

Hemos visto mucho contenido, muchos de vosotros habréis entendido ya, pero otros aun necesitáis una explicación más, por lo que ahora iremos mediante pequeños problemas solventando pequeñas dudas

Nivel 1: El concepto de Equilibrio (Directo)

- **Objetivo:** Que entiendas qué es el Kps (Producto de Solubilidad) y cómo se relaciona con la solubilidad molar (s).
- **Problema:** El sulfato de bario ($BaSO_4$) es un contraste usado en rayos X. Si su Kps es $1.1 \cdot 10^{-10}$, ¿cuántos moles se disuelven en un litro de agua?
- **Resolución paso a paso:**
 - $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(ac) + SO_4^{2-}(ac)$
 - Inicio es sólido luego, en equilibrio $[Ba^{2+}] = s$ y $[SO_4^{2-}] = s$.
 - $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$ $1.1 \times 10^{-10} = s \cdot s = s^2$ $s = \sqrt{1.1 \times 10^{-10}} \approx 1.05 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Nivel 2: La Estequiometría (El "exponente traicionero")

- **Objetivo:** Aprender que los coeficientes afectan dos veces: dentro del paréntesis y como exponente.
- **Problema:** Calcula la solubilidad del hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$ si su Kps = $1.8 \cdot 10^{-11}$
- Aquí muchos olvidan el "2". Hay que enfatizar que por cada mol de sólido, aparecen dos de OH^-
 1. **Reacción:** $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2OH^-$
 2. **Equilibrio:** $[Mg^{2+}] = s$ | $[OH^-] = 2s$
 3. **Fórmula:** $K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2$
 4. **Sustitución:** $1.8 \times 10^{-11} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$
 - Nota para la clase: "El 2 se pone dentro para la cantidad y fuera por la ley de acción de masas".
 5. **Resultado:** $s = \sqrt[3]{\frac{1.8 \times 10^{-11}}{4}} \approx 1.65 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Nivel 3: ¿Habrá precipitado? (El Cociente de Reacción Q_{CS})

- **Objetivo:** Predecir el futuro de la mezcla.
Mezclamos 100 ml de $AgNO_3$ (10^{-4} M) con 100 ml de $NaCl$ (10^{-4} M). ¿Se
- **Problema:** formará precipitado de $AgCl$? ($K_{ps} AgCl = 1.8 \times 10^{-10}$).
Estrategia "Paso a Paso":
 1. **Dilución:** ¡Cuidado! Al mezclar volúmenes, la concentración baja. Como el volumen total es el doble (200 ml), las concentraciones se dividen por 2:
 - $[Ag^+] = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$
 - $[Cl^-] = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$
 2. **Calcular Q (el "ahora mismo"):**
 $Q = [Ag^+][Cl^-] = (5 \times 10^{-5}) \cdot (5 \times 10^{-5}) = 2.5 \times 10^{-9}$
 3. **Comparar:**
 - Si $Q > K_{ps} \rightarrow$ Precipita (hay exceso de iones).
 - Como $2.5 \times 10^{-9} > 1.8 \times 10^{-10}$, si aparece sólido en el fondo.

1. Producto de solubilidad y solubilidad

1 El Kps del **Cloruro de plata** es $1,8 \cdot 10^{-10}$.

Calcula: a) Su solubilidad molar en agua. b) Su solubilidad en g/L.

$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$ Equilibrio: $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

Si la solubilidad es s : $[Ag^+] = s$ $[Cl^-] = s$

$K_{ps} = s^2$ $s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}}$ $s = 1,34 \cdot 10^{-5} M$

Masa molar $AgCl \approx 143,5 g/mol$

Solubilidad en g/L: $1,34 \cdot 10^{-5} \times 143,5 = 1,92 \cdot 10^{-3} g/L$

2 El Kps del **Fluoruro de calcio** es $3,9 \cdot 10^{-11}$.

Calcula: a) La solubilidad molar. b) La concentración de cada ion en la disolución saturada.

$K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-11}$ Equilibrio: $CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2F^-$

Si s es la solubilidad: $[Ca^{2+}] = s$ $[F^-] = 2s$

$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3$ $s = \sqrt[3]{(3,9 \cdot 10^{-11}) / 4}$ $s = 2,1 \cdot 10^{-4} M$

Concentraciones: $[Ca^{2+}] = 2,1 \cdot 10^{-4} M$ $[F^-] = 4,2 \cdot 10^{-4} M$

3 El Kps del **Hidróxido de hierro (III)** es $4,0 \cdot 10^{-38}$. Calcula su solubilidad molar.

$K_{ps} = 4 \cdot 10^{-38}$ $Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3OH^-$

$K_{ps} = s(3s)^3 = 27s^4$

Iguales $4 \cdot 10^{-38} = 27s^4$ despejamos $s^4 = 1,48 \cdot 10^{-39}$ $s = \text{raíz}$ $s \approx 1,1 \cdot 10^{-9,75} M$

