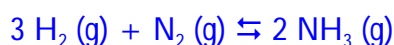


CONSTANTES DE EQUILIBRIO

① La constante de equilibrio para la siguiente reacción a 257 °C es 100:



¿Cuál es la concentración de amoníaco cuando las concentraciones de H_2 y N_2 en el equilibrio son 0,50 mol/l y 1,5 mol/l respectivamente?



$$[\text{H}_2] = 0,5 \text{ mol/l}$$

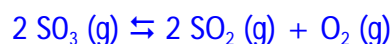
$$[\text{N}_2] = 1,5 \text{ mol/l}$$

$$K_c = 100$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{H}_2][\text{N}_2]} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{0,5^3 \cdot 1,5} = 100 \Leftrightarrow [\text{NH}_3] = \sqrt{100 \cdot 0,5^3 \cdot 1,5} = 4,33 \text{ mol/l}$$



② Se introducen 1,4 moles de SO_3 (g) en un recipiente de 1,0 litros a una temperatura de 100 °C. Cuando se establece el equilibrio, el recipiente contiene 0,80 moles de SO_2 (g). Calcular K_c a 100 °C para el equilibrio:



	$2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$		
<i>moles iniciales</i>	1,4	-	-
<i>m. que reaccionan</i>	2x	-	-
<i>m. que se forman</i>	-	2x	x
<i>m. en equilibrio</i>	1,4 - 2x	2x	x

Como se nos dice que los moles de SO_2 (2x) son 0,80, $x = 0,80/2 = 0,4$, luego los moles y concentraciones (teniendo en cuenta que hay un volumen de 1 litro) de cada sustancia en equilibrio a esa temperatura son:

$$\text{Moles de } \text{SO}_3 = 1,4 - 0,8 = 0,6 \text{ mol} \Rightarrow [\text{SO}_3] = 0,6 \text{ mol/l}$$

$$\text{Moles de } \text{SO}_2 = 2x = 0,8 = 0,8 \text{ mol} \Rightarrow [\text{SO}_2] = 0,8 \text{ mol/l}$$

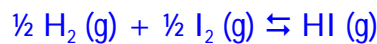
$$\text{Moles de } \text{O}_2 = 0,4 = x = 0,4 \text{ mol} \Rightarrow [\text{O}_2] = 0,4 \text{ mol/l}$$

Ahora podemos hallar la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{0,8^2 \cdot \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} \cdot 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{0,6^2 \cdot \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}} = 0,71 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

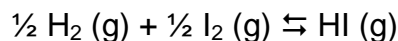


③ La constante de equilibrio para la reacción de formación de HI (g) a 350 °C es $K_c = 8,4$.



En un matraz de 4,0 litros se hacen reaccionar 0,16 moles de $\text{H}_2 (\text{g})$ y 0,20 moles de $\text{I}_2 (\text{g})$ a 350 °C. Calcular:

- Las concentraciones en el equilibrio de cada una de las sustancias.
- El valor de K_p .
- La presión parcial de HI (g) en el equilibrio.



moles iniciales	0,16	0,2	-
moles que reaccionan	1/2x	1/2 x	-
moles que se forman	-	-	x
moles en equilibrio	0,16 - x/2	0,2 - x/2	x

a) Como se nos da la K_c , despejamos x para conocer los moles de cada sustancia en el equilibrio:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{1/2} [\text{I}_2]^{1/2}} = \frac{x/4}{\sqrt{\frac{0,16-x/2}{4}} \cdot \sqrt{\frac{0,2-x/2}{4}}} = \frac{x}{\sqrt{(0,16-x/2)(0,2-x/2)}} = 8,4 \Leftrightarrow \frac{x^2}{(0,16-\frac{x}{2})(0,2-\frac{x}{2})} = 70,56$$

$\frac{x^2}{0,128 - 0,72x + x^2/4} = 70,56 \Leftrightarrow 66,56x^2 - 50,80x + 9,03 = 0$, ecuación de segundo grado que resuelta, nos da las soluciones $x = 0,48$ y $x = 0,282$. Como la primera no es válida (daría concentraciones negativas en el equilibrio) tenemos para $x = 0,282$:

$$[\text{H}_2] = \frac{0,16 - \frac{x}{2}}{V} = \frac{0,16 - \frac{0,282}{2} \text{ moles}}{4 \text{ litros}} = 0,00475 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0,2 - \frac{x}{2}}{V} = \frac{0,2 - \frac{0,282}{2} \text{ moles}}{4 \text{ litros}} = 0,01475 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{HI}] = \frac{x}{V} = \frac{0,282 \text{ moles}}{4 \text{ litros}} = 0,0705 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$\text{b) } K_p = \frac{P_{\text{HI}}}{P_{\text{H}_2}^{1/2} \cdot P_{\text{I}_2}^{1/2}} = \frac{[\text{HI}]RT}{\sqrt{[\text{H}_2]RT} \cdot \sqrt{[\text{I}_2]RT}} = \frac{[\text{HI}]RT}{\sqrt{[\text{H}_2][\text{I}_2]}(RT)^2} = \frac{[\text{HI}]}{\sqrt{[\text{H}_2][\text{I}_2]}} = K_c = 8,4$$

$$\text{c) } P_{\text{HI}} = [\text{HI}] RT = 0,0705 \cdot 0,082 \cdot (350 + 273) = 3,6 \text{ atm}$$



④ Indicar en cuáles de las siguientes reacciones K_c tiene el mismo valor que K_p :

- a) $\text{CO (g)} + 1/2 \text{O}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (g)}$
 b) $\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}$
 c) $\text{H}_2\text{O (g)} + \text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
 d) $\text{F}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{HF (g)}$



Como $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, siendo $\Delta n = \text{Variación en el número de moles} = \text{moles}_{\text{productos}} - \text{moles}_{\text{reactivos}} = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}})$, $K_p = K_c$ cuando $\Delta n = 0$, es decir, cuando no halla variación en el número de moles por ser el nº de moles de los productos = nº de los reactivos.

