

Se dispone de una disolución acuosa saturada de $\text{Fe}(\text{OH})_3$, compuesto poco soluble.

- a) Escriba la expresión del producto de solubilidad para este compuesto.
- b) Deduzca la expresión que permite conocer la solubilidad del hidróxido a partir del producto de solubilidad.
- c) Razone cómo varía la solubilidad del hidróxido al aumentar el pH de la disolución.

Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata en agua son, respectivamente, $1'6 \cdot 10^{-11}$ y $1'8 \cdot 10^{-18}$. Razone:

- a) ¿Qué sal será más soluble en agua?
- b) ¿Cómo se modificará la solubilidad de ambas sales, si se añade a cada una de ellas nitrato de plata?

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

A 25 °C la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0'7 g/L. Calcule:

a) El producto de solubilidad.

b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución 0'1 M de KI.

Masas atómicas: I = 127 ; Pb = 207

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

Se dispone de una disolución acuosa saturada de Ag_2CrO_4 con una pequeña cantidad de precipitado en el fondo. Razone cómo afecta a la cantidad de precipitado la adición de:

- a) Agua.**
- b) Una disolución acuosa de cromato de sodio.**
- c) Una disolución acuosa de nitrato de plata.**

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

A 25 °C el producto de solubilidad del carbonato de plata en agua pura es $8 \cdot 10^{-12}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del Ag_2CO_3 a 25 °C.

b) Los gramos de Ag_2CO_3 que podemos llegar a disolver en medio litro de agua a esa temperatura.

Masas atómicas: Ag = 108; C = 12; O = 16.

A cierta temperatura el producto de solubilidad en agua del AgI es $8'3 \cdot 10^{-17}$. Para esa temperatura, calcule la solubilidad molar del compuesto en:

- a) Una disolución 0'1 M de AgNO_3 .
- b) Una disolución de ácido yodhídrico de $\text{pH} = 2$.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

En un vaso de agua se pone una cierta cantidad de una sal poco soluble, de fórmula general AB_3 , y no se disuelve completamente. El producto de solubilidad es K_s :

- a) Deduzca la expresión que relaciona la concentración molar de A^{3+} con el producto de solubilidad de la sal.**
- b) Si se añade una cantidad de sal muy soluble CB_2 . Indique, razonadamente, la variación que se produce en la solubilidad de la sal AB_3 .**
- c) Si B es el ión OH^- . ¿Cómo influye la disminución del pH en la solubilidad del compuesto?.**

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

A 25° C la constante del equilibrio de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sólido es $K_s = 3'4 \cdot 10^{-11}$.

- Establezca la relación que existe entre la constante K_s y la solubilidad (s) del $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- Explique, razonadamente, cómo se podría disolver, a 25° C y mediante procedimientos químicos un precipitado de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- ¿Qué efecto tendría sobre la solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a 25° C la adición de cloruro de magnesio?. Razone la respuesta.

Los productos de solubilidad del cloruro de plata y del fosfato de plata en agua son, respectivamente, $1'6 \cdot 10^{-11}$ y $1'8 \cdot 10^{-18}$. Razone:

- a) ¿Qué sal será más soluble en agua?
- b) ¿Cómo se modificará la solubilidad de ambas sales, si se añade a cada una de ellas nitrato de plata?

Se dispone de una disolución acuosa saturada de Ag_2CrO_4 con una pequeña cantidad de precipitado en el fondo. Razone cómo afecta a la cantidad de precipitado la adición de:

- a) Agua.**
- b) Una disolución acuosa de cromato de sodio.**
- c) Una disolución acuosa de nitrato de plata.**

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

A cierta temperatura el producto de solubilidad en agua del AgI es $8'3 \cdot 10^{-17}$. Para esa temperatura, calcule la solubilidad molar del compuesto en:

- a) Una disolución 0'1 M de AgNO_3 .**
- b) Una disolución de ácido yodhídrico de $\text{pH} = 2$.**

