

Solución:

- a) Los equilibrios se desplazarán en el sentido de contrarrestar ese aumento de presión. Por tanto, lo harán de tal forma que disminuya el número de moles gaseosos existentes en la mezcla. El primero se desplazará hacia la izquierda, el segundo hacia la derecha y el tercero hacia la izquierda.
- b) Un aumento de temperatura favorece un desplazamiento del equilibrio en el sentido que éste absorba calor, es decir, se favorece el proceso endotérmico. En el primer equilibrio la reacción directa es endotérmica, por tanto, el equilibrio se desplaza hacia la derecha; en el segundo, la reacción directa es exotérmica, por tanto, se favorece la reacción inversa y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda; en el tercero, el desplazamiento se produce hacia la derecha.

10.9. Explicar razonadamente el efecto sobre el equilibrio

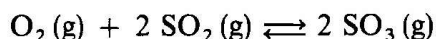


- a) Si se añade CO. b) Si se añade C. c) Si se aumenta el volumen del recipiente. d) Si se eleva la temperatura.

Solución:

- a) El equilibrio tiende a eliminar el exceso de CO (g) añadido, desplazándose hacia la izquierda.
- b) Al ser un sólido, no influye sobre el equilibrio.
- c) Al aumentar el volumen, disminuye la presión y el sistema evoluciona de forma que se restablezca la presión inicial, aumentando el número de moles gaseosos; lo que provocará un desplazamiento del equilibrio a la derecha.
- d) Se favorece el proceso endotérmico, que es la reacción inversa. Por tanto, desplazamiento hacia la izquierda.

10.10. Considerando el sistema en equilibrio:



sugierase alguna forma de aumentar la presión del sistema de modo que, en el equilibrio:

- a) Disminuya el número de moles de SO₃ (g). b) Aumente el número de moles de SO₃ (g).
c) Permanezca invariable el número de moles de SO₃ (g).

Solución:

- a) Disminuir el volumen del recipiente o extraer alguno de los reactivos (O₂ y/o SO₂).
- b) Añadir una mayor cantidad de reactivos.
- c) Añadir un gas inerte a la mezcla en equilibrio, sin modificar el volumen.

10.11. A 300 °C, el valor de K_c para la reacción



es 0,56. En un recipiente de 10 litros hay una mezcla formada por 0,9 moles de Cl₂, 1,8 moles de PCl₃, y 0,24 moles de PCl₅. a) ¿Estará dicha mezcla en equilibrio? b) Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará el sistema?

Solución:

a) Calculamos las concentraciones de los componentes en la mezcla:

$$[\text{Cl}_2] = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V} = \frac{0,9}{10} = 0,09 \text{ mol/l} ; [\text{PCl}_5] = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{0,24}{10} = 0,024 \text{ mol/l}$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} = \frac{1,8}{10} = 0,18 \text{ mol/l}$$

Calculamos la relación entre las concentraciones de reactivos y productos:

$$\frac{[\text{Cl}_2][\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,09 \cdot 0,18}{0,024} = 0,67$$

La relación, 0,67, no es la correspondiente al equilibrio, 0,56. Por tanto, el sistema no está en equilibrio.

b) Según el principio de Le Chatelier, el sistema evolucionará en el sentido de que la relación anterior alcance el valor de 0,56. Por tanto, el numerador debe disminuir y el denominador aumentar; es decir, el sistema evolucionará produciendo PCl_5 , a costa del PCl_3 y Cl_2 .

10.12. La constante de equilibrio, K_c , a 800°C , vale 0,016 para la reacción



¿Cuál será la concentración de ioduro de hidrógeno a dicha temperatura, si las concentraciones de hidrógeno y yodo son 0,10 mol/l en el equilibrio?

Solución: La expresión de K_c es

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

sustituyendo los datos en esta expresión: $0,016 = \frac{(0,10)^2}{[\text{HI}]^2}$; $[\text{HI}] = 0,79 \text{ mol/l}$.

