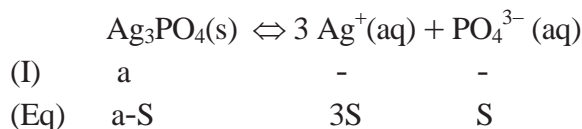


**EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD****EJERCICIOS Y PROBLEMAS RESUELTOS**

**1.-** Una disolución saturada de tetraoxofosfato (V) de plata, contiene  $3,4 \cdot 10^{-5}$  moles por litro de ion fosfato. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal. **R//  $3,61 \cdot 10^{-17}$**

Si la disolución está saturada el  $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$  está en equilibrio con sus iones disueltos, y llamando "S" a la solubilidad:



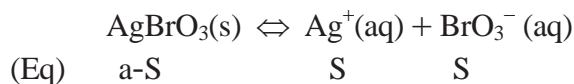
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] \quad K_{ps} = (3S)^3 \cdot S = 3^3 \cdot S^4 = 27 (3,4 \cdot 10^{-5})^4 \quad K_{ps} = 3,61 \cdot 10^{-17}$$

**2.-** Para preparar 250 ml de disolución saturada de bromato de plata se usaron 1,75 g de esta sal. Hallar el  $K_{ps}$  del bromato de plata. (Ar:Br=80 Ag=107,87 O=16) **R//  $9 \cdot 10^{-4}$**

La solubilidad del  $\text{AgBrO}_3$  será:

$$S = \frac{n^\circ \text{ moles dis.}}{V(\text{lit})} = \frac{1,75}{0,25} = 0,03 \text{ mol/lit}$$

Equilibrio de solubilidad:



$$K_{ps} = S \cdot S = 0,03^2 = 9 \cdot 10^{-4}$$

**3-** Una disolución saturada de  $\text{CaF}_2(\text{aq})$  está en equilibrio con  $\text{CaF}_2(\text{s})$ . Indica qué sucederá si: A) Se añaden 1,5 g de fluoruro de sodio soluble. B) Se añaden 1,5 g de fluoruro de calcio. C) Se añaden 5 ml de agua. **R// A) Precipitará  $\text{CaF}_2$  B) Nada C) Se disolverá algo de  $\text{CaF}_2$**

Aplicando el Principio de Le Chatelier al equilibrio heterogéneo:

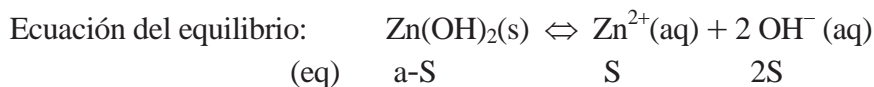


A) El NaF en disolución se disocia según:  $\text{NaF}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$  luego producirá un aumento en la concentración de  $\text{F}^-(\text{aq})$ , por tanto, el equilibrio se desplazará en el sentido inverso para minimizar la perturbación producida, esto es, para consumir  $\text{F}^-$ .

B) El aumento de la cantidad de  $\text{CaF}_2(\text{s})$  no modifica el equilibrio, ya que, una vez saturada una disolución, es indiferente la cantidad de soluto sólido que haya en contacto con la disolución.

C) Al añadir agua las concentraciones se hacen menores, y el sistema evolucionará en el sentido directo para restablecerlas.

**4.-** Una disolución saturada de hidróxido de cinc tiene un pH = 8,35. Hallar su pKs **R// 17,251**

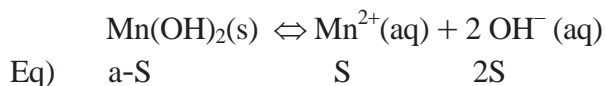


$$\text{El pH} = 8,35 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 8,35 = 5,65 \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = 2\text{S} = 10^{-5,65} \Rightarrow \text{S} = 1,12 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{Kps} = \text{S} (2\text{S})^2 = 4\text{S}^3 = 4 \cdot (1,1 \cdot 10^{-6})^3 \quad \text{Kps} = 5,61 \cdot 10^{-18} \quad \text{pKps} = -\log 5,61 \cdot 10^{-18} = 17,251$$