- a) Como $\Delta n = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}}) = 1 - (1 + 1/2) = 1 - 3/2 = -1/2 \neq 0 \Rightarrow K_c \neq K_p$.
 b) Como $\Delta n = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}}) = 1 - (1 + 1) = 1 - 2 = -1 \neq 0 \Rightarrow K_c \neq K_p$.
 c) Como $\Delta n = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}}) = (1 + 1) - (1 + 1) = 2 - 2 = 0 \Rightarrow K_c = K_p$.
 d) Como $\Delta n = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}}) = 2 - (1 + 1) = 2 - 2 = 0 \Rightarrow K_c = K_p$.



⑤ En un recipiente de 6,0 litros se introducen 0,41 moles de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ y 0,37 moles de $\text{H}_2 \text{ (g)}$. El recipiente se calienta a 1.000 K y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se analiza la mezcla de reacción se encuentra que hay 0,20 moles de CO_2 en el equilibrio. Calcular:

- a) El valor de K_c y K_p a 1.000 K.
 b) La presión total de la mezcla en el equilibrio.



	$\text{CO}_2 \text{ (g)} +$	$\text{H}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons$	$\text{CO (g)} +$	$\text{H}_2\text{O (g)}$
<i>moles iniciales</i>	0,41	0,37	—	—
<i>moles que reaccionan</i>	x	x	—	—
<i>moles que se forman</i>	—	—	x	x
<i>moles en el equilibrio</i>	0,41 - x	0,37 - x	x	x

Como en el equilibrio hay 0,20 moles de CO_2 , $0,2 = 0,41 - x \Leftrightarrow x = 0,21$ y, por tanto, en el equilibrio hay:

Moles de $\text{CO}_2 = 0,2$
 Moles de $\text{H}_2 = 0,37 - 0,21 = 0,16$.

Moles de CO = 0,21
Moles de H₂O = 0,21

$$a) K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\frac{n_{\text{CO}}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}}{\frac{n_{\text{CO}_2}}{V} \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}} = \frac{0,21 \cdot 0,21}{0,2 \cdot 0,16} = 1,378$$

Como $\Delta n = \sum(\text{moles}_{\text{productos}}) - \sum(\text{moles}_{\text{reactivos}}) = 2 - 2 = 0$, $K_p = K_c$.

$$b) P_t = \frac{n_t RT}{V} = \frac{(n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot RT}{V} = \frac{(0,2 + 0,16 + 0,21 + 0,21) \cdot 0,082 \cdot 1000}{6} = 10,66 \text{ atm}$$



6 El PCl_5 se disocia según la ecuación:



Una muestra que contiene 0,42 moles de $\text{PCl}_5(\text{g})$ se introduce en un recipiente de 1,5 litros a 250 °C. Una vez establecido el equilibrio se determina que se ha disociado el 31,3 % del PCl_5 . Calcular las constantes de equilibrio K_c y K_p a 250 °C.



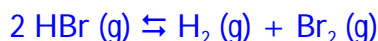
	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
<i>Moles iniciales</i>	0,42		—		—
<i>Moles que reaccionan</i>	0,42 α		—		—
<i>Moles que se forman</i>	—		0,42 α		0,42 α
<i>Moles en el equilibrio</i>	0,42(1 - α)		0,42 α		0,42 α

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{n_{\text{PCl}_3}}{V} \cdot \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}}{\frac{n_{\text{PCl}_5}}{V}} = \frac{n_{\text{PCl}_3} \cdot n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{PCl}_5} \cdot V} = \frac{(0,42\alpha)^2}{0,42(1-\alpha) \cdot 1,5} = \frac{0,42 \cdot (0,313)^2}{(1-0,313) \cdot 1,5} = 0,04 \text{ mol/l}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,04(0,082 \cdot 523)^{2-1} = 1,715 \text{ atm.}$$

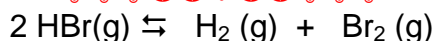


7 En un matraz de 2,0 litros se introducen 0,40 moles de HBr (g) y se calienta a una determinada temperatura estableciéndose el equilibrio:



Sabiendo que $K_c = 1,82 \cdot 10^{-2}$ a la temperatura del experimento, calcular:

- El grado de disociación del HBr.
- La concentración de HBr en el equilibrio.



<i>Moles iniciales</i>	n_0	-	-
<i>Moles que reaccionan</i>	$2n_0\alpha$	-	-
<i>Moles que se forman</i>	-	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
<i>Moles en el equilibrio</i>	$n_0(1-2\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$

a)

$$K_c = \frac{[H_2][Br_2]}{[HBr]^2} = \frac{\frac{n_0\alpha}{V} \cdot \frac{n_0\alpha}{V}}{\left(\frac{n_0(1-2\alpha)}{V}\right)^2} = \frac{\alpha^2}{(1-2\alpha)^2} = \frac{\alpha^2}{(1-2\alpha)^2} = 1,82 \cdot 10^{-2} \Leftrightarrow 0,972\alpha^2 + 0,0728\alpha - 1,82 \cdot 10^{-2} = 0$$

Que resuelta arroja un valor de $\alpha = 0,106$, luego el grado de disociación del bromuro de hidrógeno es $2 \cdot 0,11 = 0,21$.