10.13. La reacción $3 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ se realiza en un recipiente de 25 litros alcanzándose, en el equilibrio, una presión de 8 atm. Completar la siguiente tabla:

	H_2	N_2	NH_3
• Moles iniciales	2	1	3,2
• Moles que reaccionan			
• Moles que se forman			
• Moles en el equilibrio			1,8
• Concentración en el equilibrio			
• Fracciones molares en el equilibrio			
• Presiones parciales en el equilibrio			

Solución:

• Observando la tabla se puede calcular el número de moles de NH_3 que han reaccionado: $3,2 - 1,8 = 1,4$.

- A partir de la estequiometría de la reacción, calcularemos el número de moles de N_2 e H_2 que se producen:

$$\frac{2 \text{ moles de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2} = \frac{1,4 \text{ moles de } NH_3}{x \text{ moles de } N_2} ; x = 0,7 \text{ moles de } N_2$$

$$\frac{2 \text{ moles de } NH_3}{3 \text{ moles de } H_2} = \frac{1,4 \text{ moles de } NH_3}{y \text{ moles de } H_2} ; y = 2,1 \text{ moles de } H_2$$

- Número de moles en el equilibrio: $0,7 + 1 = 1,7$ moles de N_2
 $2,1 + 2 = 4,1$ moles de H_2
- Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = \frac{4,1}{25} = 0,164 \text{ mol/l} ; [N_2] = \frac{1,7}{25} = 0,068 \text{ mol/l} ; [NH_3] = \frac{1,8}{25} = 0,072 \text{ mol/l}$$

- Como el número total de moles es $n_T = 4,1 + 1,7 + 1,8 = 7,6$, las fracciones molares en el equilibrio son,

$$\chi_{H_2} = \frac{4,1}{7,6} = 0,54 ; \chi_{N_2} = \frac{1,7}{7,6} = 0,22 ; \chi_{NH_3} = \frac{1,8}{7,6} = 0,24$$

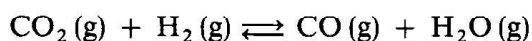
- Conociendo las fracciones molares, χ_i , y la presión total, $P = 8$ atm, se calculan las presiones parciales en el equilibrio:

$$p_{H_2} = \chi_{H_2} P = 0,54 \cdot 8 = 4,32 \text{ atm}$$

$$p_{N_2} = \chi_{N_2} P = 0,22 \cdot 8 = 1,76 \text{ atm}$$

$$p_{NH_3} = \chi_{NH_3} P = 0,24 \cdot 8 = 1,92 \text{ atm}$$

- 10.14.** En un recipiente de 2 litros a $1.800^\circ C$ hay en equilibrio 0,60 moles de CO_2 , 0,60 moles de H_2 , 1,20 moles de CO , y 1,20 moles de vapor de agua. La reacción que se produce es



- a) Calcular K_c y K_p a $1.800^\circ C$. b) Averiguar el número de moles de CO_2 que se deben añadir para aumentar la concentración de CO hasta, 0,80 mol/litro.

Solución:

- a) Las concentraciones en el equilibrio son

$$[CO] = \frac{1,20}{2} = 0,60 \text{ mol/l} ; [H_2O] = \frac{1,20}{2} = 0,60 \text{ mol/l}$$

$$[CO_2] = \frac{0,60}{2} = 0,30 \text{ mol/l} ; [H_2] = \frac{0,60}{2} = 0,30 \text{ mol/l}$$

La expresión de K_c para el equilibrio es

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

Sustituyendo las concentraciones calculadas:

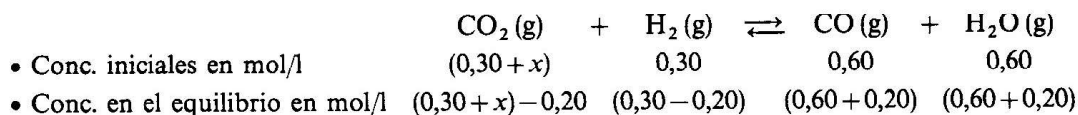
$$K_c = \frac{0,60 \cdot 0,60}{0,30 \cdot 0,30} = 4$$

Como $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ y $\Delta n = (1 + 1) - (1 + 1) = 0$,

$$K_p = K_c(RT)^0 = K_c \cdot 1 = K_c$$

luego $K_p = 4$.

