

Solubilidad

◊ PROBLEMAS

● Solubilidad

- El cloruro de plata es una sal poco soluble y su constante de producto de solubilidad vale $1,8 \cdot 10^{-10}$.
 - Escribe la ecuación química del equilibrio de solubilidad de esta sal y deduce la expresión para la constante del producto de solubilidad.
 - Determina la máxima cantidad de esta sal, expresada en gramos, que puede disolverse por decímetro cúbico de disolución.

(P.A.U. jun. 07)

Rta.: b) $m = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D.}$

Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Masa molar del cloruro de plata

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Máxima masa de AgCl que puede disolverse en cada dm^3 de disolución. s'

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm^3)

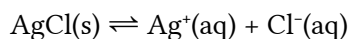
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

- El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2$$

- Se calcula la solubilidad s , que es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal que puede disolverse en 1 dm^3 de disolución:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl / dm}^3 \text{ D}$$

Como el dato de solubilidad está en g/dm^3 , se puede calcular la solubilidad en g/dm^3 :

$$s' = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl / dm}^3 \text{ D} \frac{143 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D}$$

- El producto de solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$, medido a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, vale $4 \cdot 10^{-14}$. Calcula:
 - La solubilidad en agua expresada en g/dm^3
 - El pH de la disolución saturada.

(P.A.U. sep. 06)

Rta.: a) $s' = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3$; b) $\text{pH} = 9,6$.

DatosProducto de solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$

Masa molar del hidróxido de manganeso(II)

Cifras significativas: 2

$$K_s = 4,0 \cdot 10^{-14}$$

$$M(\text{Mn}(\text{OH})_2) = 89 \text{ g/mol}$$

IncógnitasSolubilidad (g/dm^3) del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ s'

pH de la disolución saturada

pH

Otros símbolosConcentración (mol/dm^3) de $\text{Mn}(\text{OH})_2$ s **Ecuaciones**Concentración molar (mol/dm^3)

$$s = n / V = s' / M$$

pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

pOH

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Producto iónico del agua

$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

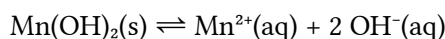
$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$

$$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		$\text{Mn}(\text{OH})_2$	\rightleftharpoons	Mn^{2+}	2OH^-	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4,0 \cdot 10^{-14}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4,0 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol Mn}(\text{OH})_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 89 \text{ g/mol} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g Mn}(\text{OH})_2 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

b) Se calculan el pOH y el pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]_e = -\log(2s) = -\log(2 \cdot 2,2 \cdot 10^{-5}) = 4,4$$

$$\text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 4,4 = 9,6$$

*Análisis: El pH es básico.***● Efecto del ion común**1. A 25 °C la solubilidad del PbI_2 en agua pura es 0,7 g/L. Calcula:

a) El producto de solubilidad.

b) La solubilidad del PbI_2 a esa temperatura en una disolución de KI de concentración 0,1 mol/dm³.*(P.A.U. sep. 16)***Rta.:** a) $K_s = 1,40 \cdot 10^{-8}$; b) $s_2' = 0,646 \text{ mg/dm}^3$.

Datos

Solubilidad del PbI₂

Concentración de la disolución del KI

Masa molar del yoduro de plomo(II)

Cifras significativas: 3

$$s' = 0,700 \text{ g/dm}^3$$

$$[\text{KI}] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{PbI}_2) = 461 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Producto de solubilidad del PbI₂

$$K_s$$

Solubilidad del PbI₂ en KI 0,1 mol/dm³

$$s_2$$

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de PbI₂ en agua

$$s$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: B_bA_a(s) ⇌ b B^{β+}(aq) + a A^{α-}(aq)

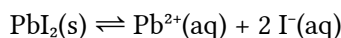
$$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) Se calcula la solubilidad del yoduro de plomo(II):

$$[\text{PbI}_2] = s = \frac{0,700 \text{ g/dm}^3}{461 \text{ g/mol}} = 0,00152 \text{ mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es:



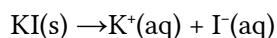
Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbI ₂	⇌	Pb ²⁺	2 I ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	2 s	mol/dm ³

Se calcula la constante de equilibrio K_s:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{I}^{-}]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 4 \cdot (0,00152)^3 = 1,40 \cdot 10^{-8}$$

b) El yoduro de potasio está totalmente disociado.



La concentración de ion yoduro es:

$$[\text{I}^{-}] = [\text{KI}] = 0,100 \text{ mol I}^{-}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se llama s₂ a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbI ₂	⇌	Pb ²⁺	2 I ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	0,100	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s ₂	→	s ₂	2 s ₂	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s ₂	0,100 + 2 s ₂	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{I}^{-}]_e^2 = s_2 \cdot (0,100 + 2 s_2)^2 = 1,40 \cdot 10^{-8}$$

En primera aproximación, se puede considerar despreciable 2 s₂ frente a 0,100, (2 s₂ << 0,10). Entonces:

$$s_2 \cdot 0,100^2 \approx 1,40 \cdot 10^{-8}$$

$$s_2 \approx \frac{1,40 \cdot 10^{-8}}{0,100^2} = 1,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Se comprueba que es despreciable.

Como el dato de solubilidad está en g/dm³, se puede calcular la solubilidad en g/dm³:

$$s_2' = 1,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 461 \text{ g/mol} = 6,46 \cdot 10^{-4} \text{ g/dm}^3 = 0,646 \text{ g/dm}^3$$

Análisis: La solubilidad del yoduro de plomo(II) en la disolución de yoduro de potasio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común yoduro.

2. El producto de solubilidad a 25 °C del MgF₂ es de 8,0·10⁻⁸.
- ¿Cuántos gramos de MgF₂ se pueden disolver en 250 cm³ de agua?
 - ¿Cuántos gramos de MgF₂ se disolverán en 250 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de una sal totalmente disociada como el Mg(NO₃)₂?

(P.A.U. sep. 15)

Rta.: a) $m_a = 0,0423 \text{ g}$; b) $m_b = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g}$.

Datos

Producto de solubilidad del MgF₂

Volumen de agua

Concentración de la disolución del Mg(NO₃)₂

Volumen de la disolución del Mg(NO₃)₂

Masa molar del fluoruro de magnesio

Cifras significativas: 3

$$K_s = 8,00 \cdot 10^{-8}$$

$$V_a = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_b = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{MgF}_2) = 62,3 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de MgF₂ disuelta en 250 cm³ de agua

m_a

Masa de MgF₂ disuelta en 250 cm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³

m_b

Otros símbolos

Solubilidad (mol/dm³) del MgF₂ en agua

s_a

Solubilidad (mol/dm³) del MgF₂ en Mg(NO₃)₂ 0,1 mol/dm³

s_b

Solubilidad (g/dm³) del MgF₂ en Mg(NO₃)₂ 0,1 mol/dm³

s'_b

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

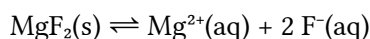
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		MgF ₂	⇌	Mg ²⁺	2 F ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	$2s$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]_e \cdot [\text{F}^-]_e^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 8,00 \cdot 10^{-8}$$

Se calcula la solubilidad del fluoruro de magnesio en agua:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,00 \cdot 10^{-8}}{4}} = 0,00271 \text{ mol MgF}_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

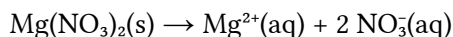
La cantidad del fluoruro de magnesio que se puede disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de agua es:

$$n(\text{MgF}_2) = 0,250 \text{ dm}^3 \cdot 0,00271 \text{ mol MgF}_2/\text{dm}^3 = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol MgF}_2$$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de agua es:

$$m_a = 6,79 \cdot 10^{-4} \text{ mol MgF}_2 \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,0423 \text{ g MgF}_2$$

b) El nitrato de magnesio está totalmente disociado.