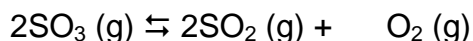
b) $[HBr] = \frac{n_{HBr}}{V} = \frac{n_0(1-2\alpha)}{V} = \frac{0,4(1-2 \cdot 0,106)}{2} = 0,1576 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$



ⓑ La constante de equilibrio para la siguiente reacción es $K_c = 4,5$ a 600°C :



Se introduce una cierta cantidad de $SO_3(g)$ en un recipiente de 1,0 litros. Cuando se establece el equilibrio, se encuentra que hay 0,50 moles de O_2 en el recipiente. Calcular la cantidad inicial de SO_3 .



<i>Moles iniciales</i>	n_0	-	-
<i>Moles que reaccionan</i>	$2x$	-	-
<i>Moles que se forman</i>	-	$2x$	x
<i>Moles en el equilibrio</i>	$n_0 - 2x$	$2x$	x

Cuando se establece el equilibrio, la cantidad de O_2 es $x = 0,5$ moles, despejamos la concentración SO_3 :

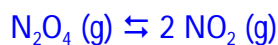
$$K_c = \frac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2} = \frac{\frac{n_{SO_2}^2}{V^2} \cdot \frac{n_{O_2}}{V}}{\frac{n_{SO_3}^2}{V^2}} = \frac{n_{SO_2}^2 \cdot n_{O_2}}{n_{SO_3}^2 \cdot V} \rightarrow 4,5 = \frac{(2 \cdot 0,5)^2 \cdot 0,5}{(n_0 - 2 \cdot 0,5)^2} \Leftrightarrow (n_0 - 2 \cdot 0,5)^2 = \frac{0,5}{4,5} \Leftrightarrow$$

$$(n_0 - 2 \cdot 0,5) = \sqrt{\frac{0,5}{4,5}} = 0,33 \Leftrightarrow n_0 = 1 + 0,33 = 1,33 \text{ moles iniciales de } SO_3 \text{ había.}$$



COCIENTE DE REACCIÓN

⑨ La constante de equilibrio para la reacción de disociación de N_2O_4 es $K_c = 0,212$ a $100\text{ }^\circ\text{C}$:



En una mezcla de los dos gases a $100\text{ }^\circ\text{C}$ se encontró que $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,10\text{ mol/l}$ y $[\text{NO}_2] = 0,11\text{ mol/l}$.

- ¿Se encuentra la mezcla en equilibrio?
- ¿Cómo se debe modificar la $[\text{NO}_2]$ para alcanzar el equilibrio?
- ¿Cuáles son las concentraciones de NO_2 y N_2O_4 en el equilibrio?



a) En el equilibrio ha de cumplirse: $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$, veamos si es así:

$$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,11)^2}{0,1} = 0,121 \neq K_c = 0,212, \text{ luego la mezcla no está en equilibrio.}$$

b) Para alcanzar el equilibrio la concentración de NO_2 ha de aumentar hasta:

$$[\text{NO}_2] = \sqrt{[\text{N}_2\text{O}_4]K_c} = \sqrt{0,1 \cdot 0,212} = 0,146\text{ mol/l}, \text{ es decir ha de aumentar en } 0,036\text{ mol/l}, \text{ suponiendo que permanece concentración de } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ en } 0,1\text{ mol/l}.$$

c) Como el equilibrio es dinámico si se modifica la concentración del producto ha de variar la del reactivo luego la suposición del apartado anterior no es correcta, veamos:

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$
<i>Moles iniciales</i>	<i>0,1</i>		<i>0,11</i>
<i>Moles que reaccionan</i>	<i>x</i>		-
<i>Moles que se forman</i>			<i>2x</i>
<i>Moles en el equilibrio</i>	<i>0,1 - x</i>		<i>0,11 + 2x</i>

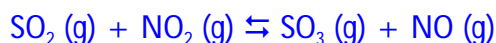
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \Rightarrow 0,212 = \frac{(0,11 + 2x)^2}{0,1 + x} \Leftrightarrow 4x^2 + 0,228x - 0,0091 = 0 \Rightarrow x = 0,027$$

las concentraciones en el equilibrio serían:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,1 - x = 0,1 - 0,027 = 0,073\text{ mol/l} ; [\text{NO}_2] = 0,11 + 2x = 0,164\text{ mol/l}$$



①① La constante de equilibrio para la siguiente reacción es $K_c = 0,9$ a $700\text{ }^\circ\text{C}$:



En un recipiente de $0,750$ litros se introducen $3 \cdot 10^{-3}$ moles de cada una de las cuatro sustancias.

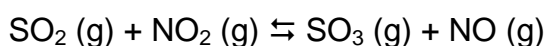
- a) ¿Está el sistema en equilibrio?
b) ¿Cuáles serán sus concentraciones cuando se alcance el equilibrio?



a) Para que estén en equilibrio ha de cumplirse:

$\frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = K_c$ vemos si se cumple $\frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = 1$ ya que se introduce el mismo número de moles y las concentraciones serán iguales. No están en equilibrio pues la constante es $0,9 \neq 1$.

b) Calculemos las concentraciones en el equilibrio:



<i>Moles iniciales</i>	n_0	n_0	n_0	n_0
<i>Moles que reaccionan</i>	x	x		
<i>Moles que se forman</i>			x	x
<i>Moles en el equilibrio</i>	$n_0 - x$	$n_0 - x$	$n_0 + x$	$n_0 + x$

Luego:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = \frac{\left(\frac{n_0 - x}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_0 + x}{V}\right)^2} = \frac{(n_0 - x)^2}{(n_0 + x)^2} = \left(\frac{n_0 - x}{n_0 + x}\right)^2 \Leftrightarrow \left(\frac{n_0 - x}{n_0 + x}\right) = \sqrt{K_c} = \sqrt{0,9} = 0,949$$