- b) Si la concentración de CO aumenta en 0,20 mol/l, también lo hará la de H₂O. Este aumento es debido a que han reaccionado 0,20 mol/l de CO₂ con 0,20 mol/l de H₂. Por tanto, si x es el número de moles por litro que se deben añadir:

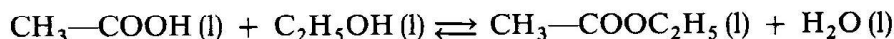


Dado que K_c sólo varía si lo hace la temperatura:

$$K_c = \frac{0,80 \cdot 0,80}{(0,10 + x) \cdot 0,10} = 4 \quad ; \quad x = 1,5 \text{ mol/l de CO}_2$$

Como el volumen del recipiente es 2 litros, habrá que añadir $1,5 \cdot 2 = 3$ moles de CO₂.

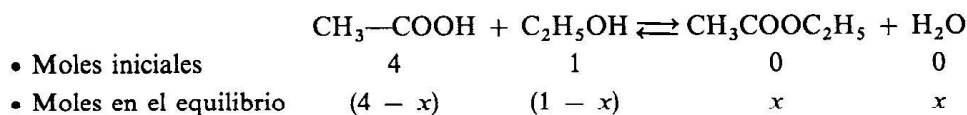
10.15. Una vez establecido el equilibrio para la reacción



se observa que, a 25 °C, el valor de la constante K_c es 4. Calcular, a 25 °C: a) Los moles de acetato de etilo formado, a 25 °C, si se mezclan inicialmente 4 moles de ácido acético y 1 mol de etanol. b) El peso de acetato de etilo formado al mezclar 92 g de etanol y 180 de ácido acético, cuando se alcance el equilibrio. c) El peso de acético que se debe mezclar con 138 g de etanol para obtener 72 g de acetato. d) La proporción molecular en que se deben mezclar acético y etanol para obtener un rendimiento del 80% en acetato a partir de la cantidad de alcohol utilizado.

Solución:

- a) Escribamos la reacción junto con el número de moles de cada sustancia inicialmente y en el equilibrio. Sea x = número de moles de acetato que se forman, V = volumen (litros):

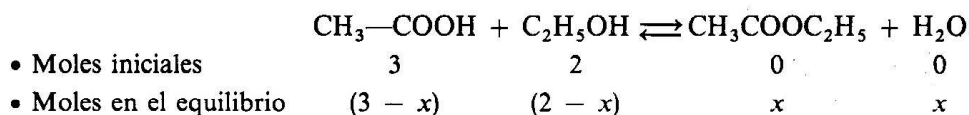


$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{(4-x)}{V} \cdot \frac{(1-x)}{V}} = 4$$

de donde, $x = 0,92$ moles. La otra solución de la ecuación de segundo grado, 5,73, se desestima, ya que no se pueden formar más moles que los reaccionantes, dada la estequiometría de la reacción.

- b) Las masas moleculares son: $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46$ y $M(\text{CH}_3\text{—COOH}) = 60$. Por tanto, el n.º de moles iniciales de los reactivos es

$$n(\text{etanol}) = \frac{92 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles} \quad \text{y} \quad n(\text{acético}) = \frac{180 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}$$



$$K_c = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{x}{V}}{\frac{(3-x)}{V} \cdot \frac{(2-x)}{V}} = 4$$

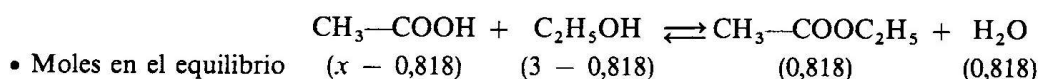
La ecuación de segundo grado nos conduce a la solución

$$x = 1,57 \text{ moles}$$

Como la masa molecular del acetato es 88:

$$1,56 \text{ moles} \cdot \frac{88 \text{ g}}{\text{mol}} = 138,11 \text{ g de acetato}$$

