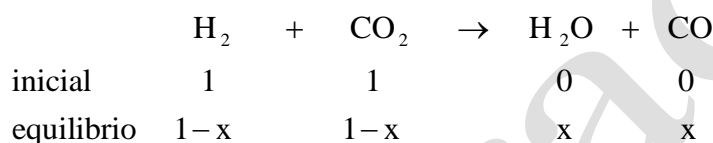
b) La presión parcial de cada especie en el equilibrio y el valor de  $K_p$ .

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

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### RESOLUCIÓN

a)



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}]}{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]} = 4'40 = \frac{\left(\frac{x}{4,68}\right) \cdot \left(\frac{x}{4,68}\right)}{\left(\frac{1-x}{4,68}\right) \cdot \left(\frac{1-x}{4,68}\right)} = \frac{x^2}{x^2 - 2x + 1} \Rightarrow 3'4x^2 - 8'8x + 4'4 = 0 \Rightarrow x = 0'677$$

Por lo tanto, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = \left(\frac{x}{4,68}\right) = 0'144 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \left(\frac{1-x}{4,68}\right) = \left(\frac{0'323}{4,68}\right) = 0'069 \text{ M}$$

b) Calculamos las presiones parciales

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}} = \frac{x \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'677 \cdot 0'082 \cdot 200}{4'68} = 2'37 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{CO}_2} = \frac{(1-x) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'323 \cdot 0'082 \cdot 200}{4'68} = 1'13 \text{ atm}$$

Luego:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 4'4 \cdot (0'082 \cdot 200)^0 = 4'4$$

En el equilibrio:  $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$

a) Escriba las expresiones de  $K_c$  y  $K_p$ .

b) Obtenga, para este equilibrio, la relación entre ambas.

c) ¿Qué ocurre con el equilibrio al reducir el volumen del reactor a la mitad?

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

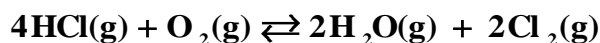
a) Por ser un sistema heterogéneo, en las constantes de equilibrio sólo intervienen las sustancias gaseosas, siendo las expresiones correspondientes a cada constante de equilibrio las siguientes:

$$K_c = \frac{[CO_2]}{[O_2]} \quad \text{y} \quad K_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{O_2}}$$

b)  $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = K_p (RT)^0 = K_p$

c) Si disminuye el volumen, aumenta la presión. Como hay el mismo número de moles de gas en ambos lados de la reacción, el equilibrio no se verá afectado.

En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen 0,16 moles de HCl, 0,08 moles de O<sub>2</sub> y 0,02 moles de Cl<sub>2</sub>, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio hay 0,06 moles de HCl. Calcule:

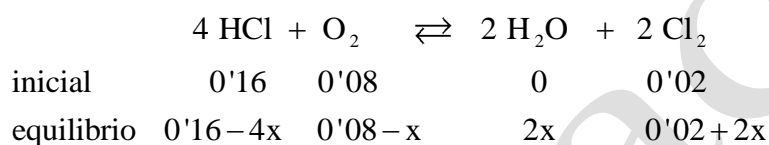
a) Los moles de O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O y Cl<sub>2</sub> en el equilibrio.

b) El valor de K<sub>c</sub> a esa temperatura.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### RESOLUCIÓN

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,

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

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

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

b)

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

Sea el sistema en equilibrio:  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ , indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La presión total del reactor será igual a la presión parcial del  $\text{CO}_2$ .

b) Si se añade más  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  se produce más  $\text{CO}_2$ .

c)  $K_p$  y  $K_c$  son iguales.

**QUÍMICA. 2017. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

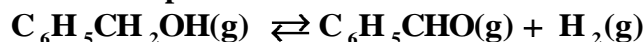
### R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera, ya que la única sustancia gaseosa es el  $\text{CO}_2$ .

b) Falsa. La adición de  $\text{CaCO}_3$  no altera el equilibrio ya que el  $\text{CaCO}_3$  es sólido.

c) Falsa, ya que:  $K_p = K_c \cdot (\text{RT})^{\Delta n} = K_c \cdot (\text{RT})^1$

La deshidrogenación del alcohol bencílico para fabricar benzaldehído (un agente aromatizante) es un proceso de equilibrio descrito por la ecuación:



A 523 K el valor de la constante de equilibrio  $K_p = 0'558$ .

a) Si colocamos 1,2 g de alcohol bencílico en un matraz cerrado de 2 L a 523 K, ¿cuál será la presión parcial de benzaldehído cuando se alcance el equilibrio?