2. ¿Se forma precipitado? (comparación Q y Kps)

4 Se mezclan 100 mL de $NaCl$ 0,02 M con 100 mL de $AgNO_3$ 0,02 M.

¿Se formará precipitado de $AgCl$? (Dato: $K_{ps} AgCl = 1,8 \cdot 10^{-10}$)

Tras mezclar: volumen total = 200 mL

Concentraciones finales: $[Ag^+] = 0,01 M$ $[Cl^-] = 0,01 M$

$Q = (0,01)(0,01) = 1 \cdot 10^{-4}$ $K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$

$Q \gg K_{ps}$ **Sí precipita**

5 Se mezclan 250 mL de Na_2SO_4 0,1 M con 250 mL de $BaCl_2$ 0,1 M.

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

Tras mezclar: $[Ba^{2+}] = 0,05 M$ $[SO_4^{2-}] = 0,05 M$

$Q = 0,05 \times 0,05 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ $K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-10}$

$Q \gg K_{ps}$ **Precipita**

3. Cantidad de precipitado

6 Se mezclan 200 mL de Na_2CO_3 0,1 M con 200 mL de $CaCl_2$ 0,1 M.

Calcula los gramos de $CaCO_3$ que precipitan. ($K_{ps} CaCO_3 = 4,8 \cdot 10^{-9}$)

1 Para CO_3^{2-} : Volumen = 200 mL = 0,2 L Concentración = 0,1 M Moles $CO_3^{2-} = 0,1 \times 0,2 = 0,02 \text{ mol}$

2 Para Ca^{2+} : Volumen = 0,2 L Concentración = 0,1 M Moles $Ca^{2+} = 0,1 \times 0,2 = 0,02 \text{ mol}$

Paso 2: Ver la reacción química

La reacción de precipitación es: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3(s)$ por cada mol de Ca^{2+} que reacciona, se necesita 1 mol de CO_3^{2-}

Paso 3: Determinar el reactivo limitante

Tenemos 0,02 mol de Ca^{2+} y Tenemos 0,02 mol de CO_3^{2-} Como son iguales, **todo reacciona**.

Paso 4: Moles de $CaCO_3$ que precipitan Cada mol de $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow 1 \text{ mol } CaCO_3$ Entonces: Moles $CaCO_3$ precipitado = **0,02 mol**

Paso 5: Pasar de moles a gramos

Fórmula: masa = moles \times masa molar m Masa molar $CaCO_3 \approx 100 g/mol$ Masa precipitada = $0,02 \times 100 = 2 \text{ g}$

7 Se mezclan 100 mL de $AgNO_3$ 0,2 M con 100 mL de NaI 0,15 M.

Calcula la masa de AgI precipitada.

Moles: $Ag^+ = 0,02 \text{ mol}$ $I^- = 0,015 \text{ mol}$ Limita I^-

Precipitan 0,015 mol Masa molar $AgI \approx 235 g/mol$

Masa: $0,015 \times 235 = 3,53 \text{ g}$

4. Efecto del ion común

8 Calcula la solubilidad del $AgCl$: a) En agua pura. b) En una disolución 0,1 M de $NaCl$. ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$)

a) En agua: En agua pura **no hay Cl^- al principio**. $[Ag^+] = s$ $[Cl^-] = s$

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

Sustituimos: $1,8 \cdot 10^{-10} = s^2$ $s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}}$ $s = 1,34 \cdot 10^{-5} M$

b) b) En disolución 0,1 M de $NaCl$

El $NaCl$ ya aporta: $[Cl^-] = 0,1 M$ O sea, **ya hay mucho cloruro antes de que el $AgCl$ se disuelva** por lo que $[Ag^+] = s$ $[Cl^-] = 0,1 + s$

Pero como 0,1 es enorme comparado con s (que será pequesísimo), podemos hacer esta aproximación: $0,1 + s \approx 0,1$

Entonces: $K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$ $1,8 \cdot 10^{-10} = s(0,1)$ Despejamos: $s = (1,8 \cdot 10^{-10}) / 0,1$ $s = 1,8 \cdot 10^{-9} M$ **disminuye muchísimo**

9 Calcula la solubilidad del CaF_2 : a) En agua. b) En una disolución 0,2 M de NaF . ($K_{ps} = 3,9 \cdot 10^{-11}$)

$K_{ps} = s(0,2)^2$

$3,9 \cdot 10^{-11} = s(0,04)$ $s = 9,75 \cdot 10^{-10} M$ Muy pequeña \rightarrow disminuye por ion común.

Explicación s un ion que ya está presente en la disolución antes de que el sólido se disuelva.

Ejemplo con el **Cloruro de plata**: $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ Si lo metes en agua pura \rightarrow no hay Cl^- al principio. Pero si lo metes en una disolución de $NaCl$ 0,1 M \rightarrow ya hay muchísimo Cl^- . Ese Cl^- es el **ion común**.