La concentración de ion magnesio es:

$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 0,100 \text{ mol Mg}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se llama s_2 a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		MgF ₂	⇌	Mg ²⁺	2 F ⁻	
Concentración inicial	[X] _o			0,100	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			0,100 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}]_e \cdot [\text{F}^-]_e^2 = (0,100 + s_2) (2s_2)^2 = 8,00 \cdot 10^{-8}$$

En primera aproximación, se puede considerar despreciable s_2 frente a 0,100, ($s_b \ll 0,100$). Entonces:

$$0,100 \cdot (2s_b)^2 \approx 8,00 \cdot 10^{-8}$$

$$s_b = \sqrt{\frac{8,00 \cdot 10^{-8}}{0,100 \cdot 4}} = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Se comprueba que es despreciable.

Análisis: La solubilidad del fluoruro de magnesio en la disolución de nitrato de magnesio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común magnesio.

La solubilidad en gramos por decímetro cúbico sería:

$$s'_b = 4,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 62,3 \text{ g/mol} = 0,0278 \text{ g/dm}^3$$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de disolución de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ es:

$$m_b = 0,250 \text{ dm}^3 \cdot 0,0278 \text{ g MgF}_2/\text{dm}^3 = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ g MgF}_2$$

3. La solubilidad del BaF_2 en agua es de $1,30 \text{ g/dm}^3$. Calcula:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 mol/dm^3 de BaCl_2 , considerando que esta sal está totalmente disociada.

(P.A.U. jun. 15)

Rta.: a) $K_s = 1,63 \cdot 10^{-6}$; b) $s_2 = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Solubilidad del BaF_2

Cifras significativas: 3

$s' = 1,30 \text{ g/dm}^3$

Datos

Concentración de la disolución del BaCl₂

Cifras significativas: 3

[BaCl₂] = 1,00 mol/dm³

Masa molar del fluoruro de bario

M(BaF₂) = 175 g/mol

Incógnitas

Producto de solubilidad del BaF₂

K_s

Solubilidad del BaF₂ en BaCl₂ 1 mol/dm³

s₂

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaF₂ en agua

s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm³)

$s = n / V = s' / M$

Producto de solubilidad del equilibrio: B_bA_a(s) ⇌ b B^{β+}(aq) + a A^{α-}(aq)

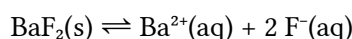
$K_s = [A^{α-}]^a \cdot [B^{β+}]^b$

Solución:

a) Se calcula la solubilidad del fluoruro de bario:

$$[\text{BaF}_2] = s = \frac{1,3 \text{ g/dm}^3}{175 \text{ g/mol}} = 0,00741 \text{ mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		BaF ₂	⇌	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	2 s	mol/dm ³

		BaF ₂	⇌	Ba ²⁺	2 F ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			1,00	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s ₂	→	s ₂	2 s ₂	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			1,00 + s ₂	2 s ₂	mol/dm ³

Análisis: La solubilidad del fluoruro de bario en la disolución de cloruro de bario es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común bario.

4. El producto de solubilidad del PbBr₂ es 8,9·10⁻⁶. Determina la solubilidad molar:

a) En agua pura.

b) En una disolución de Pb(NO₃)₂ de concentración 0,20 mol/dm³ considerando que esta sal está totalmente disociada.

(P.A.U. sep. 14)

Rta.: a) s_a = 0,013 mol/dm³; b) s_b = 3,3·10⁻³ mol/dm³.

Datos

Producto de solubilidad del PbBr₂

Cifras significativas: 2

K_s = 8,9·10⁻⁶

Datos

Concentración de la disolución del Pb(NO₃)₂

Cifras significativas: 2

[Pb(NO₃)₂] = 0,20 mol/dm³

Incógnitas

Solubilidad (mol/dm³) del PbBr₂ en agua

s_a

Solubilidad (mol/dm³) del PbBr₂ en Pb(NO₃)₂ 0,2 mol/dm³

s_b

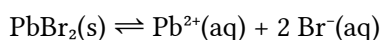
Ecuaciones

Producto de solubilidad del equilibrio: B_bA_a(s) ⇌ b B^{β+}(aq) + a A^{α-}(aq)

K_s = [A^{α-}]^a · [B^{β+}]^b

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbBr ₂	⇌	Pb ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	2 s	mol/dm ³

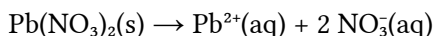
La constante de equilibrio K_s es:

K_s = [Pb²⁺]_e · [Br⁻]_e² = s (2 s)² = 4 s³ = 8,9 · 10⁻⁶

Se calcula la solubilidad del bromuro de plomo(II) en agua:

s_a = $\sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8,9 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,013 \text{ mol PbBr}_2/\text{dm}^3 \text{ D}$

b) El nitrato de plomo(II) estará totalmente disociado.



La concentración de ion plomo(II) es:

[Pb²⁺] = [Pb(NO₃)₂] = 0,20 mol Pb²⁺/dm³ D

Se llama s₂ a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbBr ₂	⇌	Pb ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0,20	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			0,20 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

s_b = $\sqrt{\frac{8,9 \cdot 10^{-6}}{0,20 \cdot 4}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

Como el error es inferior al 5 %, se considera que el resultado es aceptable.

$\frac{3,3 \cdot 10^{-3}}{0,20} = 0,017 = 1,7\% < 5\%$

Análisis: La solubilidad del bromuro de plomo(II) en la disolución de nitrato de plomo(II) es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común plomo(II).

5. El producto de solubilidad, a 25 °C, del PbI₂ es 9,6 · 10⁻⁹.

- a) Calcula la solubilidad de la sal.
- b) Calcula la solubilidad del PbI_2 en una disolución de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ de CaI_2 , considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

(P.A.U. jun. 13)

Rta.: a) $s = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $s_2 \approx 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Producto de solubilidad del PbI_2

Cifras significativas: 2

$$K_s = 9,6 \cdot 10^{-9}$$

Temperatura

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

Concentración de la disolución del CaI_2

$$[CaI_2] = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Solubilidad del PbI_2 en agua

s

Solubilidad del PbI_2 en CaI_2 $0,01 \text{ mol/dm}^3$

s_2

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

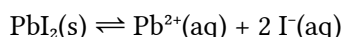
$$n = m / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	$2 I^{-}$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

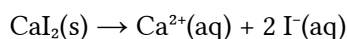
La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [I^{-}]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 9,6 \cdot 10^{-9}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{9,6 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } PbI_2 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

b) Se supone que la concentración de yoduro de calcio tiene dos cifras significativas. El yoduro de calcio está totalmente disociado.



