

SOLUCIONES A LOS PROBLEMAS PROPUESTOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO

PROBLEMA 1

El principio de Le Châtelier dice que:

“Cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]}{[\text{H}_2]^2}$$

a-f)

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consume el calor añadido y así baje la temperatura. Teniendo en cuenta que se trata de un proceso exotérmico, el sistema se desplaza hacia la formación de C (s) y H₂ (g), por lo que la concentración de CH₄ (g) en el equilibrio disminuye y el valor de la constante de equilibrio disminuye.

b)

Si se disminuye la temperatura, la concentración de CH₄ (g) en el equilibrio aumenta, ya que se trata del caso opuesto al apartado a).

c-g)

Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que baje la presión, para ello debe desplazarse en el sentido en que descienda el número de moléculas gaseosas en el equilibrio.



Como a la derecha hay menos moléculas de gas, el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_4 (g)$ por lo que la concentración del $\text{CH}_4 (g)$ en el equilibrio aumenta y el valor de la constante de equilibrio aumenta.

d)

Si se introduce $\text{C} (s)$ en el recipiente a temperatura constante, el sistema permanece inalterado ya que como se trata de una sustancia sólida no aparece en la expresión de la constante de equilibrio y por lo tanto sus variaciones no la modifican, por lo que la concentración de $\text{CH}_4 (g)$ en el equilibrio permanece constante.

e)

Si se elimina $\text{H}_2 (g)$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga el $\text{H}_2 (g)$ extraído por lo que el sistema se desplaza hacia la formación de esta sustancia y la concentración de $\text{CH}_4 (g)$ en el equilibrio disminuye.

h)

Si se elimina $\text{CH}_4 (g)$ del recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se reponga el $\text{CH}_4 (g)$ extraído, por lo que el sistema se desplaza hacia la formación de esta sustancias aumentando su concentración y con ello el valor de la constante de equilibrio.

i)

Si se introduce $\text{H}_2 (g)$ en el recipiente, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma el $\text{H}_2 (g)$ añadido, por lo que se forma $\text{CH}_4 (g)$ aumentando su concentración y el valor de la constante de equilibrio.



PROBLEMA 2

a)

El número de moles de C_2H_6 que se introducen inicialmente en el reactor es:

$$40 \text{ g de } C_2H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_2H_6}{30 \text{ g de } C_2H_6} = 1,33 \text{ moles de } C_2H_6$$

Establecer la tabla de cambios del equilibrio, en moles:

Especies	$C_2H_6 (g)$	$C_2H_4 (g)$	$H_2 (g)$
Número de moles iniciales	1,33	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-x$	x	x
Número de moles en equilibrio	$1,33 - x$	x	x

La expresión de la constante de equilibrio será:

$$K_c = \frac{[C_2H_4] \cdot [H_2]}{[C_2H_6]} \Rightarrow 2,5 = \frac{\frac{x}{5} \cdot \frac{x}{5}}{\frac{1,33 - x}{5}} \Rightarrow x = 1,21 \text{ moles}$$

Para calcular la presión se aplica la ecuación de los gases ideales:

$$p = \frac{(1,33 - 1,21 + 1,21 + 1,21) \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,000 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 41,65 \text{ atm}$$

La presión total en equilibrio es de 41,65 atm, para la temperatura indicada.

b)

Al añadir H_2 al sistema en equilibrio, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que se consume el H_2 añadido, es decir, hacia la formación de C_2H_6 .

El número de moles de H_2 añadido es:

$$25 \text{ g de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ g de } H_2} = 12,5 \text{ moles de } H_2$$



Teniendo en cuenta que el sistema en equilibrio contenía:

$$1,33 - 1,21 = 0,12 \text{ moles de } C_2H_6$$

$$1,21 \text{ moles de } C_2H_4$$

$$1,21 \text{ moles de } H_2$$

Y que ahora el contenido de dihidrógeno es de:

$$1,21 \text{ moles de } H_2 + 12,5 \text{ moles añadidos} = 13,71 \text{ moles,}$$

la nueva tabla de cambios del equilibrio será:

Especies	$C_2H_6 (g)$	$C_2H_4 (g)$	$H_2 (g)$
Número de moles iniciales	0,12	1,21	1,21 + 12,5
Cantidades que reaccionan/forman	x	$-x$	$-x$
Número de moles en equilibrio	$0,12 + x$	$1,21 - x$	$13,71 - x$

Procediendo de igual forma que en el apartado anterior:

$$K_c = \frac{[C_2H_4] \cdot [H_2]}{[C_2H_6]} \Rightarrow 2,5 = \frac{\frac{1,21 - x}{5} \cdot \frac{13,71 - x}{5}}{\frac{0,12 + x}{5}} \Rightarrow x = 0,68 \text{ moles}$$

Para calcular la presión se aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = \frac{(0,12 + 0,68 + 1,21 - 0,68 + 13,71 - 0,68) \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,000 \text{ K}}{5 \text{ L}}$$

$$p = 235,5 \text{ atm}$$

La presión en el nuevo equilibrio es de 235,5 atm a la temperatura indicada.



c)

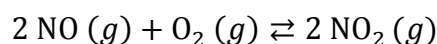
Expansión isoterma: En una transformación isoterma la temperatura del sistema permanece constante; para ello es necesario que el sistema se encuentre en contacto con un foco térmico que se define como una sustancia capaz de absorber o ceder calor sin modificar su temperatura.

