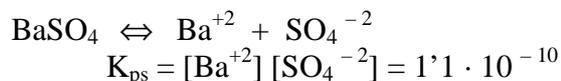


1 (C. Valenciana 2007).- a) Deduce razonadamente si se forma un precipitado de sulfato de bario,  $BaSO_4$ , al mezclar 100 mL de sulfato de sodio,  $Na_2SO_4$ , de concentración  $7,5 \cdot 10^{-4} M$ , con 50 mL de cloruro de bario,  $BaCl_2$ ,  $0,015 M$ .

Dato:  $K_{ps}(BaSO_4) = 1,1 \cdot 10^{-10}$ .



100 mL  $Na_2SO_4$   $7,5 \cdot 10^{-4} M$        $7,5 \cdot 10^{-5}$  mol de sulfato  
 50 mL  $BaCl_2$   $0,015 M$                $7,5 \cdot 10^{-4}$  mol de cloruro

en los 150 mL (V total) de disolución, tendremos:

$$[SO_4^{-2}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{0,150 L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[Ba^{+2}] = \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,150 L} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

(producto iónico):  $Q_s = [Ba^{+2}] [SO_4^{-2}] = 2,5 \cdot 10^{-6}$

como  $Q_s > K_{ps}$  (solución sobresaturada)  $\Rightarrow$  **precipita  $BaSO_4$**

b) Indica cómo evolucionará el equilibrio anterior en cada uno de los tres supuestos siguientes:

- b<sub>1</sub>) Se añade  $Ba^{2+}$  en forma de  $Ba(NO_3)_2$ .
- b<sub>2</sub>) Se añade  $SO_4^{2-}$  en forma de  $K_2SO_4$ .
- b<sub>3</sub>) Se aumenta el volumen, añadiendo agua hasta 1 L.

Aplicando el principio de Le Châtelier al equilibrio de disolución:

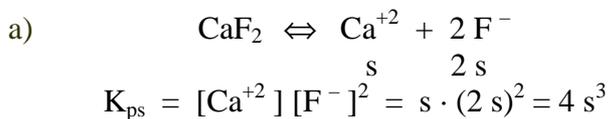
- b<sub>1</sub>) y b<sub>2</sub>) Se desplaza hacia la izquierda (formación de precipitado).
- b<sub>3</sub>) Se desplaza hacia la derecha (disolución de la sal de sulfato de bario).

2 (C. Valenciana 2004).- Un método utilizado en muchos países para prevenir la caries consiste en la fluoración del agua de consumo.

a) Si el producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del  $CaF_2$  es  $10^{-10}$ , ¿cuál es la solubilidad de una disolución saturada de  $CaF_2$ ?

b) ¿Cuánto  $NaF$  hay que añadir a una disolución de agua que contiene 20 mg/L de  $Ca^{2+}$  para que empiece a precipitar  $CaF_2$ ?

Datos: Masas atómicas:  $Na = 23$ ,  $F = 19$ ,  $Ca = 40$ .



$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{10^{-10}}{4}} = 2,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

b)  $[Ca^{+2}] = \frac{0,020 \text{ g/L}}{40 \text{ g/mol}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$[F^{-}] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[Ca^{+2}]}} = \sqrt{\frac{10^{-10}}{5 \cdot 10^{-4}}} = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Como el  $NaF$  se disocia totalmente, hay que añadir  $4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$  de  $NaF$ , es decir ( $M_r NaF = 42$ ) **18,77 mg/L de  $NaF$**

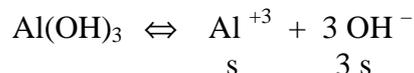
3 (C. Valenciana 2005).- El producto de solubilidad del hidróxido de aluminio,  $Al(OH)_3$ , vale  $K_s = 2 \cdot 10^{-32}$ . Calcula:

a) La solubilidad molar del compuesto.

b) La cantidad en gramos de  $Al^{3+}$  que hay en 1 mL de disolución saturada del compuesto.