La concentración de ion yoduro es:

$$[I^{-}] = 2 [CaI_2] = 0,020 \text{ mol } Ca^{2+} / \text{dm}^3 \text{ D}$$

Se llama s_2 a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	$2 I^{-}$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,020	mol/dm^3
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm^3
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$0,020 + 2 s_2$	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [I^{-}]_e^2 = s_2 \cdot (0,020 + 2 s_2)^2 = 9,6 \cdot 10^{-9}$$

En primera aproximación, se puede considerar despreciable $2 s_2$ frente a 0,020, ($2 s_2 \ll 0,020$). Entonces:

$$s_2 \cdot 0,0202 \approx 9,6 \cdot 10^{-9}$$

$$s_2 \approx \frac{9,6 \cdot 10^{-9}}{0,020^2} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Como el error es inferior al 5 %, se considera que el resultado es aceptable.

$$\frac{2 \cdot 2,4 \cdot 10^{-5}}{0,020} = 0,0024 = 0,24 \% < 5 \%$$

(La solución de la ecuación de tercer grado da: $s_2 = 2,39 \cdot 10^{-5}$)

Análisis: La solubilidad del yoduro de plomo(II) en la disolución de yoduro de calcio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común yoduro.

6. Calcula, a 25 °C:

- a) La solubilidad en mg/dm³ del AgCl en agua.
- b) La solubilidad en mg/dm³ del AgCl en una disolución acuosa que tiene una concentración de ion cloruro de 0,10 mol/dm³.

Dato: El producto de solubilidad del AgCl a 25 °C es $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$.

(P.A.U. sep. 07)

Rta.: a) $s' = 1,9 \text{ mg/dm}^3$; b) $s_2' = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mg/dm}^3$.

Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Temperatura

Concentración de la disolución del Cl⁻

Masa molar del cloruro de plata

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Solubilidad (mg/dm³) del AgCl en agua

s'

Solubilidad (mg/dm³) del AgCl en Cl⁻ 0,10 mol/dm³

s_2'

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de AgCl en agua y en Cl⁻ 0,10 mol/dm³

s, s_2

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

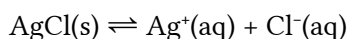
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl/dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 143 \text{ g/mol} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D} = 1,9 \text{ mg/dm}^3 \text{ D}$$

b) Se llama s_2 a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	0,10	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s_2	0,10 + s_2	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s_2 \cdot (0,10 + s_2) = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

En primera aproximación, se puede considerar s_2 despreciable frente a 0,1, ($s_2 \ll 0,1$). Entonces:

$$0,10 s_2 \approx 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$s_2 \approx 1,7 \cdot 10^{-10} / 0,10 = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

Este valor es despreciable frente a 0,10.

$$s_2' = 1,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3 \cdot 143 \text{ g/mol} = 2,4 \cdot 10^{-7} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mg/dm}^3 \text{ D}$$

Análisis: La solubilidad del cloruro de plata en la disolución que contiene iones cloruro es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común cloruro.

● Precipitación

1. Se dispone de una disolución que contiene una concentración de Cd²⁺ de 1,1 mg/dm³. Se quiere eliminar parte del Cd²⁺ precipitándolo con un hidróxido, en forma de Cd(OH)₂. Calcula:

- El pH necesario para iniciar la precipitación.
- La concentración de Cd²⁺, en mg/dm³, cuando el pH es igual a 12.

Dato: $K_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$.

(P.A.U. jun. 16)

Rta.: a) pH = 9,5; b) $[\text{Cd}^{2+}]_b = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$.

Datos

Producto de solubilidad del Cd(OH)₂

Concentración de ion cadmio

Masa atómica: Cd

pH para calcular la $[\text{Cd}^{2+}]$ en el apartado b

Incógnitas

pH necesario para iniciar la precipitación

Concentración de ion cadmio a pH = 12

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)

pH

pOH

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,2 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{Cd}^{2+}] = 1,1 \text{ mg/dm}^3$$

$$M(\text{Cd}) = 112 \text{ g/mol}$$

$$\text{pH}_b = 12$$

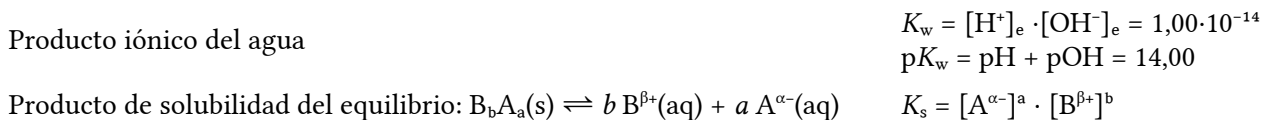
pH

$$[\text{Cd}^{2+}]_b$$

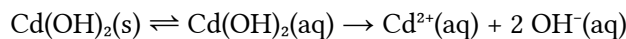
$$s = n / V = s' / M$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Ecuaciones**Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad del $Cd(OH)_2$ es:



La constante de equilibrio K_s de solubilidad en función de las concentraciones es:

$$K_s = [Cd^{2+}]_e \cdot [OH^-]_e^2$$

El $Cd(OH)_2$ precipitará cuando el producto de las concentraciones sea mayor o igual a su producto de solubilidad.

$$Q = [Cd^{2+}] \cdot [OH^-]^2 > K_s$$

Se calcula la concentración de ion cadmio:

$$[Cd^{2+}] = \frac{1,1 \text{ mg}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}^{2+}}{112 \text{ g Cd}^{2+}} = 9,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Suponiendo que esta concentración no varía al añadirle una disolución que contenga iones hidróxido, la concentración de iones hidróxido necesaria para que comience a precipitar hidróxido de cadmio es:

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_s}{[Cd^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,20 \cdot 10^{-14}}{9,8 \cdot 10^{-6}}} = 3,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Se calculan el pOH y el pH:

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(3,5 \cdot 10^{-5}) = 4,5$$

$$pH = 14,0 - pOH = 14,0 - 4,5 = 9,5$$

b) Cuando el pH = 12, el pOH = 14 - 12 = 2, y la concentración de iones hidróxido vale:

$$[OH^-]_b = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

La concentración de iones cadmio se calcula a partir del producto de solubilidad:

$$[Cd^{2+}]_b = \frac{K_s}{[OH^-]_b^2} = \frac{1,20 \cdot 10^{-14}}{0,010^2} = 1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

$$[Cd^{2+}]_b = \frac{1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{112 \text{ g Cd}^{2+}}{1 \text{ mol Cd}^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$$

2. a) Sabiendo que a 25 °C la $K_s(BaSO_4)$ es $1,1 \cdot 10^{-10}$, determina la solubilidad de la sal en g/dm³.

b) Si 250 cm³ de una disolución de BaCl₂ de concentración 0,0040 mol/dm³ se añaden a 500 cm³ de disolución de K₂SO₄ de concentración 0,0080 mol/dm³ y suponiendo que los volúmenes son aditivos, indica si se formará precipitado o no.

(P.A.U. jun. 14)

Rta.: a) $s' = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3$; b) Sí. $1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 5,3 \cdot 10^{-3} > K_s$.