Supongamos que un gas ideal absorbe calor de un foco térmico que se encuentra a una temperatura T y como consecuencia, se expande desde un estado inicial A a uno final B .

Al realizar en el sistema una expansión isoterma (es decir, cambio a temperatura constante) se produce una disminución de la presión que ejerce la mezcla en equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que suba la presión, para ello se desplaza en el sentido en el que aumente el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio, es decir, en nuestro caso, hacia la formación de C_2H_4 y H_2 .

PROBLEMA 3

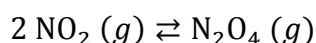
La primera reacción es:



La expresión de su constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{(p_{\text{NO}})^2 \cdot p_{\text{O}_2}} = 5 \cdot 10^{-13}$$

La segunda reacción es:



La expresión de su constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_{p_2} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(p_{\text{NO}_2})^2} = 1,82 \cdot 10^{-5}$$



Como se observa, el valor de p_{NO} no aparece en la expresión de la constante de equilibrio a calcular, por lo tanto despejando dicho valor de K_{p_1} y K_{p_2} , igualando se obtiene:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{(p_{\text{NO}})^2 \cdot p_{\text{O}_2}} \Rightarrow (p_{\text{NO}_2})^2 = K_{p_1} \cdot (p_{\text{NO}})^2 \cdot p_{\text{O}_2}$$

$$(p_{\text{NO}_2})^2 = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{K_{p_2}}$$

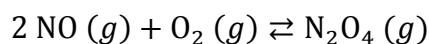
Tras igualar y operar de ambas ecuaciones resulta:

$$K_{p_1} \cdot K_{p_2} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{(p_{\text{NO}})^2 \cdot p_{\text{O}_2}}$$

Sustituyendo los valores de las constantes se obtiene el valor de la constante K_p :

$$K_p = K_{p_1} \cdot K_{p_2} \Rightarrow K_p = 5 \cdot 10^{-13} \cdot 1,82 \cdot 10^{-5} = 9,1 \cdot 10^{-18}$$

Esta constante de equilibrio corresponde a la reacción global:



PROBLEMA 4

a)

La tabla de cambios en el equilibrio, expresada en las unidades mol, es:

Especies	BrF_5	Br_2	F_2
Número de moles iniciales	0,1	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-2 \cdot x$	x	$5 \cdot x$
Número de moles en equilibrio	$0,1 - 2 \cdot x$	x	$5 \cdot x$

El valor de la presión en el equilibrio permite calcular el valor del número de moles transformados.



Considerando un comportamiento ideal de las sustancias gaseosas:

$$0,1 - 2 \cdot x + x + 5 \cdot x = \frac{2,12 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,500 \text{ K}}$$

$$0,1 + 4 \cdot x = 0,17 \Rightarrow x = 0,018 \text{ moles}$$

a)

El número total de moles en el equilibrio es:

$$n_t = 0,1 + 4 \cdot x = 0,172 \text{ moles totales en equilibrio}$$

b)

La composición de la mezcla en equilibrio:

$$n_{\text{BrF}_5} = (0,1 - 2 \cdot 0,018) \text{ moles} = 0,064 \text{ moles en equilibrio}$$

$$n_{\text{Br}_2} = 0,018 \text{ moles en equilibrio}$$

$$n_{\text{F}_2} = 5 \cdot 0,018 \text{ moles} = 0,090 \text{ moles en equilibrio}$$

c)

Considerando el comportamiento ideal de los gases presentes, las presiones parciales son:

$$p_{\text{BrF}_5} = \frac{0,064 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,500 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,79 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Br}_2} = \frac{0,018 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,500 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,22 \text{ atm}$$

$$p_{\text{F}_2} = \frac{0,090 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1\,500 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 1,11 \text{ atm}$$

d)

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{F}_2})^5 \cdot p_{\text{Br}_2}}{(p_{\text{BrF}_5})^2} = \frac{1,11^5 \cdot 0,22}{0,79^2} = 0,59$$



El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{F}_2]^5 \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{BrF}_5]^2} = \frac{\left(\frac{0,090}{10}\right)^5 \cdot \frac{0,018}{10}}{\left(\frac{0,064}{10}\right)^2} = 2,6 \cdot 10^{-9}$$

El valor de $K_p = 0,59$ y el valor de $K_c = 2,6 \cdot 10^{-9}$, a la temperatura indicada.

PROBLEMA 5

a) Para calcular las cantidades de sustancias presentes en el equilibrio es preciso determinar previamente el valor de la constante de equilibrio.

