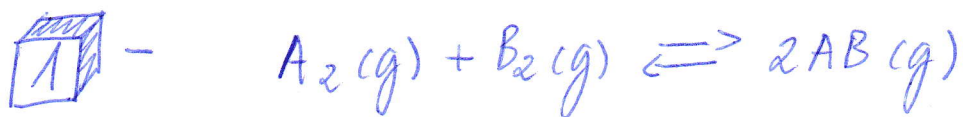


- EQUILIBRIO QUÍMICO -



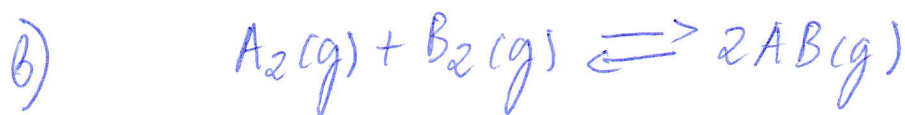
$$T = 25^\circ\text{C} \rightarrow K_p = 5 \quad V = 5\text{L}$$

$$T = 300^\circ\text{C} \rightarrow K_p = 36$$

$$a) K_p = \frac{P_{AB}^2}{P_{A_2} \cdot P_{B_2}}$$

Si al aumentar la temperatura ha aumentado K_p es porque ha aumentado P_{AB} , o sea se ha obtenido más producto.

Según el Principio de Le Châtelier, si aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido que absorba calor, y como la reacción está favorecida hacia la formación de productos, la reacción es endotérmica.



inicio 2 2 —

reacciona -x -x 2x

equilibrio 2-x 2-x 2x

$$K_c = \frac{[AB]^2}{[A_2][B_2]}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 - 1 - 1 = 0$$

$$K_c = K_p = 36$$

$$36 = \frac{\left(\frac{2x}{5}\right)^2}{\left(\frac{2-x}{5}\right)^2}$$

$$36 = \frac{(2x)^2}{(2-x)^2} \Rightarrow \frac{2x}{2-x} = \sqrt{36}$$

$$\frac{2x}{2-x} = 6$$

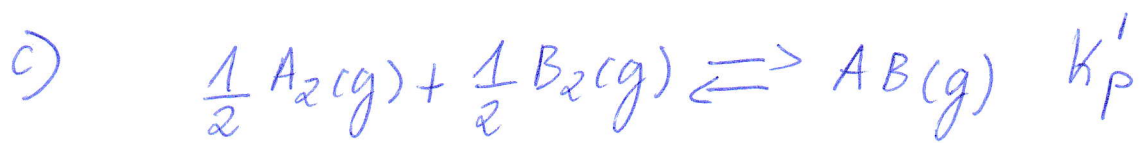
$$2x = 6(2-x)$$

$$2x = 12 - 6x$$

$$8x = 12 \Rightarrow x = \frac{12}{8} = 1,5 \text{ mol}$$

$$[A_2] = [B_2] = \frac{2-1,5}{5} = 0,1 \text{ M}$$

$$[AB] = \frac{2 \cdot 1,5}{5} = 0,6 \text{ M}$$



$$K'_p = \frac{P_{AB}}{P_{A_2}^{1/2} \cdot P_{B_2}^{1/2}} = K_p^{1/2}$$

$$K'_p = \sqrt{36} = 6$$

2 -



inicio	0,141	—	—
reacciona	-x	x	x
equilibrio	0,141-x	x	x

$$M(\text{NH}_4\text{HS}) = 14 + 5 \cdot 1 + 32 = 51 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{HS}} = \frac{7,2}{51} = 0,141 \text{ mol}$$

$$a) pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{0,8 \cdot 4}{0,082 \cdot 296} = 0,132 \text{ mol}$$

$$0,132 = 2x \Rightarrow x = \frac{0,132}{2} = 0,066 \text{ mol}$$

En el equilibrio!

$$n_{\text{NH}_4\text{HS}} = 0,141 - 0,066 = 0,075 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{H}_2\text{S}} = 0,066 \text{ mol}$$

$$b) K_c = [\text{NH}_3][\text{H}_2\text{S}]$$

$$K_c = \frac{(0,066)^2}{4^2} = 2,72 \times 10^{-4}$$

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

$$K_p = 2,72 \times 10^{-4} (0,082 \cdot 296)^2 = 0,16$$

$$\Delta n = 2 - 0 = 2$$

$$c) \% \text{ s\u00f3lido descompuesto} = \frac{x}{n_0} \cdot 100$$

$$\% \text{ s\u00f3lido descompuesto} = \frac{0,066}{0,141} \cdot 100 = 53\%$$

3 -

a) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, $K_p = K_c$ en las reacciones en las que no existe variaci\u00f3n en el n\u00famero de moles gaseosos entre productos y reactivos, $\Delta n = 0$.

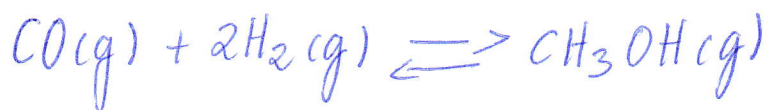
b) Depende de si la reacci\u00f3n es exot\u00e9rmica o endot\u00e9rmica. Seg\u00fan el Principio de Le Ch\u00e2telier, un aumento de T desplaza el equilibrio en el sentido en el que la reacci\u00f3n absorbe calor. En una reacci\u00f3n endot\u00e9rmica, el equilibrio se desplaza hacia la formaci\u00f3n de productos, por lo que la constante de equilibrio aumenta. Sucede lo contrario si la reacci\u00f3n es exot\u00e9rmica.

$$c) K_c = [\text{CaO}]^2 [\text{O}_2]$$

$$K_p = P_{\text{CaO}}^2 \cdot P_{\text{O}_2}$$

d) La presencia de un catalizador no desplaza el equilibrio porque no interviene en la reacci\u00f3n, solo modifica el tiempo que se tarda en alcanzarlo, disminuy\u00e9ndolo.