$n_0 - x = 0,949(n_0 + x)$; $n_0 - 0,949n_0 = x + 0,949x$; $1,949x = 0,051n_0$; $x = \frac{0,051 \cdot 3 \cdot 10^{-3}}{1,949} = 7,85 \cdot 10^{-5}$ moles. Ahora hallamos las concentraciones:

$$[\text{SO}_3] = [\text{NO}] = \frac{n_0 + x}{V} = \frac{3 \cdot 10^{-3} + 7,85 \cdot 10^{-5}}{0,75} = 4,1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{SO}_2] = [\text{NO}_2] = \frac{n_0 - x}{V} = \frac{3 \cdot 10^{-3} - 7,85 \cdot 10^{-5}}{0,75} = 3,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$



①① La constante de equilibrio a 800 K para la siguiente reacción es $K_c = 0,20$:



En un matraz de 1,0 litros se introducen 0,80 moles de $\text{H}_2 (\text{g})$, 1,5 moles de $\text{CO}_2 (\text{g})$, 1,2 moles de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$ y 0,50 moles de $\text{CO} (\text{g})$. La mezcla de gases se calienta a 800 K. Comprobar que el sistema no está en equilibrio. ¿Cómo evoluciona la reacción para alcanzar el estado de equilibrio? Determinar la concentración de todas las especies en el equilibrio.



Las concentraciones iniciales de las sustancias gaseosas que intervienen en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = \frac{n_{\text{H}_2}^0}{V} = \frac{0,8}{1} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{l}}; [\text{CO}_2] = \frac{n_{\text{CO}_2}^0}{V} = \frac{1,5}{1} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}}; [\text{H}_2\text{O}] = 1,2 \text{ mol/l}; [\text{CO}] = 0,5 \text{ mol/l}$$

con lo que comprobamos si están en equilibrio:

$$\frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = \frac{1,2 \cdot 0,5}{0,8 \cdot 1,5} = 0,5 \neq K_c = 0,2, \text{ luego el sistema no está en equilibrio. Como el cociente de las}$$

concentraciones (cociente de reacción) es mayor de la constante de equilibrio, tendrá que disminuir el numerador y aumentar el denominador es decir el sistema, para alcanzar el equilibrio ha de desplazarse hacia la izquierda, reaccionando agua con monóxido de carbono para producir hidrógeno y dióxido de carbono:



<i>Moles iniciales</i>	1,2	0,5	0,8	1,5
<i>Moles que reaccionan</i>	x	x		
<i>Moles que se forman</i>			x	x
<i>Moles en el equilibrio</i>	$1,2 - x$	$0,5 - x$	$0,8 + x$	$1,5 + x$

$$\text{Luego: } \frac{1}{K_c} = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]} = \frac{\frac{0,8+x}{V} \cdot \frac{1,5+x}{V}}{\frac{1,2-x}{V} \cdot \frac{0,5-x}{V}} = \frac{(0,8+x)(1,5+x)}{(1,2-x)(0,5-x)} = \frac{1}{0,2} = 5 \Leftrightarrow 4x^2 - 7,4x + 1,8 = 0$$

0, de cuyas dos soluciones tomamos $x = 0,179$ (2,52 supondrían que reaccionan más moles de los que hay lo que no es posible), luego las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = \frac{0,8+x}{V} = \frac{0,8+0,179}{1} = 0,979 \text{ mol/l}$$

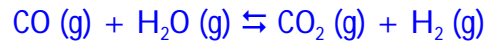
$$[\text{CO}_2] = \frac{1,5+x}{V} = \frac{1,5+0,179}{1} = 1,68 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1,2-x}{V} = \frac{1,2-0,179}{1} = 1,021 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,5-x}{V} = \frac{0,5-0,179}{1} = 0,321 \text{ mol/l}$$



①② En un instante determinado el cociente de reacción (Q) para la siguiente reacción es 36 y la constante de equilibrio a la misma temperatura es 40.



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) El sistema está en equilibrio.
- b) Para alcanzar el equilibrio la reacción debe desplazarse hacia la formación de $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ y $\text{H}_2 \text{ (g)}$.
- c) El sistema alcanza el equilibrio incrementando las concentraciones de los reactivos a expensas de los productos de reacción.



a) No puede ser cierta ya que $Q = 36 \neq K_c = 40$.

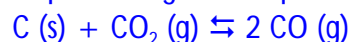
b) Como $Q = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = 39 < K_c = 40$, para que alcanzar el equilibrio Q debe aumentar hasta 40 y para ello debe aumentar la concentración de los productos, es decir desplazarse hacia la formación de $\text{CO}_2\text{(g)}$ y $\text{H}_2\text{(g)}$, luego es cierta.

c) Es falsa el equilibrio debe desplazarse hacia la izquierda como hemos razonado en el apartado anterior.



EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS

①③ La constante de equilibrio a $1.000 \text{ }^\circ\text{C}$ para el siguiente equilibrio es $K_p = 167,5$.



¿Cuál es la presión parcial del CO cuando está en equilibrio con el CO_2 cuya presión parcial es $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$?



$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}} \Rightarrow 167,5 = \frac{p_{\text{CO}}^2}{1,5 \cdot 10^{-3}} \Leftrightarrow p_{\text{CO}} = \sqrt{167,5 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3}} = 0,5 \text{ atm.}$$

El C al estar en estado sólido no interviene en la K_p .