La tabla de cambios del equilibrio, expresada en moles, es:

Especies	NH_4Cl	NH_3	HCl
Número de moles iniciales	n_0	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-x$	x	x
Número de moles en equilibrio	$n_0 - x$	x	x

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCl}}$$

La presión total de la mezcla gaseosa (ley de Dalton):

$$p_T = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCl}}$$

De acuerdo con la estequiometría, en el equilibrio existe el mismo número de moles de NH_3 y HCl , por lo que sus presiones parciales serán iguales:

$$p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCl}} = \frac{p_T}{2} \Rightarrow p_{\text{NH}_3} = \frac{0,18 \text{ atm}}{2} = 0,09 \text{ atm}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$K_p = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCl}} = 0,09^2 = 8,1 \cdot 10^{-3}$$



Para calcular el número de moles se aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$x = \frac{0,09 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 275) \text{ K}} = 0,02 \text{ moles}$$

Las masas de las sustancias en el equilibrio son:

$$\text{NH}_3 : 0,02 \text{ moles de NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} = 0,34 \text{ g de NH}_3$$

$$\text{HCl} : 0,02 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 0,73 \text{ g de HCl}$$

$$\text{NH}_4\text{Cl} : 10 \text{ g de NH}_4\text{Cl} - 0,02 \text{ moles de NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{53,5 \text{ g de NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol de NH}_4\text{Cl}} = 8,93 \text{ g de NH}_4\text{Cl}$$

b)

Si además del NH_4Cl , el recipiente contiene unas cantidades iniciales de NH_3 y HCl ,

hace que las correspondientes presiones parciales sean:

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{10 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (275 + 273) \text{ K}}{10 \text{ L}} = 2,643 \text{ atm}$$

$$p_{\text{HCl}} = \frac{10 \text{ g de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (275 + 273) \text{ K}}{10 \text{ L}} = 1,231 \text{ atm}$$

Al existir inicialmente todas las especies en equilibrio, es preciso calcular el valor del cociente de reacción Q para saber en que sentido evoluciona el sistema para alcanzar el equilibrio:

$$Q = (p_{\text{NH}_3})_0 \cdot (p_{\text{HCl}})_0 = 1,231 \cdot 2,643 = 3,254$$

Como se observa $Q > K_p$ por lo que para que se alcance el equilibrio Q debe hacerse menor, por este motivo el sistema se desplaza hacia la izquierda (formación de NH_4Cl).

La tabla de cambios en el equilibrio se completará para todas las sustancias de la reacción, aunque solamente se tendrán en cuenta los valores de los compuestos gaseosos.



La tabla de cambios del equilibrio, expresada en atmósferas, es:

Especies	NH ₄ Cl	NH ₃	HCl
Presión parcial inicial (atm)	p_0	1,231	2,643
Cambios en la presión inicial (atm)	x	$-y$	$-y$
Presión en el equilibrio (atm)	$p_0 + x$	$1,231 - y$	$2,643 - y$

Llamando « y » a la presión parcial ejercida por los moles transformados.

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$8,1 \cdot 10^{-3} = (1,231 - y) \cdot (2,643 - y) \Rightarrow y = 1,225 \text{ atm}$$

Para calcular el número de moles transformados correspondientes a esa presión se aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$x = \frac{1,225 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 275) \text{ K}} = 0,273 \text{ moles}$$

Las masas de las sustancias en el equilibrio son:

$$\text{NH}_3 : 10 \text{ g de NH}_3 - 0,273 \text{ moles de NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} = 5,359 \text{ g de NH}_3$$

$$\text{HCl} : 10 \text{ g de HCl} - 0,273 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 0,036 \text{ g de HCl}$$

$$\text{NH}_4\text{Cl} : 10 \text{ g de NH}_4\text{Cl} + 0,273 \text{ moles de NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{53,5 \text{ g de NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol de NH}_4\text{Cl}} = 24,606 \text{ g de NH}_4\text{Cl}$$

c)

Si además del NH₄Cl, el recipiente contiene una cantidad de NH₃ que hace que su presión parcial sea:

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{10 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (275 + 273) \text{ K}}{10 \text{ L}} = 2,643 \text{ atm}$$



Para que se alcance el equilibrio el sistema se desplaza hacia la derecha ya que falta HCl.

La tabla de cambios del equilibrio, expresada en atmósferas, es:

Especies	NH ₄ Cl	NH ₃	HCl
Presión parcial inicial (atm)	p_0	2,643	0
Cambios en la presión inicial (atm)	$-x$	2,643 + y	y
Presión en el equilibrio (atm)	$p_0 - x$	2,643 + y	y

Llamando « y » a la presión parcial ejercida por los moles transformados.

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$8,1 \cdot 10^{-3} = y \cdot (2,643 + y) \Rightarrow y = 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

Para calcular el número de moles transformados correspondientes a esa presión se aplica la ecuación de estado de los gases ideales:

$$x = \frac{3,1 \cdot 10^{-3} \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273 + 275) \text{ K}} = 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$$

Las masas de las sustancias en el equilibrio son:

$$\text{NH}_3 : 10 \text{ g de NH}_3 + 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ moles de NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} = 10,012 \text{ g de NH}_3$$

$$\text{HCl} : 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ moles de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 0,025 \text{ g de HCl}$$

$$\text{NH}_4\text{Cl} : 10 \text{ g de NH}_4\text{Cl} - 6,9 \cdot 10^{-4} \text{ moles de NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{53,5 \text{ g de NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol de NH}_4\text{Cl}} = 9,963 \text{ g de NH}_4\text{Cl}$$