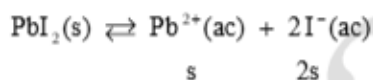
Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

El producto de solubilidad del PbI_2 es $7'1 \cdot 10^{-9}$, a la temperatura de 25°C .

a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule las concentraciones molares de los iones presentes en una disolución saturada de PbI_2

b) Si se mezclan 300 mL de una disolución $2 \cdot 10^{-4}$ M de NaI con 200 mL de una disolución $3 \cdot 10^{-3}$ M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, considerando los volúmenes aditivos, ¿se formará precipitado?

a) La solubilidad de un compuesto viene determinada por la concentración de soluto en una disolución saturada.



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 7'1 \cdot 10^{-9} \Rightarrow s = 1'21 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1'21 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{I}^{-}] = 2s = 2 \cdot 1'21 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 2'42 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) Calculamos las concentraciones de los iones

$$[\text{I}^{-}] = \frac{2 \cdot 10^{-4} \cdot 0'3}{0'5} = 1'2 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 0'2}{0'5} = 1'2 \cdot 10^{-3}$$

Luego:

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^{-}]^2 = 1'2 \cdot 10^{-3} \cdot (1'2 \cdot 10^{-4})^2 = 1'728 \cdot 10^{-11} < 7'1 \cdot 10^{-9} \Rightarrow \text{No precipita}$$

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del Mg(OH)_2 sabiendo que en una disolución saturada de dicho compuesto la concentración de iones OH^- es $2,88 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

b) Calcule la masa de Mg(OH)_2 que hay disuelta en 500 mL de una disolución saturada de dicho compuesto.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Al añadir Na_2CO_3 a una disolución acuosa saturada de CaCO_3 , la concentración de iones Ca^{2+} disminuye.
- b) En una disolución acuosa saturada de $\text{Al}(\text{OH})_3$ se cumple que la concentración de iones Al^{3+} es el triple que la concentración de iones OH^- .
- c) La solubilidad del CaSO_4 es mayor en agua pura que en una disolución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

B.5 (2 puntos) Una disolución contiene iones fluoruro y sulfato en concentración de $10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de cada ion. A dicha disolución se añade progresivamente otra que contiene iones bario.

- Escriba los equilibrios de solubilidad de cada sal.
- Calcule la solubilidad de cada una de ellas en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Calcule la concentración de iones bario que debe haber en la disolución para que empiece a precipitar cada sal.
- 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.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

B.3 El cloruro de oro(III) es una sal muy poco soluble en agua. Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,5 puntos) Escriba el equilibrio de solubilidad del cloruro de oro(III) en agua, detallando el estado de las especies, y la expresión de K_s en función de su solubilidad.
 - (0,75 puntos) Sabiendo que la sal presenta una solubilidad de 0,010 mg en 100 mL de agua a 20 °C, calcule la constante del producto de solubilidad a esa temperatura.
 - (0,75 puntos) Calcule la nueva solubilidad si se añade sulfuro de oro(III) a la disolución del enunciado, hasta alcanzar una concentración total de Au(III) de 0,1 M. Razone y explique el efecto que tiene lugar.
- Datos. Masas atómicas (u): Cl = 35,5; Au = 197,0.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

B.3 (2 puntos) Una disolución saturada de hidróxido de calcio presenta una solubilidad de $0,96 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

- Formule el equilibrio de solubilidad, indicando el estado de cada especie.
- Calcule el producto de solubilidad del hidróxido de calcio.
- Calcule el pH de la disolución.
- ¿Cómo afecta a la solubilidad del hidróxido de calcio un aumento de pH?

Datos. Masas atómicas: H = 1,0; O = 16,0; Ca = 40,1.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

A.3 (2 puntos) 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.

- Escriba el equilibrio de solubilidad que tiene lugar.
- Justifique numéricamente si se forma algún precipitado.
- 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) = $1,1 \times 10^{-10}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).

