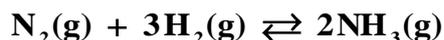


Para el proceso Haber:



el valor de K_p es $1'45 \cdot 10^{-5}$, a 500°C . En una mezcla en equilibrio de los tres gases, a esa temperatura, la presión parcial de H_2 es $0'928$ atmósferas y la de N_2 es $0'432$ atmósferas.

Calcule:

a) La presión total en el equilibrio.

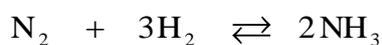
b) El valor de la constante K_c .

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

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 6 OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3} \Rightarrow P_{\text{NH}_3} = \sqrt{1'45 \cdot 10^{-5} \cdot 0'432 \cdot (0'928)^3} = 2'23 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2} = 2'23 \cdot 10^{-3} + 0'432 + 0'928 = 1'362 \text{ atm}$$

b)

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 1'45 \cdot 10^{-5} \cdot (0'082 \cdot 773)^2 = 0'058 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$$

Al calentar cloruro de amonio en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Justifique cómo afectará a la posición del equilibrio:

- a) Una disminución de la presión total.
- b) La extracción de amoniaco del recipiente.
- c) La adición de NH_4Cl sólido.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier establece que si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.

- a) Si se disminuye la presión total, el volumen debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- b) Si se extrae amoniaco, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) No ocurre nada, ya que el cloruro amónico es sólido y no altera el cociente de reacción.

El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380°C según:



Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_p es 0'186, calcule:

- Las presiones parciales de O_2 y de Hg en el equilibrio.
- La presión total en el equilibrio y el valor de K_c a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido, entonces: $K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$.

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxígeno, la presión del mercurio será el doble, luego:

$$K_p = (2P_{\text{O}_2})^2 \cdot P_{\text{O}_2} = 4P_{\text{O}_2}^3 \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \sqrt[3]{\frac{K_p}{4}} = \sqrt[3]{\frac{0'186}{4}} = 0'36 \text{ atm}$$

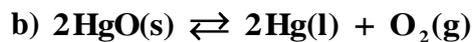
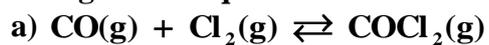
$$P_{\text{Hg}} = 2 \cdot P_{\text{O}_2} = 2 \cdot 0'36 = 0'72 \text{ atm}$$

b)

$$P_T = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = 0'72 + 0'36 = 1'08 \text{ atm}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'186 \cdot (0'082 \cdot 653)^{-3} = 1'21 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p y establezca la relación entre ambas para los siguientes equilibrios:



QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para el equilibrio: $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(g)}$

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{COCl}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}$$

$$K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n} = K_p \cdot (\text{RT})^1$$

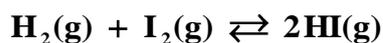
b) Para el equilibrio: $2\text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$

$$K_c = [\text{O}_2]$$

$$K_p = P_{\text{O}_2}$$

$$K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n} = K_p \cdot (\text{RT})^{-1}$$

En un matraz de 7'5 litros, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0'50 moles de H_2 y 0'50 moles de I_2 y se calienta a $448^\circ C$, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Sabiendo que el valor de K_c es 50, calcule:

a) La constante K_p a esa temperatura.

b) La presión total y el número de moles de cada sustancia presente en el equilibrio.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$.

b) El valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 7'5 = 1 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_T = 7'88 \text{ atm}$$

	H_2	+	I_2	\rightarrow	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{7'5}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{7'5}\right) \cdot \left(\frac{0'5-x}{7'5}\right)} = \frac{4x^2}{(0'5-x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0'39$$

$$\text{moles de } H_2 = \text{moles de } I_2 = 0'5 - 0'39 = 0'11$$

$$\text{moles de HI} = 2 \cdot 0'39 = 0'78$$

Dado el equilibrio: $4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H}^0 = -115\text{kJ}$

Razone el efecto que tendrá sobre éste cada uno de los siguientes cambios:

- a) Aumentar la temperatura.
- b) Aumentar la presión total.
- c) Añadir un catalizador.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice: “Si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”.

- a) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, es decir, en sentido endotérmico. Luego, se desplazará hacia la izquierda produciéndose más cloruro de hidrógeno y oxígeno.
- b) Si se aumenta la presión total, el equilibrio tratará de compensar este aumento desplazándose hacia donde menos moles de sustancias gaseosas existan. Es decir, hacia la derecha.
- c) Si se realiza la reacción en presencia de un catalizador se conseguirá que ésta transcurra más rápidamente pero no desplazará el equilibrio en ningún sentido.

Dado el equilibrio: $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$

Si la concentración inicial de HI es 0'1 M y cuando se alcanza el equilibrio, a 520°C, la concentración de H₂ es 0'01 M, calcule:

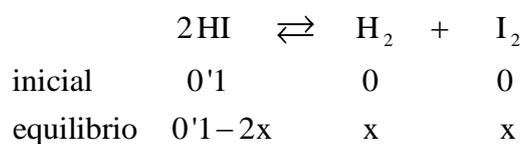
a) La concentración de I₂ y de HI en el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



La concentración en el equilibrio de $[\text{H}_2] = x = 0'01$, luego:

$$[\text{HI}] = 0'1 - 2 \cdot 0'01 = 0'08$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0'01$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(0'01) \cdot (0'01)}{(0'08)^2} = 0'0156$$

Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 0'0156$.

A una hipotética reacción química, $A + B \rightarrow C$, le corresponde la siguiente ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$. Indique:

a) El orden de la reacción respecto de A.

b) El orden total de la reacción.

c) Las unidades de la constante de velocidad.

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

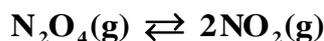
a) El orden de la reacción respecto al reactivo A es el exponente al que está elevada la concentración del reactivo A en la ecuación de velocidad, es decir, 1.

b) 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, 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 200 mL de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'40 g de N_2O_4 . Se cierra el recipiente, se calienta a $45^\circ C$ y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que a esa temperatura el N_2O_4 se ha disociado un 41'6%, calcule:

a) El valor de la constante K_c .

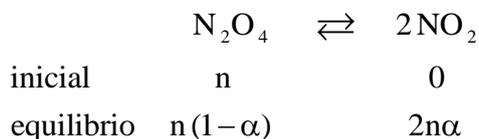
b) El valor de la constante K_p .

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $N = 14$; $O = 16$

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{v}\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{v}} = \frac{4n\alpha^2}{v(1-\alpha)} = \frac{4 \cdot \frac{0'40}{92} \cdot (0'416)^2}{0'2(1-0'416)} = 0'025 \text{ mol/L}$$

b)

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0'025 \cdot (0'082 \cdot 318)^1 = 0'65 \text{ atm}$$

Para el proceso: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

a) Indique el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.

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

c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

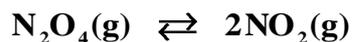
a) El orden de reacción con respecto al NO es 2 y con respecto a H₂ es 1.

b) El orden de reacción total es 3 = orden de reacción con respecto al NO + orden de reacción con respecto a H₂.

c) Deducir las unidades de k

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

A 30° C y 1 atm el N₂O₄ se encuentra disociado en un 20% según el siguiente equilibrio:



Calcule:

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

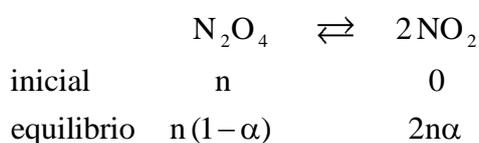
b) El porcentaje de disociación a 30° C y 0'1 atm de presión total.