PROBLEMA 6

La expresión de la constante K_c es:

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

Teniendo en cuenta que $V = 1 \text{ L}$, el valor de K_c es:



$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{1 \cdot 0,25}{1} = 0,25$$

Llamando « n » a la cantidad de COCl_2 a añadir al equilibrio, la tabla de cambios de equilibrio, expresada en moles, es:

Especies	COCl_2	CO	Cl_2
Número de moles iniciales	$1 + n$	1	0,25
Cantidades que reaccionan/forman	$-x$	x	x
Número de moles en equilibrio	$1 + n - x$	$1 + x$	$0,25 + x$

Como se desea que el número de moles de CO sea el doble del inicial:

$$(1 + x) \text{ moles de CO} = 2 \text{ moles de CO} \Rightarrow x = 1 \text{ mol}$$

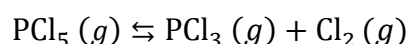
Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$0,25 = \frac{2 \cdot 1,25}{n} \Rightarrow n = 10 \text{ moles de COCl}_2$$

Debería añadirse 10 moles de COCl_2 .

PROBLEMA 7

El equilibrio correspondiente a la disociación del PCl_5 es:



La expresión de la constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

La tabla de cambios del equilibrio en función del número de moles iniciales « n_0 » y del grado de disociación « α », es:

Especies	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Número de moles iniciales	n_0	0	0



Cantidades que reaccionan/forman	$-n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$
Número de moles en equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$

El número de moles totales serán: $n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$.

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la expresión de K_p queda como sigue:

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{p \cdot \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p \cdot \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)}}{p \cdot \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)}} = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

Sustituyendo:

$$K_p = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} = 2 \cdot \frac{0,50^2}{1 - 0,50^2} = 0,667$$

La relación entre las constantes K_p y K_c nos permite calcular K_c :

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} = 0,667 \cdot (0,082 \cdot 473)^{-(1+1-1)} = 1,7 \cdot 10^{-2}$$

El valor de las constante $K_c = 1,7 \cdot 10^{-2}$ a la temperatura indicada.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, se cumple que:

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = p$$

Y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$p_{\text{PCl}_5} + p_{\text{PCl}_3} + p_{\text{Cl}_2} = 2 \text{ atm} \Rightarrow p_{\text{PCl}_5} = 2 - 2 \cdot p$$

Sustituyendo en la expresión de K_p :

$$0,667 = \frac{p^2}{2 - 2 \cdot p} \Rightarrow p = p_{\text{PCl}_3} = 0,667 \text{ atm}$$

La presión parcial ejercida por el gas tricloruro de fósforo es de 0,667 atm.

PROBLEMA 8

El equilibrio correspondiente a la disociación del PCl_5 es:





La expresión de la constante de equilibrio K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SbCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{SbCl}_5}}$$

La tabla de cambios del equilibrio en función del número de moles iniciales $\ll n_0 \gg$ y del grado de disociación $\ll \alpha \gg$, es:

Especies	SbCl ₅	SbCl ₃	Cl ₂
Número de moles iniciales	n_0	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$
Número de moles en equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$	$n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$

El número de moles totales serán: $n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot (1 + \alpha)$.

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales, la expresión de K_p queda como sigue:

$$K_p = \frac{p_{\text{PbCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PbCl}_5}} = \frac{p \cdot \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)} \cdot p \cdot \frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot (1 + \alpha)}}{p \cdot \frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot (1 + \alpha)}} = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

Sustituyendo:

$$K_p = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} = 1,5 \cdot \frac{0,30^2}{1 - 0,30^2} = 0,148$$

La relación entre las constantes K_p y K_c nos permite hallar K_c :

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n} = 0,148 \cdot (0,082 \cdot 450)^{-(1+1-1)} = 4,0 \cdot 10^{-3}$$

El valor de las constante $K_c = 4,0 \cdot 10^{-3}$ y $K_p = 0,148$ a la temperatura indicada.

b)

Si se reduce el volumen a la mitad a temperatura constante, de acuerdo con la ley de Boyle, la presión se duplica. Si se aumenta la presión, aplicando el principio de Le



Châtelier, el sistema se desplaza en el sentido en el que la presión disminuya, es decir, hacia donde se formen menos moles de gas, en este caso hacia la formación de SbCl_5 .

Si ahora la presión es el doble de la anterior (3,0 atm) a la misma temperatura, el grado de disociación, según lo que predice el principio de Le Châtelier, será menor:

$$K_p = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \Rightarrow 0,148 = 3,0 \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0,217$$

El grado de disociación será del 21,7 % a la temperatura indicada.