5. Solubilidad y pH

10 Calcula la solubilidad del $Mg(OH)_2$: a) En agua pura. b) En una disolución con $pH = 9$. ($K_{ps} = 5,6 \cdot 10^{-12}$)

Paso 1: Llamamos s a la solubilidad Si se disuelven s moles/L: $[Mg^{2+}] = s$ $[OH^-] = 2s$

Paso 2: Escribimos Kps $Kps = [Mg^{2+}][OH^-]^2$ **Sustituimos:** $Kps = s(2s)^2 = 4s^3$

Paso 3: Sustituimos el valor

$$5,6 \cdot 10^{-12} = 4s^3 \quad s^3 = (5,6 \cdot 10^{-12}) / 4 \quad s^3 = 1,4 \cdot 10^{-12} \quad s = \sqrt[3]{(1,4 \cdot 10^{-12})} \quad s \approx 1,1 \cdot 10^{-4} M$$

b) En una disolución con pH = 9

Paso 1: Pasamos pH a pOH

$$pH = 9 \quad \text{Sabemos: } pH + pOH = 14 \quad pOH = 14 - 9 = 5$$

Paso 2: Calculamos $[OH^-]$

$[OH^-] = 10^{-5} M$: Ahora el OH^- ya está presente en la disolución antes de que el sólido se disuelva. Este es el **efecto del ion común**.

Paso 3: Usamos el Kps

$$Kps = [Mg^{2+}][OH^-]^2 \quad \text{Pero ahora: } [OH^-] = 10^{-5} \text{ (ya lo tenemos fijo)}$$

$$\text{Entonces: } 5,6 \cdot 10^{-12} = Mg^{2+} \cdot (10^{-5})^2 = 10^{-10}$$

$$\text{Entonces: } 5,6 \cdot 10^{-12} = [Mg^{2+}] \cdot 10^{-10}$$

Paso 4: Despejamos

$$[Mg^{2+}] = (5,6 \cdot 10^{-12}) / (10^{-10}) \quad \text{Restamos exponentes: } 10^{-12} / 10^{-10} = 10^{-2} \quad [Mg^{2+}] = 5,6 \cdot 10^{-2} M$$

11 ¿Qué ocurre con la solubilidad del $CaCO_3$ al añadir HCl?

Justifica usando equilibrios.

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ añadí HCl El HCl es un ácido fuerte \rightarrow aporta H^+ . El ion carbonato reacciona con el H^+ : $CO_3^{2-} + H^+ \rightarrow HCO_3^-$ Y si

seguimos añadiendo ácido: $HCO_3^- + H^+ \rightarrow CO_2(g) + H_2O$

El H^+ está **eliminando el CO_3^{2-} de la disolución**. Es decir: Antes teníamos Ca^{2+} y CO_3^{2-} en equilibrio con el sólido y ahora el CO_3^{2-} desaparece porque reacciona con el ácido.

Le Chatelier El equilibrio era: $CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ Si quitamos CO_3^{2-} del lado derecho... El sistema intenta reponerlo. ¿Y cómo lo repone? Disolviendo más sólido. Entonces el equilibrio se desplaza **hacia la derecha**.

Conclusión Al añadir HCl: Se elimina CO_3^{2-} El equilibrio se desplaza a la derecha Se disuelve más $CaCO_3$ **Aumenta la solubilidad**

6. Formación de complejos

12 El AgCl se disuelve en presencia de NH_3 formando el complejo $[Ag(NH_3)_2]^+$.

Explica: a) Qué ocurre con la solubilidad. b) Hacia dónde se desplaza el equilibrio. c) Por qué aumenta la solubilidad.

Equilibrio normal de solubilidad $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

Ese equilibrio tiene su Kps. En agua pura se disuelve muy poco.

Ahora añadimos amoníaco (NH_3) El amoníaco puede unirse al ion plata: $Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+$ Se forma un **ion complejo soluble**.

¿Qué está pasando realmente?

El NH_3 está "atrapando" al Ag^+ . Eso significa que el Ag^+ libre en disolución disminuye. O sea: Antes: había Ag^+ libre. Ahora: el Ag^+ se transforma en $[Ag(NH_3)_2]^+$. Por tanto: baja la concentración de Ag^+ libre.

Aplicamos Le Chatelier

Recordamos el equilibrio: $AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$ Si disminuye $[Ag^+]...$ El sistema intenta producir más Ag^+ . ¿Cómo? Disolviendo más AgCl sólido. Entonces el equilibrio se desplaza **hacia la derecha**.

Conclusión El NH_3 elimina Ag^+ libre. El equilibrio compensa disolviendo más sólido. Se disuelve más AgCl. **Aumenta la solubilidad**

7. Precipitación fraccionada

13 Una disolución contiene: 0,01 M Cl^- 0,01 M Br^- 0,01 M I^-

Se añade $AgNO_3$ lentamente.