Dato: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = \frac{4 \cdot (0'2)^2 \cdot 1}{1-(0'2)^2} = 0'166 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'166 \cdot (0'082 \cdot 303)^{-1} = 6'68 \cdot 10^{-3}$$

b)

$$0'166 = \frac{4\alpha^2 \cdot 0'1}{1-\alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0'5415 = 54'15\%$$

Considere el siguiente sistema general en equilibrio:



- Indique razonadamente en qué caso serán iguales los valores de las constantes K_C y K_P .
- Justifique cómo afectará al sistema la continua eliminación del producto C formado.
- Razone cómo afectará al sistema una disminución de la temperatura manteniendo el volumen constante.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- Serán iguales cuando $\Delta n = 0$, es decir, cuando $c + d = a + b$
- Según el principio de Le Chatelier, si se disminuye la cantidad de C, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para restablecer las condiciones del equilibrio.
- La disminución de temperatura favorece la reacción exotérmica, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

En un matraz de 2 L, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0'40 moles de COCl_2 y se calienta a 900°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



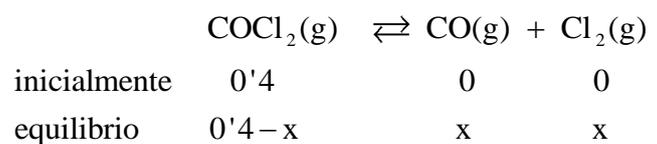
Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0'083, calcule:

- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

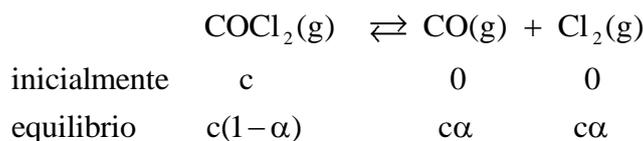


$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0'4 - x}{2}} \Rightarrow x \approx 0'188$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'094$$

$$[\text{COCl}_2] = \frac{0'4 - x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'106$$

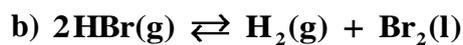
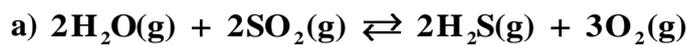
b)



$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0'2\alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha \approx 0'47 = 47\%$$

Otra forma: $1 \cdot \frac{0'188}{0'4 \text{ moles}} = 0'47 = 47\%$

Escriba la expresión de la constante K_c , para cada uno de los siguientes equilibrios:



QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_2]^3}{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{SO}_2]^2}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{H}_2]}{[\text{HBr}]^2}$$

$$\text{c) } K_c = [\text{CO}_2]$$

El proceso Deacon tiene lugar según: $4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

A 390°C se mezclan $0'080$ moles de HCl y $0'100$ moles de O_2 y cuando se establece el equilibrio hay $0'034$ moles de Cl_2 y la presión total es 1 atm . Calcule:

a) La constante K_p a esa temperatura.

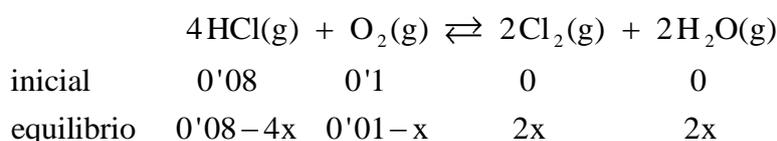
b) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.

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

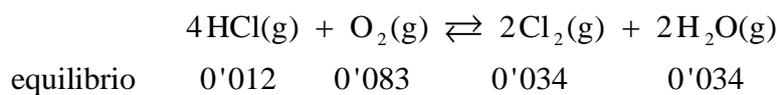
QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Por el enunciado sabemos que: $2x = 0'034 \Rightarrow x = 0'017$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:



$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{\left(\frac{0'034}{0'163} \cdot 1\right)^2 \cdot \left(\frac{0'034}{0'163} \cdot 1\right)^2}{\left(\frac{0'012}{0'163} \cdot 1\right)^4 \cdot \left(\frac{0'083}{0'163} \cdot 1\right)} = 126'8$$

b)

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'163 \cdot 0'082 \cdot 663}{1} = 8'86 \text{ L}$$

En un recipiente de 2 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2 moles de CuO. Se cierra el recipiente, se calienta a 1024°C y se establece el siguiente equilibrio: $4\text{CuO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$

Sabiendo que el valor de la constante K_p , es 0'49 a esa temperatura, calcule:

a) La concentración molar de oxígeno en el equilibrio.

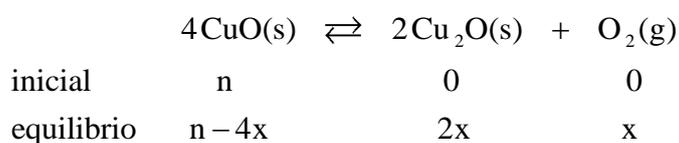
b) Los gramos de CuO que hay en el equilibrio.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Cu = 63'5; O = 16.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_p = P_{\text{O}_2} = 0'49 \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0'49 \cdot 2}{0'082 \cdot 1297} = 9'21 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{9'21 \cdot 10^{-3}}{2} = 4'6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Por definición: $n - 4x = 2 - 4 \cdot 9'21 \cdot 10^{-3} = 1'963 \text{ moles} = 1'963 \cdot 79'5 = 156'05 \text{ g CuO}$

Considere el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

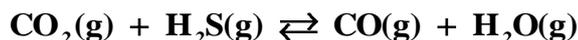
Cambio	Efecto sobre
a) Aumento de la temperatura	K_c
b) Adición de $\text{I}_2\text{O}_5(\text{s})$	Cantidad de I_2
c) Aumento de la presión	Cantidad de CO

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, con lo cual la constante de equilibrio aumenta.
- b) El equilibrio no se modifica ya que es un sólido y no interviene en la constante de equilibrio.
- c) Si se aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la cantidad de CO.

El CO_2 reacciona con el H_2S a altas temperaturas según:



Se introducen 4'4 g de CO_2 en un recipiente de 2'5 litros, a 337 °C, y una cantidad suficiente de H_2S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea 10 atm. En la mezcla en equilibrio hay 0'01 mol de agua. Calcule:

a) El número de moles de cada una de las especies en el equilibrio.

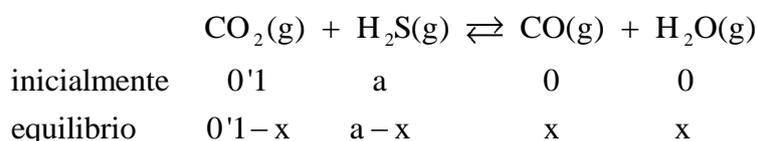
b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Según el enunciado $x = 0'01$.

El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0'09 + a - 0'01 + 0'01 + 0'01 = a + 0'1$

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow 10 \cdot 2'5 = (a + 0'1) \cdot 0'082 \cdot 610 \Rightarrow a \approx 0'4$$

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

$$\text{moles de CO}_2 = 0'09; \text{ moles de H}_2\text{S} = 0'39; \text{ moles de CO} = \text{moles de H}_2\text{O} = 0'01$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{S}]} = \frac{\frac{0'01}{2'5} \cdot \frac{0'01}{2'5}}{\frac{0'09}{2'5} \cdot \frac{0'39}{2'5}} = 2'84 \cdot 10^{-3}$$

Como $\Delta n = 0$, entonces: $K_c = K_p$

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de NO, 0'05 moles de H₂ y 0'1 mol de agua. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio: $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0'062 M, calcule:

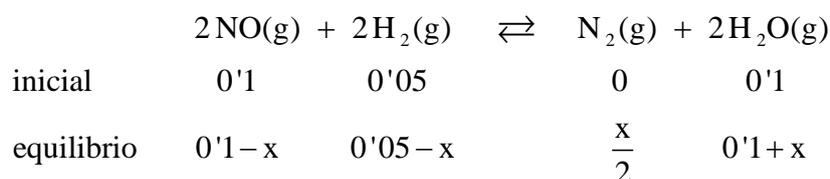
a) La concentración de todas las especies en el equilibrio.

b) El valor de la constante K_c a esa temperatura.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Como conocemos la concentración de NO en el equilibrio:

$$[\text{NO}] = 0'062 = \frac{0'1 - x}{1} \Rightarrow x = 0'1 - 0'062 = 0'038$$

Luego, la concentración de todas las especies en el equilibrio será:

$$[\text{NO}] = 0'062 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 0'05 - 0'038 = 0'012 \text{ M}$$

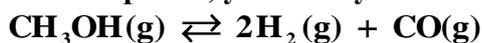
$$[\text{N}_2] = \frac{0'038}{2} = 0'019 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 0'1 + 0'038 = 0'138 \text{ M}$$

b) Calculamos el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]^2} = \frac{0'019 \cdot 0'138^2}{0'062^2 \cdot 0'012^2} = 653'68$$

En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'37 moles de metanol. Se cierra el recipiente, y a 20 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 9'4 atmósferas, calcule:

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

b) El grado de disociación en las condiciones del equilibrio.