Datos

Producto de solubilidad del BaSO₄

Volumen disolución de BaCl₂

Volumen disolución K₂SO₄

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

$$V_1 = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 500 \text{ cm}^3 = 0,50 \text{ dm}^3$$

Datos

Concentración de la disolución del BaCl₂

Concentración del K₂SO₄

Masa molar del sulfato de bario

Cifras significativas: 2

$$[\text{BaCl}_2]_0 = 0,0040 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{K}_2\text{SO}_4]_0 = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Solubilidad del sulfato de bario en g/dm³

s'

Si se formará precipitado

Q

Otros símbolos

Solubilidad del sulfato de bario en mol/dm³

s

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)

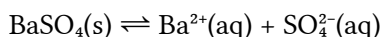
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

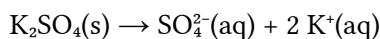
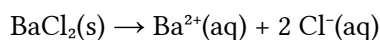
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad del sulfato de bario:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D} \cdot \frac{233 \text{ g BaSO}}{1 \text{ mol BaSO}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3 \text{ D}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = [\text{BaCl}_2]_0 = 0,0040 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{BaSO}_4]_0 = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

Al mezclar ambas disoluciones, se diluyen. Suponiendo volúmenes aditivos, las nuevas concentraciones son:

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n(\text{Ba}^{2+})}{V_T} = \frac{0,25 \text{ dm}^3 \cdot 0,004 \text{ mol Ba}^{2+}/\text{dm}^3}{(0,25+0,50) \text{ dm}^3} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}^{2+}/\text{dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_T} = \frac{0,50 \text{ dm}^3 \cdot 0,008 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3}{(0,25+0,50) \text{ dm}^3} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$

$$[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 5,3 \cdot 10^{-3} = 7,1 \cdot 10^{-6} > 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Por tanto, se forma precipitado.

3. El producto de solubilidad del cloruro de plomo(II) es $1,6 \cdot 10^{-5}$ a 298 K.
- Determina la solubilidad del cloruro de plomo(II) expresada en mol/dm³.
 - Se mezclan 200 cm³ de una disolución de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ y 200 cm³ de una disolución de HCl de pH = 3. Suponiendo que los volúmenes son aditivos indica si precipitará cloruro de plomo(II).

(P.A.U. sep. 12)

Rta.: a) $s = 0,016$ mol/dm³; b) No.

Datos

Producto de solubilidad del PbCl₂

Volumen disolución de Pb(NO₃)₂

Concentración de la disolución del Pb(NO₃)₂

Volumen disolución de HCl

pH de la disolución de HCl

Incógnitas

Solubilidad del PbCl₂

Si se formará precipitado

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)

pH

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$V_1 = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

$$[Pb(NO_3)_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2 = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

$$\text{pH} = 3,0$$

s

Q

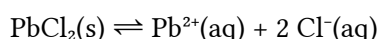
$$s = n / V = s' / M$$

$$\text{pH} = -\log[H^+]$$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbCl ₂	⇌	Pb ²⁺	2 Cl ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	$2 s$	mol/dm ³

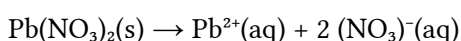
La constante de equilibrio es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Cl^-]_e^2 = s \cdot (2 s)^2 = 4 s^3 = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,016 \text{ mol/dm}^3$$

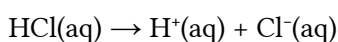
b) El nitrato de plomo(II) disuelto está totalmente disociado.



La concentración inicial del ion Pb²⁺ es:

$$[Pb^{2+}]_0 = [Pb(NO_3)_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

La ionización del HCl disuelto es:



La concentración inicial de iones Cl^- es la misma que la de iones H^+ , que se calcula a partir del pH:

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,0} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{H}^+]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Al mezclar ambas disoluciones, se diluyen. Como los volúmenes se consideran aditivos, el volumen de la mezcla es la suma de los volúmenes de cada disolución y las nuevas concentraciones son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n(\text{Pb}^{2+})}{V_T} = \frac{0,20[\text{dm}^3] \cdot 1,0 \cdot 10^{-3} [\text{mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3]}{0,40[\text{dm}^3]} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Pb}^{2+} / \text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{0,20 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ time } 10^{-3} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3}{0,40 \text{ dm}^3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cl}^- / \text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 > K_s$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot (5,0 \cdot 10^{-4})^2 = 1,3 \cdot 10^{-10} < 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Por tanto, no se forma precipitado.

4. El sulfato de estroncio es una sal muy poco soluble en agua. La cantidad máxima de esta sal que se puede disolver en 250 cm³ de agua a 25 °C es de 26,0 mg.
- Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad de la sal a 25 °C.
 - Indica si se formará un precipitado de sulfato de estroncio al mezclar volúmenes iguales de disoluciones de Na_2SO_4 de concentración 0,02 mol/dm³ y de SrCl_2 de concentración 0,01 mol/dm³, considerando que ambas sales están totalmente disociadas.

Supón los volúmenes aditivos.

(P.A.U. jun. 12)

Rta.: a) $K_s = 3,21 \cdot 10^{-7}$; b) Sí.

Datos

Masa de SrSO_4

Volumen disolución de SrSO_4

Concentración de la disolución del Na_2SO_4

Concentración del SrCl_2

Cifras significativas: 3

$$m = 26,0 \text{ mg} = 0,0260 \text{ g}$$

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,250 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4]_0 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SrCl}_2]_0 = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Constante de solubilidad del sulfato de estroncio

K_s

Si se formará precipitado

Q

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)

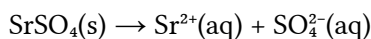
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		SrSO_4	\rightleftharpoons	Sr^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Sr}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2$$

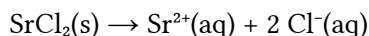
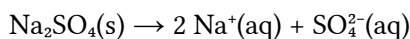
El sulfato de estroncio que se disuelve está totalmente dissociado. La concentración del $\text{SrSO}_4(\text{aq})$ es:

$$s = [\text{SrSO}_4(\text{aq})] = \frac{0,260 \text{ g SrSO}_4}{0,250 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{1 \text{ mol SrSO}_4}{184 \text{ g SrSO}_4} = 5,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \text{ D}$$

Se calcula la constante de equilibrio:

$$K_s = s \cdot s = s^2 = 3,21 \cdot 10^{-7}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente dissociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[\text{Sr}^{2+}]_0 = [\text{SrCl}_2]_0 = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_0 = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$$

Al mezclar ambas disoluciones, se diluyen. Como los volúmenes se consideran aditivos, el volumen de la mezcla es el doble del volumen de cada disolución y las nuevas concentraciones son:

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{n(\text{Sr}^{2+})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,0200 \text{ mol Sr}^{2+}/\text{dm}^3}{2 \cdot V} = 0,0100 \text{ mol Sr}^{2+}/\text{dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,0100 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3}{2 \cdot V} = 0,00500 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$

$$Q = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,0100 \cdot 0,00500 = 5,00 \cdot 10^{-5} > 3,21 \cdot 10^{-7}$$

Por tanto, se forma precipitado.

5. El PbCO_3 es una sal muy poco soluble en el agua con una K_s de $1,5 \cdot 10^{-15}$. Calcula:

a) La solubilidad de la sal.

b) Si se mezclan 150 cm^3 de una disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ con 50 cm^3 de una disolución de Na_2CO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$, razona si precipitará el PbCO_3 en el recipiente donde se hizo la mezcla.

(P.A.U. jun. 11)

Rta.: a) $s = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$; b) Sí.