4



inicio	1	2	3
reacciona	-x	-2x	x
equilibrio	1-x	2-2x	3+x

a) Reacciona el 20% de CO: $x = 0,2 \text{ mol}$

En el equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 1 - 0,2 = 0,8 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 2 - 2 \cdot 0,2 = 1,6 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = 3 + 0,2 = 3,2 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{CO}} = 0,8 \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2} = 1,6 \text{ mol} \\ n_{\text{CH}_3\text{OH}} = 3,2 \text{ mol} \end{array} \right\} n_{\text{TOTAL}} = 0,8 + 1,6 + 3,2 = 5,6 \text{ mol}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}^2}$$

$$0,973 = \frac{\frac{3,2}{5,6} \cdot P_T}{\frac{0,8}{5,6} \cdot P_T \cdot \left(\frac{1,6}{5,6}\right)^2 P_T^2} \Rightarrow P_T^2 = \frac{3,2 \cdot 5,6^2}{0,973 \cdot 0,8 \cdot 1,6^2}$$

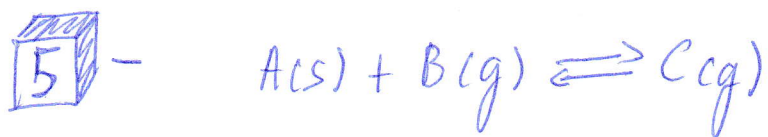
$$P_T = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 5,6^2}{0,973 \cdot 0,8 \cdot 1,6^2}} = 7,1 \text{ atm}$$

$$b) \left[P_{\text{CO}} = \frac{0,8}{5,6} \cdot 7,1 = 1,01 \text{ atm} \right] (1 \text{ atm})$$

$$\left[P_{\text{H}_2} = \frac{1,6}{5,6} \cdot 7,1 = 2,03 \text{ atm} \right] (2 \text{ atm})$$

$$\left[P_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{3,2}{5,6} \cdot 7,1 = 4,06 \text{ atm} \right] (4 \text{ atm})$$

c) Al ser la reacción endotérmica, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia donde absorbe calor. Por tanto, al aumentar la temperatura, aumenta la cantidad de CH_3OH .

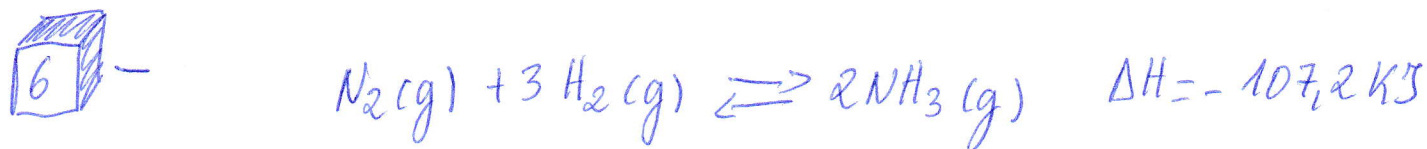


a) Falsa. $K_p = \frac{P_c}{P_A}$

b) Verdadera. Un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia donde hay menor número de moles gaseosos. Como en este caso hay el mismo número de moles la presión no afecta.

c) Falsa. Según el principio de Le Châtelier un aumento de temperatura desplaza el equilibrio hacia donde absorbe calor. Al ser una reacción exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

d) Falso. K_p , constante de equilibrio, solo depende de la temperatura.



inicio	0,46	0,77	—
reacciona	-x	-3x	+2x
equilibrio	0,46-x	0,77-3x	2x

a) $2x = 0,012 \Rightarrow x = \frac{0,012}{2} = 0,006 \text{ mol}$

$n_{\text{TOTAL}} = 0,46 - x + 0,77 - 3x + 2x = 1,23 - 2x = 1,23 - 0,012 = 1,218 \text{ mol}$

$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,218 \cdot 0,082 \cdot 800}{13,1} = 6 \text{ L}$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

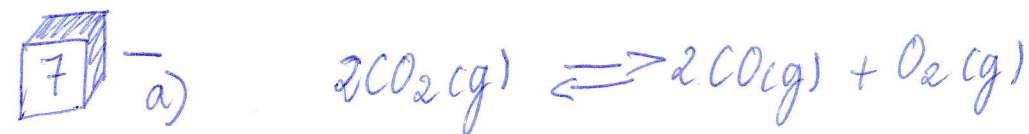
$$K_c = \frac{\left(\frac{0,012}{6}\right)^2}{\left(\frac{0,46-0,006}{6}\right)\left(\frac{0,77-3 \cdot 0,006}{6}\right)^3} = 0,027$$

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

$\Delta n = 2 - 4 = -2$

$$K_p = 0,027 \cdot (0,082 \cdot 800)^{-2} = 6,27 \times 10^{-6}$$

c) Según el principio de Le Châtelier si aumenta la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido que absorbe calor. Como el sistema es exotérmico, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, disminuyendo el rendimiento de la reacción.



