



Teoría, Dra. Sandra Signorella

**Profesora Titular
Área Química General e Inorgánica**

Tema EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Año 2026



Equilibrio de solubilidad

Producto de solubilidad, K_{PS}

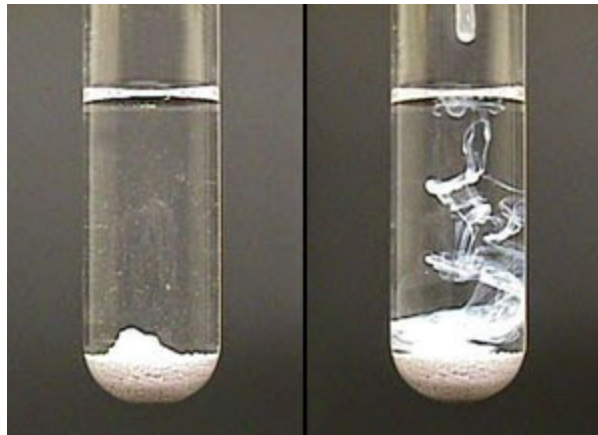
Las expresiones de K_{PS} se usan para sólidos iónicos que son ligeramente solubles en agua.

La disolución del compuesto iónico implica su disociación en sus respectivos iones.



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

- En equilibrio tenemos una solución saturada de iones plata (I) y iones cloruros.
- Como el AgCl es un sólido, no participa en la expresión de K_{ps}



Cálculo de solubilidad en agua pura

	AgCl(s)	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ \text{ (ac)}$	$+$	$\text{Cl}^- \text{ (ac)}$
Inicio			-		-
Cambio			s		s
Equilibrio			s		s

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-10}$$

$$1,8 \times 10^{-10} = s^2$$

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Ejercicio de aplicación

Calcular la solubilidad expresada en M del cromato de plata, sabiendo que el valor de K_{PS} es $1,1 \times 10^{-12}$ a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Rta: $6,5 \times 10^{-5}\text{ M}$

Criterios para producir una precipitación

La sal precipita cuando a la disolución saturada se añade algunos de sus iones. Entonces, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, formándose el precipitado del sólido iónico



Para analizar como evoluciona una reacción en función de las concentraciones hay que calcular el cociente de reacción.

Si $Q_{ps} > K_{ps}$ precipita

Si $Q_{ps} = K_{ps}$ disolución saturada (equilibrio)

Si $Q_{ps} < K_{ps}$ no precipita, disolución no saturada.

Ejercicios de aplicación

Si la $[\text{Sr}^{2+}]$ en solución es $2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$ ¿ocurrirá la precipitación de $\text{SrSO}_4(\text{s})$ cuando se agregue suficiente Na_2SO_4 hasta lograr una solución $2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$ en iones sulfato?

$$Q = [\text{Sr}^{2+}] [\text{SO}_4] = 2,5 \times 10^{-4} * 2,5 \times 10^{-4} = \mathbf{6,25 \times 10^{-8}}$$

$$\mathbf{Kps_{SrSO_4} = 3,44 \times 10^{-7}}$$

$$\mathbf{Q < Kps \Rightarrow \text{NO ppta}}$$

¿Cuál es la concentración mínima de I^- (ac) que puede provocar la precipitación de $\text{PbI}_2(\text{s})$ a partir de una solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $0,05 \text{ M}$?

Para que precipite

$$\mathbf{Q = Kps_{PbI_2} = 9,8 \times 10^{-9} = 0,05 * [\text{I}^-]^2}$$

$$\mathbf{[\text{I}^-] = \sqrt{\frac{9,8 \times 10^{-9}}{0,05}} = 4,43 \times 10^{-4} \text{ M}}$$

Factores que modifican la solubilidad

- Efecto de ion común.

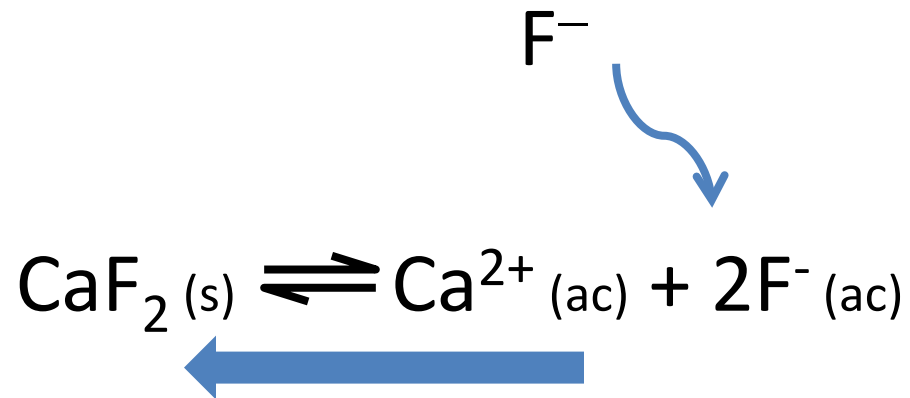
Como en cualquier equilibrio, el agregado de un producto mueve el equilibrio hacia los reactivos. Si tenemos el siguiente equilibrio:



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

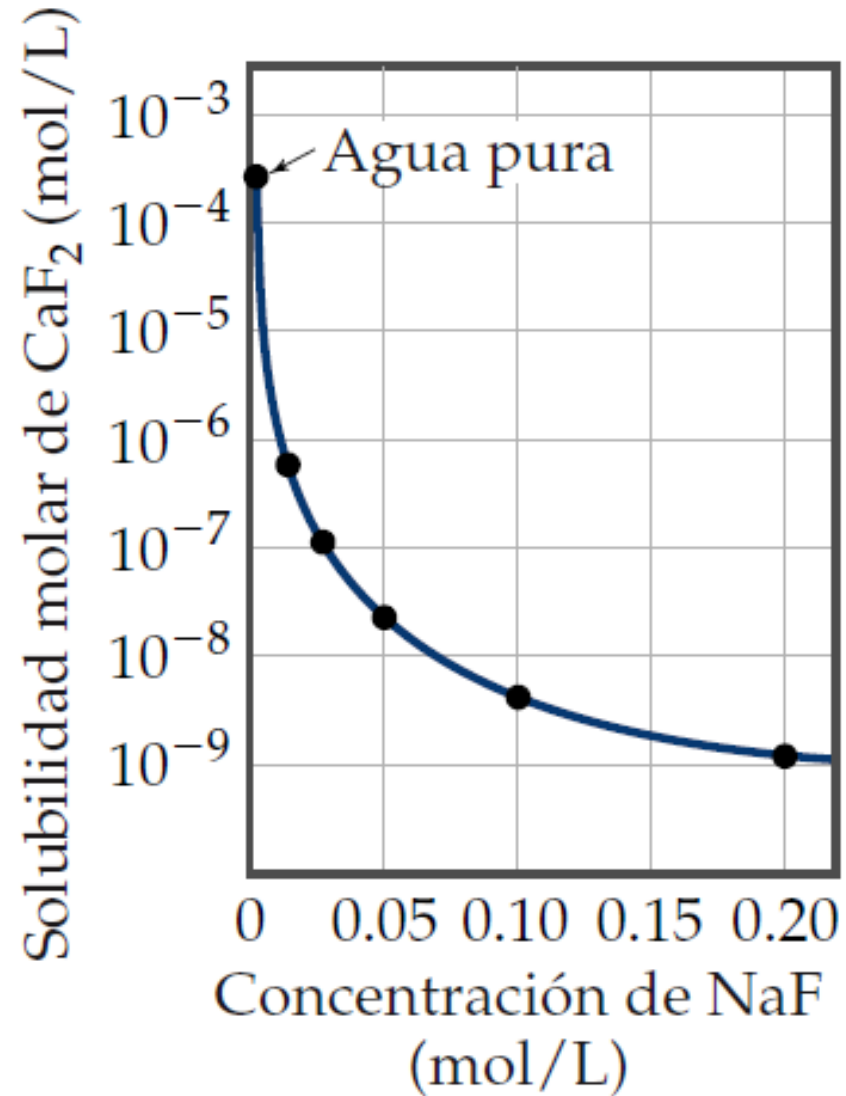
Si agregamos tanto Ag^{+} como Cl^{-} el sistema evolucionará hacia los reactivos para reestablecer el equilibrio y la solubilidad disminuye.

Disminución de la solubilidad por efecto de un ión común



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

$$K_{\text{PS}} = 3,9 \times 10^{-11}$$



Ejercicio de aplicación

Calcular la solubilidad de BaSO_4 ($K_{\text{PS}} = 1,1 \cdot 10^{-10}$ a 25°C) en:

a) Agua pura. Rta: $1,05 \times 10^{-5} \text{ M}$

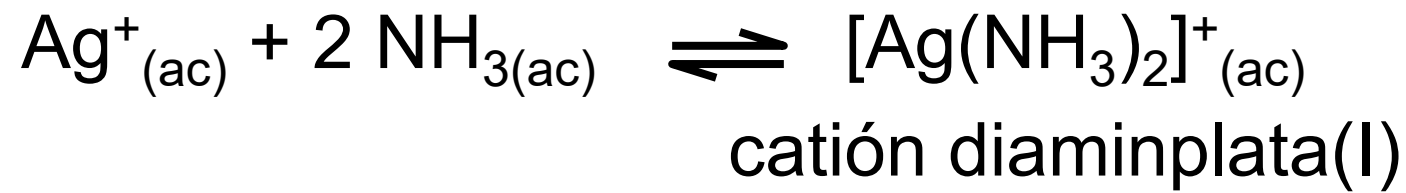
b) Presencia de nitrato de bario $0,010 \text{ M}$.

