

Hoja de resultados. Problema 4. (20 puntos)

El análisis de un agua mineral expresado en mg/L es el siguiente:

HCO₃⁻	SO₄²⁻	Cl⁻	Ca²⁺	Mg²⁺	Na⁺
101,900	42,3	6,9	33,5	6,6	12,2

a) Comprueba que existe el mismo número de cargas positivas y negativas. (2 puntos)

	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺
mg/L	101,9	42,30	6,90	33,50	6,60	12,20
mol/L	1,670·10 ⁻³	4,4035·10 ⁻⁴	1,946·10 ⁻⁴	8,358·10 ⁻⁴	2,715·10 ⁻⁴	5,307·10 ⁻⁴
mol cargas/L	1,670·10 ⁻³	8,807·10 ⁻⁴	1,946·10 ⁻⁴	1,672·10 ⁻³	5,430·10 ⁻⁴	5,307·10 ⁻⁴

Σ mol/L cargas eléctricas negativas: 2,745·10⁻³
 Σ mol/L cargas eléctricas positivas: 2,745·10⁻³

b) Cálculo del residuo seco. (2 puntos)

Residuo seco:

$$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{s}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$

masas moleculares: 162,11 100,09 44,009 18,015

Por cada mol de Ca(HCO₃)₂ (s) que se descompone se pierden:
 62,024 g (44,009 + 18,015)

$$1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCO}_3^- \times \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{HCO}_3)_2}{2 \text{ mol HCO}_3^-} = 8,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca}(\text{HCO}_3)_2$$

por lo tanto las pérdidas son:

$$8,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 62,024 \text{ g/mol} = 0,05179 \text{ g} = 51,79 \text{ mg de pérdidas.}$$

Peso de sales disueltas: 101,90 + 42,30 + 6,90 + 33,50 + 6,60 + 12,20 = 203,4 mg

Residuo seco: 203,4 – 51,79 = 151,61 mg /L

Residuo seco: 151,61 mg /L

c) Se añaden 10,00 mL de disolución 0,0100 M de AgNO₃ sobre 1 L de agua mineral.

Al añadir 10 mL de disolución de nitrato de plata sobre 1000 mL de agua se produce una dilución por lo que hay que recalcular las concentraciones.

$$[\text{Ag}^+] = \frac{10 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01}{1010 \cdot 10^{-3}} = 9,901 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{1 \cdot 1,946 \cdot 10^{-4}}{1010 \cdot 10^{-3}} = 1,927 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1 \cdot 4,4035 \cdot 10^{-4}}{1010 \cdot 10^{-3}} = 4,3599 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Hoja de resultados. Problema 4.

c1) ¿Se producirá precipitado de AgCl? (2 puntos)

$PI = [Ag^+] [Cl^-] = 9,9 \cdot 10^{-5} \times 1,927 \cdot 10^{-4} = 1,91 \cdot 10^{-8} > K_{ps}$; Si precipita AgCl

Si precipita:

 No precipita:

c2) ¿Se producirá precipitado de Ag₂SO₄? (2 puntos)

$PI = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = (9,9 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 4,3599 \cdot 10^{-4} = 4,27 \cdot 10^{-12} < K_{ps}$
 no precipitará Ag₂(SO₄)

Si precipita:

 No precipita:

c3) Calcula, si procede, en cada caso, la masa de sal que precipita. (2 puntos)

Como el PI es superior al Kps se producirá una precipitación de x mol/L de Cl⁻ y de x mol/L de Ag⁺, hasta que el producto de concentraciones iguale al Kps:

$(9,901 \cdot 10^{-5} - x)(1,927 \cdot 10^{-4} - x) = 1,78 \cdot 10^{-10} \quad x = 9,715 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

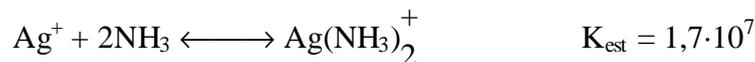
las concentraciones finales serán:

$[Ag^+]_{final} = 9,901 \cdot 10^{-5} - 9,715 \cdot 10^{-5} = 1,86 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$
 $[Cl^-]_{final} = 1,927 \cdot 10^{-4} - 9,715 \cdot 10^{-5} = 9,555 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
 $9,715 \cdot 10^{-5} \text{ (mol/L)} \cdot 1,01 \text{ (L)} \cdot 143,32 \text{ (g/mol)} = 0,0141 \text{ g AgCl precipitados}$

Hoja de resultados. Problema 4.

c4) Calcula la masa de sal que quedará precipitada después de añadir 2,00 g de amoníaco sin que varíe el volumen. (2 puntos)

Al añadir amoníaco:



Si suponemos que toda la plata precipitada en forma de AgCl se disuelve por formación del complejo anterior:

$$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = 9,901 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