inicio	0,25	—	—
reacciona	$-2x$	$2x$	x
equilibrio	$0,25 - 2x$	$2x$	x

$$\frac{2x}{1} = 4,0 \times 10^{-2} \Rightarrow x = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} [\text{O}_2] &= \frac{2,0 \times 10^{-2}}{1} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ M} \\ [\text{CO}] &= 4,0 \times 10^{-2} \text{ M} \\ [\text{CO}_2] &= \frac{0,25 - 2 \cdot 2 \times 10^{-2}}{1} = 0,21 \text{ M} \end{aligned}$$

$$b) K_c = \frac{[\text{CO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{CO}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{(4 \times 10^{-2})(2,0 \times 10^{-2})}{(0,21)^2} = 7,3 \times 10^{-4}$$

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

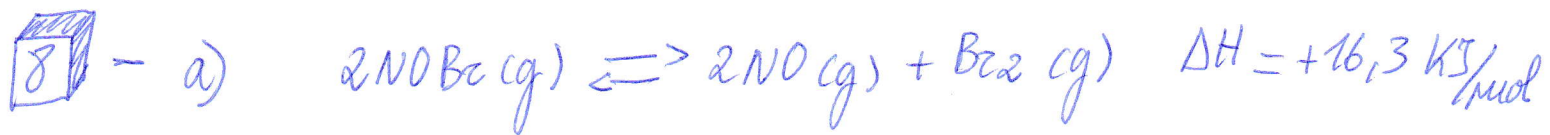
$$\Delta n = 3 - 2 = 1$$

$$K_p = 7,3 \times 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 2273 = 0,14$$

$$c) n_{\text{TOTAL}} = 0,25 - 2x + 2x + x = 0,25 + 2 \times 10^{-2} = 0,27 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{0,27 \cdot 0,082 \cdot 2273}{1} = 50,3 \text{ atm}$$



início	2	—	—
reacciona	-2x	2x	x
equilibrio	2-2x	2x	x

$$x = 0,05 \text{ mol}$$

$$[\text{NOBr}] = \frac{2 - 2 \cdot 0,05}{1} = 1,9 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = \frac{2 \cdot 0,05}{1} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Br}_2] = \frac{0,05}{1} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$b) K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2}$$

$$K_c = \frac{(0,1)^2 \cdot 0,05}{(1,9)^2} = 1,4 \times 10^{-4}$$

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

$$\Delta n = 3 - 2 = 1$$

$$K_p = 1,4 \times 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 298 = 3,4 \times 10^{-3}$$

$$c) n_{\text{TOTAL}} = 2 - 2x + 2x + x = 2 + 0,05 = 2,05 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$p = \frac{2,05 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 50 \text{ atm}$$

9 -



inicio	5	10	—	—
reacciona	-x	-x	x	x
equilibrio	5-x	10-x	x	x

$$a) [\text{CO}] = \frac{5-4,5}{20} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{10-4,5}{20} = 0,275 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (0,28)$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{4,5}{20} = 0,225 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (0,22)$$

$$b) pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$n = 5 - x + 10 - x + x + x = 15 \text{ mol}$$

$$p = \frac{15 \cdot 0,082 (900 + 273)}{20} = \boxed{72,14 \text{ atm}}$$

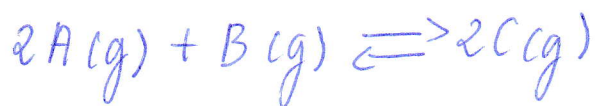
$$c) K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = \frac{(0,225)^2}{(2,5 \times 10^{-2}) 0,275} = 7,4 \quad (6,9)$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \left| \quad \begin{array}{l} \Delta n = 0 \\ K_p = K_c = \boxed{7,4} \end{array} \right. \quad (6,9)$$

d) El equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

10



$$M = \frac{0,10}{5} = 0,02 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{2,38 \cdot 5}{0,082 \cdot 500} = 0,29 \text{ mol}$$

1ª OPCIÓN: sentido de la reacción $\rightarrow$



inicio	0,1	0,1	0,1
reacciona	-2x	-x	+2x
equilibrio	0,1-2x	0,1-x	0,1+2x

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,1 - 2x + 0,1 - x + 0,1 + 2x = 0,3 - x$$

$$0,29 = 0,3 - x \Rightarrow x = 0,01 \text{ mol}$$

2ª OPCIÓN: sentido de la reacción $\leftarrow$



inicio	0,1	0,1	0,1
reacciona	+2x	+x	-2x
equilibrio	0,1+2x	0,1+x	0,1-2x

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,1 + 2x + 0,1 + x + 0,1 - 2x = 0,3 + x$$

$$0,29 = 0,3 + x \Rightarrow x = -0,01 \text{ mol NO PUEDE SER}$$

$$b) [A] = \frac{0,1 - 2 \cdot 0,01}{5} = 0,016 M$$

$$[B] = \frac{0,1 - 0,01}{5} = 0,018 M$$

$$[C] = \frac{0,1 + 2 \cdot 0,01}{5} = 0,024 M$$

$$c) K_c = \frac{[C]^2}{[A]^2[B]}$$

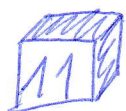
$$K_c = \frac{(0,024)^2}{(0,016)^2(0,018)} = 125$$

$$d) \boxed{P_A = 0,016 \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,656 \text{ atm}}$$

$$\boxed{P_B = 0,018 \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,738 \text{ atm}}$$

$$\boxed{P_C = 0,024 \cdot 0,082 \cdot 500 = 0,984 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = 0,656 + 0,738 + 0,984 = 2,378 \text{ atm}$$