Datos

Producto de solubilidad del PbCO_3

Volumen de la disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Concentración de la disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Volumen de la disolución de Na_2CO_3

Concentración de la disolución de Na_2CO_3

Incógnitas

Solubilidad

Si se formará precipitado de PbCO_3

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm^3)

Producto de solubilidad del equilibrio: $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,5 \cdot 10^{-15}$$

$$V_1 = 150 \text{ cm}^3 = 0,150 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$V_2 = 50 \text{ cm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

s

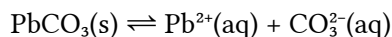
Q

$$s = n / V = s' / M$$

$$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		PbCO_3	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	CO_3^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm^3

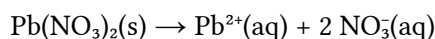
La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_e = s \cdot s = s^2$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,5 \cdot 10^{-15}} = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol PbNO}_3/\text{dm}^3 \text{ D}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]_0 = 0,04 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}]_0 = [\text{Na}_2\text{CO}_3]_0 = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Al mezclar ambas disoluciones, se diluyen. Suponiendo volúmenes aditivos, las nuevas concentraciones son:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{n(\text{Pb}^{2+})}{V_T} = \frac{0,150 \text{ dm}^3 \cdot 0,040 \text{ mol Pb}^{2+}/\text{dm}^3}{(0,150 + 0,050) \text{ dm}^3} = 0,030 \text{ mol Pb}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{n(\text{CO}_3^{2-})}{V_T} = \frac{0,050 \text{ dm}^3 \cdot 0,010 \text{ mol CO}_3^{2-}/\text{dm}^3}{(0,150 + 0,050) \text{ dm}^3} = 0,0025 \text{ mol CO}_3^{2-}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se formará precipitado si $Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] > K_s$

$$[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 0,030 \cdot 0,0025 = 7,5 \cdot 10^{-5} > 1,5 \cdot 10^{-15}$$

Por tanto, se formará precipitado.

6. El producto de solubilidad del yoduro de plata es $8,3 \cdot 10^{-17}$. Calcula:

a) La solubilidad del yoduro de plata expresada en $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$

b) La masa de yoduro de sodio que se debe añadir la 100 cm^3 de disolución de concentración $0,005 \text{ mol/dm}^3$ de nitrato de plata para iniciar la precipitación del yoduro de plata.

(P.A.U. sep. 10)

Rta.: a) $s = 2,1 \cdot 10^{-6} \text{ g/dm}^3$; b) $m = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ g NaI}$.

Datos

Producto de solubilidad del AgI

Volumen disolución de AgNO_3

Concentración de la disolución de AgNO_3

Masas molares: yoduro de plata

yoduro de sodio

Incógnitas

Solubilidad del yoduro de plata

Masa de yoduro de sodio para iniciar la precipitación

Cifras significativas: 2

$$K_s = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

$$V_1 = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$[\text{AgNO}_3] = 0,0050 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{AgI}) = 235 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NaI}) = 150 \text{ g/mol}$$

s

$m(\text{NaI})$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

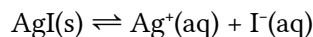
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:

Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		AgI	\rightleftharpoons	Ag ⁺	I ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

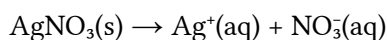
La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ag^+]_e \cdot [I^-]_e = s \cdot s = s^2 = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,3 \cdot 10^{-17}} = 9,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol AgI/dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 9,1 \cdot 10^{-9} \text{ mol AgI/dm}^3 \text{ D} \frac{235 \text{ g AgI}}{1 \text{ mol AgI}} = 2,1 \cdot 10^{-6} \text{ g/dm}^3 \text{ D}$$

b) El AgNO₃ está totalmente disociado en la disolución:

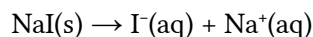
La concentración del ion plata es:

$$[Ag^+] = [AgNO_3] = 0,0050 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

Se formará precipitado cuando $Q = [Ag^+] \cdot [I^-] \geq K_s$

$$[I^-] \geq \frac{K_s}{[Ag^+]} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{5,0 \cdot 10^{-3}} = 1,7 \cdot 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

Cuando se disuelva el yoduro de sodio, se disociará totalmente:



La concentración de yoduro de sodio será:

$$[NaI] = [I^-] = 1,7 \cdot 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

Se calcula la masa de yoduro de sodio necesaria para preparar 100 cm³ de disolución de esa concentración:

$$m(NaI) = 0,100 \text{ dm}^3 \text{ D} \frac{1,7 \cdot 10^{-14} \text{ mol NaI}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \frac{150 \text{ g NaI}}{1 \text{ mol NaI}} = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ g NaI}$$

7. El producto de solubilidad del cloruro de plata vale $1,70 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C. Calcula:

a) La solubilidad del cloruro de plata.

b) Si se formará precipitado cuando se añaden 100 cm³ de una disolución de NaCl de concentración 1,00 mol/dm³ a 1,0 dm³ de una disolución de AgNO₃ de concentración 0,01 mol/dm³.

(P.A.U. sep. 09)

Rta.: a) $s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; b) Sí $[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 8,3 \cdot 10^{-4} > K_s$.

Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Volumen disolución de AgNO₃

Volumen disolución NaCl

Concentración de la disolución del AgNO₃

Concentración del NaCl

Cifras significativas: 2

$$K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$V_1 = 1,0 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 100 \text{ cm}^3 = 0,10 \text{ dm}^3$$

$$[\text{AgNO}_3]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NaCl}]_0 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

Incógnitas

Solubilidad del cloruro de plata

 s

Si se formará precipitado

 Q **Ecuaciones**Concentración molar (mol/dm³)

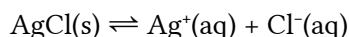
$$s = n / V = s' / M$$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

$$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

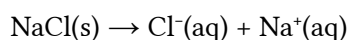
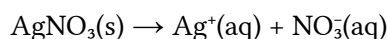
La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl/dm}^3 \text{ D}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[\text{Ag}^+]_0 = [\text{AgNO}_3]_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-]_0 = [\text{NaCl}]_0 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

Al mezclar ambas disoluciones, se diluyen. Suponiendo volúmenes aditivos, las nuevas concentraciones son:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{n(\text{Ag}^+)}{V_T} = \frac{1,00 \text{ dm}^3 \cdot 0,01 \text{ mol/dm}^3 + 0,10 \text{ dm}^3 \cdot 0,01 \text{ mol/dm}^3}{(1,00 + 0,10) \text{ dm}^3} = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^+/\text{dm}^3$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{0,10 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ mol/dm}^3 + 1,00 \text{ dm}^3 \cdot 0,01 \text{ mol/dm}^3}{(1,00 + 0,10) \text{ dm}^3} = 9,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cl}^-/\text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] > K_s$

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 9,1 \cdot 10^{-3} \cdot 9,1 \cdot 10^{-2} = 8,3 \cdot 10^{-4} > 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Por tanto, se forma precipitado.

◇ CUESTIONES

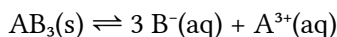
1. Se pone en un vaso con agua cierta cantidad de una sal poco soluble, de fórmula general AB_3 , y no se disuelve completamente. El producto de solubilidad de la sal es K_s .
- Deduce la expresión que relaciona la concentración de A^{3+} con el producto de solubilidad de la sal.
 - A continuación se introduce en el vaso una cantidad de una sal soluble CB_2 . ¿Qué variación produce en la solubilidad de la sal AB_3 ?

(P.A.U. jun. 05)

Solución:

a) Se llama s a la solubilidad (concentración de la disolución saturada).