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

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	CH_3OH	\rightleftharpoons	2H_2	+	CO
inicial	0'37		0		0
equilibrio	$0'37 - x$		$2x$		x

El número total de moles es: $n_T = 0'37 - x + 2x + x = 0'37 + 2x$.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 9'4 \cdot 1 = (0'37 + 2x) \cdot 0'082 \cdot 293 \Rightarrow x = \frac{9'4}{0'082 \cdot 293} - 0'37 = 0'01 \text{ mol/L}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{CO}]}{[\text{CH}_3\text{OH}]} = \frac{(0'02)^2 \cdot (0'01)}{0'36} = 1'1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1'1 \cdot 10^{-5} (0'082 \cdot 293)^2 = 6'35 \cdot 10^{-3} \text{ atm}^2$$

b) El grado de disociación, si se expresa en porcentaje, es el tanto por ciento disociado, luego:

$$\alpha = \frac{0'01 \text{ moles disociados}}{0'37 \text{ moles iniciales}} \cdot 100 = 2'7 \%$$

Se sabe que, en ciertas condiciones, la reacción $\text{N}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ es de primer orden respecto al oxígeno y de segundo orden respecto al nitrógeno. En esas condiciones:

- Escriba la ecuación de velocidad.
- Indique cuál es el orden total de la reacción.
- ¿Qué unidades tiene la constante de velocidad?

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación es: $v = k \cdot [\text{N}_2]^\alpha \cdot [\text{O}_2]^\beta = k \cdot [\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$

b) Por definición, el orden total es la suma de los órdenes parciales: $2+1=3$

c) Sin más que despejar de la ecuación: $k = \frac{v}{[\text{N}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$

En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de NH_4HS . Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0'13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0'2 para el equilibrio: $\text{NH}_4\text{HS}(s) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(g) + \text{NH}_3(g)$

a) Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo.

b) Calcule la cantidad en gramos de NH_4HS que queda una vez alcanzado el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; S = 32

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = [\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}] = (0'13)^2 = 0'0169 < K_c \Rightarrow \text{El sistema no está en equilibrio}$$

Como $Q < K_c$, el equilibrio se desplazará hacia la derecha hasta que:

$$[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{S}] = K_c \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{H}_2\text{S}] = \sqrt{K_c} = \sqrt{0'2} = 0'447 \text{ M}$$

b) Con la concentración de cada gas se calcula los moles que han aparecido de cada uno de ellos, que serán los mismos que han desaparecido de hidrógenosulfuro de amonio:

0'447 moles de NH_3 aparecidos = 0'447 moles de NH_4HS consumidos

$$0'447 \text{ moles de } \text{NH}_4\text{HS} \cdot \frac{51 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{HS}} = 22'79 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}$$

Cuando se llegue al equilibrio, quedarán, por tanto: $51 - 22'79 = 28'21 \text{ g } \text{NH}_4\text{HS}$

A 25° C y 1 atmósfera, se establece el equilibrio:



Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
- b) La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- c) Si se aumenta la concentración de NO la constante de equilibrio aumenta.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- a) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. La variación de presión no influye en nada ya que número de moles gaseosos es el mismo en los reactivos y en los productos, luego: $\Delta n = 0$.
- b) Verdadero. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.
- c) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Si se aumenta la concentración de monóxido, el equilibrio reaccionará consumiendo dicho aumento y por tanto se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.

En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



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

b) ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión parcial de oxígeno?

c) ¿Qué le ocurrirá al equilibrio cuando se aumente la temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Como el óxido de mercurio y el mercurio son, respectivamente, sustancias puras en estado sólido y líquido, sólo el oxígeno aparecerá en las expresiones de ambas constantes.

$$K_c = [\text{O}_2] ; K_p = P_{\text{O}_2}$$

b) Según el Principio de Le Chatelier, que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Al aumentar la presión, el sistema evoluciona tratando de disminuir la misma, esto se consigue desplazando el equilibrio hacia donde menos moles de sustancia gaseosa existan, o sea, a la izquierda, para que, de esta forma, se den menos choques moleculares con las paredes del reactor y disminuya la presión.

c) El aumento de la temperatura favorece el sentido endotérmico de la reacción por lo que se desplazará hacia la derecha para consumir la energía comunicada.

En un matraz de 20 L, a 25 °C, se encuentran en equilibrio 2,14 mol de N_2O_4 y 0,50 mol de NO_2 según: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$

a) Calcule el valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) ¿Cuál es la concentración de NO_2 cuando se restablece el equilibrio después de introducir dos moles adicionales de N_2O_4 , a la misma temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

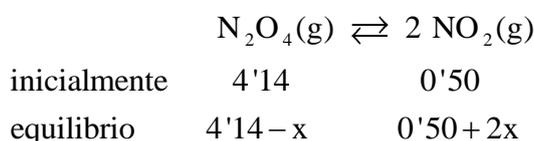
R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0'5}{20}\right)^2}{\left(\frac{2'14}{20}\right)} = 5'84 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5'84 \cdot 10^{-3} (0'082 \cdot 298)^1 = 0'142 \text{ atm}$$

b) Si se añaden 2 moles de N_2O_4 , el equilibrio se desplaza a la derecha, consumiendo parte del N_2O_4 añadido y formando NO_2 . Si llamamos x a lo que reacciona:



Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$5'84 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0'5 + 2x}{20}\right)^2}{\left(\frac{4'14 - x}{20}\right)} = \frac{0'25 + 4x^2 + 2x}{4'14 - x} \Rightarrow x = 0'092 \text{ moles}$$

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$[NO_2] = \frac{0'05 + 2 \cdot 0'092}{20} = 0'034 \text{ mol/L}$$

$$[N_2O_4] = \frac{4'14 - 0'092}{20} = 0'202 \text{ mol/L}$$

Al calentar yodo en una atmósfera de dióxido de carbono, se produce monóxido de carbono y pentóxido de yodo: $I_2(g) + 5CO_2(g) \rightleftharpoons 5CO(g) + I_2O_5(s)$ $\Delta H = 1.175 \text{ kJ}$

Justifique el efecto que tendrán los cambios que se proponen:

- Disminución del volumen sobre el valor de la constante K_c .
- Adición de I_2 sobre la cantidad de CO.
- Reducción de la temperatura sobre la cantidad de CO_2 .

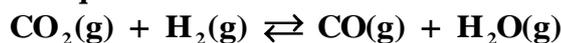
QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- No tiene ningún efecto ya que la constante de equilibrio sólo depende de la temperatura.
- Si se adiciona I_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por lo tanto, aumenta la cantidad de CO.
- La reducción de temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y aumenta la cantidad de CO_2

En un recipiente de 2 L se introducen 2'1 mol de CO_2 y 1'6 mol de H_2 y se calienta a 1800 °C. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:



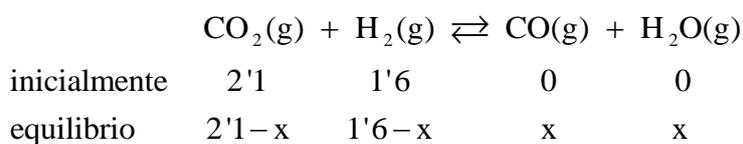
Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO_2 . Calcule:

- La concentración de cada especie en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Según el enunciado $2'1 - x = 0'9 \Rightarrow x = 1'2$.