Rta: $1,1 \times 10^{-8} \text{ M}$

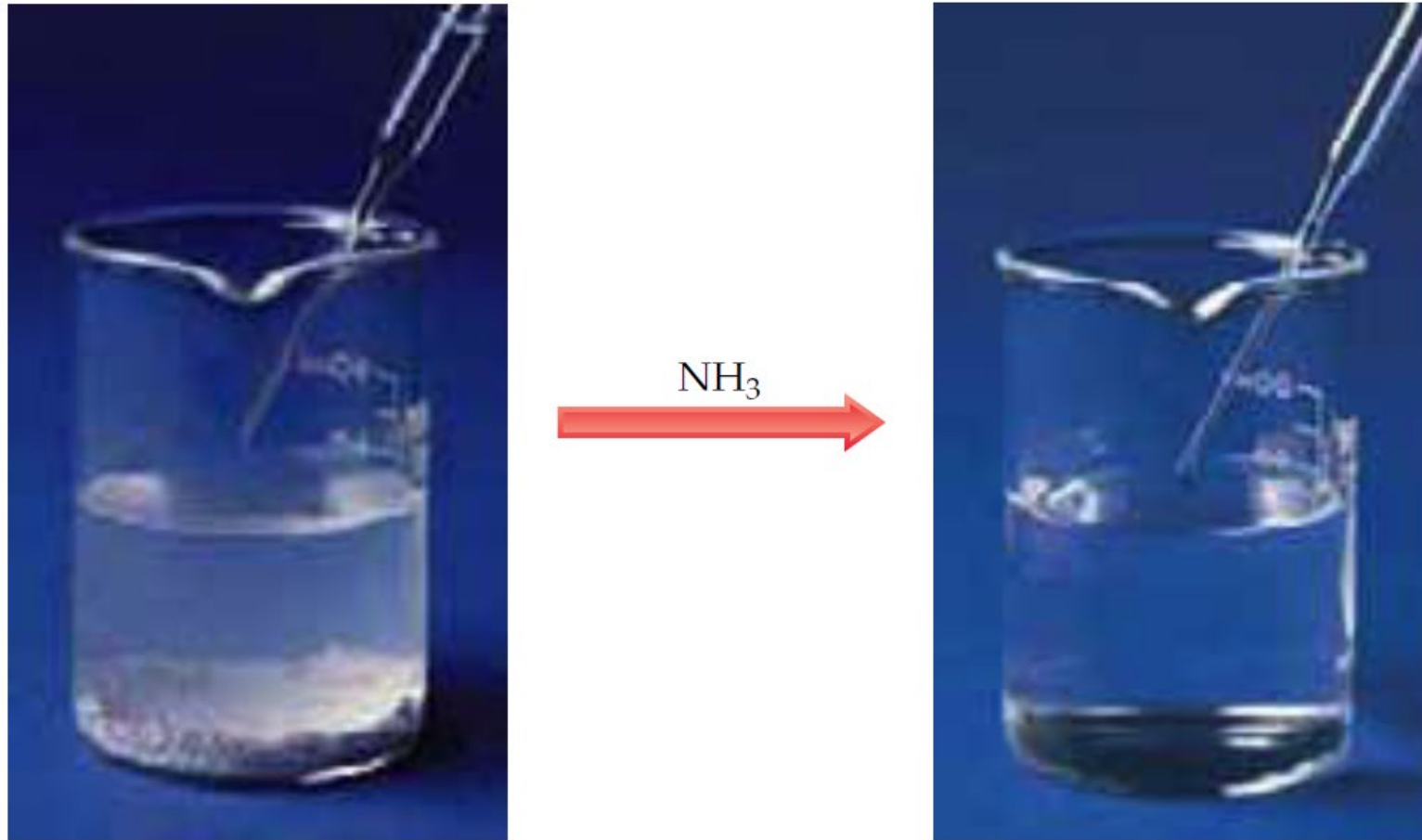
Aumento de solubilidad por formación de iones complejos

- Una sal poco soluble puede solubilizarse, si se añade a la solución un reactivo capaz de formar un ion complejo con el catión de la sal.