A4. Los productos de solubilidad del bromato de plata y del sulfato de plata son
 $K_{ps}(\text{AgBrO}_3) = 5 \cdot 10^{-5}$; $K_{ps}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 10^{-5}$

- a) Expresar las solubilidades en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. ¿Cuál de las dos sales es más soluble **(1,00)** en agua?
- b) Se preparan dos disoluciones acuosas de un litro conteniendo cada una 1,7 g de **(1,50)** AgNO_3 . A una se añaden 10 g de NaBrO_3 sólido y a la otra 10 g de Na_2SO_4 . ¿Se formarán precipitados AgBrO_3 y Ag_2SO_4 en las respectivas disoluciones?

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

- C3.** En una disolución saturada de sulfato de plata (Ag_2SO_4), la concentración de ión plata es $0,016 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcula:
- La concentración de ión sulfato y el producto de solubilidad del sulfato de plata. (1,00)
 - ¿Cuántos litros de agua se necesitan para disolver 0,5 g de sulfato de plata? (0,50)

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación

- P2.** La solubilidad del Mn(OH)_2 en agua es de $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- a) Escribir el equilibrio de solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en agua. **(0,50)**
 - b) Calcular el producto de solubilidad K_{ps} . **(1,00)**
 - c) Calcular concentración máxima de iones OH^- y por tanto, el pH necesario para **(1,00)**
que no precipite el hidróxido de manganeso(II) en una disolución que es 0,06 M
en Mn^{2+} .

Texto: Problemas de solubilidad en el suministro de agua

En la ciudad costera de Bahía Azul, los residentes han comenzado a notar problemas en el suministro de agua. Con el tiempo, las tuberías de sus hogares y las instalaciones industriales han sufrido obstrucciones, reduciendo el caudal de agua disponible y obligando a un mantenimiento frecuente. Tras un análisis químico del agua, los técnicos municipales han determinado que el problema se debe a la acumulación de depósitos minerales, principalmente sulfato de calcio ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, yeso).

El agua subterránea de la región tiene un alto contenido en iones calcio (Ca^{2+}) y sulfato (SO_4^{2-}), lo que favorece la precipitación de CaSO_4 cuando la solubilidad de la sal se ve superada. Este fenómeno se intensifica en verano, cuando el aumento de la temperatura y la evaporación del agua incrementan la concentración de sales disueltas. Además, los técnicos han observado que la presencia de otros iones en el agua, como el carbonato (CO_3^{2-}), puede influir en la solubilidad del CaSO_4 y en la formación de otros precipitados, como el carbonato de calcio (CaCO_3).

Para solucionar el problema, el ayuntamiento está considerando dos estrategias:

1. **Añadir carbonato de sodio (Na_2CO_3) al agua para precipitar el calcio en forma de CaCO_3 , evitando así la formación de depósitos de CaSO_4 .**
2. **Añadir sulfato de sodio (Na_2SO_4) para aumentar la concentración de SO_4^{2-} y desplazar el equilibrio del CaSO_4 hacia su disolución.**

Para evaluar la efectividad de estas estrategias, los ingenieros han consultado los valores de solubilidad de los compuestos involucrados. Se sabe que el producto de solubilidad (K_{ps}) del CaSO_4 es $2,4 \times 10^{-5}$ a 25°C , mientras que el del CaCO_3 es $4,8 \times 10^{-9}$. Con esta información, deben determinar cuál de las dos soluciones es la más adecuada para mitigar el problema en las tuberías de Bahía Azul.