Luego, la concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1'2}{2} = 0'6 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{1'6 - 1'2}{2} = 0'2 \text{ mol/L}$$

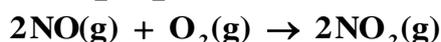
$$[\text{CO}_2] = \frac{2'1 - 1'2}{2} = 0'45 \text{ mol/L}$$

b)

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{0'6 \cdot 0'6}{0'2 \cdot 0'45} = 4$$

Como $\Delta n = 0$, entonces: $K_c = K_p$

La ecuación de velocidad $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ corresponde a la reacción:



Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) No. La velocidad varía con las concentraciones de los reactivos, que van disminuyendo a medida que transcurre la reacción, por tanto, no permanece constante.

b) El orden total de la reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad: $2 + 1 = 3$.

c) Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son: naturaleza de los reactivos, estado físico de los mismos, concentración de éstos, temperatura y la presencia de un catalizador. Como la reacción dada es en fase gaseosa entre sustancias covalentes y no hay catalizador, sólo se podrían modificar:

- La concentración de los reactivos que, como se aprecia en la ecuación de velocidad, aumentarían la velocidad si dichas concentraciones aumentasen.

- La temperatura. 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.

Quando se mezclan 0'40 moles de gas xenón con 0'80 moles de gas flúor en un recipiente de 2 litros a cierta temperatura, se observa que el 60 % del xenón reacciona con el flúor formando XeF₄ gaseoso.

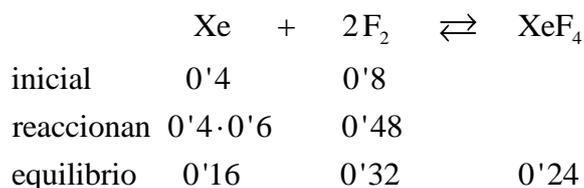
a) Calcule el valor de K_c a esa temperatura, para la reacción: Xe(g) + 2F₂(g) ⇌ XeF₄(g)

b) ¿Cuántos moles de F₂ se deben añadir a la cantidad inicial para que la conversión sea del 75 %?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

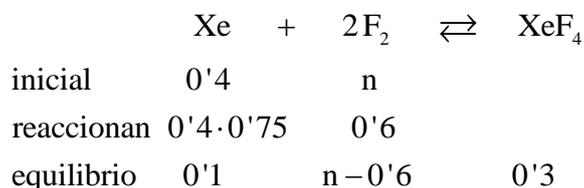
R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_c = \frac{[\text{XeF}_4]}{[\text{Xe}] \cdot [\text{F}_2]^2} = \frac{\frac{0'24}{2}}{\frac{0'16}{2} \cdot \left(\frac{0'32}{2}\right)^2} = 58'59$$

b)



Como la constante de equilibrio no varia, tenemos que:

$$58'59 = \frac{[\text{XeF}_4]}{[\text{Xe}] \cdot [\text{F}_2]^2} = \frac{\frac{0'3}{2}}{\frac{0'1}{2} \cdot \left(\frac{n-0'6}{2}\right)^2} \Rightarrow n = 1'05$$

Como inicialmente ya teníamos 0'8 moles de flúor, solamente tenemos que añadir

$$n = 1'05 - 0'8 = 0'25 \text{ moles de flúor}$$

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de SbCl_3 , 0'1 mol de Cl_2 y 1 mol de SbCl_5 . A 200 °C se establece el equilibrio: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Sabiendo que a esa temperatura K_c vale $2'2 \cdot 10^{-2}$:

- a) Determine si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, el sentido en el que va a evolucionar.
 b) La composición del sistema en equilibrio.

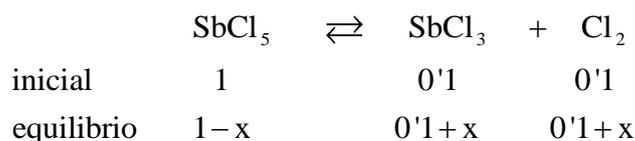
QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Si calculamos:
$$\frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0'1 \cdot 0'1}{\frac{1}{1}} = 0'01 < K_c$$
, luego no está en equilibrio. El equilibrio

se desplazará hacia la derecha.

b)



$$K_c = 0'022 = \frac{[\text{SbCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{SbCl}_5]} = \frac{0'1+x \cdot 0'1+x}{\frac{1-x}{1}} \Rightarrow x = 0'045$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{SbCl}_5] = 1 - 0'045 = 0'955 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SbCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0'1 + 0'045 = 0'145 \text{ mol/L}$$

La descomposición del HgO sólido a 420 °C se produce según:



En un matraz en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 °C. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0'510 atmósferas, calcule:

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

b) La cantidad de HgO expresada en gramos que se ha descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 5 litros.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Hg = 200'6; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) a. Como el mercurio y el óxido de mercurio se encuentran en estado sólido:

$$K_p = P_{\text{O}_2} = P_T = 0'510 \text{ atm}$$

A partir de K_p , calculamos K_c :

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'510 \cdot (0'082 \cdot 693)^{-1} = 8'97 \cdot 10^{-3}$$

b) Calculamos el número de moles de oxígeno desprendidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'510 \cdot 5}{0'082 \cdot 693} = 0'045$$

Por cada mol obtenido de oxígeno se descomponen 2 moles de HgO, por tanto:

$$0'045 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles HgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{216'6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 19'5 \text{ g HgO}$$

Considere el siguiente sistema en equilibrio: $3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{g}) \quad \Delta\text{H}^0 = 284 \text{ kJ}$

Razone cuál sería el efecto de:

- a) Aumentar la presión del sistema disminuyendo el volumen.
- b) Añadir O_2 a la mezcla en equilibrio.
- c) Disminuir la temperatura.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

- a) Al aumentar la presión disminuyendo el volumen el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- b) Si añadimos O_2 a la mezcla en equilibrio, este se desplaza hacia la derecha.
- c) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica. Luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

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.

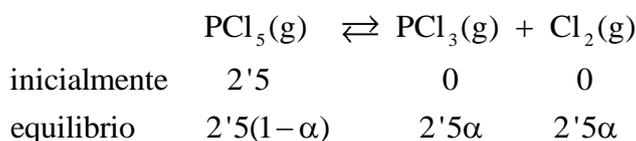
b) Obtenga los valores de K_c y K_p .

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.

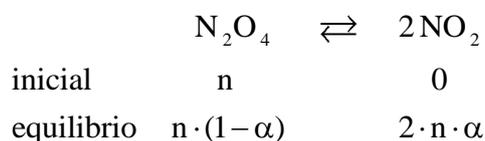
Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

R E S O L U C I Ó N

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

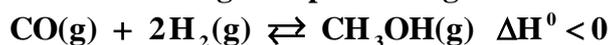
b)



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 NH_4CN 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”.