Datos: $Kps AgCl = 1,8 \cdot 10^{-10}$ $Kps AgBr = 5,0 \cdot 10^{-13}$ $Kps AgI = 8,3 \cdot 10^{-17}$

Calcula:

- a) El orden de precipitación.
- b) La concentración de Ag^+ necesaria para que precipite cada uno.
- c) ¿Cuál precipita primero?

Empieza a precipitar un compuesto cuando: $Q = Kps$ $Kps = [Ag^+][X^-]$ $[Ag^+] = \frac{Kps}{[X^-]}$

Para AgCl

Para AgBr

Para AgI

$$[Ag^+] = \frac{1,8 \cdot 10^{-10}}{0,01}$$

$$[Ag^+] = 1,8 \cdot 10^{-8} M$$

$$[Ag^+] = \frac{5,0 \cdot 10^{-13}}{0,01}$$

$$[Ag^+] = 5,0 \cdot 10^{-11} M$$

$$[Ag^+] = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,01}$$

$$[Ag^+] = 8,3 \cdot 10^{-15} M$$

b)

a) $AgI \rightarrow 8,3 \cdot 10^{-15}$ $AgBr \rightarrow 5,0 \cdot 10^{-11}$ $AgCl \rightarrow 1,8 \cdot 10^{-8}$

c) **AgI** Porque tiene el Kps más pequeño (es el menos soluble).

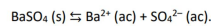
¿Qué porcentaje de I^- queda en disolución cuando empieza a precipitar AgBr?

Cuando empieza AgBr: $[Ag^+] = 5 \cdot 10^{-11}$ Para AgI $[Ag^+][I^-] = 8,3 \cdot 10^{-17}$ $[I^-] = 1,66 \cdot 10^{-6}$

Inicial era 0,01 % restante: $(1,66 \cdot 10^{-6} / 0,01) \times 100 \approx 0,017 \%$

Se mezclan 0,250 L de disolución de sulfato de potasio $3,00 \times 10^{-2}$ M con 0,250 L de disolución de nitrato de bario $2,00 \times 10^{-3}$ M. Considere los volúmenes aditivos. a) Escriba el equilibrio de solubilidad que tiene lugar. b) Justifique numéricamente si se forma algún precipitado. c) Explique cómo varía la solubilidad del sulfato de bario cuando se le añade una disolución de sulfato de amonio. Dato. K_s (sulfato de bario) = $1,1 \times 10^{-10}$. (EvAU. Comunidad de Madrid. Septiembre 2020)

a) El equilibrio de solubilidad es:



b) El sulfato de potasio es una sal soluble que se disocia en sus iones, K^+ y SO_4^{2-} . Al ser volúmenes aditivos, el volumen total de la disolución es de 0,5 L.

Los moles de iones sulfato y bario aportados por cada disolución son:

$$\text{Moles } \text{SO}_4^{2-} = M \cdot V = 3 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles};$$

$$\text{Moles } \text{Ba}^{2+} = M \cdot V = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,25 \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}.$$

La concentración de cada ión en la nueva disolución es:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_d} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,015 \text{ M}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{V_d} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,001 \text{ M}$$

Calculando el producto iónico Q y comparándolo con el producto de solubilidad K_s , se comprueba si se produce o no precipitación.

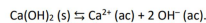
$$Q = [\text{SO}_4^{2-}] \cdot [\text{Ba}^{2+}] = 0,015 \cdot 0,001 = 1,5 \cdot 10^{-5}$$

El valor de Q es mucho mayor que el valor de K_s del sulfato de bario ($1,1 \times 10^{-10}$) por lo que deducimos que se produce precipitación.

c) El sulfato de amonio es una sal soluble que en disolución se encuentra totalmente ionizada en sus iones, NH_4^+ y SO_4^{2-} . Al añadirlo a la disolución del sulfato de bario, el aumento de iones sulfato en la disolución provoca, por efecto del ion común, un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda, por lo que disminuye la solubilidad del sulfato de bario.

Una disolución saturada de hidróxido de calcio presenta una solubilidad de $0,96 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. a) Formule el equilibrio de solubilidad, indicando el estado de cada especie. b) Calcule el producto de solubilidad del hidróxido de calcio. c) Calcule el pH de la disolución. d) ¿Cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de calcio un aumento de pH? DATOS: Ar (H) = 1,0 u; Ar (O) = 16,0 u; Ar (Ca) = 40,1 u (PAU Comunidad de Madrid. Julio 2020)

a) El equilibrio de solubilidad es:



b) Podemos hacer la siguiente tabla en concentraciones:

	$\text{Ca(OH)}_2(s)$	$\text{Ca}^{2+}(ac)$	$2 \text{OH}^-(ac)$
Concentraciones Iniciales		0	0
Reaccionan		-s	-2s
Se forman		+s	+2s
Concentraciones equilibrio		s	2s

Teniendo en cuenta que:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Para dar el producto de solubilidad en unidades de molaridad convertimos los g/L de la solubilidad en moles/L.