En la siguiente tabla se muestra el número de moles de cada especie en el equilibrio para cada una de las presiones:

		$p = 1,5 \text{ atm}$	$p = 3,0 \text{ atm}$
n_{SbCl_5}	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$	$2,5 \cdot (1 - 0,30) = 1,750 \text{ mol}$	$2,5 \cdot (1 - 0,217) = 1,958 \text{ mol}$
$n_{\text{SbCl}_3} = n_{\text{Cl}_2}$	$n_0 \cdot \alpha$	$2,5 \cdot 0,30 = 0,750 \text{ mol}$	$2,5 \cdot 0,217 = 0,543 \text{ mol}$

Como se observa, al disminuir el volumen (aumentar la presión), el número de moles de SbCl_5 aumenta, mientras el de SbCl_3 y Cl_2 disminuye.

c)

La ecuación de van 't Hoff permite estudiar la variación de la constante K_p con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H}{R} \cdot \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

Sabiendo que $\Delta H < 0$ (proceso exotérmico) y si:

$$T_2 < T_1 \Rightarrow \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right] < 0$$

Entonces se cumple que:

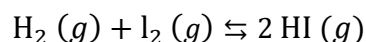
$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} > 0 \Rightarrow K_{p_2} > K_{p_1}$$

En un proceso exotérmico, si T disminuye, K_p aumenta.



PROBLEMA 9

El equilibrio correspondiente a la disociación del HI es:



La expresión de la constante de equilibrio K_c es:

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

La tabla de cambios del equilibrio en función del número de moles iniciales de cada uno de los reactivos, es:

Especies	I_2	H_2	HI
Número de moles iniciales	n_{I_2}	n_{H_2}	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-x$	$-x$	$2 \cdot x$
Número de moles en equilibrio	$n_{\text{I}_2} - x$	$n_{\text{H}_2} - x$	$2 \cdot x$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio y teniendo en cuenta que el volumen no afecta a la misma (se simplifican en ambos términos):

$$50 = \frac{(2 \cdot x)^2}{(n_{\text{I}_2} - x) \cdot (n_{\text{H}_2} - x)}$$

Según el enunciado del problema « $x = 0,8 \cdot n_{\text{I}_2}$ », la expresión anterior queda como sigue:

$$50 = \frac{(2 \cdot 0,8 \cdot n_{\text{I}_2})^2}{(n_{\text{I}_2} - 0,8 \cdot n_{\text{I}_2}) \cdot (n_{\text{H}_2} - 0,8 \cdot n_{\text{I}_2})}$$

Simplificando y reordenando:

$$50 = \frac{(1,6)^2 \cdot n_{\text{I}_2}}{0,2 \cdot (n_{\text{H}_2} - 0,8 \cdot n_{\text{I}_2})} \Rightarrow \frac{n_{\text{H}_2} - 0,8 \cdot n_{\text{I}_2}}{n_{\text{I}_2}} = \frac{(1,6)^2}{50 \cdot 0,2}$$

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{I}_2}} - 0,8 = 0,256 \Rightarrow \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{I}_2}} = 1,056$$



La proporción molar en la que se deben mezclar ambos reactivos será: número de moles de H_2 debe ser 1,056 veces el número de moles de I_2 .

b)

Se trata de un equilibrio en el que los coeficientes de las especies gaseosas son los mismos en ambos lados de la reacción ($\Delta n = 0$), lo cual quiere decir que este tipo de equilibrios no se ven afectados por las variaciones de presión o volumen, por tanto, la proporción es la misma que la anterior.

PROBLEMA 10

La expresión de la constante K_p de la reacción problema es:

$$K_p = \frac{p_{CO} \cdot p_{H_2}}{p_{H_2O}}$$

La expresión de la constante K_p de las reacciones dadas es:

$$K_{p_a} = \frac{(p_{CO})^2}{p_{CO_2}} = 121,5$$

$$K_{p_b} = \frac{p_{H_2O} \cdot p_{CO}}{p_{CO_2} \cdot p_{H_2}} = 1,59$$

Como se observa, el valor de p_{CO_2} no aparece en la expresión de K_p a calcular, por tanto despejando dicho valor en K_{p_a} y K_{p_b} , igualando se obtiene:

$$K_{p_a} = \frac{(p_{CO})^2}{p_{CO_2}} \Rightarrow p_{CO_2} = \frac{(p_{CO})^2}{K_{p_a}}$$

$$K_{p_b} = \frac{p_{H_2O} \cdot p_{CO}}{p_{CO_2} \cdot p_{H_2}} \Rightarrow p_{CO_2} = \frac{1}{K_{p_b}} \cdot \frac{p_{H_2O} \cdot p_{CO}}{p_{H_2}}$$

$$\frac{K_{p_a}}{K_{p_b}} = \frac{p_{H_2} \cdot p_{CO}}{p_{H_2O}} \Rightarrow \frac{121,5}{1,59} = 76,4 = K_p$$

El valor de $K_p = 76,4$ a la temperatura indicada.