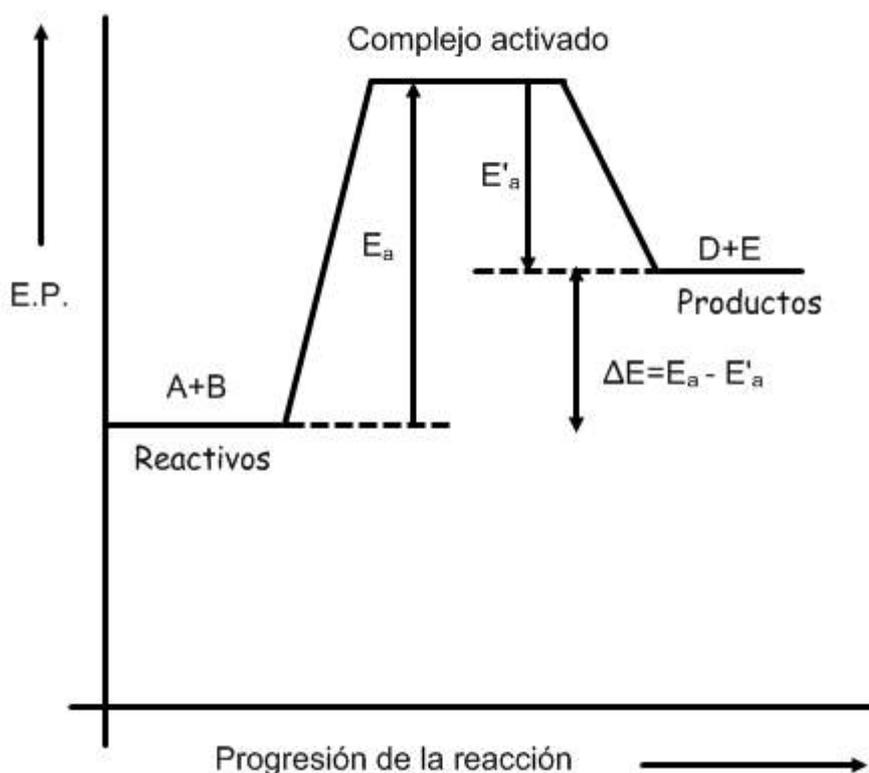
- a) No ocurre nada. El equilibrio no se desplaza en ningún sentido ya que es un sólido.
- b) Al añadir $\text{NH}_3\text{(g)}$, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Al eliminar $\text{H}_2\text{S(g)}$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

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 .

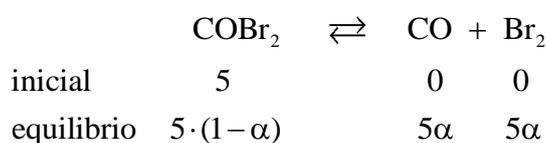
c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, se incrementa la velocidad de reacción. Por lo tanto, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose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

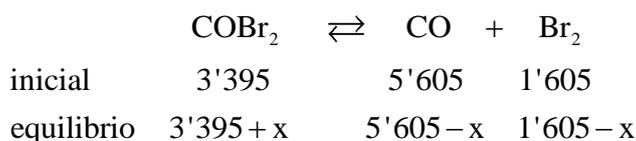


$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{\left(\frac{5\alpha}{4}\right)^2}{\frac{5 \cdot (1 - \alpha)}{4}} = 0'190 \Rightarrow 25\alpha^2 + 3'8\alpha - 3'8 = 0 \Rightarrow \alpha = 0'321$$

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

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

b)



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

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

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

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

Para la reacción: $A(g) \rightarrow B(g) + C(g)$ el valor de la constante de velocidad a una cierta temperatura es $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

a) ¿Cuál es el orden de la reacción?.

b) ¿Cuál es la ecuación de velocidad?.

c) A esa misma temperatura, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de A sea 0,242 M?

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = k \cdot [A(g)]^n$.

Para determinar el orden de la reacción, analizamos las unidades en la ecuación de la velocidad:

$$v = k \cdot [A(g)]^n \Rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}} \cdot \frac{\text{mol}^n}{\text{L}^n} \Rightarrow \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = \frac{\text{mol}^n}{\text{L}^n} \Rightarrow n = 2$$

Luego, el orden de la reacción es 2.

b) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = 1'5 \cdot 10^{-3} \cdot [A(g)]^2$

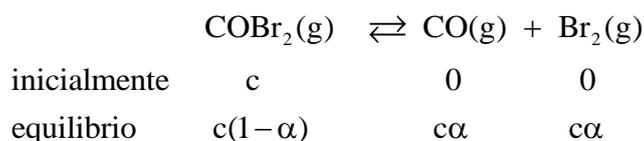
c) A la misma temperatura la constante de velocidad es la misma, luego:

$$v = 1'5 \cdot 10^{-3} \cdot [A(g)]^2 = 1'5 \cdot 10^{-3} \cdot [0'242]^2 = 8'78 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

A 350°K la constante de equilibrio K_c de la reacción de descomposición del bromuro de carbonilo vale 0,205: $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$. Si en un recipiente de 3L se introducen 3,75 moles de bromuro de carbonilo y se calienta hasta alcanzar esa temperatura:
a) ¿Cuáles son las concentraciones de todas las especies en el equilibrio?
b) ¿Cuál es el grado de disociación del bromuro de carbonilo en esas condiciones?
QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a y b)



Calculamos la concentración:

$$c = \frac{3,75}{3} = 1,25.$$

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2] \cdot [\text{CO}]}{[\text{COBr}_2]} \Rightarrow 0,205 = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{1,25\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0,33$$

Calculamos las concentraciones de todas las especies en el equilibrio:

$$[\text{Br}_2] = [\text{CO}] = c \cdot \alpha = 1,25 \cdot 0,33 = 0,4125 \text{ M}$$

$$[\text{COBr}_2] = c \cdot (1-\alpha) = 1,25 \cdot (1-0,33) = 0,8375 \text{ M}$$

Una mezcla gaseosa de 1 L, constituida inicialmente por 7,94 mol de gas dihidrógeno (H_2) y 5,30 mol de gas yoduro (I_2), se calienta a 445 °C, formándose en el equilibrio 9,52 mol de yoduro de hidrógeno gaseoso.

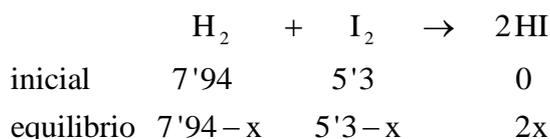
a) Calcule el valor de la constante de equilibrio K_c , a dicha temperatura.

b) Si hubiésemos partido de 4 mol de gas dihidrógeno y 2 mol de gas yoduro, ¿cuántos moles de yoduro de hidrógeno gaseoso habría en el equilibrio?

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

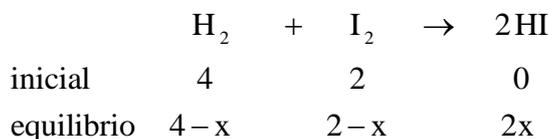
a)



Como nos dicen que: $2x = 9'52 \Rightarrow x = 4'76$. Por lo tanto:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{9'52}{1}\right)^2}{\left(\frac{3'18}{1}\right) \cdot \left(\frac{0'54}{1}\right)} = 52'77$$

b)



$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{4-x}{1}\right) \cdot \left(\frac{2-x}{1}\right)} = 52'77 \Rightarrow 48'77x^2 - 316'62x + 422'16 = 0 \Rightarrow x = 1'87$$

Luego, los moles de yoduro de hidrógeno en el equilibrio serán: $2x = 2 \cdot 1'87 = 3'74$ moles

Para la siguiente reacción en equilibrio: $2\text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$

a) Escriba la expresión de las constantes de equilibrio K_c y K_p .

b) Justifique en qué sentido se desplazará el equilibrio si se eleva la temperatura.

c) Justifique cómo evoluciona el equilibrio si se eleva la presión a temperatura constante.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para el equilibrio: $2\text{BaO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{BaO}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$

$$K_c = [\text{O}_2]$$

$$K_p = P_{\text{O}_2}$$

b) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

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

A 298° K se establece el siguiente equilibrio químico: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} < 0$.

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) La relación entre K_c y K_p es $K_p = K_c \cdot R \cdot T$.

b) Si se aumenta la temperatura K_c aumenta.

c) El equilibrio se puede desplazar en el sentido de los productos con la adición de un catalizador adecuado.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que la relación entre K_c y K_p viene dada por la fórmula: $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$ y, en nuestro caso $\Delta n = -1$, luego, la relación es: $K_c = K_p \cdot R \cdot T$

b) Falsa, ya que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye K_c

c) Falsa. El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción pero no desplaza el equilibrio en ningún sentido.