Datos: masa atómica:  $Al = 27$ .

a)

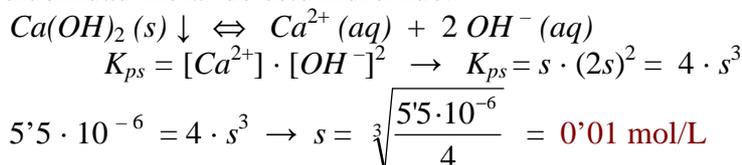


$$K_s = s(3s)^3 = 27s^4 \quad s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} = \sqrt[4]{\frac{2 \cdot 10^{-32}}{27}} = 5'22 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

b) En 1 L:  $5'22 \cdot 10^{-9} \cdot 27 = 1'4 \cdot 10^{-7} \text{ g/L}$ ; En 1 mL:  $1'4 \cdot 10^{-4} \text{ g/mL de } Al^{+3}$

4 (C. Valenciana 2007).- Sabiendo que el producto de solubilidad del hidróxido de calcio,  $Ca(OH)_2$ , a 25 °C, vale  $K_{ps} = 5'5 \cdot 10^{-6}$ , calcula, para esa temperatura:

a) La solubilidad molar de este hidróxido.



b) El pH de una disolución saturada de esta sustancia.

$$[OH^{-}] = 2 \cdot s = 2 \cdot 0'01 = 0'02 \text{ mol/L}; \quad pOH = -\log 0'02 = 1'7$$

$$pH = 14 - 1'7 = 12'3$$

c) El volumen de una disolución 0'045 M de HCl que es necesario añadir a 75 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio para neutralizarla.

*Para neutralizar la disolución básica necesitaremos proporcionar tantos iones  $H^{+}$  como iones  $OH^{-}$  tengamos en la disolución.*

*En 75 mL de disolución saturada de  $Ca(OH)_2$  tenemos :*

$$(0'075 \text{ L}) \cdot (0'02 \text{ mol/L}) = 1'5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } OH^{-}$$

El volumen de HCl necesario es:

$$V = \frac{n}{M} \quad V = \frac{1'5 \cdot 10^{-3}}{0'045} = 0'0333 \text{ L} = 33'33 \text{ mL}$$

5 (Cataluña 2007).- A 25 °C, la solubilidad del fluoruro de bario en agua es 1'30 g/L. Calcula para esa temperatura:

a) La solubilidad del fluoruro de bario en mol/L.

b) La constante del producto de solubilidad,  $K_{ps}$ , del fluoruro de bario.

c) La solubilidad en mol/L del fluoruro de bario en una disolución acuosa 0'5 M de fluoruro de sodio. Compárala con la solubilidad en agua.

Datos: masas atómicas:  $F = 19$ ,  $Ba = 137'3$ .

a)  $M_r(BaF_2) = 175'3 \text{ g/mol} \Rightarrow s = (1'3 \text{ g/L}) \div (175'3 \text{ g/mol}) = 7'4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

b)  $BaF_2(s) \downarrow \Leftrightarrow Ba^{2+}(aq) + 2 F^{-}(aq)$   
 $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [F^{-}]^2 \rightarrow K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3$   
 $K_{ps} = 4 \cdot (7'4 \cdot 10^{-3})^3 = 1'62 \cdot 10^{-6} \quad (\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-3})$

c)

El NaF es soluble en agua:  $\text{NaF} (aq) \rightarrow \text{Na}^+ (aq) + \text{F}^- (aq)$

Los iones  $\text{F}^-$  aumentan precisamente en  $0'5 \text{ mol/L}$ , lo que provocará que el equilibrio del  $\text{BaF}_2$  se desplace hacia la izquierda (principio de Le Châtelier) para contrarrestar la concentración de estos iones. El valor de  $K_{ps}$  será el mismo, pues no ha variado la temperatura, pero el valor de  $s$  disminuirá notablemente (llamamos  $s'$  al nuevo valor de  $s$ ).

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s' \cdot (2s' + 0'5)^2 \cong s' \cdot 0'5^2 \quad (\text{ya que } s \ll 0'5)$$
$$1'62 \cdot 10^{-6} = s' \cdot 0'5^2 \Rightarrow s' = 6'48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

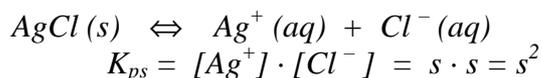
$$\text{Comparación: } \frac{s}{s'} = \frac{7'4 \cdot 10^{-3}}{6'48 \cdot 10^{-6}} = 1142$$

6 (Galicia 2007).- El cloruro de plata es una sal poco soluble en agua, siendo la constante del producto de solubilidad  $K_{ps} = 1'8 \cdot 10^{-10}$ .

a) Escribe la ecuación química del equilibrio de solubilidad de esta sal y deduce la expresión para la constante del producto de solubilidad.

b) Determina la máxima cantidad de esta sal, expresada en gramos, que puede disolverse por litro de disolución.

a)



b)

$$s = \sqrt{K_{ps}} \quad s = \sqrt{1'8 \cdot 10^{-10}} = 1'34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$M_r (\text{AgCl}) = 107'9 + 35'5 = 143'4 \text{ g/mol}$$

$$s = 1'92 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$