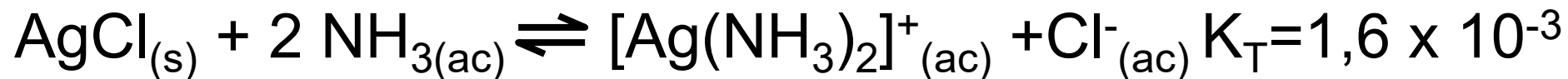
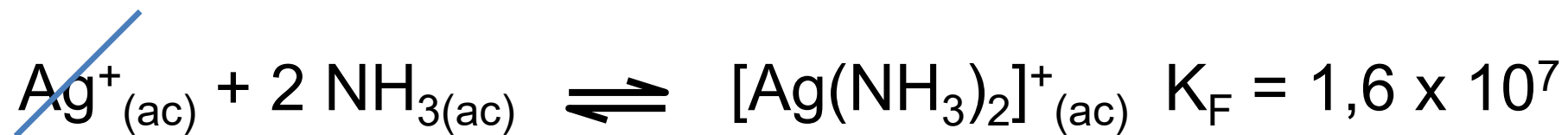
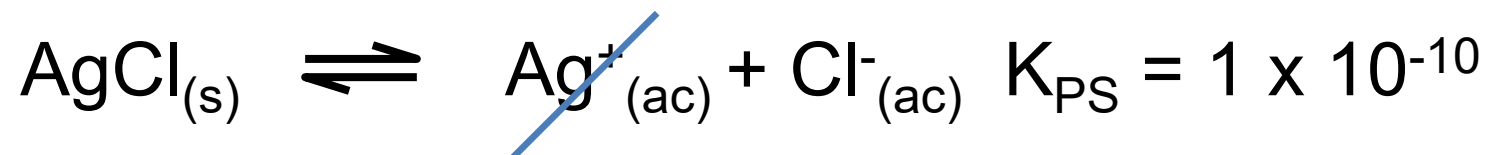
Ejemplo: solubilización de cloruro de plata en solución de amoníaco



Aumento de solubilidad del AgCl por formación de diaminplata(I)



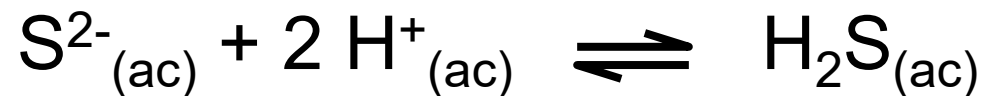
Un exceso de amoníaco provoca que la concentración de catión plata(ac) disminuya por formación del ion complejo. Esta disminución en la concentración de ion plata(ac) provoca la disolución del cloruro de plata



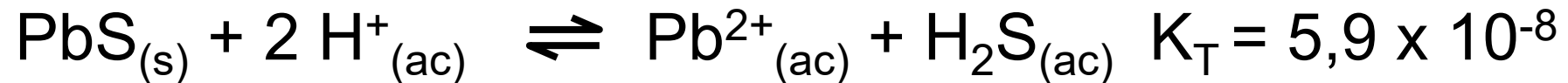
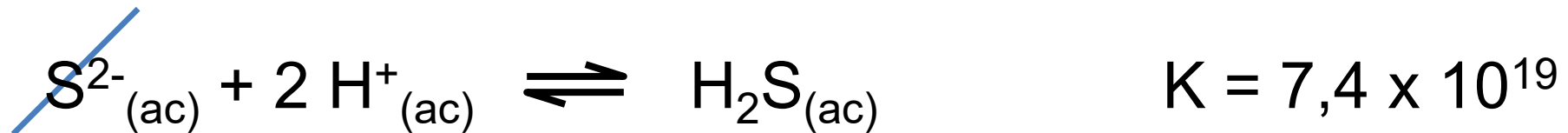
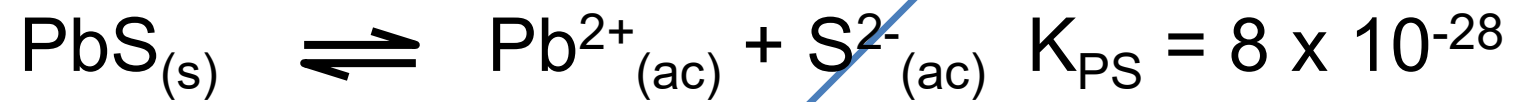
Aumento de solubilidad por disminución de pH

- Una sal poco soluble puede solubilizarse, si se añade un ácido fuerte de manera tal que reaccione el anión de la sal y forme su ácido conjugado.