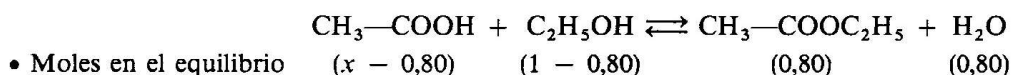
c) $n(\text{etanol}) = \frac{138 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}$; $n(\text{acetato}) = \frac{72 \text{ g}}{88 \text{ g/mol}} = 0,818 \text{ moles}$



$$K_c = \frac{0,818 \cdot 0,818}{(x - 0,818)(3 - 0,818)} = 4 \quad ; \quad x = 0,894$$

$$0,894 \text{ moles de acético} \cdot \frac{60 \text{ g de acético}}{\text{mol de acético}} = 53,68 \text{ g de acético}$$

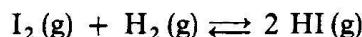
d)



$$K_c = \frac{0,80 \cdot 0,80}{(x - 0,80)(1 - 0,80)} = 4 \quad ; \quad x = 1,6 \text{ moles}$$

En consecuencia, cada mol de etanol se debe mezclar con 1,6 moles de ácido acético.

- 10.16. A 500 °C, las concentraciones de los gases de una mezcla en equilibrio son $[H_2] = 8,60 \cdot 10^{-4}$ mol/l, $[I_2] = 2,63 \cdot 10^{-3}$ mol/l, $[HI] = 1,02 \cdot 10^{-2}$ mol/l. Calcular: a) El valor de K_c . b) Las concentraciones de los componentes de la mezcla en el equilibrio, a 500 °C, si se introducen 3 moles de HI en un recipiente de 4 litros. La reacción que se produce es



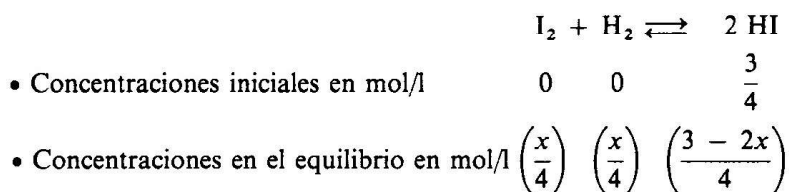
Solución:

$$a) K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]}$$

Dado que la mezcla está en equilibrio, sustituimos las concentraciones correspondientes:

$$K_c = \frac{(1,02 \cdot 10^{-2})^2}{(2,63 \cdot 10^{-3})(8,60 \cdot 10^{-4})} = 46$$

- b) Escribimos la ecuación estequiométrica y construimos la tabla de concentraciones. Observar que 2 moles de HI producen 1 mol de I_2 y 1 mol de H_2 .

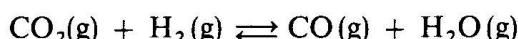


$$K_c = \frac{\left(\frac{3 - 2x}{4}\right)^2}{\left(\frac{x}{4}\right)\left(\frac{x}{4}\right)} = 46$$

Esta expresión da lugar a una ecuación de segundo grado cuyas soluciones son 0,36, y otra que es negativa y, por tanto, no tiene sentido. Así pues, las concentraciones en el equilibrio se obtienen sustituyendo en la tabla:

$$[I_2] = 0,09 \text{ mol/l} ; [H_2] = 0,09 \text{ mol/l} ; [HI] = 0,57 \text{ mol/l}$$

- 10.17. En un recipiente de 8 litros se introducen 0,58 moles de CO_2 y 0,31 moles de H_2 , se calienta hasta 1.250 °C y se establece el equilibrio de la reacción en fase gaseosa:



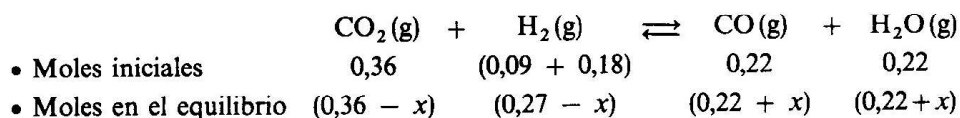
Analizando la mezcla se encuentra que hay 0,36 moles de CO_2 . a) Calcular las cantidades de los restantes gases en el equilibrio. b) Determinar el valor de K_c a dicha temperatura. c) Una vez alcanzado el equilibrio y sin modificar la temperatura se añaden 0,18 moles de H_2 . ¿Cuál será la composición de la mezcla una vez restablecido el equilibrio?