$$1 \text{ mol Ca(OH)}_2 = 1 \cdot 40,1 + 2 \cdot 16,0 + 2 \cdot 1,0 = 74,1$$

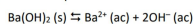
$$0,96 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 0,96 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74,1 \text{ g}} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Sustituyendo valores en la expresión y operando se tiene el valor del producto de solubilidad de la base:

$$K_{ps} = 4s^3 = 4 \cdot (1,3 \cdot 10^{-2} \text{ M})^3 = 8,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}^3$$

Se prepara una disolución saturada de hidróxido de bario en agua a 25 °C, alcanzándose un valor de pH = 11. a) Formule el equilibrio de solubilidad de la sal, indicando el estado de cada especie, y determine su solubilidad en g/L. b) Calcule K_s . c) Obtenga la masa máxima, en g, de hidróxido de bario que se puede disolver en 2 L de agua. Justifique cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de bario una disminución del pH de la disolución. Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Ba = 137,3. (EvAU Comunidad de Madrid. Julio 2020. Coincidentes)

a) En el hidróxido de bario se produce el equilibrio:



Cuando la disolución está saturada la concentración del ion bario será el valor de la solubilidad y la concentración del ion hidróxido será dos veces el valor de la solubilidad:

$$[\text{OH}^-] = 2s$$

$$\text{pH} = 11$$

$$\text{pOH} = 14 - 11 = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} = 2s$$

$$s = \frac{10^{-3}}{2} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Expresamos la solubilidad en g/L:

$$1 \text{ mol Ba(OH)}_2 = 137,3 + 2 \cdot 16,0 + 2 \cdot 1,0 = 171,3 \text{ g}$$

$$s = 5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{171,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 8,565 \cdot 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

b)

$$[\text{Ba}^{2+}] = s$$

$$[\text{OH}^-] = 2s$$

$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$K_{ps} = 4 \cdot (5 \cdot 10^{-4})^3 = 5 \cdot 10^{-10}$$

c) La concentración máxima que podemos obtener sin que se forme precipitado es la solubilidad:

$$[\text{Ba(OH)}_2] = s = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ M} = \frac{n_{\text{Ba(OH)}_2}}{V_d} \Rightarrow n_{\text{Ba(OH)}_2} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ moles de Ba(OH)}_2$$

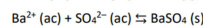
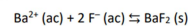
$$m(\text{Ba(OH)}_2) = 137,3 + 2 \cdot 16,0 + 2 \cdot 1,0 = 171,3$$

$$m(\text{Ba(OH)}_2) = n_{\text{Ba(OH)}_2} \cdot m_{\text{Ba(OH)}_2} = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 171,3 = 0,1713 \text{ g}$$

Al disminuir el pH, disminuye la $[\text{OH}^-]$, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos. En consecuencia, la solubilidad aumenta.

Una disolución contiene iones fluoruro y sulfato en concentración de 10^{-2} mol/L de cada ion. A dicha disolución se añade progresivamente otra que contiene iones bario. a) Escriba los equilibrios de solubilidad de cada sal. b) Calcule la solubilidad de cada una de ellas en g/L. c) Calcule la concentración de iones bario que debe haber en la disolución para que empiece a precipitar cada sal. d) Indique, razonadamente, cuál será el orden de precipitación. Datos. K_s (fluoruro de bario) = 2×10^{-6} ; K_s (sulfato de bario) = 10^{-10} . Masas atómicas: O = 16,0; F = 19,0; S = 32,0; Ba = 137,3. (EvAU Comunidad de Madrid. Modelo 2020)

a) Los equilibrios de solubilidad son:



b) Para el fluoruro de bario:

$$1 \text{ mol BaF}_2 = 137,3 + 2 \cdot 19,0 = 175,3$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

$$2 \cdot 10^{-6} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s^3 = \frac{2 \cdot 10^{-6}}{4} \Rightarrow s = \left(\frac{2 \cdot 10^{-6}}{4} \right)^{1/3}$$

$$s = 7,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 7,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{175,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Para el sulfato de bario:

$$1 \text{ mol BaSO}_4 = 137,3 + 32,0 + 4 \cdot 16,0 = 233,3$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$10^{-10} = s \cdot s = s^2$$

$$s = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5} \text{ M}$$

$$s = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{233,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,33 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

c) Concentración de iones Ba^{2+} para que precipite cada sal:

Para el fluoruro de bario:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{F}^-]^2} = \frac{2 \cdot 10^{-6}}{(10^{-2})^2} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Para el sulfato de bario:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{10^{-10}}{10^{-2}} = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Precipita primero el BaSO_4 y después el BaF_2 , ya que la precipitación del primero se produce a menor concentración de Ba^{2+} adicionado.