Inicio



0,024

—

—

reacciona

$-0,024\alpha$

$0,024\alpha$

$0,024\alpha$

equilibrio

$0,024 - 0,024\alpha$

$0,024\alpha$

$0,024\alpha$

$$n_0 = \frac{5}{208,5} = 0,024 \text{ mol}$$

$$M(PCl_5) = 31 + 5 \cdot 35,5 = 208,5 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,024 - \cancel{0,024\alpha} + \cancel{0,024\alpha} + 0,024\alpha = 0,024 + 0,024\alpha$$

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{2 \cdot 1}{0,082 \cdot 573} = 0,042 \text{ mol}$$

$$0,042 = 0,024 + 0,024\alpha \Rightarrow \boxed{\alpha = \frac{0,042 - 0,024}{0,024} = 0,75} \quad (75\%)$$

b)

$$\boxed{P_{PCl_5} = \frac{0,024 - 0,024 \cdot 0,75}{0,042} \cdot 2 = 0,28 \text{ atm}}$$

$$b) \boxed{P_{\text{Pd}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0,024 \cdot 0,75}{0,042} \cdot 2 = 0,86 \text{ atm}}$$

$$c) K_p = \frac{P_{\text{Pd}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{Pd}_5}}$$

$$\boxed{K_p = \frac{(0,86)^2}{0,28} = 2,6}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 1$$

$$\boxed{K_c = \frac{2,6}{0,082 \cdot 573} = 0,055}$$



inicio	1	—
reacciona	-2x	+x
equilibrio	1-2x	+x

$$n_{\text{TOTAL}} = 1 - 2x + x = 1 - x$$

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

$$15 = \frac{x}{(1-2x)^2}$$

$$15(1-4x+4x^2) = x$$

$$15 - 60x + 60x^2 = x$$

$$60X^2 - 61X + 15 = 0$$

$$(1-2X) = 1 - 2 \cdot 0,6 = 1 - 1,2 = -0,2$$

$$X = \frac{61 \pm \sqrt{3721 - 3600}}{120} = \frac{61 \pm 11}{120} \quad \begin{array}{l} \nearrow \frac{72}{120} = 0,6 \text{ NO PUEDE SER} \\ \searrow \frac{50}{120} = \underline{\underline{0,416 \text{ atm}}} \end{array}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = 1 - 2X + X = 1 - X$$

$$P_{\text{TOTAL}} = 1 - 0,416 = 0,584 \text{ atm}$$

$$P_{\text{NO}_2} = X_{\text{NO}_2} \cdot P_T \Rightarrow X_{\text{NO}_2} = \frac{P_{\text{NO}_2}}{P_T}$$

$$\boxed{X_{\text{NO}_2} = \frac{1 - 2 \cdot 0,416}{0,584} = 0,29}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = X_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P_T \Rightarrow X_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}{P_T}$$

$$\boxed{X_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,416}{0,584} = 0,71}$$

b) mezcla equimolar: $X(\text{N}_2\text{O}_4) = X(\text{NO}_2) = 0,5$

$$15 = \frac{0,5 P_T}{0,5 P_T} \Rightarrow \boxed{P_T = \frac{1}{15 \cdot 0,5} = 0,13 \text{ atm}}$$

c) Según el principio de Le Châtelier al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia donde absorbe calor, como la reacción es exotérmica el equilibrio se desplaza hacia la izquierda. La fracción molar de NO_2 aumenta y, la fracción molar de N_2O_4 disminuye.

13

- $A(s) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$ reacción endotérmica

a) $K_p = P_C \cdot P_D = X_C \cdot X_D \cdot P_T^2$

$$P_C = X_C P_T$$

$$P_D = X_D P_T$$

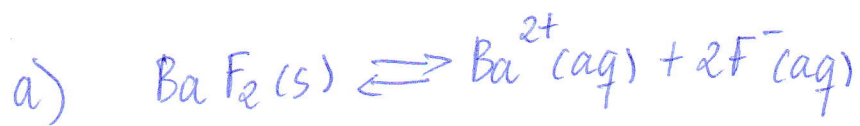
b) Al ser una reacción endotérmica, un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia los productos aumentando la descomposición de A. A(s) es más estable a bajas temperaturas.

c) Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos, en este caso hacia los reactivos.

Al aumentar la presión total disminuye la descomposición de A.

d) Al ser A sólido no aparece en la expresión de K_p , por tanto, el equilibrio no se ve afectado por su variación.

14 - (Producto de solubilidad)



$$b) K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$$

$$n_{\text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 0,200 \cdot 0,100 = 0,020 \text{ mol}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,02}{0,3} = 0,0667 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n_{\text{KF}} = 0,400 \cdot 0,100 = 0,04 \text{ mol}$$

$$[\text{F}^{-}] = \frac{0,04}{0,3} = 0,133 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

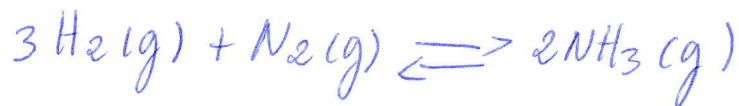
$$[\text{Ba}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = (0,0667)(0,133)^2 = 1,18 \times 10^{-3} > 1,0 \times 10^{-6}$$

el fluoruro de bario precipita.

c) la solubilidad del BaF_2 disminuye por efecto de ion común. La adición de F^{-} proveniente de la disolución del ácido fluorhídrico desplaza el equilibrio hacia la formación de BaF_2 .