**5.-** La solubilidad del Mn(OH)<sub>2</sub> en agua es de 0,0032 g/l. Hallar su Kps y el pH necesario para que no precipite el hidróxido de manganeso (II) en una disolución que es 0'06 M en Mn<sup>2+</sup> (Masa molecular (Mr) del Mn(OH)<sub>2</sub> = 89) **R// pH < 8,245**

$$\text{Expresemos la solubilidad en mol/litro: } \text{S} = \frac{0,0032}{89} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



$$\text{Kps} = 3,6 \cdot 10^{-5} (2 \cdot 3,6 \cdot 10^{-5})^2 = 1,86 \cdot 10^{-13}$$

La precipitación comienza en el momento en que se satura la disolución, entonces se cumple:

$$\text{Kps} = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2, \text{ si } [\text{Mn}^{2+}] = 0,06 \text{ M: } [\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{1,86 \cdot 10^{-13}}{0,06}} = 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

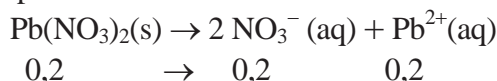
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 1,76 \cdot 10^{-6} = 8,245$$

Para que no haya precipitación:  $[\text{OH}^{-}] < 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ , luego pH < 8,245

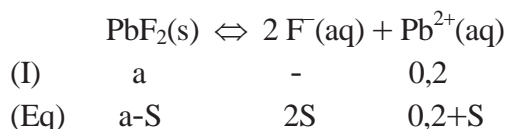
**6.-** Hallar la solubilidad del PbF<sub>2</sub> en una disolución 0,2 M de nitrato de plomo(II). **R// 2,23 · 10<sup>-4</sup> M**

Tenemos en una disolución dos sustancias, de una de ellas es poco soluble, pues nos dan el Kps, mientras que la otra es soluble y, por tanto, se disolverá y se disociará iónicamente en su totalidad.

Reacción correspondiente a la sustancia soluble:



Equilibrio de solubilidad de la sustancia poco soluble, que estará influenciado por la anterior reacción, por tener un ion común.



$$\text{Kps} = [\text{F}^{-}]^2 [\text{Pb}^{2+}] \Rightarrow 4 \cdot 10^{-18} = (2\text{S})^2 (0,2+\text{S}) \quad \text{Como Kps es pequeño: } 0,2+\text{S} \approx 0,2$$

$$4 \cdot 10^{-18} = 4 \cdot \text{S}^2 \cdot 0,2 \quad \text{S} = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

7.- A un volumen de agua se añaden AgCl(s) y AgBr(s) en exceso. Hallar las concentraciones de Ag<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup> y Br<sup>-</sup> en el equilibrio.

$$K_{ps}(\text{AgCl})=1,7 \cdot 10^{-10} \quad K_{ps}(\text{AgBr})=5 \cdot 10^{-13} \quad \text{R//} 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 3,85 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

En la disolución hay dos equilibrios simultáneos:



La disolución está saturada tanto en AgCl como en AgBr, luego en ella hay:

- AgCl(s) y AgBr(s) en contacto con la disolución
- Los aniones Cl<sup>-</sup> (aq) y Br<sup>-</sup> (aq), con unas concentraciones de equilibrio: [Cl<sup>-</sup>] y [Br<sup>-</sup>]
- El catión Ag<sup>+</sup>(aq), en cuya concentración intervienen ambas sales, a esta concentración de equilibrio, la llamamos [Ag<sup>+</sup>].

Es evidente que se tiene que cumplir: [Ag<sup>+</sup>] = [Cl<sup>-</sup>] + [Br<sup>-</sup>] (balance de cargas)

Este "balance de cargas" expresa la electroneutralidad de la disolución. Inicialmente el sistema es eléctricamente neutro, pues tiene agua, AgCl y AgBr, que son sustancias neutras, el principio de conservación de las cargas exige que también sea neutra la disolución resultante.

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{ps}(\text{AgBr}) = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 5 \cdot 10^{-13}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-]$$

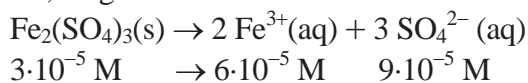
$$[\text{Ag}^+] = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{[\text{Ag}^+]} + \frac{5 \cdot 10^{-13}}{[\text{Ag}^+]} \Rightarrow [\text{Ag}^+]^2 = 1,7 \cdot 10^{-10} + 5 \cdot 10^{-13} \Rightarrow [\text{Ag}^+] = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{1,3 \cdot 10^{-5}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{Br}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-13}}{1,3 \cdot 10^{-5}} = 3,85 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

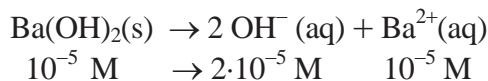
8.- Se mezclan 3 · 10<sup>-5</sup> moles de sulfato de hierro (III) y 10<sup>-5</sup> moles de hidróxido de bario, con agua hasta un litro de disolución. ¿Se formará precipitado?. Justificar la respuesta numéricamente.