PROBLEMA 11

a)

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la tabla de cambios, expresada en moles, es:

Especies	NaHCO ₃	Na ₂ CO ₃	CO ₂	H ₂ O
Número de moles iniciales	n	0	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-2 \cdot x$	x	x	x
Número de moles en equilibrio	$n - 2 \cdot x$	x	x	x

A partir de la presión, se puede obtener el número de moles de gas, ya que, el número total de moles de gas en el equilibrio viene dado por los moles de CO₂ y H₂O formados:

Considerando el comportamiento ideal de los gases:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \Rightarrow 2 \cdot x = \frac{7,76 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (160 + 273) \text{ K}} \Rightarrow x = 0,546 \text{ moles}$$

Se han formado 0,546 moles de agua.

b)

La masa de NaHCO₃ que se descompone es:

$$0,546 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ moles de NaHCO}_3}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} \cdot \frac{84 \text{ g de NaHCO}_3}{1 \text{ mol de NaHCO}_3} = 91,7 \text{ g de NaHCO}_3$$

La masa de NaHCO₃ que queda sin descomponer en el equilibrio es de 8,3 g de NaHCO₃.

$$100 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ (inicial)} - 91,7 \text{ g de NaHCO}_3 \text{ (transformado)} = 8,3 \text{ g de NaHCO}_3$$

c)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, las cantidades y las presiones parciales de CO₂ y H₂O en el equilibrio son iguales:

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{total}}}{2} = p \Rightarrow p = \frac{7,76 \text{ atm}}{2} = 3,88 \text{ atm}$$

La presión parcial ejercida por cada gas es de 3,88 atm.



La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}} = 3,88^2 = 15,1$$

El valor de $K_p = 15,1$.

d)

Si la temperatura permanece constante, el valor de la constante de equilibrio no cambia, luego la presión en el recipiente sería la misma.

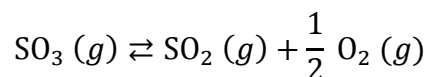
La única diferencia estaría en la cantidad de NaHCO_3 que permanecería en el equilibrio.

Al haberse introducido inicialmente 10 g más de esta sustancias, en el equilibrio aparecería esos 10 g de más.

PROBLEMA 12



Con el fin de hallar el grado de disociación del SO_3 dividiremos por 2 la reacción:



La tabla de equilibrio será, en moles:

Especies	SO_3	SO_2	O_2
Número de moles iniciales	n_0	0	0
Cantidades que reaccionan/forman	$-n_0 \cdot \alpha$	$n_0 \cdot \alpha$	$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$
Número de moles en equilibrio	$n_0 \cdot (1 - \alpha)$	$n_0 \cdot \alpha$	$\frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha$

$\ll n_0 \gg$ es el número de moles iniciales de trióxido de azufre.

Número total de moles en equilibrio:



$$n_0 \cdot (1 - \alpha) + n_0 \cdot \alpha + \frac{1}{2} \cdot n_0 \cdot \alpha = n_0 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right)$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales, resulta:

$$p \cdot V = n_0 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) \Rightarrow$$

$$p \cdot M = \frac{m}{V} \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) \cdot R \cdot T = d \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) \cdot R \cdot T$$

$$1 \text{ atm} \cdot 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,91 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right) \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 883 \text{ K} \Rightarrow \alpha = 0,428$$

El grado de disociación es del 42,8%.

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_3}^2} = \frac{\chi_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{eq}^2 \cdot \chi_{\text{O}_2} \cdot p_{eq}}{\chi_{\text{SO}_3}^2 \cdot p_{eq}^2}$$

$$K_p = \frac{\left[\frac{n_0 \cdot \alpha}{n_0 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right)} \right]^2 \cdot \left[\frac{n_0 \cdot \frac{\alpha}{2}}{n_0 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right)} \right]}{\left[\frac{n_0 \cdot (1 - \alpha)}{n_0 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right)} \right]^2} \cdot p_{eq} = \frac{\frac{\alpha^3}{2}}{(1 - \alpha)^2 \cdot \left(1 + \frac{\alpha}{2}\right)} \cdot p_{eq}$$

Sustituyendo:

$$K_p = \frac{\frac{0,428^3}{2}}{(1 - 0,428)^2 \cdot (1 + 0,214)} \cdot 1 = 9,9 \cdot 10^{-2}$$

El valor de $K_p = 9,9 \cdot 10^{-2}$.

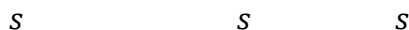
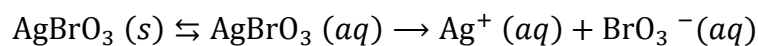
PROBLEMA 13

La solubilidad del AgBrO_3 expresada en moles/L:

$$s = \frac{1,75 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{235,87 \text{ g}}}{0,25 \text{ L}} = 0,03 \text{ M}$$



Por lo tanto, el equilibrio de solubilidad es:

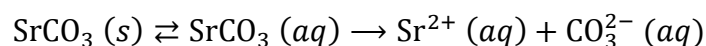


$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{BrO}_3^-] = s \cdot s = 0,03 \cdot 0,03 = 9 \cdot 10^{-4}$$

La constante del producto de solubilidad a la temperatura del problema es de $9 \cdot 10^{-4}$.

PROBLEMA 14

El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



$$K_{ps}(\text{SrCO}_3) = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

$$5,6 \cdot 10^{-10} = s^2 \Rightarrow s = 2,37 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

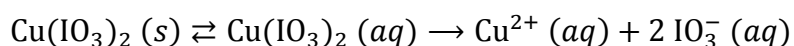
Cantidad que se disuelve en 2 L:

$$\frac{2,37 \cdot 10^{-5} \text{ moles de SrCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot 2 \text{ L disolución} \cdot \frac{147,6 \text{ g de SrCO}_3}{1 \text{ mol de SrCO}_3} = 7,0 \cdot 10^{-3} \text{ g de SrCO}_3 \text{ disueltos}$$

Masa de SrCO₃ sin disolver: 10 mg – 7 mg = 3 mg.