1. **Explica por qué la presencia de iones Ca^{2+} y SO_4^{2-} en el agua favorece la formación de depósitos en las tuberías.**
2. **Justifica, utilizando el principio de Le Châtelier, el efecto que tendría la adición de Na_2CO_3 en la solubilidad del CaSO_4 .**
3. **Analiza si la adición de Na_2SO_4 es una estrategia efectiva para evitar la precipitación de CaSO_4 .**
4. **Considerando los valores de K_{ps} , ¿cuál de las dos estrategias es más efectiva para reducir los depósitos en las tuberías? Explica tu respuesta basándote en la solubilidad de los compuestos involucrados.**
5. **Menciona otras posibles estrategias para reducir la acumulación de CaSO_4 en las tuberías.**

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación



Autor: Ángel Bueno Cabrera

Ejercicio: Solubilidad y precipitación en aguas subterráneas

En la ciudad de **Aguas Claras**, las autoridades han detectado que el suministro de agua contiene una alta concentración de iones calcio (Ca^{2+}) y fosfato (PO_4^{3-}), lo que ha generado problemas de formación de depósitos sólidos en las tuberías y en los electrodomésticos. Se ha identificado que la sal responsable de estos depósitos es el **fosfato de calcio** ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), una sal de baja solubilidad cuya precipitación ocurre cuando su producto iónico excede su **producto de solubilidad** ($K_{ps} = 2,0 \times 10^{-29}$ a 25°C).

Para solucionar el problema, se han planteado las siguientes estrategias:

1. Añadir cloruro de sodio (NaCl) al agua para disminuir la solubilidad del fosfato de calcio por efecto iónico.
2. Añadir ácido clorhídrico (HCl) para aumentar la solubilidad del fosfato de calcio mediante la acidificación del medio.

El agua analizada tiene una concentración inicial de $[\text{Ca}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{PO}_4^{3-}] = 5,0 \times 10^{-6} \text{ M}$.

1. Explica por qué la presencia de iones Ca^{2+} y PO_4^{3-} en el agua favorece la formación de depósitos de fosfato de calcio en las tuberías.
2. Justifica, aplicando el principio de Le Châtelier, cómo afectaría la adición de NaCl a la solubilidad del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
3. Explica el efecto que tendría la adición de HCl sobre la solubilidad del fosfato de calcio.
4. Determina si el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ precipitará en el agua subterránea de Aguas Claras, calculando el producto iónico del sistema y comparándolo con el K_{ps} .
5. Si se desea evitar la precipitación del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ¿cuál de las dos estrategias es más efectiva? Justifica tu respuesta.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación



Autor: Ángel Bueno Cabrera

Ejercicio: Precipitación selectiva de metales en un proceso de purificación

En una industria de tratamiento de aguas residuales, se detectó la presencia de iones plomo (Pb^{2+}) y plata (Ag^+), los cuales deben ser eliminados del agua antes de su vertido al medioambiente. Se propone precipitar estos iones como sus respectivos cloruros, PbCl_2 y AgCl , mediante la adición de NaCl a la disolución.

Los productos de solubilidad de estas sales son:

- AgCl : $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$
- PbCl_2 : $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-5}$

La concentración inicial en el agua contaminada es:

- $[\text{Pb}^{2+}] = 0,050 \text{ M}$
- $[\text{Ag}^+] = 0,020 \text{ M}$

Se plantea la siguiente estrategia:

1. Añadir NaCl progresivamente hasta alcanzar la concentración necesaria para precipitar el AgCl .
2. Seguir añadiendo NaCl hasta observar si también precipita el PbCl_2 .
3. Ajustar el pH con HCl para disolver uno de los precipitados y recuperar uno de los metales en solución.

1. Justifica por qué la adición de NaCl permite la separación de Ag^+ y Pb^{2+} en solución.
2. Calcula la concentración mínima de Cl^- necesaria para que comience la precipitación de AgCl .
3. Calcula la concentración mínima de Cl^- necesaria para que comience la precipitación de PbCl_2 .
4. Explica si es posible precipitar completamente AgCl sin que se forme PbCl_2 .
5. Si se ajusta el pH con HCl , ¿qué precipitado se disolverá primero? Justifica la respuesta.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación



Autor: Ángel Bueno Cabrera

Ejercicio: Recuperación y purificación de metales en minería mediante ajuste de pH, reacciones ácido-base y reducción electroquímica

La minería es una de las principales fuentes de metales esenciales para la industria, pero también genera grandes cantidades de residuos líquidos con metales disueltos que deben ser tratados adecuadamente. En este caso, una empresa minera ha obtenido una disolución acuosa que contiene una mezcla de iones cobre (II) (Cu^{2+}), hierro (III) (Fe^{3+}), plata (I) (Ag^+) y plomo (II) (Pb^{2+}), todos ellos en forma de nitratos solubles.