Solución:

- a) Han reaccionado $0,58 - 0,36 = 0,22$ moles de CO_2 y, dada la estequiometría de la reacción, se habrán formado $0,22$ moles de CO y $0,22$ moles de H_2O . Por tanto, quedarán $0,36 - 0,22 = 0,14$ moles de H_2 en el equilibrio.
- b) Dado que a 1.250°C todas las sustancias están en fase gaseosa, aparecerán todas sus concentraciones en la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\frac{0,22}{8} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,22}{8} \text{ mol/l}}{\frac{0,36}{8} \text{ mol/l} \cdot \frac{0,14}{8} \text{ mol/l}} = 1,49$$

- c) Según el principio de Le Chatelier, el equilibrio evoluciona contrarrestando la variación introducida. Disminuirá H_2 mediante su reacción con CO_2 . Por tanto:



$$K_c = 1,49 = \frac{(0,22 + x)^2}{(0,36 - x)(0,27 - x)} ; x = 0,07 \text{ moles}$$

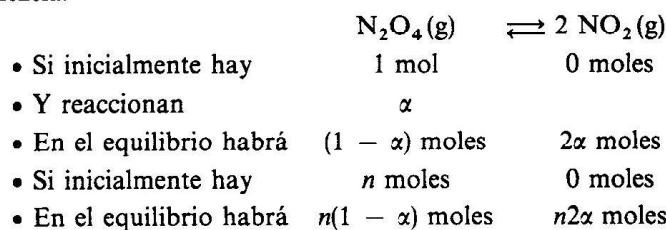
La otra solución carece de sentido, ya que las cantidades iniciales de los reactivos son inferiores a este valor, 2,7.

Por tanto, el número de moles de cada sustancia en el equilibrio es

$$\begin{aligned} n_{\text{CO}} &= n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,22 + 0,07 = 0,29 \text{ moles} \\ n_{\text{H}_2} &= 0,27 - 0,07 = 0,2 \text{ moles} \\ n_{\text{CO}_2} &= 0,36 - 0,07 = 0,29 \text{ moles} \end{aligned}$$

- 10.18. A 27°C y 1 atm , el N_2O_4 se encuentra parcialmente disociado, según la ecuación $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$. Si en estas condiciones la densidad de la mezcla gaseosa es $3,12 \text{ g/l}$, calcular K_c .

Solución: A la vista de la estequiometría de la reacción, por cada mol de N_2O_4 que se disocia aparecen 2 moles de NO_2 . Escribamos la reacción junto con la tabla que refleja la composición de la mezcla.



Si ocupan un volumen V , las concentraciones en el equilibrio serán

$$\frac{n(1 - \alpha)}{V} \text{ mol/l} \quad \frac{2n\alpha}{V} \text{ mol/l}$$

Dado que las sustancias son gases, aplicaremos la ecuación de los gases ideales. Además, expresaremos la densidad, ρ , en función del número de moles:

$$PV = (n_{\text{N}_2\text{O}_4} + n_{\text{NO}_2})RT$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}M(\text{N}_2\text{O}_4) + n_{\text{NO}_2}M(\text{NO}_2)}{V}$$

Teniendo en cuenta que $M(\text{N}_2\text{O}_4) = 92$ y $M(\text{NO}_2) = 46$, sustituyendo los valores de la tabla anterior y los datos del problema, tendremos

$$\left. \begin{aligned} 1 \cdot V &= (n(1 - \alpha) + 2n\alpha) \cdot 0,082 \cdot 300 \\ 3,16 &= \frac{n(1 - \alpha) \cdot 92 + n2\alpha \cdot 46}{V} \end{aligned} \right\}$$

Dividiendo estas dos ecuaciones entre sí se obtiene $\alpha = 0,2$.