PROBLEMA 15

El equilibrio de solubilidad es el siguiente:



$$K_{ps}(\text{Cu(IO}_3)_2) = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3 \Rightarrow s = 2,64 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

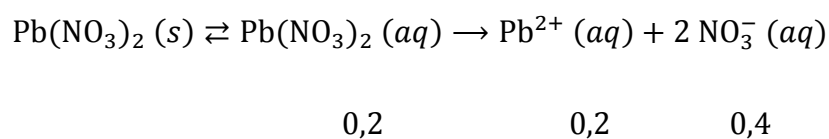


Número de moles que pueden disolverse: $2,64 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 5 \text{ L} = 0,013 \text{ moles de Cu(IO}_3)_2$.

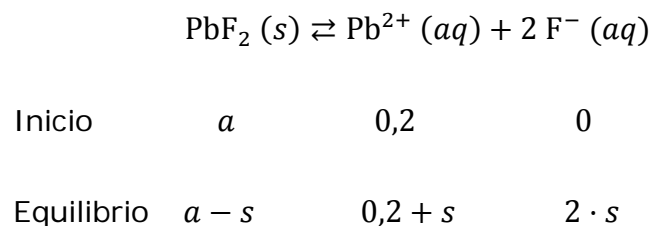
PROBLEMA 16

Tenemos en una disolución dos compuestos, uno de ellos es poco soluble, ya que se aporta el producto de solubilidad, mientras que el otro es soluble y, por tanto, se disolverá totalmente y se disociará iónicamente en su totalidad.

Reacción correspondiente a la sustancia soluble:



Equilibrio de solubilidad de la sustancia poco soluble, que está influenciado por la anterior reacción debido a tener un ion común:



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 \Rightarrow 4 \cdot 10^{-18} = (2 \cdot s)^2 \cdot (0,2 + s)$$

De donde resulta que como K_{ps} es pequeño es posible aproximar $(0,2 + s) \approx 0,2$, resultando que:

$$4 \cdot 10^{-8} = 4 \cdot s^2 \cdot 0,2 \Rightarrow s = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

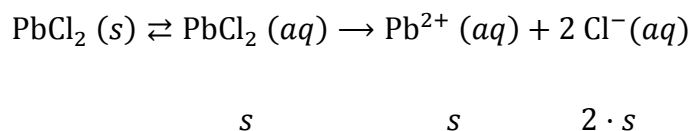
La solubilidad del PbF_2 es $2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

PROBLEMA 17

Calculamos primero la concentración de iones plomo en la disolución saturada de cloruro de plomo(II).



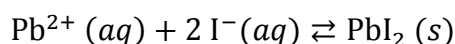
El equilibrio de solubilidad del cloruro de plomo(II) es:



Como la disolución está saturada, la concentración de iones plomo se puede obtener a través del producto de solubilidad:

$$K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 2,4 \cdot 10^{-4} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = s \cdot (2 \cdot s)^2 \Rightarrow s = [\text{Pb}^{2+}] = 0,039 \text{ M}$$

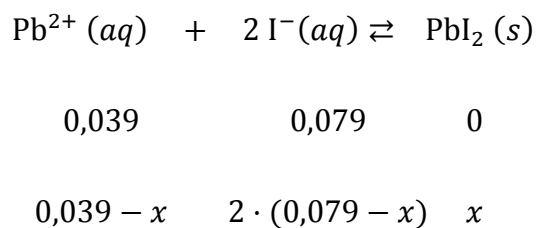
Al añadir KI se establece un nuevo equilibrio:



Como el $K_{ps}(\text{PbI}_2)$ es mucho menor que $K_{ps}(\text{PbCl}_2)$ precipitará el PbI_2 , hasta que se cumpla:

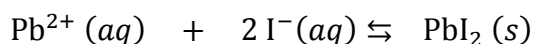
$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}_2] = K_{ps}(\text{PbI}_2)$$

El equilibrio de solubilidad será:



El cálculo de la incógnita en este equilibrio no es concluyente porque aparece una ecuación de tercer grado muy difícil de resolver. Aquí « x » representa la parte que precipita.

Suponemos que precipita todo el compuesto y averiguamos que parte no precipita. En este caso « x » representa la parte que no precipita.



$$\begin{array}{ccc}
 0 & 2 \cdot 0,039 & 0,039 \\
 x & 0,001 + 2 \cdot x & 0,039 - x
 \end{array}$$

$$K_{ps} = 1,39 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = x \cdot (0,001 + 2 \cdot x)^2 \Rightarrow x = [\text{Pb}^{2+}] = 1,39 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como el producto de solubilidad es muy pequeño, la cantidad $0,001 + 2 \cdot x \approx 0,001$

Cantidad que yoduro de plomo(II) que ha precipitado corresponde a:

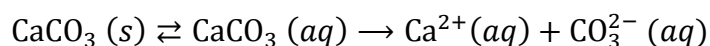
$$[\text{PbI}_2]_{\text{precipita}} = 0,039 \text{ M} - 1,39 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 0,0251 \text{ M}$$

La cantidad de yoduro de plomo(II) que ha precipitado es de:

$$0,0251 \text{ M} \cdot 461 \text{ uma} = 12,57 \text{ g/L}$$

PROBLEMA 18

Al añadir ion carbonato a una disolución de ion Ca^{2+} , se puede formar un precipitado de carbonato de calcio.