$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1,5 \cdot 10^{-9}, \quad K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 6 \cdot 10^{-38}. \quad \text{R// Habrá precipitado de Fe(OH)}_3$$

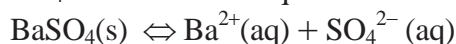
El sulfato de hierro(III) es soluble, luego:



El hidróxido de bario es soluble:



Si la disolución se satura en BaSO<sub>4</sub> se alcanzará el equilibrio:



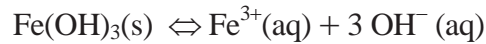
a este equilibrio le corresponde una K<sub>ps</sub> = 1,5 · 10<sup>-9</sup>

Para que se forme precipitado se deberá cumplir:

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 \cdot [\text{Ba}^{2+}]_0 \geq K_{ps} \quad 9 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-5} = 9 \cdot 10^{-10} < 1,5 \cdot 10^{-9}$$

No precipita el BaSO<sub>4</sub> (la disolución no se satura)

El equilibrio de solubilidad del hidróxido de hierro(III) es:



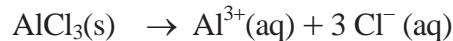
El Kps para el  $\text{Fe(OH)}_3$ , para que precipite se debe cumplir:

$$[\text{Fe}^{3+}]_0 \cdot [\text{OH}^{-}]_0^3 \geq \text{Kps} \quad 6 \cdot 10^{-5} (2 \cdot 10^{-5})^3 = 48 \cdot 10^{-20} > 6 \cdot 10^{-38}$$

Se forma precipitado de  $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})$

**9.-** El  $\text{Kps}(\text{AgCl}) = 1,2 \cdot 10^{-10}$ . Hallar la concentración de iones plata en una disolución obtenida al mezclar 50ml de nitrato de plata 0,4 M con 50ml de cloruro de aluminio 0,5 M. **R//2,18.10<sup>-10</sup>**

El nitrato de plata y el cloruro de aluminio, son sales solubles:



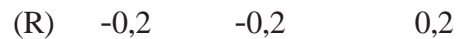
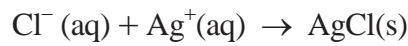
Suponiendo volúmenes aditivos, las concentraciones de  $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$  y  $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ :

$$[\text{Ag}^{+}]_0 = \frac{0,4 \cdot 0,05}{0,1} = 0,2 \text{ M} \quad [\text{Cl}^{-}]_0 = \frac{1,5 \cdot 0,05}{0,1} = 0,75 \text{ M}$$

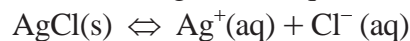
Hay precipitado de  $\text{AgCl}(\text{s})$  si  $[\text{Ag}^{+}]_0 \cdot [\text{Cl}^{-}]_0 \geq \text{Kps}$

$$0,2 \cdot 0,75 = 0,15 > 1,2 \cdot 10^{-10} \quad \text{Se forma precipitado de } \text{AgCl}(\text{s}).$$

Como el Kps es pequeño, precipitará prácticamente todo el  $\text{AgCl}(\text{s})$  que pueda formarse:



Ahora tenemos un exceso de  $\text{AgCl}(\text{s})$  en una disolución con una concentración 0,55 M de  $\text{Cl}^{-}$ , con lo que la disolución se saturará, llegando al equilibrio:



$$\text{Kps} = 1,2 \cdot 10^{-10} = x(0,55+x) \quad \text{como el Kps es pequeño: } 0,55+x \approx 0,55$$

$$0,55x = 1,2 \cdot 10^{-10} \quad x = 2,182 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

**10.-** A una disolución 0,1 M en  $\text{Ca}^{2+}$  y 0,1 M en  $\text{Ba}^{2+}$  se añade lentamente sulfato de sodio.

(A) Hallar la concentración de  $\text{SO}_4^{2-}$  cuando aparece el primer precipitado.

(B) Hallar las concentraciones de  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Ba}^{2+}$  cuando comienza a aparecer el segundo precipitado.