Calcularemos K_p . Para ello calculamos las presiones parciales a partir de las fracciones molares:

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_T} = \frac{n(1 - 0,2)}{n(1 - 0,2) + 2n \cdot 0,2} = \frac{2}{3} ; p_{\text{N}_2\text{O}_4} = P \cdot \chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1 \cdot \frac{2}{3} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} = \frac{2n \cdot 0,2}{n(1 - 0,2) + 2n \cdot 0,2} = \frac{1}{3} ; p_{\text{NO}_2} = P \cdot \chi_{\text{NO}_2} = 1 \cdot \frac{1}{3} = \frac{1}{3} \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\left(\frac{1}{3}\right)^2}{\left(\frac{2}{3}\right)} = \frac{1}{6}$$

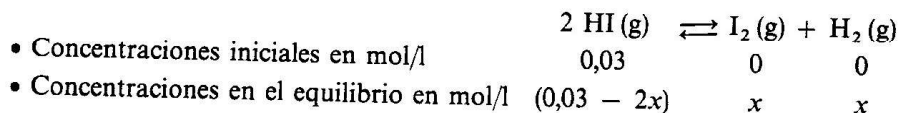
De la relación $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ obtenemos

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = \frac{1}{6} \cdot (0,082 \cdot 300)^{-1} = 6,77 \cdot 10^{-3}$$

- 10.19. En un matraz de 1 litro, a 400°C , se introducen 0,03 moles de HI gaseoso y se cierra. Una vez alcanzado el equilibrio, el HI se ha descompuesto parcialmente en I_2 y H_2 gaseosos, siendo la fracción molar de HI en la mezcla 0,80. Calcular: a) El valor de la constante de equilibrio K_c . b) La presión total de la mezcla y la presión parcial de cada gas. c) El valor de la constante de equilibrio K_p .

Solución:

- a) La ecuación química que describe el estado de equilibrio junto con sus concentraciones es:



Al ser $V = 1$ litro, los moles en el equilibrio coinciden numéricamente con las concentraciones. Los moles de HI que quedarán en el equilibrio son los iniciales menos los que han reaccionado. Dado que se conoce la fracción molar de HI, se puede calcular x

$$\chi_{HI} = \frac{n_{HI}}{n_T} = \frac{(0,03 - 2x)}{(0,03 - 2x) + x + x} = \frac{(0,03 - 2x)}{0,03} = 0,80$$

de donde, $x = 3 \cdot 10^{-3}$ moles.

Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[I_2][H_2]}{[HI]^2} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{(0,03 - 2 \cdot 3 \cdot 10^{-3})^2} = 0,0156$$

$$b) \quad P = \frac{n_T RT}{V} = \frac{0,03 \cdot 0,082 \cdot 673}{1} = 1,65 \text{ atm}$$

Conocida la presión total P se pueden calcular las presiones parciales

$$p_{HI} = \chi_{HI} P = 0,80 \cdot 1,65 = 1,320 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} = \chi_{H_2} P = \frac{0,003}{0,03} \cdot 1,65 = 0,165 \text{ atm}$$

$$p_{I_2} = P - (p_{H_2} + p_{HI}) = 1,65 - (1,320 + 0,165) = 0,165 \text{ atm}$$

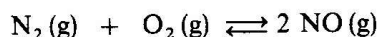
$$c) \quad K_p = \frac{p_{I_2} p_{H_2}}{p_{HI}^2} = \frac{0,165 \cdot 0,165}{(1,320)^2} = 1,56 \cdot 10^{-2}$$

10.20. Al mezclar volúmenes iguales de nitrógeno y oxígeno a una cierta temperatura, se forma un 10% en volumen de monóxido de nitrógeno en equilibrio con los gases iniciales. Hallar:

a) La fracción molar de cada componente. b) K_c , K_p y K_x .

Solución:

a) Procediendo como en el problema anterior:



• Moles en el equilibrio $(1 - \alpha)$ $(1 - \alpha)$ (2α)

El número total de moles $n_T = (1 - \alpha) + (1 - \alpha) + 2\alpha = 2$.

Como la relación en volumen es la misma que la relación en moles, suponemos que se introducen inicialmente 1 mol de N_2 y 1 mol de O_2 , entonces: $n_T = 2$ y el 10% $n_T = 0,2$ moles de NO que se formarán por cada mol de N_2 y O_2 .