15

a)



inicio	5	2	2
reacciona	-3X	-X	+2X
equilibrio	5-3X	2-X	2+2X

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{50}{17} = 2,94 \text{ mol}$$

$$2X = 2,94 \Rightarrow X = \frac{2,94}{2} = 1,47 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2} &= 5 - 3 \cdot 1,47 = 0,59 \text{ mol} \\ n_{\text{N}_2} &= 2 - 1,47 = 0,53 \text{ mol} \\ n_{\text{NH}_3} &= 2,94 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{2,94}{25} = 0,1176 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,59}{25} = 0,0236 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{0,53}{25} = 0,0212 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

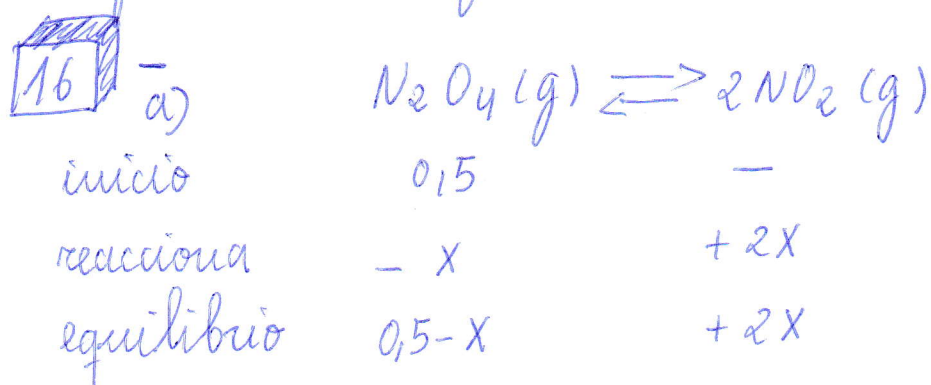
$$K_c = \frac{(0,1176)^2}{(0,0236)^3 (0,0212)} = \frac{49629}{(5 \times 10^4)}$$

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

$$\Delta n = 2 - 4 = -2$$

$$K_p = 5 \times 10^4 (0,082,713)^{-2} = 14,6 \approx 15$$

c) Según el principio de Le Châtelier al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos. En este caso se desplaza hacia productos.



$$n_{N_2O_4} = \frac{46}{92} = 0,5 \text{ mol}$$

$$M(N_2O_4) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol}$$

$$n_{TOTAL} = 0,5 - x + 2x = 0,5 + x$$

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{10 \cdot 1}{0,082 \cdot 359,5} = 0,34 \text{ mol}$$

$$2x = 0,34 \Rightarrow x = \frac{0,34}{2} = 0,17 \text{ mol}$$

$$n_{TOTAL} = 0,5 + 0,17 = 0,67 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$\boxed{p = \frac{0,67 \cdot 0,082 \cdot 359,5}{1} = 19,75 \text{ atm}}$$

$$b) K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$P_{N_2O_4} = 19,75 - 10 = 9,75 \text{ atm}$$

$$\boxed{K_p = \frac{10^2}{9,75} = 10,26}$$

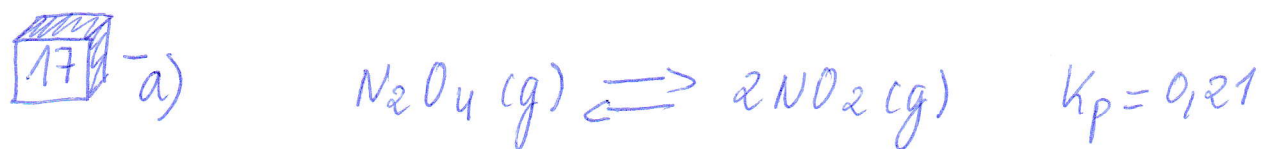
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$\boxed{K_c = \frac{10,26}{(0,082 \cdot 359,5)} = 0,35}$$

c) Si aumenta la presión se desplaza hacia donde hay menor n° de moles. El equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

17



inicio

1,5

—

reacciona

-1,5α

2(1,5α)

equilibrio

1,5(1-α)

3α

$$n_0 = \frac{138}{92} = 1,5 \text{ mol}$$

$$M(N_2O_4) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{TOTAL}} = 1,5 - 1,5\alpha + 3\alpha = 1,5 + 1,5\alpha = 1,5(1+\alpha)$$

$$[N_2O_4] = \frac{1,5(1-\alpha)}{50}$$

$$[NO_2] = \frac{3\alpha}{50}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = \frac{0,21}{0,082 \cdot 303} = 8,45 \times 10^{-3}$$

$$8,45 \times 10^{-3} = \frac{\left(\frac{3\alpha}{50}\right)^2}{\frac{1,5(1-\alpha)}{50}}$$

$$8,45 \times 10^{-3} = \frac{\frac{9\alpha^2}{50^2}}{\frac{1,5(1-\alpha)}{50}}$$

$$8,45 \times 10^{-3} = \frac{9\alpha^2}{75(1-\alpha)}$$

$$9\alpha^2 = 0,634 - 0,634\alpha$$

$$9\alpha^2 + 0,634\alpha - 0,634 = 0$$

$$\alpha = \frac{-0,634 \pm \sqrt{0,402 + 22,824}}{18} = \frac{-0,634 \pm 4,82}{18} \quad \left/ \begin{array}{l} \frac{4,186}{18} = 0,232 \quad (23,2\%) \\ - \frac{5,454}{18} \end{array} \right.$$

c) Si disminuye la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay más números de moles. El equilibrio se desplaza hacia los productos, por tanto, el grado de disociación aumenta.