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

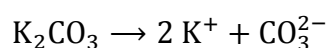
Comenzamos hallando la $[\text{Ca}^{2+}]$:

$$\text{Número de moles de } \text{Ca}^{2+} = \text{Molaridad} \cdot V = 10^{-4} \text{ M} \cdot 0,07 \text{ L} = 7 \cdot 10^{-6} \text{ moles}$$

$$V_T = 70 \text{ cm}^3 + 15 \text{ cm}^3 = 85 \text{ cm}^3 = 85 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_T} = \frac{7 \cdot 10^{-6} \text{ moles}}{85 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 8,23 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

La concentración del ion carbonato es la procedente del K_2CO_3 , disociado al 100%:



$$[\text{CO}_3^{2-}] = [\text{K}_2\text{CO}_3]$$

$$\text{Número de moles de } \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{Molaridad} \cdot V = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M} \cdot 15 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3 \cdot 10^{-8} \text{ moles}$$



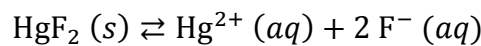
$$[\text{K}_2\text{CO}_3] = \frac{n_{\text{K}_2\text{CO}_3}}{V_T} = \frac{3 \cdot 10^{-8} \text{ moles}}{85 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 3,53 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = (8,23 \cdot 10^{-5}) \cdot (3,53 \cdot 10^{-7}) = 2,9 \cdot 10^{-11} < K_{ps}$$

Al ser menor el cociente de solubilidad que el producto de solubilidad no se formará precipitado.

PROBLEMA 19

El equilibrio correspondiente a la disolución de $\text{HgF}_2 (s)$ es:



La constante de equilibrio del proceso de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$$

Si la solubilidad molar del HgF_2 es s , K_{ps} tiene la siguiente expresión:

$$K_{ps} = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3$$

Por tanto, la solubilidad en agua es:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,0 \cdot 10^{-8}}{4}} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Habitualmente, la solubilidad se suele expresar en g/L:

$$2,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol de HgF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{238,6 \text{ g de HgF}_2}{1 \text{ mol de HgF}_2} = 0,648 \text{ g/L}$$

La masa de esta sustancia que se puede disolver en 0,25 L de agua es:

$$0,648 \frac{\text{g de HgF}_2}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 0,162 \text{ g de HgF}_2$$

En el caso de la segunda disolución, se trata del caso de la solubilidad de una sustancia en una disolución que presenta un ion común. En este caso el valor de la concentración del ion fluoruro en el equilibrio es:

$$[\text{F}^-] = (2 \cdot s + 10^{-2}) \text{ M}$$



Como $\ll 2 \cdot s \gg$ es mucho menor que 10^{-2} ; se puede aproximar sin cometer un gran error que, $(2 \cdot s + 10^{-2})M \approx 10^{-2}M$.

Siendo $\ll s \gg$ la nueva solubilidad de HgF_2 , la expresión del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = s \cdot (2 \cdot s)^2 = 4 \cdot s^3 = s \cdot (10^{-2})^2$$

De donde se puede obtener s :

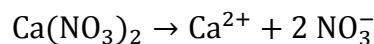
$$s = \frac{8,0 \cdot 10^{-8}}{10^{-4}} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

La masa de esta sustancia que se puede disolver en 1 L de esta disolución es de 0,19 g:

$$8,0 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol de HgF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{238,6 \text{ g de HgF}_2}{1 \text{ mol de HgF}_2} \cdot 1\text{L} = 0,19 \text{ g de HgF}_2$$

PROBLEMA 20

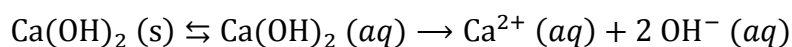
El ion Ca^{2+} lo aporta el nitrato que se disocia el 100%:



$$[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = \frac{123 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{164 \text{ g}} = 0,75 \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 0,75 \text{ M}$$

Teniendo en cuenta el equilibrio de precipitación:

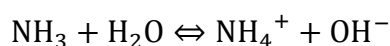


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

La $[\text{OH}^-]$ necesaria para que precipite el Ca^{2+} es:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{10^{-5}}{0,75}} = 3,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Como los grupos OH^- los aporta la disolución de amoníaco:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

En esta reacción la $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$, y $[\text{OH}^-]$ será la obtenida anteriormente como necesaria para precipitar el Ca^{2+} .

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,65 \cdot 10^{-3})^2}{[\text{NH}_3]}$$

Despejando la concentración de amoníaco:

$$[\text{NH}_3] = 0,74 \text{ M}$$