Se introduce una cantidad de NaHCO_3 sólido en un recipiente de 2 L a 100°C y se establece el siguiente equilibrio: $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$. Si el valor de K_p a esa temperatura es 0,231, calcule:

a) La presión de CO_2 y los gramos de carbonato de sodio en el equilibrio.

b) Las concentraciones de las especies gaseosas en el equilibrio, al añadir al equilibrio anterior 0,01 mol de gas CO_2 .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

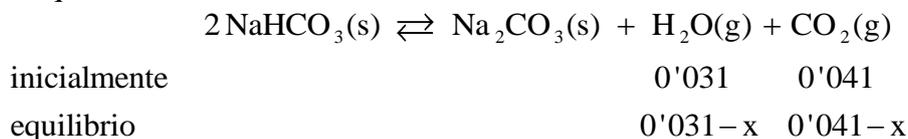
R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_{\text{CO}_2} = (P_{\text{CO}_2})^2 = 0'231 \Rightarrow P_{\text{CO}_2} = \sqrt{0'231} = 0'481 \text{ atm}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'481 \cdot 2}{0'082 \cdot 373} = 0'031 \text{ moles}$$

$$0'031 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 3'286 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

b) Escribimos el equilibrio:



$$\text{Calculamos } K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'231 \cdot (0'082 \cdot 373)^{-2} = 2'47 \cdot 10^{-4}$$

$$K_c = 2'47 \cdot 10^{-4} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{CO}_2] = \left(\frac{0'031 - x}{2}\right) \cdot \left(\frac{0'041 - x}{2}\right) \Rightarrow x = 0'0045$$

Luego, las concentraciones de las especies gaseosas en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \left(\frac{0'031 - 0'0045}{2}\right) = 0'01325$$

$$[\text{CO}_2] = \left(\frac{0'041 - 0'0045}{2}\right) = 0'01825$$

A 473° K y 2 atm de presión total, el PCl_5 se disocia en un 50% en PCl_3 y Cl_2 . Calcule:

a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

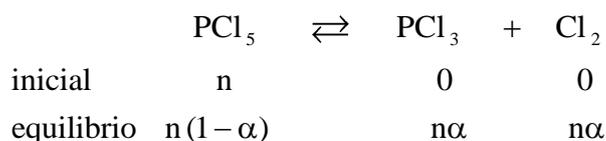
b) Las constantes K_c y K_p .

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

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

$$P_{\text{PCl}_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 0'66 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'66 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-1} = 0'017$$

En el equilibrio: $C(s) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$ $\Delta H^0 = -75 \text{ kJ}$. Prediga, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

a) Una disminución de la temperatura.

b) La adición de $C(s)$.

c) Una disminución de la presión de H_2 , manteniendo la temperatura constante.

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

a) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) La adición de $C(s)$ no tiene efecto sobre el equilibrio, ya que la concentración de los sólidos permanece constante.

c) Si disminuye la presión el volumen debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Dada la reacción: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta\text{H}^0 = -80'4 \text{ kJ}$. Razone:

- a) Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla.**
- b) Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla.**
- c) Cómo tendría que modificarse la presión para aumentar la cantidad de NH_3 en la mezcla.**

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Chatelier dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores externos (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Atendiendo a él, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

- a) Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción, ya que el sistema tenderá a generar calor para contrarrestar la bajada de temperatura. Por lo tanto, si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la proporción de nitrógeno.
- b) Si añadimos oxígeno estamos aumentando la presión con lo cual el volumen debe disminuir y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- c) Si queremos aumentar la cantidad de amoníaco, la presión debe de disminuir para que aumente el volumen.

En una cámara de vacío y a 448°C se hacen reaccionar 0,5 moles de $I_2(g)$ y 0,5 moles de $H_2(g)$. Si la capacidad de la cámara es de 10 litros y el valor de K_c a dicha temperatura es de 50, determine para la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$.

a) El valor de K_p .

b) Presión total y presiones parciales de cada gas en el interior de la cámara, una vez alcanzado el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$.

b) El valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 10 = 1 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_T = 5'91 \text{ atm}$$

	H_2	+	I_2	\rightarrow	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'5-x}{10}\right)} = \frac{4x^2}{(0'5-x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0'39$$

$$\text{moles de } H_2 = \text{moles de } I_2 = 0'5 - 0'39 = 0'11$$

$$\text{moles de } HI = 2 \cdot 0'39 = 0'78$$

$$P_{I_2} = P_{H_2} \Rightarrow P_{I_2} \cdot 10 = 0'11 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{I_2} = P_{H_2} = 0'65 \text{ atm}$$

$$P_{HI} \cdot 10 = 0'78 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{HI} = 4'61 \text{ atm}$$

El fosgeno es un gas venenoso que se descompone según la reacción:



A la temperatura de 900°C el valor de la constante K_c para el proceso anterior es de 0'083. Si en un recipiente de 2 L se introducen, a la temperatura indicada, 0'4 mol de COCl_2 , calcule:

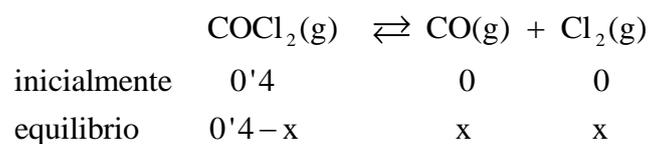
a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

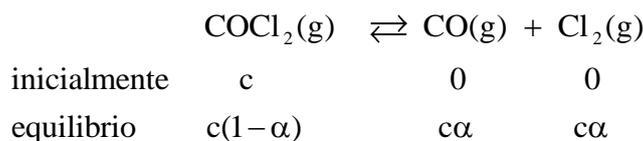


$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{0'4 - x}{2}} \Rightarrow x \approx 0'188$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'094$$

$$[\text{COCl}_2] = \frac{0'4 - x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'106$$

b)



$$K_c = 0'083 = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0'2\alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha \approx 0'47 = 47\%$$

Otra forma: $\left. \begin{array}{l} 0'4 \text{ moles} \rightarrow 0'188 \\ 1 \quad \quad \quad \rightarrow x \end{array} \right\} x = 0'47 = 47\%$

Cuando el óxido de mercurio (sólido) se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de Hg y O₂ hasta alcanzar una presión total que en el equilibrio a 380°C vale 141 mmHg, según $2\text{HgO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Hg(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ Calcule:

a) Las presiones parciales de cada componente en el equilibrio.

b) El valor de K_p .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Sabemos que: $P_T = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2}$

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxígeno, la presión del mercurio será el doble $P_{\text{Hg}} = 2 \cdot P_{\text{O}_2}$, luego sustituyendo, tenemos que:

$$P_T = \frac{141}{760} = 0'186 = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2} = 2P_{\text{O}_2} + P_{\text{O}_2} = 3P_{\text{O}_2} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = \frac{0'186}{3} = 0'062$$

$$P_{\text{Hg}} = 2P_{\text{O}_2} = 2 \cdot 0'062 = 0'124$$

b) Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido, entonces:

$$K_p = P_{\text{Hg}}^2 \cdot P_{\text{O}_2} = (0'124)^2 \cdot 0'062 = 9'53 \cdot 10^{-4}$$

La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) La unidad de la constante de velocidad es $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}$

b) Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de la reacción será ocho veces mayor.

c) Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Ya que:

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Verdadera. Calculamos las velocidades antes y después de duplicar

$$\left. \begin{array}{l} v_1 = k \cdot [A]^2 \cdot [B] \\ v_2 = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B] \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot [2A]^2 \cdot [2B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = \frac{k \cdot 4[A]^2 \cdot 2[B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = 8$$

c) Verdadera. Si disminuimos el volumen a la mitad, entonces las concentraciones de A y B se hacen el doble, con lo cual ocurre lo mismo que en el apartado anterior.

El cianuro de amonio, a 11° C, se descompone según la reacción:



En un recipiente de 2 litros de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de cianuro de amonio y se calienta a 11° C. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 0,3 atm. Calcule:

a) K_c y K_p .

b) La masa de cianuro de amonio que se descompondrá en las condiciones anteriores.