• OTRA FORMA DE RESOLVER EL APARTADO b)

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{1,5(1-\alpha) \cdot 0,082 \cdot 303}{50} = 0,74(1-\alpha) \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = \frac{3\alpha \cdot 0,082 \cdot 303}{50} = 1,49\alpha \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$0,21 = \frac{(1,49\alpha)^2}{0,74(1-\alpha)}$$

$$0,1554 - 0,1554\alpha^2 = 2,2201\alpha^2$$

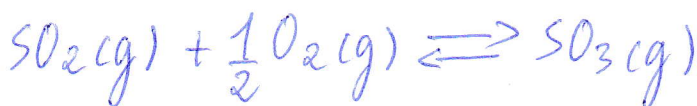
$$2,2201\alpha^2 + 0,1554\alpha - 0,1554 = 0$$

$$\alpha = \frac{-0,1554 \pm \sqrt{0,0241 + 1,38}}{4,44} = \frac{-0,1554 \pm 1,1849}{4,44}$$

$\frac{1,0295}{4,44} = \boxed{0,232}$

~~$\frac{-1,3403}{4,44}$~~

18



inicio

0,4

0,2

—

reacciona

-x

$-\frac{1}{2}x$

x

equilibrio

0,4-x

$0,2 - \frac{1}{2}x$

x

$$M(SO_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol}$$

$$n_{SO_2} = \frac{25,6}{64} = 0,4 \text{ mol}$$

$$n_{SO_3} (\text{en el equilibrio}) = 0,37 \frac{\text{mol}}{K} = 0,37 \text{ mol} = x$$

$$a) pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{SO_2} = \frac{0,03 \cdot 0,082 \cdot 850}{1} = \boxed{2,1 \text{ atm}}$$

$$P_{O_2} = \frac{0,015 \cdot 0,082 \cdot 850}{1} = \boxed{1 \text{ atm}}$$

$$P_{SO_3} = \frac{0,37 \cdot 0,082 \cdot 850}{1} = \boxed{25,8 \text{ atm}}$$

OTRA FORMA:

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,4 - x + 0,2 - \frac{1}{2}x + x = 0,6 - \frac{1}{2}x = 0,6 - \frac{1}{2} \cdot 0,37 = 0,415 \text{ mol}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = \frac{0,415 \cdot 0,082 \cdot 850}{1} = 28,9 \text{ atm}$$

$$P_i = X_i \cdot P_T$$

$$P_{\text{SO}_2} = \frac{0,03}{0,415} \cdot 28,9 = 2,1 \text{ atm}$$

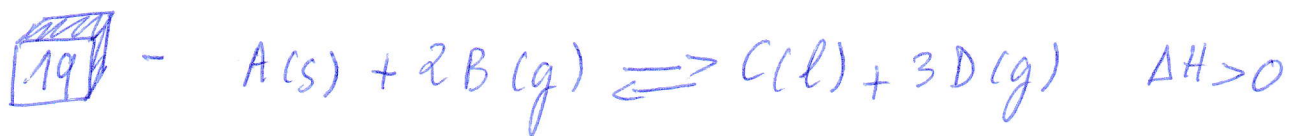
$$P_{\text{O}_2} = \frac{0,015}{0,415} \cdot 28,9 = 1 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_3} = \frac{0,137}{0,415} \cdot 28,9 = 25,8 \text{ atm}$$

$$b) K_P = \frac{P_{\text{SO}_3}}{P_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{O}_2}^{1/2}}$$

$$\boxed{K_P = \frac{25,8}{2,1 \cdot 1^{1/2}} = 12,3}$$

c) Según el principio de Le Châtelier al disminuir la temperatura el equilibrio se desplaza hacia donde desprende calor. Al ser una reacción exotérmica se desplaza hacia los productos.



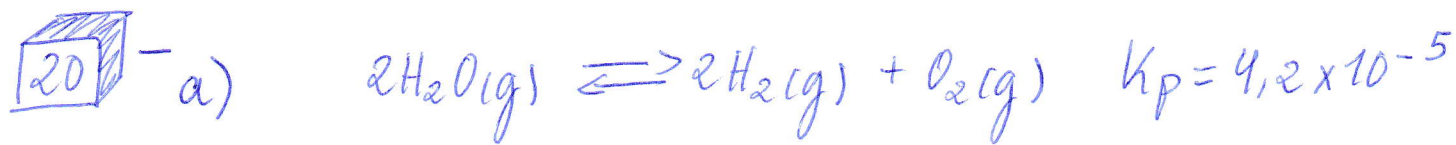
a) $K_p = \frac{P_D^3}{P_B^2}$

b) Según el principio de Le Châtelier al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia donde absorbe calor, por tanto, al ser una reacción endotérmica se desplaza hacia los productos, aumentando la cantidad de C.

c) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos, por tanto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

d) K_p no se modifica por un aumento de la cantidad de B, ya que las constantes de equilibrio no se ven afectadas por la variación de las concentraciones.