La ecuación del equilibrio de solubilidad es



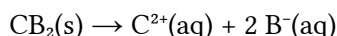
		AB_3	\rightleftharpoons	$3 B^-$	A^{3+}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$3 s$	s	mol/dm ³

La constante de equilibrio o producto de solubilidad es:

$$K_s = [A^{3+}]_e \cdot [B^-]_e^3 = s (3 s)^3 = 27 s^4 = 27 [A^{3+}]^4$$

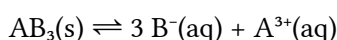
b) La solubilidad de la sal AB_3 será menor que antes por efecto del ion común.

La sal CB_2 soluble se disociará totalmente:



Esto produce un aumento en la concentración del ion B^- en la disolución.

Esto provocará un desplazamiento del equilibrio



hacia la formación de la sal sólida, ya que en la expresión del producto de solubilidad.

$$K_s = [A^{3+}]_e \cdot [B^-]_e^3$$

O aumento en la concentración del ion B^- tendrá que ser compensada con una disminución en la concentración del ion A^{3+} para mantener constante el valor del producto de solubilidad, que es una constante de equilibrio que solo cambia con la temperatura.

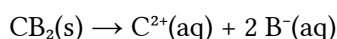
Es decir, la sal estará menos disociada y la solubilidad será menor.

(Si hubiese que realizar el cálculo, sería conveniente usar la situación equivalente a la de intentar disolver la sal $AB_3(s)$ en una disolución que contiene una cantidad n de CB_2 en el volumen V de disolución de la disolución original.)

La concentración c de CB_2 será:

$$c = [CB_2] = n / V$$

Al ser CB_2 una sal soluble, estará totalmente disociada:



$$c \rightarrow c + 2 c$$

Como hay una concentración del ion B^- (efecto del ion común), la solubilidad de la sal AB_3 será menor.

		AB_3	\rightleftharpoons	$3 B^-$	A^{3+}	
Concentración inicial	$[X]_0$			$2 c$	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	\rightarrow	$3 s_b$	s_b	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$3 s_b + 2 c$	s_b	mol/dm ³

$$K_s = [A^{3+}]_e \cdot [B^-]_e^3 = s_b (3 s_b + 2 c)^3$$

La solución de esta ecuación se haría por métodos de aproximación)

2. Justifica si esta afirmación es correcta:

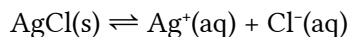
b) La presencia de un ion común disminuye la solubilidad de una sal ligeramente soluble.

(P.A.U. jun. 14)

Solución:

b) Verdadera. La solubilidad disminuye en presencia de un ion común.

Para una sal poco soluble, por ejemplo el cloruro de plata, el sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos.



La solubilidad s (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

		AgCl	\rightleftharpoons	Cl ⁻	Ag ⁺	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

$$K_s = [\text{Cl}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = s \cdot s = s^2$$

El cloruro de sodio es un electrolito fuerte que, en disoluciones diluidas, está totalmente disociado.



Al añadir a una disolución de cloruro de plata en equilibrio una cantidad de cloruro de sodio, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Le Chatelier, en el sentido de consumir el ion cloruro extra y de formar mayor cantidad de precipitado de cloruro de plata, dejando menos iones plata en la disolución.

3. Se dispone de una disolución saturada de cloruro de plata en agua. Indica razonadamente, que sucedería si a esta disolución:

a) Se le añaden 2 g de NaCl.

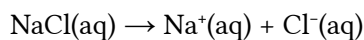
b) Se le añaden 10 cm³ de agua.

(P.A.U. sep. 08)

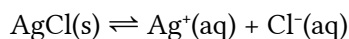
Solución:

a) La solubilidad disminuiría por el efecto del ion común.

El cloruro de sodio es un electrolito fuerte que, en disoluciones diluidas, está totalmente disociado.



El cloruro de plata es una sal poco soluble. El sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos



Al añadir NaCl, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Le Chatelier, en el sentido de consumir el ion cloruro extra y de formar mayor cantidad de precipitado, dejando menos iones plata en la disolución.

Si no había sólido en equilibrio con la disolución saturada, se formaría un precipitado de cloruro de plata.

b) Si hay sólido en equilibrio con la disolución saturada, parte del sólido se disuelve hasta alcanzar el nuevo equilibrio. La solubilidad se mantendría, pero se disolvería más cantidad del cloruro de plata sólido, ya que al haber más volumen de disolución, habría más cantidad de soluto disuelto.

Si no hay sólido en equilibrio con la disolución saturada, la concentración de la disolución disminuiría.

4. a) Expresa la relación que existe entre la solubilidad y el producto de solubilidad para el yoduro de plomo(II).

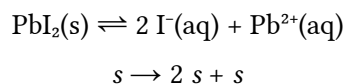
b) Si se dispone de una disolución saturada de carbonato de calcio en equilibrio con su sólido, ¿cómo

se verá modificada la solubilidad del precipitado al añadirle carbonato de sodio? Razona las respuestas.

(P.A.U. jun. 09)

Solución:

a) Se llama s a la solubilidad (concentración de la disolución saturada). La ecuación del equilibrio puede escribirse:



La constante de equilibrio o producto de solubilidad es:

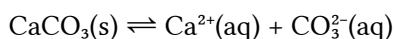
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{I}^-]_e^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

b) La solubilidad del CaCO_3 será menor que antes por efecto del ion común. El Na_2CO_3 soluble se disociará totalmente:



lo que produce un aumento en la concentración del ion CO_3^{2-} en la disolución. Esto provocará un desplazamiento del equilibrio



hacia la formación de la sal sólida, ya que en la expresión del producto de solubilidad,

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]_e \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_e$$

un aumento en la concentración del ion CO_3^{2-} tendrá que ser compensada con una disminución en la concentración del ion Ca^{2+} para mantener constante el valor del producto de solubilidad, que es una constante de equilibrio que solo cambia con la temperatura.

Es decir, la sal estará menos disociada y la solubilidad será menor.

5. Como es conocido, el ion plata precipita con iones Cl^- , I^- y CrO_4^{2-} , con los siguientes datos:

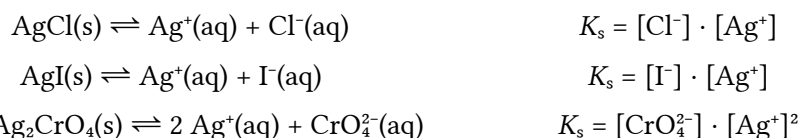
$$K_s(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}; K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-12} \text{ y } K_s(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17}$$

- Explica razonadamente lo que sucederá si se añade una disolución acuosa de nitrato de plata lentamente, a una disolución acuosa que contiene los tres aniones a la misma concentración.
- Indica los equilibrios y las expresiones de la constante del producto de solubilidad para cada una de las reacciones entre el anión y el ion plata.

(P.A.U. jun. 10)

Solución:

Las ecuaciones de equilibrio son:



Para una determinada concentración « c » de ion plata, la concentración de cada anión cuando comience a precipitar la sal correspondiente es:

$$[\text{Cl}^-]_p = \frac{K_{ps}(\text{AgCl})}{[\text{Ag}^+]} = \frac{1,7 \cdot 10^{-10}}{c}$$

$$[\text{I}^-]_p = \frac{K_{ps}(\text{AgI})}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8,5 \cdot 10^{-17}}{c}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_p = \frac{K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)}{[\text{Ag}^+]^2} = \frac{1,1 \cdot 10^{-12}}{c^2}$$

Al añadir lentamente la disolución que contiene los tres aniones, las concentraciones de ellos serán muy pequeñas e irán aumentando. El anión que alcance primero la concentración necesaria será el que produzca el primer precipitado.