Ejemplo: solubilización de sulfuro de plomo(II) en medio ácido



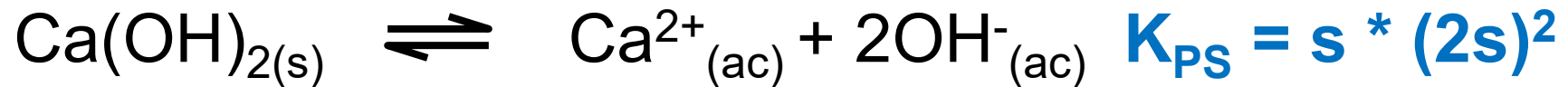
Un exceso de ácido fuerte provoca que la concentración de anión sulfuro(ac) disminuya por formación de ácido sulfhídrico. Esta disminución en la concentración de anión sulfuro(ac) provoca la disolución del sulfuro de plomo(II)



Ejercicios de aplicación

A) El pH de una disolución saturada de hidróxido de calcio tiene el valor de 12,35. Calcular la solubilidad y el Kps del hidróxido de calcio.

$$\text{pOH} = 14 - 12,35 = 1,65; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$



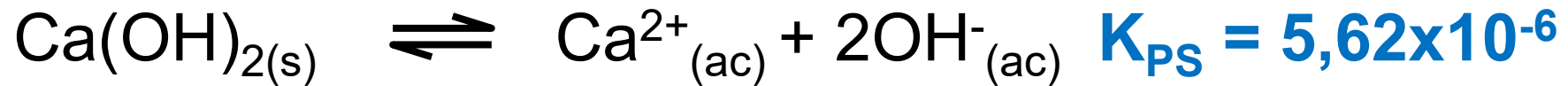
$$[\text{OH}^-] = 10^{-1,65} = 0,0224M = 2s \Rightarrow s = 0,0112M$$

$$K_{ps} = \frac{0,0224}{2} * (0,0224)^2 = 5,62 \times 10^{-6}$$

¿Precipita hidróxido de calcio si se mezclan 250 ml de disolución 0,01 M de nitrato de calcio con 50 ml de disolución 0,1 M de hidróxido de sodio?

Ambos son electrolitos fuertes totalmente disociados, por lo cual la conc. de iones en solución será:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 8,3 \times 10^{-3} \text{M}; [\text{OH}^-] = 0,017 \text{M}$$



$$Q_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 8,3 \times 10^{-3} * (0,017)^2 = 2,4 \times 10^{-6}$$

$$Q < K_{ps} \Rightarrow \text{NO PPTA}$$

Ejercicio de aplicación

Se tiene una disolución que es 0,001 M en Sr^{2+} y 2 M en Ca^{2+} y se le añade lentamente sulfato de sodio sólido, que es soluble. Hallar el catión que precipitará en primer lugar.



$$Q_{PS} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 2 * x = K_{PS} = 4,93 \times 10^{-5} \Rightarrow x = 2,47 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$Q_{PS} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 0,001 * x = K_{PS} = 3,44 \times 10^{-7} \Rightarrow x = 3,44 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Cuando la concentración de sulfato agregado sea $2,47 \times 10^{-5} \text{ M}$ comenzará a pptar el CaSO_4 .

Ejercicio de aplicación

Se mezclan 1×10^{-6} moles de sulfato de hierro(III) y 1×10^{-5} moles de hidróxido de bario, con agua hasta un litro de disolución. Se formará precipitado? En caso afirmativo, cuál es la especie que precipita? K_{ps} (BaSO_4) = $1,1 \cdot 10^{-10}$, K_{ps} ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) = $2,79 \cdot 10^{-39}$

Inicialmente tenemos:

$$[\text{Fe}^{3+}]_{(\text{ac})} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}; \quad [\text{SO}_4^{2-}]_{(\text{ac})} = 3 \times 10^{-6} \text{ M}; \quad [\text{Ba}^{2+}]_{(\text{ac})} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}; \quad [\text{OH}^-]_{(\text{ac})} = 2 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$Q_{\text{ps}} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3 = 2 \times 10^{-6} * (2 \times 10^{-5})^3 = 1,6 \times 10^{-20} \Rightarrow Q_{\text{ps}} > K_{\text{ps}} \Rightarrow \text{ppta}$$



$$Q_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1 \times 10^{-5} * 3 \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-11} \Rightarrow Q_{\text{ps}} < K_{\text{ps}} \Rightarrow \text{NO ppta}$$