Se dispone de 100 mL de una disolución que contiene 0,194 g de K_2CrO_4 a la que se añade 100 mL de otra disolución que contiene iones Ag^+ . Considere que los volúmenes son aditivos. a) Calcule la concentración inicial, expresada en molaridad, de iones cromato, presentes en la disolución antes de que se alcance el equilibrio de precipitación. Escriba el equilibrio de precipitación. b) Determine la solubilidad de la sal formada en mol/L y g/L. c) Calcule la concentración mínima de iones Ag^+ necesaria para que precipite la sal. d) Si a una disolución que contiene la misma concentración de iones SO_4^{2-} e iones CrO_4^{2-} se le añaden iones Ag^+ , justifique, sin hacer cálculos, qué sal precipitará primero. Datos. K_s (Ag_2CrO_4) = $1,9 \times 10^{-12}$; K_s (Ag_2SO_4) = $1,6 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: O = 16; K = 39; Cr = 52; Ag = 108. (EvAU

Comunidad de Madrid. Julio 2019)

a) Para calcular la concentración del ion cromato, calculamos la concentración del cromato de potasio.

Para ello necesitamos primero conocer el número de moles de cromato de potasio.

$$1 \text{ mol de } K_2CrO_4 = 2 \cdot 39 + 52 + 4 \cdot 16 = 194$$

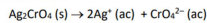
$$n_{K_2CrO_4} = \frac{m_{K_2CrO_4}}{Pm_{K_2CrO_4}} = \frac{0,194g}{194} = 0,001 \text{ mol de } K_2CrO_4$$

$$[K_2CrO_4] = \frac{n_{K_2CrO_4}}{V_0(L)} = \frac{0,001 \text{ mol}}{(0,1+0,1)L} = 5 \cdot 10^{-3} M$$

Como el cromato de potasio se disocia por completo:

$$[CrO_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} M$$

El equilibrio de solubilidad de la sal es:



b) Para determinar la solubilidad de la sal vamos a necesitar conocer el peso molecular de la misma:

$$1 \text{ mol } Ag_2CrO_4 = 2 \cdot 108 + 52 + 4 \cdot 16,0 = 332g$$

El valor de Ks es:

$$K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$$1,9 \cdot 10^{-12} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$s^3 = \frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{4} \Rightarrow s = \left(\frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{4} \right)^{1/3} \Rightarrow s = 7,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$s = 7,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L} = 7,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{332g}{1 \text{ mol}} = 2,6 \cdot 10^{-3} g \cdot L^{-1}$$

c) Como conocemos la concentración de iones CrO_4^{2-} :

$$K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 1,9 \cdot 10^{-12}$$

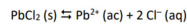
$$[Ag^+]^2 = \frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{[CrO_4^{2-}]} = \frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{5 \cdot 10^{-3}}$$

$$[Ag^+] = \sqrt{\frac{1,9 \cdot 10^{-12}}{5 \cdot 10^{-3}}} = 1,9 \cdot 10^{-5} M$$

d) Precipitará primero la sal cuyo producto de solubilidad sea menor, pues esta es la que necesita menor concentración de iones plata para precipitar. La sal Ag_2CrO_4 es la primera en precipitar, pues su producto de solubilidad es menor que el de la sal Ag_2SO_4 .

La constante de solubilidad del dicloruro de plomo es $1,6 \times 10^{-5}$. a) Formule el equilibrio de solubilidad del dicloruro de plomo en agua. b) Determine la solubilidad del dicloruro de plomo en agua en molaridad y $g \cdot L^{-1}$. c) Justifique cómo afecta a la solubilidad del dicloruro de plomo la adición de cloruro de potasio. Datos. Masas atómicas: Cl = 35,5; Pb = 207,2 (EVAU Comunidad de Madrid. Junio 2019)

a) El equilibrio de solubilidad es:



b) Para determinar la solubilidad de la sal vamos a necesitar conocer el peso molecular de la misma:

$$1 \text{ mol } PbCl_2 = 207,2 + 2 \cdot 35,5 = 278,2$$

El valor de Ks es:

$$K_s = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$$

$$1,6 \cdot 10^{-5} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s^3 = \frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4} \Rightarrow s = \left(\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4} \right)^{1/3} = 1,587 \cdot 10^{-2} M$$

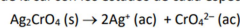
$$s = 1,587 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{L} = 1,587 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{278,2g}{1 \text{ mol}} = 4,415 g \cdot L^{-1}$$

c) El cloruro de potasio es una sal soluble en agua. Al añadir al equilibrio de solubilidad otra disolución de KCl , la concentración de los iones Cl^- en la nueva disolución que se forma es la suma de la procedente de la solubilidad del $PbCl_2$ más la que se ha añadido. Este aumento de la concentración de iones cloruro hace que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, es decir, hacia la formación de producto insoluble disminuyendo su solubilidad. Se produce el efecto del ion común.

