



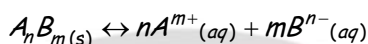
TEMA VII: SOLUBILIDAD

1.- Defina el concepto de solubilidad. Exprese la relación existente entre la solubilidad y el producto de la solubilidad para una sal A_mB_n .

Se define **Solubilidad, (S)**, a la cantidad de sal que se disuelve en una cantidad de disolvente a una T dada.

Podemos decir que existen dos tipos de sales, las solubles (totalmente disociadas en sus iones) y las poco solubles.

Sea la sal A_mB_n .



Aplicando la ley del equilibrio, tenemos que:

$$K_c = \frac{[A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m}{[A_mB_n]}$$

Como la $[A_mB_n]$ permanece constante porque la sal es un sólido, lo podemos incluir en la constante de equilibrio.

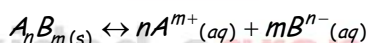
$$K_c \cdot [A_mB_n] = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m \rightarrow K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

Donde K_{ps} es la **constante del producto de solubilidad**, y se define como el producto de las concentraciones de los iones de una sal insoluble saturada, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

$$K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

K_{ps} , como las demás constantes de equilibrio solo varía con la Temperatura.

La solubilidad de una sal poco soluble en agua, es igual su concentración. Si se supone que se ioniza por completo, el valor de K_{ps} puede calcularse a partir de la solubilidad.



	A_mB_n	nA^{m+}	mB^{n-}
Concentración Inicial	-----	0	0
Concentración en Equilibrio	-----	mS	nS

En este equilibrio:

$$K_{ps} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m = (nS)^n \cdot (mS)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{n+m}$$

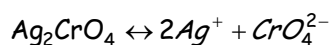
De donde:

$$S = \sqrt[n+m]{\frac{K_{ps}}{n^n \cdot m^m}}$$



2.- La solubilidad del Ag_2CrO_4 es de $3,3 \cdot 10^{-2} \text{ g/l}$ y su peso molecular es 332. Hallar K_{ps} .

El Ag_2CrO_4 se ioniza según la reacción:



	Ag_2CrO_4	Ag^+	CrO_4^{2-}
Concentración en Equilibrio	-----	2S	S

La constante de solubilidad viene dada por:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 4s^3$$

Por tanto:

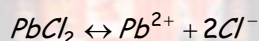
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 4s^3 = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ g}^3/\text{l}^3$$

3.- Una solución concentrada de cloruro de plomo (II) contiene a 25°C una concentración de iones de plomo (II) de $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$.

a) Calcular la concentración de iones cloruro de esta disolución.

b) Calcular la constante del producto de solubilidad del cloruro de plomo a esta temperatura.

a) El cloruro de plomo se ioniza según la reacción:



	PbCl_2	Pb^{2+}	Cl^-
Concentración Inicial	-----	0	0
Concentración en Equilibrio	-----	S	2S

Como en el equilibrio, la concentración de iones Pb^{2+} es $S = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, entonces la de Cl^- es $2S = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

$$b) K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 4s^3 = 1,64 \cdot 10^{-5}$$

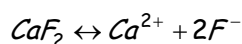
4.- Una disolución contiene iones calcio en concentración $0,01 \text{ M}$. Calcular:

a) La disolución de fluoruro mínima que hay que añadir para que comience la precipitación de fluoruro cálcico.

b) La concentración de fluoruro que hay que añadir para que la precipitación sea total.

Datos: $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 3,9 \cdot 10^{-11}$

a) El fluoruro cálcico se ioniza según:



Nos dice que la concentración de iones calcio es de $0,01 \text{ M}$.

Por tanto:

	CaF_2	Ca^{2+}	Cl^-
Concentración en Equilibrio	-----	S	2S



Cuando la disolución esté saturada, tendremos:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][F^{-}]^2 = 3,9 \cdot 10^{-11}$$

De donde:

$$0,01 \cdot [F^{-}]^2 = 3,9 \cdot 10^{-11}$$

Si despejamos:

$$[F^{-}] = 6,24 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Tenemos que añadir ión fluoruro hasta que su concentración llegue a $[F^{-}] = 6,24 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, que será cuando esté en el equilibrio. A partir de esta cantidad empezará la precipitación.

- b) Como la concentración de Ca^{2+} es 0,01M, para que precipite todo el ión calcio, necesitamos que la concentración de ión fluor sea:

$$[F^{-}] = 2[Ca^{2+}] = 0,02 \text{ M.}$$

5.- Calcular:

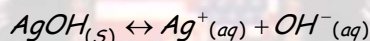
- Solubilidad del hidróxido de plata.
- Solubilidad del hidróxido de cobalto.