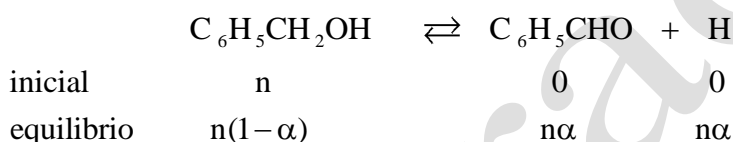
b) ¿Cuál es el valor de la constante  $K_c$  a esa temperatura?

Datos: Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; H = 1 .  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

QUÍMICA. 2017. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$K_p = \frac{P_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}}} = \frac{\left(\frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)^2}{\left(\frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = 0'558$$

$$P_T = \frac{n \cdot (1+\alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'2}{108} \cdot (1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 523 = 0'238 \cdot (1+\alpha)$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones sale:  $P_T = 0'418$  ;  $\alpha = 0'756$

$$P_{\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}} = \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'756 \cdot 0'418}{1'756} = 0'18$$

b)  $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'558 \cdot (0'082 \cdot 523)^{-1} = 0'013$

**Indique verdadero o falso para las siguientes afirmaciones, justificando la respuesta:**

- a) En una reacción del tipo  $A + B \rightarrow C$ , el orden total es siempre 2.**
- b) Al aumentar la temperatura a la que se realiza una reacción aumenta siempre la velocidad.**
- c) En un equilibrio la presencia de un catalizador aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.**

**QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Dependerá de los valores de los exponentes m y n en la ecuación de velocidad,  $v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$ , los cuales se determinan experimentalmente y no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada.
- b) Verdadera. Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura:  $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$ . Al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y por tanto de la velocidad de reacción.
- c) Falsa. La presencia del catalizador afecta a la velocidad de la reacción directa y, también, a la velocidad de la reacción inversa.

A 200°C y presión de 1 atm, el  $\text{PCl}_5$  se disocia en  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ , en un 48,5%. Calcule:

a) Las fracciones molares de todas las especies en el equilibrio.

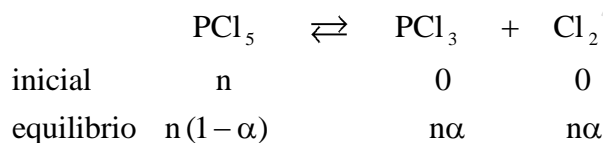
b)  $K_c$  y  $K_p$ .

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

**QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$X_{\text{PCl}_3} = X_{\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} = \frac{\alpha}{(1+\alpha)} = \frac{0'485}{1'485} = 0'327$$

$$X_{\text{PCl}_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} = \frac{0'515}{1'485} = 0'347$$

b)

$$K_p = \frac{\left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right) \cdot \left( \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T \right)}{\left( \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T \right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'485^2 \cdot 1}{1-0'485^2} = 0'307$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'307 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-1} = 7'92 \cdot 10^{-3}$$



Para el equilibrio:  $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ , la constante  $K_c$  a  $425^\circ\text{C}$  vale  $1'82 \cdot 10^{-2}$ .

Calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio si se calientan a la citada temperatura 0,60 mol de HI y 0,10 mol de  $\text{H}_2$  en un recipiente de 1 L de capacidad.

b) El grado de disociación del HI y  $K_p$ .

**QUÍMICA. 2017. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a)

	$2\text{HI}$	$\rightleftharpoons$	$\text{I}_2$	$+$	$\text{H}_2$
inicial	0'6		0		0'1
equilibrio	$0'6 - 2x$		$x$		$0'1 + x$

$$K_c = \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{x \cdot (0'1 + x)}{(0'6 - 2x)^2} = \frac{0'1x + x^2}{0'36 + 4x^2 - 2'4x} = 1'82 \cdot 10^{-2} \Rightarrow x = 0'037$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{HI}] = 0'526 \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = 0'037 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 0'137 \text{ M}$$

b) El grado de disociación del HI, se calcula como el cociente entre el número de moles disociados y el número de moles totales del mismo compuesto:

$$\alpha = \frac{2x}{0'6} = \frac{0'074}{0'6} = 0'123 = 12'3\%$$

Como  $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 1'82 \cdot 10^{-2}$ .

La reacción:  $A + 2B + C \rightarrow D + E$ , tiene como ecuación de velocidad:  $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$ .

- a) ¿Cuáles son los ordenes parciales de la reacción y el orden total?  
b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.  
c) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.

**QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) El orden de la reacción respecto al reactivo A es el exponente al que está elevada la concentración del reactivo A en la ecuación de velocidad, es decir, 2. El orden de la reacción con respecto al reactivo B es 1.

El orden total de la reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, es decir, 3.

b)

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Observando los coeficientes estequiométricos de la reacción vemos que el reactivo que se consume más rápidamente es el B.

El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:



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  $\text{NH}_4\text{CN}$  (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2 L.

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

QUIMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. 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:

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