La solubilidad del cromato de plata en agua a $25^\circ C$ es $0,00435 g/100 mL$. a) Escriba el equilibrio de solubilidad en agua del cromato de plata, indicando los estados de cada especie. b) Calcule el producto de solubilidad de la sal a $25^\circ C$. c) Calcule si se formará precipitado cuando se mezclan $20 mL$ de cromato de sodio $0,8 M$ con $300 mL$ de nitrato de plata $0,5 M$. Considere los volúmenes aditivos. Datos: Masas atómicas: O = 16,0; Cr = 52,0; Ag = 107,8. (EVAU Comunidad de Madrid. Modelo 2019)

$$Y \text{ ahora podemos calcular } K_s: K_s = 4s^3 = 4 \cdot (1,3 \cdot 10^{-4})^3 = 8,8 \cdot 10^{-12} M^3$$

a) El equilibrio de solubilidad de la sal con los estados de cada especie es:



b) El valor de Ks en función de la solubilidad es: $K_s = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$

Calculamos s en moles/L:

$$s = \frac{m_{Ag_2CrO_4}}{V(L)} = \frac{0,00435}{0,1} = 0,0435 \frac{g}{L}$$

$$Pm(Ag_2CrO_4) = 2 \cdot 107,8 + 52,0 + 4 \cdot 16,0 = 331,6$$

$$s = 0,0435 \frac{g}{L} = 0,0435 \frac{g}{L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{331,6g} = 1,3 \cdot 10^{-4} M$$

c) El cromato de plata precipita si $Q \geq K_s$:

$$Q = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$$

$20 mL$ de cromato de sodio $0,8 M$, que es soluble, aporta $0,02 \cdot 0,8 = 0,016 \text{ mol}$ iones cromato
 $300 mL$ de nitrato de plata $0,5 M$, que es soluble, aporta $0,3 \cdot 0,5 = 0,15 \text{ mol}$ iones plata
 Considerando volúmenes aditivos como nos indica el enunciado, el volumen total son $0,32 L$

$$[CrO_4^{2-}] = \frac{0,016}{0,32} = 0,05M$$

$$[Ag^+] = \frac{0,15}{0,32} = 0,47M$$

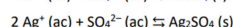
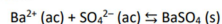
$$Q = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 0,47^2 \cdot 0,05 = 1,1 \cdot 10^{-2} > 8,8 \cdot 10^{-12}$$

Luego sí se formará precipitado de cromato de plata, ya que el cociente de reacción es mayor que la constante de equilibrio.

Se tiene una disolución acuosa de nitrato de plata y nitrato de bario sobre la que se va añadiendo otra que contiene iones sulfato. a) Formule los equilibrios de precipitación resultantes. b) Determine la solubilidad de ambos sulfatos en M y $g \cdot L^{-1}$. c) Justifique cómo afecta a la solubilidad del Ag_2SO_4 la adición de sulfato de potasio. Datos: Ks: $Ag_2SO_4 = 1,6 \times 10^{-5}$; $BaSO_4 = 1,1 \times 10^{-10}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ag = 108; Ba = 137. (EVAU Comunidad de Madrid. Julio 2018)

a) El nitrato de plata y el nitrato de bario son sales solubles que se disocian en sus iones, pero según los datos de productos de solubilidad que nos dan en el ejercicio, el sulfato de plata y de bario no son solubles lo que implica que al ir añadiendo iones sulfato a la disolución acuosa se vayan produciendo precipitados.

Los equilibrios de solubilidad son:



b) Para el sulfato de bario:

$$1 \text{ mol } BaSO_4 = 137 + 32 + 4 \cdot 16 = 233g$$

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

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

$$s = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5} M$$

$$s = 1,05 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L} = 1,05 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{233g}{1 \text{ mol}} = 2,45 \cdot 10^{-3} g \cdot L^{-1}$$

Para el sulfato de plata:

$$1 \text{ mol } Ag_2SO_4 = 2 \cdot 108 + 32 + 4 \cdot 16 = 312g$$

$$K_s = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}]$$

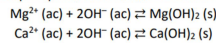
$$1,6 \cdot 10^{-5} = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$s^3 = \frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4} \Rightarrow s = \left(\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4} \right)^{1/3} \Rightarrow s = 1,6 \cdot 10^{-2} M$$

$$s = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{L} = 1,6 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{L} \cdot \frac{312g}{1 \text{ mol}} = 5,0 g \cdot L^{-1}$$

Para una disolución acuosa conteniendo iones Mg^{2+} y Ca^{2+} de concentración $0,001M$ para cada uno de ellos: a) Formule el equilibrio de precipitación resultante de cada uno de sus hidróxidos. b) Justifique en qué orden precipitan cuando se agrega KOH (base fuerte) a la disolución. c) Explique de forma cualitativa cómo afecta a la solubilidad de ambos hidróxidos la adición de HCl a la disolución del enunciado. Datos: Ks: $Mg(OH)_2 = 5 \times 10^{-11}$; $Ca(OH)_2 = 1,1 \times 10^{-6}$. (EVAU Comunidad de Madrid. Junio 2018. Coincidentes)

a) Formulamos los equilibrios de precipitación resultantes de cada uno de sus hidróxidos:



b) El KOH es una sal muy soluble que se disocia en K^{+} y OH^{-} . Al añadirlo KOH aumenta la concentración de OH^{-} . Este aumento desplaza los equilibrios de precipitación anteriores hacia la derecha.