Conocidas dichas solubilidades:

- Calcular el pH de una disolución saturada de hidróxido de plata.
- Calcular el pH de una disolución saturada de hidróxido de Cobalto (II).

Datos: $K_{ps}(\text{AgOH}) = 2 \cdot 10^{-8}$, $K_{ps}(\text{Co(OH)}_2) = 10^{-15}$

- a) El hidróxido de plata es una base débil y se ioniza según la reacción:



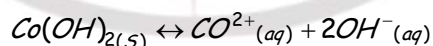
El producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^{+}][\text{OH}^{-}] = 2 \cdot 10^{-8} = S^2$$

De donde:

$$S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-8}} = 1,414 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- b) De forma similar, para el hidróxido de cobalto:



El producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 10^{-15} = 4S^3$$

De donde:

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{10^{-15}}{4}} = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

- c) Conocida la solubilidad,

$$[\text{Ag}^{+}] = [\text{OH}^{-}] = 1,41 \cdot 10^{-4}$$

Conocemos la concentración de $[\text{OH}^{-}]$ y de aquí podemos calcular el pOH.

$$pOH = -\log[\text{OH}^{-}] = -\log 1,41 \cdot 10^{-4} = 3,85$$



Y de aquí:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,85 = 10,15$$

d) Para la disolución de Hidróxido de cobalto, actuando de forma similar:

$$[OH^-] = 2S = 2 \cdot 6,3 \cdot 10^{-6} = 1,26 \cdot 10^{-5}$$

Y el pOH:

$$pOH = -\log[OH^-] = 4,9$$

y

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4,9 = 9,10$$

6.- La solubilidad del $Cd_3(PO_4)_2$ en agua es de $1,2 \cdot 10^{-7} M$.

a) ¿Cuántos gramos de $Cd_3(PO_4)_2$ habrán disueltos en 1,3 litros de disolución?

b) ¿Cuánto vale el producto de solubilidad de esta sal?

Datos: P.a. (Cd)=112, P.a. (P)=31, P.a. (O)=16

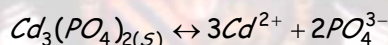
a) Si la solubilidad del $Cd_3(PO_4)_2$ es de $S=1,2 \cdot 10^{-7} M$, quiere decir que en un litro de agua hay $1,2 \cdot 10^{-7}$ moles. Si calculamos la masa de $Cd_3(PO_4)_2$ que hay en estos moles:

$$m = n \cdot Pm = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot (3 \cdot 112 + 2 \cdot 31 + 8 \cdot 16) = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot 526 \text{ g/mol} = 6,31 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

Entonces:

$$\frac{6,31 \cdot 10^{-5} \text{ g}}{1 \text{ l}} = \frac{x}{1,3 \text{ l}} \rightarrow x = \frac{6,31 \cdot 10^{-5} \text{ g} \cdot 1,3 \text{ l}}{1 \text{ l}} = 8,2 \cdot 10^{-5} \text{ g}$$

b) El ortofosfato de cadmio se ioniza según la reacción:



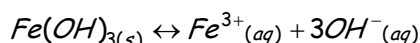
	$Cd_3(PO_4)_2$	Cd^{2+}	PO_4^{3-}
Concentración Inicial	-----	0	0
Concentración en Equilibrio	-----	3S	2S

El producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Cd^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 = 108S^5 = 108 \cdot (1,2 \cdot 10^{-7})^5 = 2,60 \cdot 10^{-33}$$

7.- Calcular la concentración del catión Fe^{3+} que debe tener una disolución para que comience a precipitar a $pH=9$. Dato: $K_{ps}(Fe(OH)_3)=6 \cdot 10^{-38}$

La ionización del Hidróxido férrico viene dada por:



	$Fe(OH)_3$	Fe^{3+}	OH^-
Concentración Inicial	-----	0	0
Concentración en Equilibrio	-----	S	3S



Como $pH=9$, entonces $pOH=14-9=5$

De donde:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5} M$$

Como la disolución está saturada, debe cumplirse que:

$$K_{ps} = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3 = 6 \cdot 10^{-38}$$

Entonces:

$$[Fe^{3+}] = \frac{K_{ps}}{[OH^-]^3} = \frac{6 \cdot 10^{-38}}{10^{-15}} = 6 \cdot 10^{-23} M$$