El objetivo es diseñar un proceso de separación y purificación de estos metales para su posterior recuperación. Para ello, se seguirán las siguientes etapas clave:

1. Precipitación selectiva del cloruro de plata mediante la adición de NaCl, sin afectar a los otros iones metálicos.
2. Ajuste del pH con NaOH para precipitar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sin afectar a $\text{Cu}(\text{OH})_2$ y $\text{Pb}(\text{OH})_2$.
3. Aumento del pH para precipitar $\text{Cu}(\text{OH})_2$ y $\text{Pb}(\text{OH})_2$.
4. Reducción de Cu^{2+} y Ag^+ mediante un agente reductor para obtener los metales en estado sólido.
5. Recuperación del plomo metálico mediante electrólisis.

Se dispone de los siguientes datos de equilibrio y electroquímica:

- Productos de solubilidad (K_{ps}):
 - AgCl : $K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$
 - PbCl_2 : $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-5}$
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$: $K_{ps} = 2,2 \times 10^{-20}$
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$: $K_{ps} = 6,3 \times 10^{-38}$
 - $\text{Pb}(\text{OH})_2$: $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-15}$
- Constantes de equilibrio ácido-base:
 - $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$
- Potenciales estándar de reducción:
 - $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ($E^\circ = +0,77 \text{ V}$)
 - $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$ ($E^\circ = +0,34 \text{ V}$)
 - $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$ ($E^\circ = +0,80 \text{ V}$)
 - $\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(s)$ ($E^\circ = -0,13 \text{ V}$)

Selectividad. Alto Rendimiento Química. Equilibrio de precipitación

Las concentraciones iniciales de los iones metálicos en la disolución son:

- $[\text{Fe}^{3+}] = 0,020 \text{ M}$
 - $[\text{Cu}^{2+}] = 0,040 \text{ M}$
 - $[\text{Ag}^+] = 0,010 \text{ M}$
 - $[\text{Pb}^{2+}] = 0,025 \text{ M}$
-

Preguntas

1. Calcula la concentración mínima de Cl^- necesaria para precipitar AgCl sin afectar a Pb^{2+} .
2. Determina el pH mínimo para precipitar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ sin afectar a $\text{Cu}(\text{OH})_2$ y $\text{Pb}(\text{OH})_2$.
3. Calcula el pH mínimo para precipitar $\text{Cu}(\text{OH})_2$ y $\text{Pb}(\text{OH})_2$ y determina cuál precipita primero.
4. ¿Es posible precipitar selectivamente AgCl antes que PbCl_2 ? Justifica con cálculos.
5. Si se añade NaOH en exceso, ¿qué hidróxido se redispersará y por qué?
6. Calcula el número de moles de electrones necesarios para reducir completamente 0,040 moles de Cu^{2+} a Cu metálico.
7. Determina si el Zn puede reducir selectivamente Cu^{2+} sin reducir Ag^+ y justifica con cálculos de potencial electroquímico.
8. Calcula el potencial estándar de la reacción global cuando se reduce Ag^+ con Cu metálico y determina si la reacción es espontánea.
9. Si se quiere redispersar el $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en solución, ¿qué ácido sería más adecuado y por qué?
10. ¿Se puede recuperar Pb metálico mediante electrólisis? Calcula el potencial necesario para su reducción.

Selectividad. Alto Rendimiento
Química. Equilibrio de precipitación



Autor: Ángel Bueno Cabrera