Para cualquier concentración de ion plata, la concentración necesaria de ion yoduro será siempre menor que la de ion cloruro.

$$[\text{I}^-]_p < [\text{Cl}^-]_p$$

Por lo tanto el yoduro de plata precipitará antes que el cloruro de plata.

El yoduro de plata también precipitará antes que el cromato de plata siempre que la concentración de ion plata c sea menor que $1,1 \cdot 10^{-12} / 8,5 \cdot 10^{-17} = 1,3 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Ese valor es tan elevado que la condición se cumplirá siempre

$$[\text{I}^-]_p < [\text{CrO}_4^{2-}]_p$$

Precipitará en primero lugar el AgI.

A medida que va precipitando AgI, la concentración del ion Ag^+ va disminuyendo. También disminuye la de ion yoduro, pero se va compensando en parte por la adición de la disolución que contiene los tres aniones.

Cuando la concentración de ion plata « c » quede por debajo de $1,1 \cdot 10^{-12} / 1,7 \cdot 10^{-10} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, la concentración de ion cloruro necesaria para que precipite el cloruro de plata es menor que la de ion cromato.

$$[\text{Cl}^-]_p < [\text{CrO}_4^{2-}]_p$$

Cuando se agote el ion yoduro (o más exactamente cuando la concentración de ion yoduro quede por debajo de $8,5 \cdot 10^{-17} / c$) lo que precipitará será AgCl.

Solo al final, cuando ya no quede ni ion cloruro ni ion yoduro, si aún hay ion plata, acabará precipitando el cromato de plata.

◇ LABORATORIO

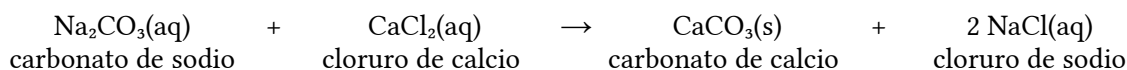
1. a) 2,0 g de CaCl_2 se disuelven en 25 mL de agua y 3,0 g de Na_2CO_3 en otros 25 mL de agua. Seguidamente se mezclan las dos disoluciones. Escribe la reacción que tiene lugar identificando el precipitado que se produce y la cantidad máxima que se podría obtener.
- b) Describe la operación que emplearías en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material a emplear.

(P.A.U. sep. 16)

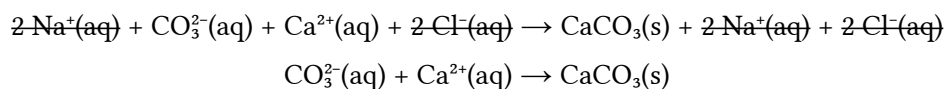
Rta.: a) $m = 1,80 \text{ g CaCO}_3$.

Solución:

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del carbonato de calcio:



Cálculo de la cantidad máxima de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas)

Se calcula la masa de carbonato de calcio que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay. Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\text{CaCl}_2) = 2,0 \text{ g} \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111 \text{ g CaCl}_2} = 0,018 \text{ mol CaCl}_2$$

$$n_0(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 3,0 \text{ g} \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0,028 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Se calcula la cantidad de carbonato de sodio necesaria para reaccionar con el cloruro de calcio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,018 \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 0,018 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como la cantidad necesaria, 0,018 mol, es menor que la inicial, 0,028 mol, el reactivo limitante no es el carbonato de sodio, sino el cloruro de calcio.

Se calcula la masa de carbonato de calcio que se obtiene, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 0,0180 \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 1,80 \text{ g CaCO}_3$$

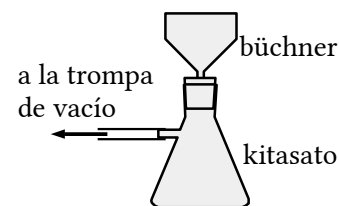
Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave. Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

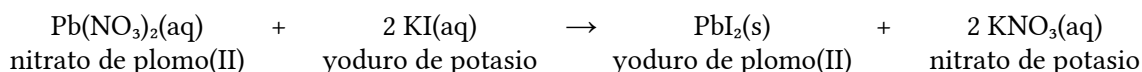
2. Se mezclan 50 cm³ de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI y 20 cm³ de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ obteniéndose 0,51 g de un precipitado de PbI₂.
 - a) Escribe la reacción que tiene lugar e indica el porcentaje del rendimiento de la reacción.
 - b) Indica el material y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

(P.A.U. jun. 16)

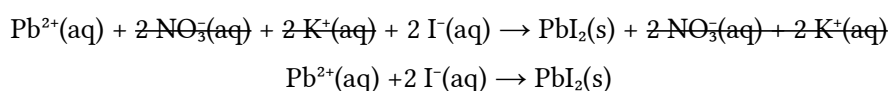
Rta.: Rendimiento del 55 %

Solución:

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del yoduro de plomo(II):



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

Se calcula la masa de yoduro de plomo(II) que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de yoduro de potasio y nitrato de plomo(II).

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay.

Cantidades presentes de reactivos:

$$n(\text{KI}) = 50 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,1 \text{ mol KI}}{1 \text{ dm}^3} = 0,005 \text{ mol KI}$$

$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 20 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 0,002 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Se calcula la cantidad de nitrato de plomo(II) necesaria para reaccionar con el yoduro de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,005 \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol KI}} = 0,0025 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Como la cantidad necesaria, 0,0025 mol, es menor que la inicial, 0,0025 mol, el reactivo limitante no es el nitrato de plomo(II) sino el yoduro de potasio.

Se calcula la cantidad de yoduro de plomo(II) que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{PbI}_2) = 0,002 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,002 \text{ mol PbI}_2$$

La masa que se puede obtener es:

$$m(\text{PbI}_2) = 0,002 \text{ mol PbI}_2 \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,92 \text{ g PbI}_2$$

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,51 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$r = \frac{0,51 \text{ g PbI}_2 \text{ obtenidos}}{0,92 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 0,55 = 55 \%$$

Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Procedimiento

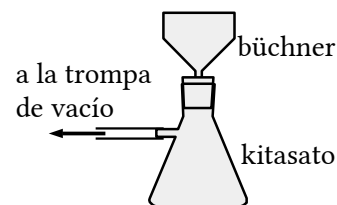
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desenchaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.

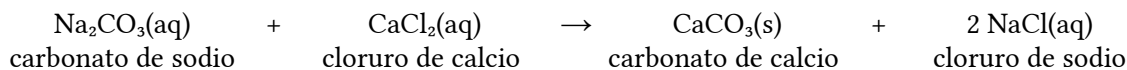


3. Al hacer reaccionar una disolución de cloruro de calcio y otra de carbonato de sodio, se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.
 - a) Escribe la reacción que tiene lugar e indica cómo calcularías el porcentaje del rendimiento de la reacción.
 - b) Indica el material y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

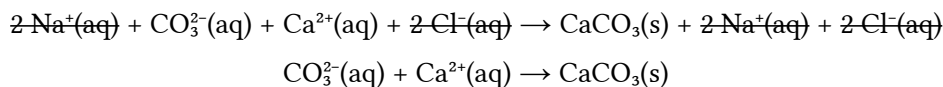
(P.A.U. jun. 15)

Solución:

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del carbonato de calcio:

**Cálculo del rendimiento**

Se calcula la masa de carbonato de calcio que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de calcio y carbonato de sodio.