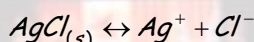
8.- Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata, son respectivamente $1,6 \cdot 10^{-10}$ y $1,8 \cdot 10^{-18}$. Indique razonadamente:

a) ¿Qué sal será mas soluble en agua?

b) ¿Cómo se modificará la solubilidad, si se las disuelve en una disolución de nitrato de plata?

a) Para ver que sal es mas soluble, tenemos que calcular la solubilidad de cada una de ellas:

El cloruro de plata se ioniza según la reacción:



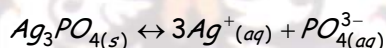
Para esta sal, como ya hemos visto varias veces, se tiene que:

$$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = s^2$$

Y por tanto:

$$s = \sqrt{K_{ps}} = 1,26 \cdot 10^{-5} M$$

Para el Fosfato de plata:



$$K_{ps} = [Ag^+]^3 \cdot [PO_4^{3-}] = 27s^4$$

y por tanto:

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_{ps}}{27}} = \sqrt[4]{\frac{1,8 \cdot 10^{-18}}{27}} = 1,6 \cdot 10^{-5} M$$

De aquí que el fosfato de plata sea más soluble que el cloruro de plata.

b) Al disolverlas en nitrato de plata, por efecto del ión común, se producirá la precipitación instantánea de ambas. Esto se debe a que al añadir un ión común, (Ag^+), aumenta su concentración en el equilibrio, y este se desplazará hacia la sal sólida sin disolver (Le Chatelier). Por tanto la solubilidad de ambas sales va a disminuir.

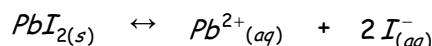
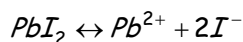
9.- A $25^\circ C$ la solubilidad del yoduro de plomo (II), en agua pura, es $0,70 g/l$. Calcular

a) Su producto de solubilidad

b) La solubilidad del yoduro de plomo en moles/litro en una disolución acuosa de yoduro potásico $0,5M$.



El yoduro de plomo se ioniza según la ecuación:



Equilibrio			S		2S
------------	--	--	---	--	----

Aquí:

$$K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

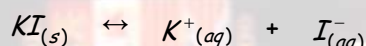
Calculamos la solubilidad del yoduro de plomo en moles por litro.

$$S = 0,7 \frac{g}{l} \cdot \frac{1 mol}{461g} = 1,52 \cdot 10^{-3} mol / l$$

Por tanto:

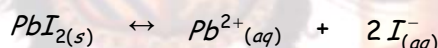
$$K_{ps} = 4(1,52 \cdot 10^{-3})^3 = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

b) Si diluimos el yoduro de plomo en una disolución de yoduro potásico, como es un electrolito fuerte, por provenir de ácido fuerte HI y de una base fuerte KOH, se disocia completamente según la ecuación:



Inicial	0,5		0		0
Final	0		0,5		0,5

Ahora tenemos:



Equilibrio			S'		2S'+0,5
------------	--	--	----	--	---------

Y ahora la expresión del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-] = S' \cdot (0,5 + 2S')^2$$

De donde:

$$K_{ps} = 0,25S' + S'^2 + 4S'^3 = 1,4 \cdot 10^{-8}$$

De donde despreciando los términos S'^2 y $4S'^3$ por ser mucho más pequeños que $0,25S'$, tenemos:

$$S' = \frac{K_{ps}}{0,25} = 5,6 \cdot 10^{-8} M$$

Como era de esperar, la nueva solubilidad S' es menor que la anterior, S , por el efecto del ión común.

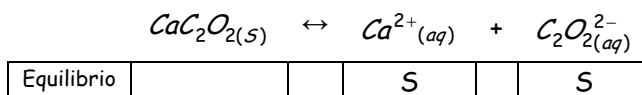
10.- El producto de solubilidad del oxalato de calcio CaC_2O_4 es $2 \cdot 10^{-9}$.

- Determinar la solubilidad en agua pura expresada en g/l.
- La solubilidad en una disolución 0,1 M de oxalato amónico $(NH_4)_2C_2O_4$, la disociación del oxalato amónico se considera completa.