$\text{K}_{\text{ps}}(\text{CaSO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-5}$ ,  $\text{K}_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$  **R// A) 1,1.10<sup>-9</sup> M B) 0,1 M y 4,58.10<sup>-7</sup> M**

El sulfato de sodio es una sal soluble, luego a medida que llegue a la disolución se disolverá y se disociará completamente:  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

El  $\text{CaSO}_4(\text{s})$  comenzará a precipitar cuando:  $2,4 \cdot 10^{-5} = 0,1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

El  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  comenzará a precipitar cuando:  $1,1 \cdot 10^{-10} = 0,1 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

Es evidente que precipitará primero el  $\text{BaSO}_4(\text{s})$ , pues precisa de una menor concentración de anión sulfato, esta concentración es:  $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

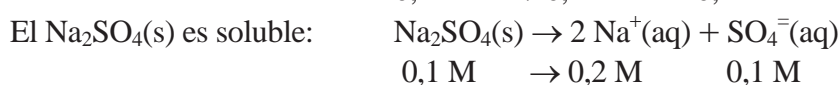
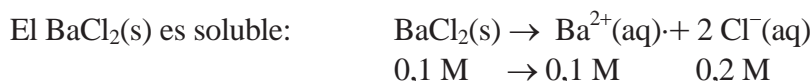
Para que empiece a precipitar el  $\text{CaSO}_4(\text{s})$ :

$$[\text{SO}_4^-] = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ M, y } [\text{Ca}^{2+}] = 0,1 \text{ M.}$$

Como la disolución sigue estando saturada en  $\text{BaSO}_4$ , tenemos ahora una disolución en la que hay dos equilibrios de solubilidad simultáneos. Por tanto deberá seguir cumpliéndose:

$$1,1 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^-] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot 2,4 \cdot 10^{-4} \Rightarrow [\text{Ba}^{2+}] = 4,58 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

**11.-** Se mezclan 10 ml de  $\text{BaCl}_2$  0,1 M con 40 ml de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 M. ¿Precipitará sulfato de bario?. En caso afirmativo hallar las concentraciones de todos los iones presentes en la disolución, tras la precipitación. El  $K_{\text{ps}}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ . **R//  $1,83 \cdot 10^{-10} \text{ M}$  0,06 M**

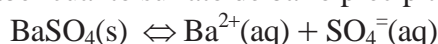


Para que precipite  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  se deberá cumplir:  $[\text{Ba}^{2+}]_0 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_0 \geq 1,1 \cdot 10^{-10}$

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = \frac{0,1 \cdot 0,01}{0,05} = 0,02 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}]_0 = \frac{0,1 \cdot 0,04}{0,05} = 0,08 \text{ M}$$

$$0,02 \cdot 0,08 = 1,6 \cdot 10^{-3} > 1,1 \cdot 10^{-10} \quad \text{Precipita } \text{BaSO}_4(\text{s})$$

Para saber cuanto sulfato de bario precipita podemos plantear el equilibrio:



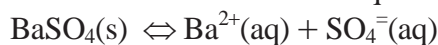
(I)      -              0,02      0,08

(Eq)    x              0,02-x      0,08-x       $1,1 \cdot 10^{-10} = (0,02-x)(0,08-x)$

Al ser  $K_{\text{ps}}$  muy pequeño prácticamente todo el  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  que pueda formarse precipitará, la  $[\text{Ba}^{2+}]$  y la  $[\text{SO}_4^{2-}]$  son muy pequeñas y la ecuación de 2º grado dará soluciones poco satisfactorias.

Un modo mejor de resolver el problema consiste en:

1. Suponer que precipita todo el  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  posible (como si la precipitación fuera completa).
2. Parte del  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  se disuelve hasta alcanzar el equilibrio de solubilidad:



I)      -               $\leftarrow$  0,02      0,08

F)      0,02              -              0,06

I')     0,02              -              0,06

Eq)    0,02-x            x              0,06+x

$$1,1 \cdot 10^{-10} = x(0,06+x) \approx x \cdot 0,06 \quad x = 18,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Conclusión:  $[\text{Ba}^{2+}] = 18,3 \cdot 10^{-10} \text{ M}$                $[\text{Na}^+] = 0,16 \text{ M}$

$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,06+x \approx 0,06 \text{ M}$                $[\text{Cl}^-] = 0,04 \text{ M}$

nº moles de  $\text{BaSO}_4(\text{s})$  que han precipitado  $= (0,02-x) \cdot 0,05 \approx 0,001$  moles