①④ Se introducen 2,5 g de $\text{CaCO}_3 \text{ (s)}$ en un recipiente cerrado de 1,0 litros, y se calienta a $900 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál será la composición una vez alcanzado el equilibrio si $K_p = 1,0$ a $900 \text{ }^\circ\text{C}$?



$$K_p = p_{\text{CO}_2} = 1,0 \text{ atm, además } p_{\text{CO}_2} \cdot V = n_{\text{CO}_2} RT \Leftrightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{p_{\text{CO}_2} \cdot V}{RT} = \frac{1,0 \cdot 1,0}{0,082 \cdot (900 + 273)} = 0,0104$$

moles de CO_2 , que equivalen a $0,0104 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 0,46 \text{ g}$ de CO_2 . Por tanto los gramos de $\text{CaO} = 0,0104 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 0,58 \text{ g}$ de CaO y de CaCO_3 habrá el resto hasta $2,5 \text{ g}$ que había inicialmente: $\text{CaCO}_3 = 2,5 - (0,46 + 0,58) = 1,46 \text{ g}$ de CaCO_3 .



①⑤ La K_p para el siguiente equilibrio es 270 a una cierta temperatura:



Calcular la presión parcial de SO_2 en el equilibrio sabiendo que inicialmente el recipiente contenía S (s) y CO (g) a la presión de 2 atm.



Inicialmente la presión era de 2 atm, $P = 2 \text{ atm}$. En el equilibrio:

	$\text{S (s)} + 2\text{CO (g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2 \text{ (g)} + 2\text{C (s)}$	
<i>Moles iniciales</i>	n_0	-
<i>Moles que reaccionan</i>	$2n_0\alpha$	
<i>Moles que se forman</i>		$n_0\alpha$
<i>Moles en el equilibrio</i>	$n_0(1-2\alpha)$	$n_0\alpha$

$$\text{Moles totales en el equilibrio} = n_T = n_0(1 - 2\alpha) + n_0\alpha = n_0(1 - \alpha)$$

$$\text{Fracciones molares en el equilibrio: } \begin{cases} x_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_T} = \frac{n_0(1-2\alpha)}{n_0(1-\alpha)} = \frac{1-2\alpha}{1-\alpha} \\ x_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_T} = \frac{n_0\alpha}{n_0(1-\alpha)} = \frac{\alpha}{1-\alpha} \end{cases}$$

La constante de equilibrio:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}}{p_{\text{CO}}^2} = \frac{x_{\text{SO}_2} P}{x_{\text{CO}}^2 P^2} = \frac{x_{\text{SO}_2}}{x_{\text{CO}}^2 P} \Rightarrow 270 = \frac{\frac{\alpha}{1-\alpha}}{\left(\frac{1-2\alpha}{1-\alpha}\right)^2 \cdot 2} = \frac{\alpha(1-\alpha)}{(1-2\alpha)^2 \cdot 2} \text{ operando obtenemos una}$$

ecuación de 2º grado: $2161\alpha^2 - 2161\alpha + 540 = 0$, cuyas soluciones son $\alpha = 0,51$ y $\alpha = 0,49$. La primera no es válida ($1 - 2\alpha$ sería negativo) luego:

$$p_{\text{SO}_2} = x_{\text{SO}_2} \cdot P = \frac{\alpha}{1-\alpha} P = \frac{0,49}{1-0,49} \cdot 2 = 1,92 \text{ atm.}$$

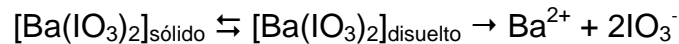


PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

①⑥ Calcular la solubilidad del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ a 25°C en una disolución saturada de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ sabiendo que K_{ps} para el $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ a 25°C es $6,5 \cdot 10^{-10}$. ¿Cuáles son las concentraciones de Ba^{2+} y de IO_3^- en la disolución saturada?



El equilibrio de solubilidad y la disociación son:



si es s = solubilidad del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, $[\text{Ba}^{2+}] = s$ y $[\text{IO}_3^-] = 2s$, luego el producto de solubilidad:

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{IO}_3^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

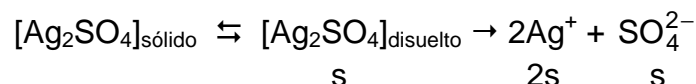
Las concentraciones pedidas son:
$$\begin{cases} [\text{Ba}^{2+}] = s = 5,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \\ [\text{IO}_3^-] = 2s = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \end{cases}$$



①⑦ ¿Cuál es el valor de K_{ps} del Ag_2SO_4 a una determinada temperatura si cuando se disuelven $1,6 \cdot 10^{-2}$ moles de Ag_2SO_4 en un litro de agua se obtiene una disolución saturada?



El equilibrio de solubilidad es:



luego: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 = 4 \cdot (1,6 \cdot 10^{-2})^3 = 1,64 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/l)}^3$



①⑧ ¿Precipitará BaSO_4 cuando se mezclan 4 ml de una disolución acuosa de BaCl_2 $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 6 ml de una disolución acuosa de Na_2SO_4 $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$?



🌟 Como $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$, en 4 ml de disolución $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de BaCl_2 hay:

$$\begin{cases} \text{moles de BaCl}_2 = n_{\text{BaCl}_2} = M \cdot V = 2,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,004 \text{ l} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \\ \text{moles de Ba}^{2+} = n_{\text{Ba}^{2+}} = n_{\text{BaCl}_2} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \\ \text{moles de Cl}^- = n_{\text{Cl}^-} = 2 \cdot n_{\text{BaCl}_2} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \end{cases}$$

☀ Como $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, en 6 ml de disolución $5 \cdot 10^{-2}$ M de Na_2SO_4 hay:

$$\begin{cases} \text{moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = M \cdot V = 5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,006 \text{ l} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \\ \text{moles de } \text{Na}^+ = n_{\text{Na}^+} = 2 \cdot n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \\ \text{moles de } \text{SO}_4^{2-} = n_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \end{cases}$$

☀ Al unir las dos disoluciones habrá un volumen total de $V_T = 0,004 \text{ l} + 0,006 \text{ l} = 0,01 \text{ l}$, luego las concentraciones de los iones serán:

$$\begin{cases} [\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{V_T} = \frac{1 \cdot 10^{-5}}{0,01} = 1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_T} = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{cases} \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 0,3 = 3 \cdot 10^{-4} \text{ que es mayor que el}$$

producto de solubilidad a esa temperatura ($1,5 \cdot 10^{-9}$), luego si precipita hasta alcanzarse el producto de solubilidad.