Datos: Pesos atómicos: Ca=40, C=12, O=16

a) El oxalato de calcio, se disocia según la ecuación: $CaC_2O_4(s) \leftrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + C_2O_4^{2-}_{(aq)}$
Para esta sal, tenemos que:



$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}] = S^2$$

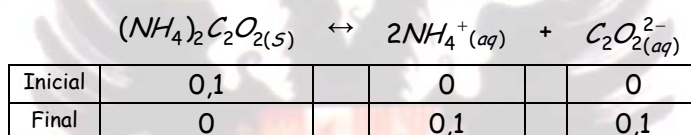
De donde:

$$S = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{2 \cdot 10^{-9}} = 4,47 \cdot 10^{-5} M$$

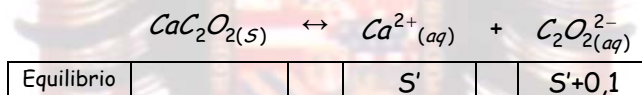
Expresada en gramos por litro:

$$S = 4,47 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{l} \cdot \frac{128g}{mol} = 5,72 \cdot 10^{-3} g \cdot l^{-1}$$

b) Si diluimos el oxalato cálcico en una disolución de oxalato amónico, como dicen que es un electrolito fuerte, se va a disociar completamente según la ecuación:



Ahora tenemos:



Y ahora la expresión del producto de solubilidad es:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}] = S' \cdot (S'+0,1) = S'^2 + 0,1S' = 2 \cdot 10^{-9}$$

Si despreciamos el término S'^2 por ser mucho más pequeño que $0,1S'$, tenemos:

$$S' = \frac{K_{ps}}{0,1} = 2 \cdot 10^{-8} M$$

Aquí, igual que en ejercicio anterior, la nueva solubilidad S' es menor que la anterior, S , por el efecto del ión común.

11.- Se añade lentamente sulfato de sodio a una disolución acuosa que contiene iones Sr^{2+} y Ba^{2+} , ambos en concentración $3 \cdot 10^{-3} M$. Determinar:

a) ¿Qué sal precipitará primero?

b) La concentración residual del primer catión cuando se inicia la precipitación del segundo.

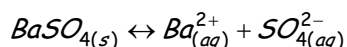
Datos: $K_{ps}(BaSO_4) = 10^{-10}$; $K_{ps}(Sr_2SO_4) = 3,16 \cdot 10^{-7}$

a) Precipitará primero aquella sustancia que precise menor concentración de ión sulfato para satisfacer su producto de solubilidad.



Vamos a calcular la concentración de ión sulfato en las disoluciones de sulfato de bario y sulfato de estroncio.

Para el sulfato de Bario:



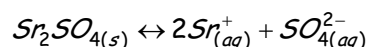
Para esta disociación, tenemos que:

$$K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

De donde:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[Ba^{2+}]} = 3,3 \cdot 10^{-8} M$$

Para el sulfato de Estroncio:



Para esta disociación, tenemos que:

$$K_{ps} = [Sr^{+}]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$$

De donde:

$$[SO_4^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[Sr^{+}]^2} = 0,035 M$$

Al ir agregando la disolución de sulfato de sodio, se alcanza antes la concentración necesaria para satisfacer el producto de solubilidad del sulfato de bario, por lo que será este el que precipite primero.

b) Para calcular la concentración residual del sulfato de bario cuando comienza la precipitación del sulfato de estroncio, calculamos la concentración de ión bario en el momento que la concentración de ión sulfato es de 0,035M:

$$K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$$

Entonces:

$$[Ba^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[SO_4^{2-}]} = \frac{1 \cdot 10^{-10}}{0,035} = 2,86 \cdot 10^{-9} M$$

Podemos decir que en el momento que comienza a precipitar el sulfato de estroncio, prácticamente ha precipitado todo el sulfato de bario.

12.- Las solubilidades de los sulfuros de Mn^{2+} y Co^{2+} son bastante diferentes, de forma que si se añaden iones S^{2-} a una disolución que contenga iones Mn^{2+} y Co^{2+} , se produce en primer lugar la precipitación de uno de los sulfuros, y al continuar añadiendo S^{2-} , la del otro. Suponga una disolución inicialmente 0,1 M en Mn^{2+} y 0,1 M en Co^{2+} , si se añade S^{2-} .

a) ¿Cuál de los dos sulfuros precipitará primero?

b) ¿Qué valor tendrá la concentración de S^{2-} cuando comience la precipitación del primer sulfuro?

c) ¿Qué valor tendrá la concentración de S^{2-} cuando comience la precipitación del segundo sulfuro?

d) ¿Qué valor tendrá la concentración del primero ión (el que forme el sulfuro que precipita en primer lugar cuando comience la precipitación del segundo sulfuro)?