El producto de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es $5 \cdot 10^{-11}$, y el del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es $1,1 \cdot 10^{-6}$. Por tanto es menor el producto de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y será este el que precipite primero.

Lo podemos comprobar cuantitativamente:

Una sal empezará a precipitar cuando se rebase su solubilidad a una temperatura dada, siendo $Q_{ps} > K_{ps}$

$$\text{Mg}(\text{OH})_2 \Rightarrow K_{ps} [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 5 \cdot 10^{-11} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Mg}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-11}}{1 \cdot 10^{-3}}} = 2,23 \cdot 10^{-4} \text{M}$$

Por tanto, el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ empezará a precipitar cuando $[\text{OH}^{-}] > 2,23 \cdot 10^{-4} \text{M}$

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 \Rightarrow K_{ps} [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 1,1 \cdot 10^{-6} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2 \Rightarrow$$

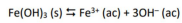
$$\Rightarrow [\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-6}}{1 \cdot 10^{-3}}} = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{M}$$

Por tanto, el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ empezará a precipitar cuando $[\text{OH}^{-}] > 3,3 \cdot 10^{-2} \text{M}$

El orden de precipitación será, por tanto: 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 25 °C es $K_s = 2,8 \cdot 10^{-39}$. a) Calcule la solubilidad de este hidróxido, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$. b) ¿Cuál será el pH de una disolución saturada de esta sal? c) Calcule qué volumen de ácido clorhídrico comercial (densidad $1,13 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, riqueza 36% en masa) es necesario para neutralizar una disolución saturada formada a partir de 10,7 g de hidróxido de hierro (III). Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16,0; H = 1,0; Cl = 35,5. (PAU Comunidad de Madrid. 2014. Modelo)

a) En el hidróxido de hierro(III) se produce el equilibrio:



Cuando la disolución está saturada la concentración del ion hierro(III) será el valor de la solubilidad y la concentración del ion hidróxido será tres veces el valor de la solubilidad:

$$[\text{Fe}^{3+}] = S$$

$$[\text{OH}^{-}] = 3S$$

$$K_s = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3 = S \cdot (3S)^3 = 27S^4$$

$$K_s = 2,8 \cdot 10^{-39} = 27S^4$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{2,8 \cdot 10^{-39}}{27}} = 1,01 \cdot 10^{-10} \text{M}$$

Expresamos la solubilidad en g/L:

$$1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3 = 55,8 + 3 \cdot 16,0 + 3 \cdot 1,0 = 106,8 \text{g}$$

$$S = 1,01 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{106,8 \text{g}}{1 \text{mol}} = 1,08 \cdot 10^{-8} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

b) En la disolución se liberan iones OH^{-} por lo que tendríamos una disolución básica:

$$[\text{OH}^{-}] = 3S = 3 \cdot 1,01 \cdot 10^{-10} = 3,03 \cdot 10^{-10}$$

Ahora bien, esta $[\text{OH}^{-}]$ es tan diluida que para calcular el pH habrá que tener en cuenta la autoionización del agua que produce una $[\text{OH}^{-}] = 10^{-7}$ y como $3,03 \cdot 10^{-10} \ll 10^{-7}$, a efectos prácticos podemos afirmar que el pH viene dado por la disociación del agua, y $\text{pH} = 7$.

c) El ácido desplaza el equilibrio de solubilidad hacia la derecha según va reaccionando con los OH^{-} por lo que acaba reaccionando con todo el hidróxido de hierro (III).



Datos: masa $[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 10,7 \text{g}$

Disolución de HCl: $\rho = 1,13 \text{g/ml}$; Riqueza (% masa) = 36%

Relación entre moles:

1 mol de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ reacciona con 3 moles de HCl

Moles de la sustancia conocida ($\text{Fe}(\text{OH})_3$)

$$n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = \frac{m_{\text{Fe}(\text{OH})_3}}{M_{\text{Fe}(\text{OH})_3}} = \frac{10,7 \text{g}}{106,8 \text{g/mol}} = 0,1 \text{mol de Fe}(\text{OH})_3$$

Moles de la sustancia problema (HCl):

$$3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ moles de HCl}$$

Masa en gramos de la sustancia problema (HCl):

$$1 \text{ mol HCl} = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{g}$$

$$0,3 \text{ moles de HCl} = 0,3 \cdot 36,5 = 10,95 \text{g de HCl}$$

Masa de la disolución comercial de HCl:

$$m_{\text{HCl comercial}} = 10,95 \cdot \frac{100}{36} = 30,42 \text{g}$$

Volumen de la disolución comercial de HCl:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{30,42 \text{g}}{1,13 \text{g/mL}} = 26,92 \text{mL}$$