①② Se mezclan 100 ml de una disolución acuosa de AgNO_3 0,01 M con 100 ml de una disolución acuosa de NaCl 0,5 M. Si K_{ps} del AgCl , es $1,7 \cdot 10^{-10}$ a la temperatura de la experiencia.

- ¿Precipitará AgCl ?
- ¿Cuál es la concentración de Ag^+ en la disolución final?
- ¿Cuántos gramos de AgCl precipitan?



a) Primero vemos los moles de cada especie en disolución antes de la mezcla:

☀ Como $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$, en un $v_1 = 100 \text{ ml}$ de disolución $M_1 = 0,01 \text{ M}$ de AgNO_3 habrá:

$$\text{moles de } \text{AgNO}_3 = \text{moles de } \text{Ag}^+ = M_1 \cdot v_1 = 0,1 \text{ l} \cdot 0,01 \text{ mol/l} = 0,001 \text{ moles.}$$

☀ Como $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, en un $v_2 = 100 \text{ ml}$ de disolución $M_2 = 0,5 \text{ M}$ de NaCl habrá:

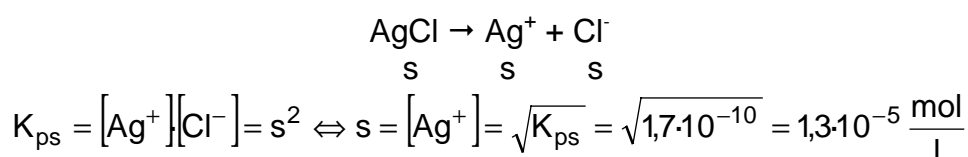
$$\text{moles de } \text{NaCl} = \text{moles de } \text{Cl}^- = M_2 \cdot v_2 = 0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,05 \text{ moles.}$$

☀ Al mezclarse ambas disoluciones el volumen total $V = v_1 + v_2 = 0,2 \text{ l}$ y las concentraciones de los iones que van formar el precipitado serán:

$$\begin{cases} [\text{Ag}^+] = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{V} = \frac{0,001}{0,2} = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ [\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = \frac{0,05}{0,2} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{cases} \Rightarrow [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 0,005 \cdot 0,25 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ que como es mayor que}$$

el producto de solubilidad implica que sí precipitará AgCl .

b) La disolución del cloruro de plata disuelto es:



En la solución del libro (supongo) que lo que se ha hecho es considerar que la concentración del anión cloruro es la que procede de la disolución de NaCl, es decir que no precipita nada de Cl^- : $[\text{Ag}^+] = \frac{K_{ps}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{0,25} = 6,8 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

c) El peso molecular del AgCl es 143,5 gr/mol.

El limitante es la plata de la cual hay sólo hay 0,001 moles, luego 0,001 moles de Ag^+ reaccionan con 0,001 moles de Cl^- y forman 0,001 moles de AgCl que son:

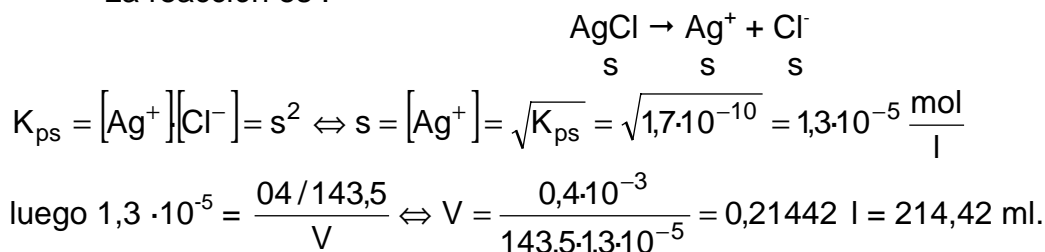
0,001 moles de AgCl · 143,5 gr/mol = 0,1435 gr de AgCl son los que precipitan.



2① El producto de solubilidad del cloruro de plata a 25 °C es $K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-10}$. Calcular la cantidad máxima de agua con que debe lavarse un precipitado de AgCl para que como máximo se disuelvan 0,4 mg del mismo.



La reacción es :



DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO

2① A cierta temperatura el PCl_5 (g) se disocia en PCl_3 (g) y Cl_2 (g). Cuando la reacción se lleva a cabo en un recipiente de 5,0 litros se comprueba que las concentraciones en el equilibrio son: $[\text{PCl}_5] = 1,3 \text{ mol/l}$, $[\text{PCl}_3] = 0,25 \text{ mol/l}$ y $[\text{Cl}_2] = 0,25 \text{ mol/l}$.

a) Calcular la constante de equilibrio Kc.

b) ¿Cuáles son las nuevas concentraciones cuando se añade 1,0 moles de Cl_2 a la mezcla en equilibrio?



a) La ecuación química del equilibrio es:



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,25 \cdot 0,25}{1,3} = 0,0481 \text{ mol/l.}$$

b) Hallemos primero los moles de cada sustancia en el equilibrio teniendo en cuenta que el volumen del recipiente en que se halla es $V = 5 \text{ l}$:

$$n^\circ \text{ de moles de } \text{PCl}_5 = [\text{PCl}_5] \cdot V = 1,3 \text{ mol/l} \cdot 5 \text{ l} = 6,5 \text{ moles.}$$

$$n^\circ \text{ de moles de } \text{PCl}_3 = [\text{PCl}_3] \cdot V = 0,25 \text{ mol/l} \cdot 5 \text{ l} = 1,25 \text{ moles.}$$

$$n^\circ \text{ de moles de } \text{Cl}_2 = [\text{Cl}_2] \cdot V = 0,25 \text{ mol/l} \cdot 5 \text{ l} = 1,25 \text{ moles.}$$

Luego:

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	$+$	Cl_2
<i>Moles iniciales</i>	6,5		1,25		1,25 + 1
<i>Moles que reaccionan</i>			x		x
<i>Moles que se forman</i>			x		
<i>Moles en el equilibrio</i>	6,5 + x		1,25 - x		2,25 - x

Por tanto:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{1,25 - x}{V} \cdot \frac{2,25 - x}{V}}{\frac{6,5 + x}{V}} = \frac{(1,25 - x)(2,25 - x)}{5(6,5 + x)} = 0,0481 \text{ mol/l, que operando nos}$$

proporciona la ecuación $x^2 - 5,06325x + 1,24925 = 0$, de cuyas soluciones tomamos $x = 0,26$ (la otra es mayor que 1,25 lo que no tiene sentido), luego las concentraciones en el nuevo equilibrio son:

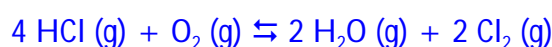
$$[\text{PCl}_5] = \frac{6,5 + x}{V} = \frac{6,5 + 0,26}{5} = 1,352 \frac{\text{mol}}{\text{l}}.$$

$$[\text{PCl}_3] = \frac{1,25 - x}{V} = \frac{1,25 - 0,26}{5} = 0,198 \frac{\text{mol}}{\text{l}}.$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{2,25 - x}{V} = \frac{2,25 - 0,26}{5} = 0,398 \frac{\text{mol}}{\text{l}}.$$



② El Cl_2 (g) puede obtenerse por oxidación de cloruro de hidrógeno en fase gaseosa:



Para incrementar el rendimiento en la obtención de Cl_2 (g) lo más conveniente es:

- a) Disminuir la presión manteniendo constante la temperatura.
- b) Aumentar la presión, manteniendo constante la temperatura.
- c) Reducir la concentración de HCl.
- d) Aumentar la concentración de agua.

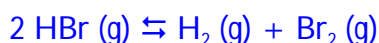


La variación del número de moles del equilibrio es $\Delta n = 2 + 2 - (4 + 1) = -1$

- a) Al disminuir la presión se desplaza hacia donde hay mayor número de moles (ley de Le Chatelier), la derecha y por tanto no se favorece la formación de cloro, el rendimiento disminuye.
- b) Es el efecto contrario, sí se aumenta el rendimiento de la reacción.
- c) Si se reduce la concentración de cloruro de hidrógeno el equilibrio intenta contrarrestar esta disminución desplazándose hacia la izquierda para producir más HCl y el rendimiento de producción de cloro disminuye.
- d) Tampoco se aumenta el rendimiento ya que el equilibrio tiende a disminuir la concentración de agua reaccionando con cloro y desplazándose hacia la izquierda



②③ En un recipiente de 1,0 litros se descomponen 2,0 moles de HBr (g):



Cuando el sistema alcanza el equilibrio se determina que $K_c = 0,018$ a la temperatura de la experiencia. Calcular:

- a) La cantidad de reactivos y productos presentes en el equilibrio.
- b) La cantidad de Br_2 en el equilibrio tras la adición de 3,0 moles de HBr a la mezcla en equilibrio.



a)

	2 HBr (g)	\rightleftharpoons	H_2 (g)	Br_2 (g)
<i>Moles iniciales</i>	2,0		-	-
<i>Moles que reaccionan</i>	2x		-	-
<i>Moles que se forman</i>	-		x	x
<i>Moles en el equilibrio</i>	2,0 - 2x		x	x

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}{[\text{HBr}]^2} = \frac{\frac{x}{1} \cdot \frac{x}{1}}{\left(\frac{2,0 - 2x}{1}\right)^2} = \frac{x^2}{(2,0 - x)^2} = 0,018 \Leftrightarrow 0,928x^2 + 0,072x - 0,072 = 0 \quad \text{de cuyas}$$

soluciones nos quedamos con $x = 0,24$ moles (la otra es negativa), luego las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HBr}] = \frac{2,0 - 2x}{V} = \frac{2,0 - 2 \cdot 0,24}{1} = 1,52 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{Br}_2] = [\text{H}_2] = \frac{x}{V} = \frac{0,24}{1} = 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

b) Al añadir HBr el equilibrio tiende a contrarrestar esta alteración disminuyéndola desplazándose hacia la derecha:

	2 HBr (g)	↔	H ₂ (g)	Br ₂ (g)
<i>Moles iniciales</i>	1,52 + 3,0		0,24	0,24
<i>Moles que reaccionan</i>	2x		-	-
<i>Moles que se forman</i>	-		x	x
<i>Moles en el equilibrio</i>	4,52 - 2x		0,24 + x	0,24 + x

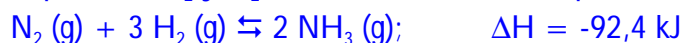
$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}{[\text{HBr}]^2} = \frac{0,24 + x}{1} \cdot \frac{0,24 + x}{1} = \frac{(0,24 + x)^2}{\left(\frac{4,52 - 2x}{1}\right)^2} = 0,018 \Leftrightarrow 0,982x^2 + 0,81x - 0,3 = 0 \quad \text{de cuyas}$$

soluciones es válida $x = 0,28$ moles, luego la concentración de bromo cuando se restablezca el equilibrio será:

$$[\text{Br}_2] = \frac{0,24 + x}{V} = \frac{0,24 + 0,28}{1} = 0,52 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$