Las fracciones molares serán, por tanto, dado que $\alpha = 0,1$:

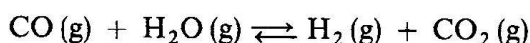
$$\chi_{NO} = \frac{2\alpha}{2} = \alpha = 0,1 \quad ; \quad \chi_{N_2} = \frac{(1 - \alpha)}{2} = 0,45 \quad ; \quad \chi_{O_2} = \frac{1 - \alpha}{2} = 0,45$$

$$b) \quad K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{V}\right)^2}{\left(\frac{1 - \alpha}{V}\right)\left(\frac{1 - \alpha}{V}\right)} = \frac{4\alpha^2}{1 + \alpha^2 - 2\alpha} = \frac{4 \cdot (0,1)^2}{1 + (0,1)^2 - 2 \cdot (0,1)} = 0,05$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0,05(RT)^{2 - (1+1)} = 0,05(RT)^0 = 0,05$$

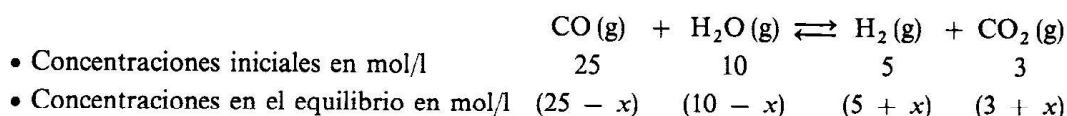
$$K_x = \frac{(\chi_{\text{NO}})^2}{\chi_{\text{N}_2}\chi_{\text{O}_2}} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{2}\right)^2}{\left(\frac{1-\alpha}{2}\right)\left(\frac{1-\alpha}{2}\right)} = \frac{(0,1)^2}{(0,9)^2} = 0,012$$

- 10.21. Se calienta a 1.000 °C un gas de gasógeno cuya composición en volumen es la siguiente: 25% CO, 5% H₂, 3% CO₂, 10% H₂O, y 57% N₂. ¿Cuál es la nueva composición de la mezcla si, a esa temperatura, se produce la reacción:



cuya constante de equilibrio, K_c , vale 1,62?

Solución: Expresemos el equilibrio y las correspondientes cantidades, teniendo en cuenta que las relaciones en volumen son las mismas que las relaciones en moles.



Sustituyendo en K_c :

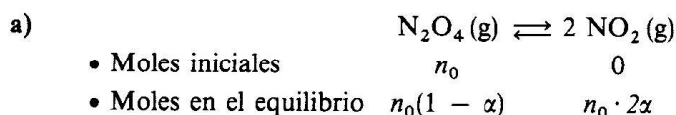
$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = 1,62 \quad ; \quad \frac{(5+x)(3+x)}{(25-x)(10-x)} = 1,62$$

La resolución de la anterior ecuación de segundo grado da $x_1 = 6,42$ y $x_2 = 97,93$. Este último valor se desprecia por ser mayor que 10, ya que no pueden reaccionar más moles de los que existen. Por tanto, la nueva composición de la mezcla será

- % CO = 25 - 6,42 = 18,58 %
- % H₂O = 10 - 6,42 = 3,58 %
- % H₂ = 5 + 6,42 = 11,42 %
- % CO₂ = 3 + 6,42 = 9,42 %
- % N₂ = 57 % (no se modifica ya que no reacciona)

- 10.22. Un recipiente de 4 litros contiene una mezcla de 7,82 g de N₂O₄ y NO₂ en equilibrio, a 333 K y 1 atm. Calcular: a) El grado de disociación del N₂O₄ en NO₂. b) La constante de equilibrio, K_p , de la reacción de disociación, a la temperatura dada.

Solución:



Por otra parte, gramos totales = gramos N₂O₄ + gramos NO₂;

$$7,82 = n_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot M(\text{N}_2\text{O}_4) + n_{\text{NO}_2} \cdot M(\text{NO}_2)$$

$$7,82 = n_0(1 - \alpha) \cdot 92 + n_0 \cdot 2\alpha \cdot 46 \quad ; \quad \text{de donde: } n_0 = 0,085$$