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

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. 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 NH_4CN son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

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

Cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La entalpía de la reacción disminuye.

b) La energía de activación no varía

c) La velocidad de reacción aumenta.

QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Un catalizador disminuye de forma proporcional la energía de activación de la reacción directa y de la inversa, por lo que, la entalpía no se modifica.

b) Falsa. El catalizador disminuye la energía de activación

c) Verdadera. Al disminuir la energía de activación aumenta la velocidad de reacción.

Para la reacción en equilibrio a 25°C: $2\text{ICl(s)} \rightleftharpoons \text{I}_2\text{(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$, $K_p = 0'24$. En un recipiente de 2 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de ICl(s) .

a) ¿Cuál será la concentración de $\text{Cl}_2\text{(g)}$ cuando se alcance el equilibrio?.

b) ¿Cuántos gramos de ICl(s) quedarán en el equilibrio?.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{I} = 127$; $\text{Cl} = 35'5$

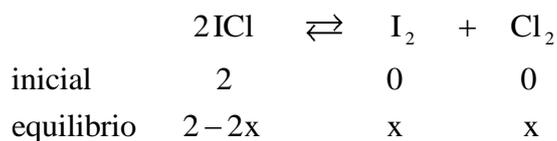
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la constante K_c

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'24}{(0'082 \cdot 298)^1} = 9'82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El equilibrio es:



$$\text{Luego: } K_c = 9'82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = [\text{Cl}_2]$$

b)

$$[\text{Cl}_2] = \frac{x}{2} = 9'82 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0'0196 \text{ mol}$$

Calculamos los gramos de ICl en el equilibrio:

$$2 - 2x = 2 - 2 \cdot 0'0196 = 1'96 \text{ moles} \cdot \frac{162'5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 318'5 \text{ g ICl}$$

Dado el siguiente equilibrio: $\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$. Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830°C , ha reaccionado el 80% del SO_2 inicial. Calcule:

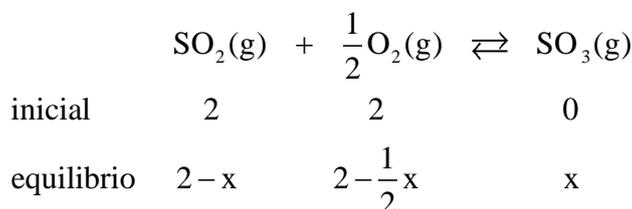
- a) La composición (en moles) de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c .
 b) La presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16 . R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹ .

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Si reacciona el 80% del SO_2 , es decir, 1'6 moles, en el equilibrio quedan 0'4 moles, luego

$$2 - x = 0'4 \Rightarrow x = 1'6$$

Luego:

$$\text{Moles de } \text{SO}_2 = 2 - x = 0'4$$

$$\text{Moles de } \text{O}_2 = 2 - \frac{1}{2}x = 1'2$$

$$\text{Moles de } \text{SO}_3 = x = 1'6$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]^{\frac{1}{2}}} = \frac{\frac{1'6}{2}}{\frac{0'4}{2} \cdot \left[\frac{1'2}{2}\right]^{\frac{1}{2}}} = 5'16$$

b) Calculamos las presiones parciales

$$P_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 18'09$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'2 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 54'27$$

$$P_{\text{SO}_3} = \frac{n_{\text{SO}_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'6 \cdot 0'082 \cdot 1103}{2} = 72'36$$

$$K_p = \frac{72'36}{18'09 \cdot (54'27)^{\frac{1}{2}}} = 0'543$$

Para la reacción: $2A + B \rightarrow C$, se ha comprobado experimentalmente que es de primer orden respecto al reactivo A y de segundo orden respecto al reactivo B.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

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

c) ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

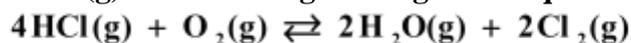
a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$.

b) $1 + 2 = 3$.

c) Pueden influir varios factores:

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

En el proceso Deacon, el cloro (g) se obtiene según el siguiente equilibrio:



Se introducen 32'85 g de $\text{HCl}(\text{g})$ y 38'40 g de $\text{O}_2(\text{g})$ en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390°C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 28'40 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

a) Calcule el valor de K_c .

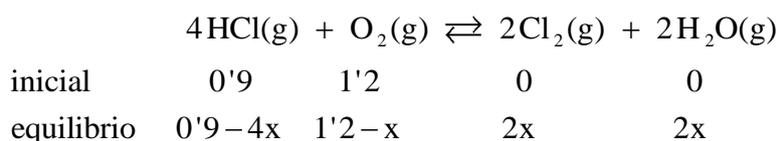
b) Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas $\text{Cl} = 35'5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

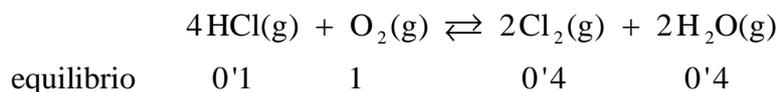
QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Por el enunciado sabemos que: $2x = \frac{28'40}{71} \Rightarrow x = 0'2$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:



$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'1}{10}\right)^4 \cdot \left(\frac{1}{10}\right)} = 2.560$$

b)

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 2'17$$

$$P_{\text{HCl}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 0'54$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 5'43$$

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{(2'17)^2 \cdot (2'17)^2}{(0'54)^4 \cdot (5'43)} = 48'19$$

Para el equilibrio: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H > 0$

Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) Los valores de las constantes K_c y K_p son iguales.
- b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
- c) Un aumento de la presión facilita la descomposición del hidrogenocarbonato de calcio.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que: $K_c = K_p(\text{RT})^{-\Delta n} = K_p(\text{RT})^{-2}$

b) Cierta. El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) Falsa. 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.

En un recipiente de 2'0 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0'20 moles de $\text{CO}_2(\text{g})$, 0'10 moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0'16 moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. A continuación se establece el siguiente equilibrio a 500 K: $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a) Si en el equilibrio la presión parcial del agua es 3'51 atm, calcule las presiones parciales en el equilibrio de CO_2 , H_2 y CO .

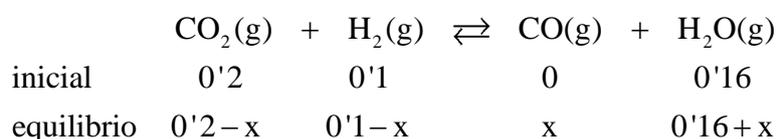
b) Calcule K_p y K_c para el equilibrio a 500 K.

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

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Calculamos los moles totales en el equilibrio y la presión total:

$$n_T = 0'46 \quad ; \quad P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'46 \cdot 0'082 \cdot 500}{2} = 9'43$$

Calculamos x con el dato de la presión parcial del agua:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0'16 + x}{0'46} \cdot 9'43 = 3'51 \Rightarrow x = 0'011$$

Calculamos las presiones parciales en el equilibrio de los gases que nos piden:

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{0'2 - 0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 3'87$$

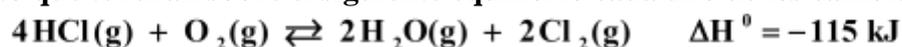
$$P_{\text{H}_2} = \frac{0'1 - 0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 1'82$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 0'23$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_p = \frac{0'23 \cdot 3'51}{3'87 \cdot 1'82} = 0'115 = K_c, \text{ ya que } \Delta n = 0$$

Razone el efecto que tendrán sobre el siguiente equilibrio cada uno de los cambios:



- a) **Aumentar la temperatura.**
- b) **Eliminar parcialmente HCl(g).**
- c) **Añadir un catalizador.**

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice: “Si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”.

- a) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consume calor, es decir, en sentido endotérmico. Luego, se desplazará hacia la izquierda produciéndose más cloruro de hidrógeno y oxígeno.
- b) Si se elimina parcialmente HCl, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- c) Si se realiza la reacción en presencia de un catalizador se conseguirá que ésta transcurra más rápidamente pero no desplazará el equilibrio en ningún sentido.