24 La síntesis de NH₃ (g) a partir de N₂ y H₂ (síntesis de Haber) es un proceso exotérmico:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) La obtención de amoníaco se favorece al disminuir la temperatura.
- b) Un aumento de la presión incrementa la concentración de amoníaco en el equilibrio.
- c) Si mediante un dispositivo adecuado se retira parte del amoníaco formado, el equilibrio se desplaza hacia la formación de amoníaco.
- d) Una alternativa para favorecer la obtención de amoníaco es duplicar el volumen del reactor manteniendo constante la temperatura.



a) Como el proceso es exotérmico (cede calor) al disminuir la temperatura el equilibrio se opone a dicha variación produciendo más amoníaco para ceder calor y así aumentar la temperatura luego se favorece la formación del amoníaco al disminuir la temperatura.

b) Como la variación en el número de moles es $\Delta n = 2 - (3 + 1) = -2$, un aumento de la presión hace que el equilibrio se desplace hacia donde hay menor número de moles que contrarresta este aumento, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha favoreciendo la formación del amoníaco.

- c) Es cierto, ya que al retirar amoníaco el equilibrio reacciona produciendo amoníaco desplazándose hacia la derecha.
- d) Al aumentar el volumen el equilibrio (según la ley de Le Chatelier) se desplaza en el sentido del mayor lado en que hay mayor número de moles, hacia la izquierda, luego no se favorece la obtención del amoníaco.



CUESTIONES Y PROBLEMAS GENERALES

- 25 Se adiciona una determinada cantidad de Fe(OH)_2 (s) al agua y se establece el siguiente equilibrio:



Indicar el efecto que tiene sobre la solubilidad del hidróxido de hierro (II) cada una de las siguientes modificaciones:

- La adición de más Fe(OH)_2 (s).
- El incremento de $[\text{Fe}^{2+}]$ por adición de una sal soluble.
- La adición de HCl (ac).
- La adición de agua.



- Al aumentar la concentración del hidróxido ferroso el equilibrio, este reacciona intentado disminuirla desplazándose hacia la derecha y favoreciendo la solubilidad del hidróxido.
- Al aumentar la concentración de catión hierro el equilibrio se desplaza en sentido contrario con lo que la solubilidad del hidróxido disminuye.
- Los protones del ácido fuerte (clorhídrico) reaccionan con los aniones hidróxido haciendo que la concentración de estos disminuyan con lo que el equilibrio se desplazará hacia la derecha para contrarrestar esta disminución provocando el aumento de la solubilidad del hidróxido ferroso.
- La adición de agua hace que la solubilidad del hidróxido aumente ya que no se alcanza el producto de solubilidad, para que el producto de las concentraciones de los iones sea igual al producto de solubilidad tiene que disolverse más hidróxido para aumentar las concentraciones de los iones.



- 26 A $450 \text{ }^\circ\text{C}$ y $10,0 \text{ atm}$ el NH_3 (g) está disociado en un $95,7 \%$ según la reacción:



Calcular K_p y K_c para este equilibrio a $450 \text{ }^\circ\text{C}$.



	$2 \text{ NH}_3 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$3 \text{ H}_2 (\text{g})$	$\text{N}_2 (\text{g})$
<i>Moles iniciales</i>	n_0			
<i>Moles que reaccionan</i>	$n_0\alpha$		-	-
<i>Moles que se forman</i>	-		$3n_0\alpha/2$	$n_0\alpha/2$
<i>Moles en el equilibrio</i>	$n_0(1 - \alpha)$		$3n_0\alpha/2$	$n_0\alpha/2$

$$\text{Moles totales} = n_T = n_0(1 - \alpha) + 3n_0\alpha/2 + n_0\alpha/2 = 2n_0\alpha + n_0 = n_0(1 + \alpha)$$

$$\text{Fracciones molares: } \begin{cases} x_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_T} = \frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} = \frac{1-0,957}{1+0,957} = 0,022 \\ x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_T} = \frac{\frac{3n_0\alpha}{2}}{n_0(1+\alpha)} = \frac{3\alpha}{2(1+\alpha)} = \frac{3 \cdot 0,957}{2(1+0,957)} = 0,733 \\ x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} = \frac{\frac{n_0\alpha}{2}}{n_0(1+\alpha)} = \frac{\alpha}{2(1+\alpha)} = \frac{0,957}{2(1+0,957)} = 0,245 \end{cases}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2}^3 \cdot p_{\text{N}_2}}{p_{\text{NH}_3}^2} = \frac{(x_{\text{H}_2} \cdot P)^3 \cdot x_{\text{N}_2} \cdot P}{(x_{\text{NH}_3} \cdot P)^2} = \frac{x_{\text{H}_2}^3 \cdot x_{\text{N}_2} \cdot P^2}{x_{\text{NH}_3}^2} = K_x \cdot P^2 = \frac{(0,733)^3 \cdot 0,245}{(0,022)^2} \cdot 10^2 = 19936 \text{ atm}^2$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 \cdot [\text{N}_2]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{\left(\frac{p_{\text{H}_2}}{RT}\right)^3 \cdot \frac{p_{\text{N}_2}}{RT}}{\left(\frac{p_{\text{NH}_3}}{RT}\right)^2} = \frac{p_{\text{H}_2}^3 \cdot p_{\text{N}_2}}{p_{\text{NH}_3}^2} \cdot (RT)^{-2} = K_p (0,082 \cdot 723)^{-2} = 5,67 \text{ (mol/l)}^2$$