La concentración de amoníaco será:

$$[\text{NH}_3]_0 = 2,000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} \times \frac{1}{1,01 \text{ L}} = 0,1165 \text{ M}$$

parte de este amoníaco se encontrará en forma de complejo por lo que la concentración de amoníaco libre en disolución será:

$$[\text{NH}_3]_{\text{disolución}} = 0,1165 - 2 \cdot 9,901 \cdot 10^{-5} = 0,1163 \text{ M}$$

$$\text{la concentración de plata en disolución } 1,7 \cdot 10^7 = \frac{9,901 \cdot 10^{-5}}{[\text{Ag}^+][0,1163]^2}$$

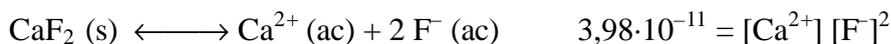
$$[\text{Ag}^+]_{\text{disolución}} = 4,31 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

por lo que el producto iónico será:

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 4,31 \cdot 10^{-10} \cdot 1,927 \cdot 10^{-4} = 8,31 \cdot 10^{-14} < K_{\text{ps}} \text{ por lo tanto no precipita el AgCl o lo que es lo mismo se disuelve todo el AgCl precipitado.}$$

d) Calcula la masa de CaF₂ que puede disolverse en 2 L de este agua mineral (2 puntos)

Hay que calcular la solubilidad del CaF₂ en presencia de un ión común:



$$\text{solubilidad} \quad s \text{ mol/L} \quad s \text{ mol/L} \quad 2s \text{ mol/L}$$

$$\text{Concentración Ca}^{2+} \text{ en el agua: } 8,358 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$3,98 \cdot 10^{-11} = (s + 8,358 \cdot 10^{-4}) (2s)^2$$

$$\text{si despreciamos } s \text{ frente a } 8,358 \cdot 10^{-4} \text{ queda que } s = 1,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{Si resolvemos la ecuación por tanteo queda } s = 1,03 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

por lo tanto:

$$1,03 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L CaF}_2 \cdot 2 \text{ L} \cdot 78,076 \text{ g/mol} = 0,0161 \text{ g CaF}_2$$

e) **Calcula la masa de NaF que hay que añadir sobre 2 L de agua mineral para iniciar la precipitación de CaF₂ (2 puntos)**

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 > 3,98 \cdot 10^{-11}; \quad [\text{F}^-] > 2,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

por lo tanto: $2,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L NaF} \cdot 2 \text{ L} \cdot 41,988 \text{ g/mol} = 0,0183 \text{ g NaF}$

f) **Calcula la masa de NaF necesarios para precipitar el 99,99% del Ca²⁺ presente en 2 L de agua. (2 puntos)**

Calculemos en primer lugar el NaF que hay que añadir para proporcionar el F que acompaña, en forma de CaF₂, al Ca²⁺ precipitado.

$$\frac{99,99}{100} \cdot \frac{8,358 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca}^{2+} \text{ pp}}{\text{L}} \cdot \frac{2 \text{ mol F}^-}{\text{mol Ca}^{2+}} \cdot 2 \text{ L} \cdot \frac{41,988 \text{ g NaF}}{\text{mol NaF}} = 0,1404 \text{ g NaF}$$

En disolución quedará el 0,01% del Ca²⁺ inicial:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,01}{100} \cdot 8,358 \cdot 10^{-4} = 8,358 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Por lo que la concentración del anión F⁻ presente en disolución será, de acuerdo con el K_{ps}: $8,358 \cdot 10^{-8} [\text{F}^-]^2 = 3,98 \cdot 10^{-11}$; $[\text{F}^-] = 2,18 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Por lo que el NaF que hay que añadir para proporcionar esta concentración será:

$$2,18 \cdot 10^{-2} (\text{mol/L}) \cdot 2(\text{L}) \cdot 41,988(\text{g/mol}) = 1,8325 \text{ g NaF}$$

Y el NaF total será:

$$1,8325 + 0,1404 = 1,9729 \text{ g NaF totales para la precipitación}$$

Hoja de resultados. Problema 4.

- g) Se desea separar el catión calcio del catión magnesio precipitando el CaF_2 sin que precipite el MgF_2 , por adición de F^- . ¿Qué porcentaje de Ca^{2+} quedará en la disolución?. (2 puntos)

Para que precipite el Ca^{2+} : $[\text{F}^-] > \sqrt{\frac{3,98 \cdot 10^{-11}}{8,358 \cdot 10^{-4}}} = 2,18 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Para que no precipite el Mg^{2+} : $[\text{F}^-] < \sqrt{\frac{6,31 \cdot 10^{-9}}{2,715 \cdot 10^{-4}}} = 4,82 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

por lo tanto $2,18 \cdot 10^{-4} < [\text{F}^-] < 4,82 \cdot 10^{-3}$

La concentración de Ca^{2+} que quedará en disolución antes de que precipite MgF_2 será:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{3,98 \cdot 10^{-11}}{(4,82 \cdot 10^{-3})^2} = 1,71 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Las pérdidas de Ca^{2+} expresadas en %: $\frac{1,71 \cdot 10^{-6}}{8,358 \cdot 10^{-4}} \cdot 100 = 0,205\%$