Datos: $K_{ps}(CoS) = 5,9 \cdot 10^{-21}$, $K_{ps}(MnS) = 5,1 \cdot 10^{-15}$.

a) Precipitará primero aquella sustancia que precise menor concentración de ión sulfuro para satisfacer su producto de solubilidad.

Vamos a calcular la concentración de ión sulfuro en las disoluciones de sulfuro de Manganeso y sulfuro de cobalto.



Para el sulfuro de Manganeso:



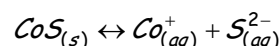
Para esta disociación, tenemos que:

$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

De donde:

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Mn}^{2+}]} = 5,1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Para el sulfuro de Cobalto:



Para esta disociación, tenemos que:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

De donde:

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Co}^{2+}]} = 5,9 \cdot 10^{-20} \text{ M}$$

Al ir agregando iones sulfuro, se alcanza antes la concentración necesaria para satisfacer el producto de solubilidad del sulfuro de Cobalto, por lo que será este el que precipite primero.

- b) El valor de la concentración de S^{2-} cuando comience la precipitación del sulfuro de Cobalto será:

$$[\text{S}^{2-}] = 5,9 \cdot 10^{-20} \text{ M}$$

- c) El valor de la concentración de S^{2-} cuando comience la precipitación del sulfuro de Manganeso será:

$$[\text{S}^{2-}] = 5,1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

- d) Para calcular la concentración del sulfuro de Cobalto cuando comienza la precipitación del sulfuro de Manganeso, calculamos la concentración de ión Cobalto en el momento que la concentración de ión sulfuro es de $[\text{S}^{2-}] = 5,1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$:

$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$$

Entonces:

$$[\text{Co}^{2+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{S}^{2-}]} = \frac{5,9 \cdot 10^{-21}}{5,1 \cdot 10^{-14}} = 1,16 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Podemos decir que en el momento que comienza a precipitar el sulfuro de Manganeso, prácticamente ha precipitado todo el sulfuro de Cobalto.

- 13.- ¿Qué sucede cuando a una disolución 0,1M en NaCl y 0,1M en NaBr se le añade gota a gota una disolución diluida de AgNO_3 ? Escriba las ecuaciones de las reacciones. ¿Qué compuesto precipita primero? ¿Por qué? Calcule la concentración de ión bromuro en la disolución cuando empieza a precipitar el segundo compuesto. ¿Qué conclusión se pueden extraer de estos resultados? Datos $K_{ps}(\text{AgBr})=10^{-12}$, $K_{ps}(\text{AgCl})=10^{-10}$.

Tenemos dos electrolitos fuertes, por tanto se disocian completamente:



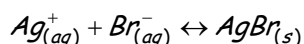
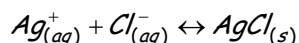


Como se disocian completamente, las concentraciones de los iones cloruro y bromuro son las mismas que las de sus sales respectivas, por tanto para ambos es 0,1M.

Al añadir nitrato de plata:



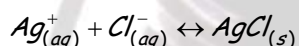
Los iones plata van a unirse con los iones cloruro y bromuro, produciendo:



Precipitará primero aquella sustancia que precise menor concentración de ión Plata para satisfacer su producto de solubilidad.

Vamos a calcular la concentración de ión plata en las dos disoluciones, la de Cloruro de plata y la de cloruro de bromo.

Para la de cloruro de plata:



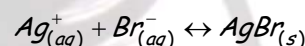
tenemos que:

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

De donde:

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} = 1 \cdot 10^{-9} M$$

Para la de bromuro de plata:



tenemos que:

$$K_{ps} = [Ag^+][Br^-]$$

De donde:

$$[Ag^+] = \frac{K_{ps}}{[Br^-]} = 1 \cdot 10^{-11} M$$

Al ir añadiendo gota a gota nitrato de plata, se alcanza antes la concentración necesaria para satisfacer el producto de solubilidad del bromuro de plata, por lo que será este el que precipite primero.

Para calcular la concentración de ión bromuro cuando comienza la precipitación del cloruro de plata, calcularemos la concentración de éste en el momento que la concentración de ión plata sea de $[Ag^+] = 1 \cdot 10^{-9} M$:

$$K_{ps} = [Ag^+][Br^-]$$

Entonces:

$$[Br^-] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} = \frac{10^{-12}}{10^{-9}} = 10^{-3} M$$

Podemos decir que en el momento que comienza a precipitar el cloruro de plata, todavía queda una cantidad apreciable de ión bromuro sin precipitar, debido a lo "similares" que son los productos de solubilidad del cloruro de plata y del bromuro de plata.