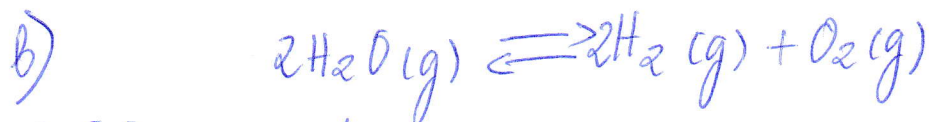
Un aumento de la cantidad de B, modifica el equilibrio, pero no modifica la constante de equilibrio.



$$a) K_p = K_c(RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 + 1 - 2 = 1$$

$$K_c = \frac{4,2 \times 10^{-5}}{0,082 \cdot 2600} = 1,97 \times 10^{-7} \approx 2 \times 10^{-7}$$



inicial 1 — —

reacciona $-2x$ $2x$ x

equilibrio $1-2x$ $2x$ x

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

$$2 \times 10^{-7} = \frac{\left(\frac{2x}{100}\right)^2 \cdot \frac{x}{100}}{\left(\frac{1-2x}{100}\right)^2}$$

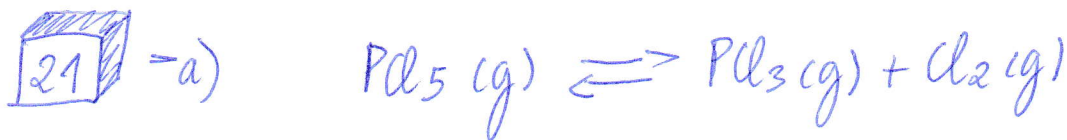
$$2 \times 10^{-7} = \frac{4x^3}{100(1-2x)}$$

$$2 \times 10^{-7} = \frac{4x^3}{100} \Rightarrow x = \sqrt[3]{\frac{2 \times 10^{-5}}{4}} = 0,017 \text{ mol}$$

$n_{\text{O}_2} = 0,017 \text{ mol}$ (en el equilibrio)

c) Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos. El equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

$K_c \ll 1$, el equilibrio está poco desplazado hacia los productos, $x \ll 1$, la podemos despreciar frente a 1.



inicio	0,05	—	—
reacciona	-x	x	x
equilibrio	0,05-x	x	x

$$M(\text{PCl}_5) = 31 + 5 \cdot 35,5 = 208,5 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{PCl}_5} = \frac{10,4}{208,5} = 0,05 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{1,91 \cdot 1}{0,082 \cdot 423} = 0,055$$

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,05 - \cancel{x} + \cancel{x} + x = 0,055 \Rightarrow x = 0,055 - 0,05 = 0,005 \text{ mol}$$

$$\boxed{[\text{PCl}_5] = \frac{0,045}{1} = 0,045 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$\boxed{[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,005}{1} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

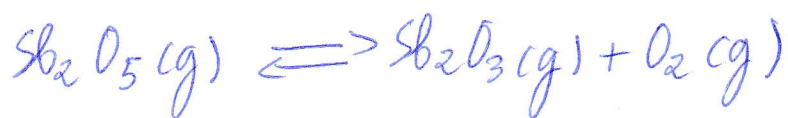
$$\boxed{K_c = \frac{(0,005)^2}{0,045} = 5,56 \times 10^{-4}}$$

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

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$\boxed{K_p = 5,56 \times 10^{-4} \cdot 0,082 \cdot 423 = 0,019}$$

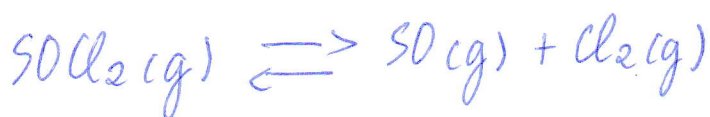
c) Si aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay menos números de moles gaseosos, por tanto, disminuye la disociación de PCl_5 .



- a) Al disminuir la presión a temperatura constante el equilibrio se desplaza hacia donde hay mayor número de moles gaseosos. El equilibrio se desplaza hacia los productos.
- b) Según el principio de Le Châtelier al adicionar Sb_2O_5 se desplaza hacia los reactivos para contrarrestar el aumento de Sb_2O_5 .
- c) La adición de un catalizador no afecta al equilibrio.
- d) El aumento de la temperatura hace que el equilibrio se desplace hacia el lado en que absorbe calor, al ser una reacción endotérmica en este caso se desplaza hacia la formación de productos.

23

a)



inicio	n_0	—	—
reacciona	$-x$	x	x
equilibrio	$n_0 - x$	x	x

$$x = 0,037 \text{ mol}$$

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{3,1}{0,082 \cdot 375} = 0,098 \text{ mol}$$

$$n_{\text{TOTAL}} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$$

$$0,098 = n_0 + 0,037 \Rightarrow n_0 = 0,098 - 0,037 = 0,061 \text{ mol}$$

$$[\text{SOCl}_2]_0 = \frac{0,061}{1} = 0,061 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$b) K_c = \frac{[\text{SO}][\text{Cl}_2]}{[\text{SOCl}_2]}$$

$$[\text{SOCl}_2]_{\text{eq}} = \frac{0,061 - 0,037}{1} = 0,024 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{(0,037)^2}{0,024} = 5,7 \times 10^{-2}$$

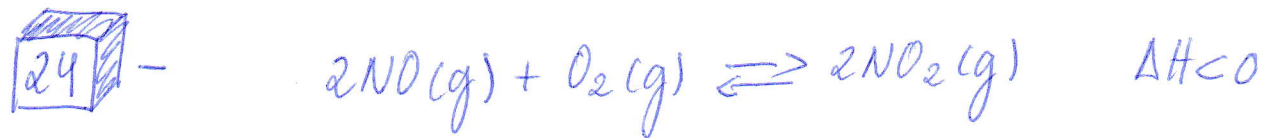
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = 5,7 \times 10^{-2} \cdot 0,082 \cdot 375 = 1,88$$

c) Al aumentar la presión a temperatura constante el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos. El equilibrio se desplaza hacia los reactivos.