El rendimiento se obtiene dividiendo la masa obtenida entre la calculada y se expresa el resultado en tanto por ciento.

Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Procedimiento

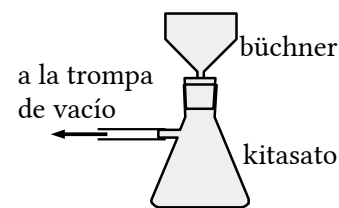
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



4. ¿Para qué sirve un embudo büchner? ¿Y un matraz kitasato? Haz un esquema de montaje para la utilización de ambos.

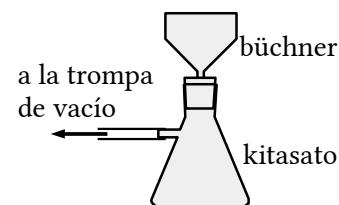
(P.A.U. sep. 11)

Solución:

Para realizar una filtración a vacío.

Se coloca el papel de filtro en el interior del embudo büchner, se ajusta a la boca de un matraz kitasato y se conecta a una trompa de vacío.

Se vierte sobre el embudo büchner la disolución con el precipitado, y se recoge este sobre el papel de filtro



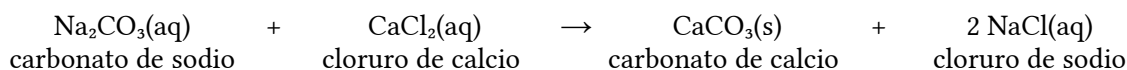
5. Se mezclan 25,0 cm³ de una disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/dm³ y 25,0 cm³ de una disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³.

- Indica el precipitado que se obtiene y la reacción química que tiene lugar.
- Describe el material y el procedimiento empleado para su separación.

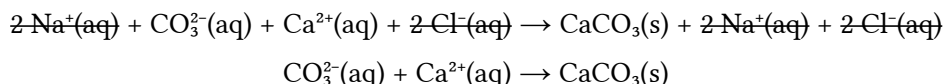
(P.A.U. sep. 08)

Solución:

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del carbonato de calcio:



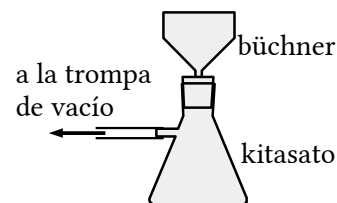
Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave. Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



6. Vertemos en dos tubos de ensayo disoluciones de AgNO_3 , en uno, y de NaCl en el otro. Al mezclar ambas disoluciones se forma instantáneamente un precipitado, que poco a poco, va sedimentando en el fondo del tubo.

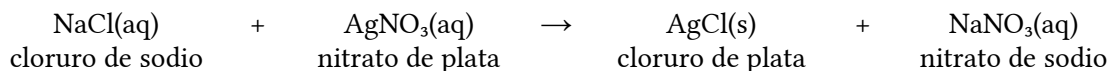
a) Escribe la reacción que tiene lugar.

b) Describe el procedimiento, indicando el material necesario, para separar y recoger el precipitado.

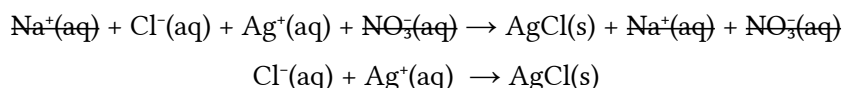
(P.A.U. jun. 08, jun. 06)

Solución:

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del carbonato de calcio:



El precipitado es cloruro de plata, compuesto muy poco soluble en agua.

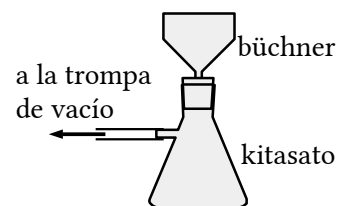
Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave. Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



7. Describe una reacción de precipitación que haya realizado en el laboratorio. Dibuja el material y explica el modo de utilizarlo. Escribe la reacción que tiene lugar. ¿Cómo calcularías el rendimiento?

(P.A.U. sep. 05)

Rta.: Rendimiento do 94 %.

Solución:

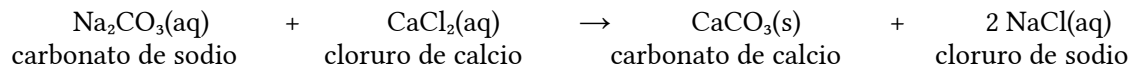
La reacción entre el cloruro de calcio CaCl_2 y el carbonato de sodio Na_2CO_3

Se pesan 5,0 g de cloruro de calcio en una balanza granataria sobre un vidrio de reloj y se disuelven en una cantidad de agua muy pequeña en un vaso de precipitados, agitando con una varilla de vidrio.

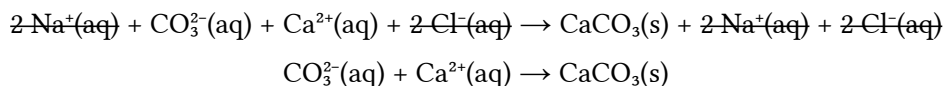
Se pesa una masa de carbonato de sodio mayor que la calculada para la reacción y se disuelve también en poca cantidad de agua en otro vaso de precipitados.

Se calienta la disolución de cloruro de calcio con un mechero Bunsen y se vierte la disolución de carbonato de sodio sobre ella, agitando la mezcla con una varilla de vidrio. Luego se deja enfriar.

Se produce la reacción de precipitación:



Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:



Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desenchaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.

Se pesa el precipitado sobre el papel de filtro. Se resta a la masa que daba la balanza, la masa de un papel de filtro seco.

Se calcula la masa de carbonato de calcio que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m(\text{CaCO}_3) = 5,0 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 5,5 \text{ g CaCO}_3$$

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento. Si se hubiesen obtenido 5,2 g de CaCO_3 , el rendimiento sería:

$$Rto. = \frac{5,2 \text{ g obtenidos CaCO}_3}{5,5 \text{ g calculados CaCO}_3} = 0,94 = 94 \%$$

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

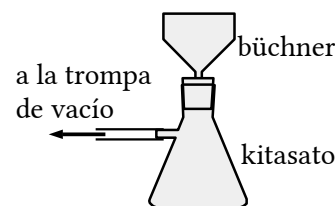
Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm^3 tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100%! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).



Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.
Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.
La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).
Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).
Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/07/24

Sumario

SOLUBILIDAD

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Solubilidad</u>	1
<u>Efecto del ion común</u>	2
<u>Precipitación</u>	10
<u>CUESTIONES</u>	19
<u>LABORATORIO</u>	22

Índice de pruebas P.A.U.

2005.....	
1. (jun.).....	19
2. (sep.).....	26
2006.....	
1. (jun.).....	26
2. (sep.).....	1
2007.....	
1. (jun.).....	1
2. (sep.).....	9
2008.....	
1. (jun.).....	26
2. (sep.).....	20, 25
2009.....	
1. (jun.).....	21
2. (sep.).....	17
2010.....	
1. (jun.).....	21
2. (sep.).....	16
2011.....	
1. (jun.).....	15
2. (sep.).....	25
2012.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	13
2013.....	
1. (jun.).....	8
2014.....	
1. (jun.).....	11, 20
2. (sep.).....	6
2015.....	
1. (jun.).....	5, 25
2. (sep.).....	4
2016.....	
1. (jun.).....	10, 23
2. (sep.).....	2, 22