En un recipiente de 14 litros se introducen 3'2 moles de $N_2(g)$ y 3 moles de $H_2(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ a $200^\circ C$ se obtienen 1'6 moles de amoníaco. Calcule:

a) El número de moles de $H_2(g)$ y de $N_2(g)$ en el equilibrio y el valor de la presión total.

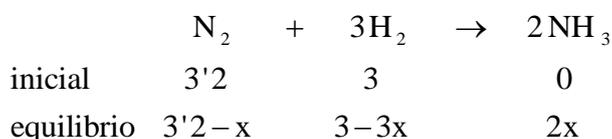
b) los valores de las constantes K_c y K_p a $200^\circ C$.

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

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Como en el equilibrio hay 1'6 moles de amoníaco, entonces: $2x = 1'6 \Rightarrow x = 0'8$, con lo cual:

$$\text{Moles de } N_2(g) \text{ en el equilibrio} = 3'2 - x = 3'2 - 0'8 = 2'4$$

$$\text{Moles de } H_2(g) \text{ en el equilibrio} = 3 - 3x = 3 - 3 \cdot 0'8 = 0'6$$

$$\text{Moles de } NH_3(g) \text{ en el equilibrio} = 2x = 2 \cdot 0'8 = 1'6$$

Luego, los moles totales en el equilibrio son: $n_T = 2'4 + 0'6 + 1'6 = 4'6$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{4'6 \cdot 0'082 \cdot 473}{14} = 12'74 \text{ atm}$$

b) Aplicamos las fórmulas para calcular las constantes

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{\left(\frac{1'6}{14}\right)^2}{\left(\frac{2'4}{14}\right) \cdot \left(\frac{0'6}{14}\right)^3} = 967'9$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 967'9 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-2} = 0'64$$

En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de COCl_2 . A 300 K se establece el equilibrio:
 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$, siendo el valor de la presión total del equilibrio de 180 mmHg.

Calcule, en las condiciones del equilibrio:

a) Las presiones parciales de los componentes del equilibrio.

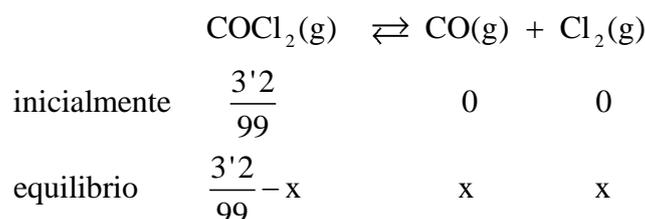
b) Las constantes de equilibrio K_c y K_p .

Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; Cl = 35'5. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



El nº total de moles será: $n_T = \frac{3'2}{99} + x$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{180}{760} \cdot 5 = \left(\frac{3'2}{99} + x \right) \cdot 0'082 \cdot 300 \Rightarrow x = 0'016$$

$$P_{\text{CO}} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0'016}{0'048} \cdot P_T = \frac{0'016 \cdot \frac{180}{760}}{0'048} = 0'079$$

$$P_{\text{COCl}_2} = \frac{0'016}{0'048} \cdot P_T = \frac{0'016 \cdot \frac{180}{760}}{0'048} = 0'079$$

b)

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}} = \frac{(0'079) \cdot (0'079)}{(0'079)} = 0'079$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'079 \cdot (0'082 \cdot 300)^{-1} = 3'21 \cdot 10^{-3}$$

Dado el siguiente equilibrio para la obtención de hidrógeno: $\text{CH}_4(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta\text{H} > 0$

a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p .

b) Justifique cómo afecta una disminución del volumen de reacción a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.

c) Justifique cómo afecta un aumento de la temperatura a la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ obtenida.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } K_p = \frac{(P_{\text{H}_2})^2}{P_{\text{CH}_4}}$$

El Principio de Le Châtelier, establece que “si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”. Basándonos en él:

b) Si disminuye el volumen, la presión debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$.

c) El aumento de la temperatura favorece la reacción endotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$.

Para la reacción en equilibrio $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, a 750°C , la presión total del sistema es $32,0 \text{ mmHg}$ y la presión parcial del agua $23,7 \text{ mmHg}$. Calcule:

a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750°C .

b) Los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y de $\text{H}_2(\text{g})$ presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L .

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

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como los dos únicos gases que existen en el equilibrio son el hidrógeno y agua, si la presión parcial del agua es $23'7 \text{ mm Hg}$, la del hidrógeno será la total menos la del agua:

$$32 \text{ mm Hg} - 23'7 \text{ mm Hg} = 8'3 \text{ mm Hg}.$$

Conocidas las presiones, se sustituye en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} = \frac{\left(\frac{23'7}{760}\right)^2}{\left(\frac{8'3}{760}\right)^2} = 8'15$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales para cada uno de los dos:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{23'7}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 7'43 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{8'3}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 2'6 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

La síntesis industrial del metanol se rige por el siguiente equilibrio homogéneo:



A 300°C, $K_p = 9'28 \cdot 10^{-3}$. Responda verdadero o falso, de forma razonada:

- El valor de K_c será mayor que el de K_p .
- Aumentando la presión se obtendrá mayor rendimiento en el proceso de síntesis.
- Una disminución de la temperatura supondrá un aumento de las constantes de equilibrio.

QUIMICA. 2016. SEPTIEMBRE. 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) Verdadero, ya que la relación entre K_c y K_p viene dada por la fórmula: $K_c = K_p \cdot (\text{RT})^{-\Delta n}$ y, en nuestro caso $\Delta n = -2$, luego, la relación es: $K_c = K_p \cdot (\text{RT})^2 = 9'28 \cdot 10^{-3} (0'082 \cdot 573)^2 = 20'48$

b) Verdadero. Si aumentamos la presión el volumen tiene que disminuir, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.

c) Verdadero. Si se disminuye la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se desprenda calor, es decir, en que sea exotérmica, por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción, con lo cual aumentan las constantes.

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 H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4'68 L a dicha temperatura.

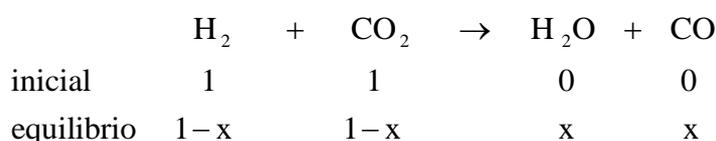
b) La presión parcial de cada especie en el equilibrio y el valor de K_p .

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

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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 un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0'8 moles de CS_2 y 0'8 moles de H_2 . A 300°C se establece el equilibrio: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, siendo la concentración de CH_4 de 0'025 mol/L. Calcule:

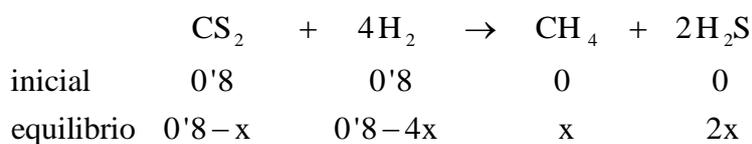
a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.

b) K_c y K_p a dicha temperatura.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = 0'025 \Rightarrow x = 0'125$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CS}_2] = \frac{0'8 - x}{5} = \frac{0'8 - 0'125}{5} = 0'135 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0'8 - 4x}{5} = \frac{0'8 - 4 \cdot 0'125}{5} = 0'06 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_4] = \frac{x}{5} = \frac{0'125}{5} = 0'025 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{2x}{5} = \frac{2 \cdot 0'125}{5} = 0'05 \text{ M}$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4] \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{0'025 \cdot 0'05^2}{0'135 \cdot 0'06^4} = 35'72$$

$$K_p = K_c \cdot (\text{R} \cdot \text{T})^{\Delta n} = 35'72 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'016$$