24



- a) Falsa. Al ser una reacción exotérmica, al disminuir la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO_2 .
- b) Verdadera. Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles gaseosos.
- c) Falsa. Por estequiometría, a medida que se produce la reacción disminuye el número de moles totales y por tanto la presión disminuye.
- d) Verdadero. Por el principio de Le Châtelier, el aumento de la presión parcial de un reactivo favorece la formación del producto.

25

a)



inicio	1,2	0,75	—	—
reacciona	-X	-X	+X	+X
equilibrio	1,2-X	0,75-X	+X	+X

$$1,2 - X = 0,6 \Rightarrow X = 1,2 - 0,6 = 0,6 \text{ mol}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,6}{5} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,15}{5} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,6}{5} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$b) K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}$$

$$K_c = \frac{(0,12)^2}{0,03 \cdot 0,12} = 4$$

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

$$K_p = 4 \cdot (0,082 \cdot 673)^0 = 4$$

$$c) pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

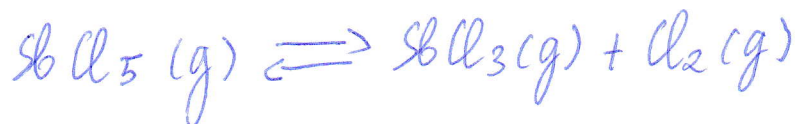
$$n_{\text{TOTAL}} = 0,6 + 0,15 + 0,6 + 0,6 = 1,95 \text{ mol}$$

$$p = \frac{1,95 \cdot 0,082 \cdot 673}{5} = 21,5 \text{ atm}$$

d) Al añadir 1 mol más de CO_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha según el principio de Le Châtelier. Un cambio de volumen no altera el equilibrio, ya que no hay variación en el n° de moles. 15-

26

a)



inicio

no

—

—

reacciona

— $n_0\alpha$ $n_0\alpha$ $n_0\alpha$

equilibrio

 $n_0(1-\alpha)$ $n_0\alpha$ $n_0\alpha$

$$n_{\text{TOTAL}} = n_0 - \cancel{n_0\alpha} + \cancel{n_0\alpha} + n_0\alpha = n_0(1+\alpha)$$

$$P_{\text{SbCl}_5} = \frac{\cancel{n_0}(1-\alpha)}{\cancel{n_0}(1+\alpha)} P_T$$

$$P_{\text{SbCl}_5} = \frac{1 - 0,292}{1 + 0,292} \cdot 1 = 0,548 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{\cancel{n_0}\alpha}{\cancel{n_0}(1+\alpha)} P_T$$

$$P_{\text{SbCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0,292}{1 + 0,292} \cdot 1 = 0,226 \text{ atm}$$

$$b) K_p = \frac{P_{\text{SbCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SbCl}_5}}$$

$$K_p = \frac{0,226^2}{0,548} = 0,093$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

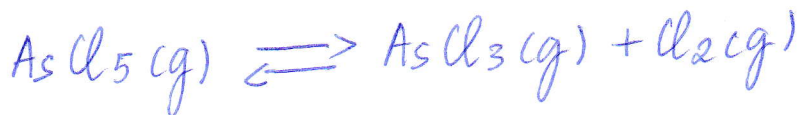
$$K_c = \frac{0,093}{(0,082 \cdot 455)} = 2,5 \times 10^{-3}$$

c) Al disminuir la presión el equilibrio se desplaza hacia donde hay mayor número de moles gaseosos. En este caso se desplaza hacia la formación de productos.

d) Un catalizador no modifica el equilibrio, tan solo afecta a la velocidad de reacción.

27

a)



inicial

no

—

—

reacciona

 $-n\alpha$ $n\alpha$ $n\alpha$

equilibrio

 $n_0(1-\alpha)$ $n\alpha$ $n\alpha$

$$n_{\text{TOTAL}} = n_0 - n\alpha + n\alpha + n\alpha = n_0(1+\alpha)$$

$$P_{\text{AsCl}_5} = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} P_T$$

$$P_{\text{AsCl}_5} = \frac{1-0,292}{1+0,292} \cdot 1 = 0,548 \text{ atm}$$

$$P_{\text{AsCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n\alpha}{n_0(1+\alpha)} P_T$$

$$P_{\text{AsCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0,292}{1-0,292} \cdot 1 = 0,226 \text{ atm}$$

b)

$$K_p = \frac{P_{\text{AsCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{AsCl}_5}}$$

$$K_p = \frac{0,226^2}{0,548} = 0,093$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = \frac{0,093}{0,082 \cdot 455} = 2,5 \times 10^{-3}$$

$$c) pV = nRT \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$[\text{AsCl}_5] = \frac{0,548}{0,082 \cdot 455} = 0,015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{AsCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,226}{0,082 \cdot 455} = 6,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$