SOLUBILIDAD

◊ PROBLEMAS

● Solubilidad

1. a) Calcula la solubilidad en agua pura, expresada en g/dm³, del sulfato de plomo(II).
Datos: K_{ps} ($PbSO_4$, 25 ℃) = $1{,}8\cdot10^{-8}$. *(A.B.A.U. extr. 18)*
Rta.: a) s' = 0,041 g/dm³.

a)

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del sulfato de plomo(II)	$K_s = 1{,}8\cdot10^{-8}$
Masa molar del sulfato de plomo(II)	$M(PbSO_4)$ = 303 g/mol
Incógnitas	
Solubilidad del sulfato de plomo(II) en agua pura (g/dm³)	s'
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

		$PbSO_4$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2$$

Como la solubilidad s es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal que puede disolverse por dm³ de disolución

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}8\cdot10^{-8}} = 1{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol } PbSO_4/\text{dm}^3\ \text{D}$$

Pasando los moles a gramos

$$s' = \frac{1{,}3\cdot10^{-4}\ \text{mol } PbSO_4}{1\ \text{dm}^3\ \text{D}} \frac{303\ \text{g } PbSO_4}{1\ \text{mol } PbSO_4} = 0{,}041\ \text{g } PbSO_4/\text{dm}^3\ \text{D}$$

2. b) Para preparar 250 cm³ de una disolución saturada de bromato de plata ($AgBrO_3$) se emplean 1,75 g de la sal. Calcula el producto de solubilidad de la sal. *(A.B.A.U. extr. 17)*

Rta.: b) $K_s = 8{,}81\cdot10^{-4}$.

b)

Datos	***Cifras significativas: 3***
Volumen de disolución	V = 250 cm³
Masa disuelta de bromato de plata	$m(AgBrO_3)$ = 1,75 g

Datos	***Cifras significativas: 3***
Masa molar del bromato de plata	$M(AgBrO_3) = 236$ g/mol
Incógnitas	
Producto de solubilidad del bromato de plata	K_s
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) de $Zn(OH)_2$	s
Ecuaciones	
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$AgBrO_3(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + BrO_3^-(aq)$$

		$AgBrO_3$	$\rightleftharpoons$	Ag^+	BrO_3^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La solubilidad del bromato de plata es:

$$s = [AgBrO_3] = \frac{1{,}75 \text{ g } AgBrO_3}{250 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{1 \text{ mol } AgBrO_3}{235 \text{ g } AgBrO_3} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1{,}00 \text{ dm}^3} = 0{,}0297 \text{ mol } AgBrO_3/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Por lo que el producto de solubilidad valdrá:

$$K_s = [Ag^+]_e \cdot [BrO_3^-]_e = s \cdot s = s^2 = (0{,}0297)^2 = 8{,}81 \cdot 10^{-4}$$

3. A 25 ℃ se disuelven un máximo de 0,07 g de yoduro de plomo(II) en 100 cm³ de agua. Calcula:
   a) La concentración de iones plomo(II) y iones yoduro en una disolución acuosa saturada.
   b) El producto de solubilidad (K_{ps}) del yoduro de plomo(II) a 25 ℃.

(A.B.A.U. extr. 22)

Rta.: a) $[Pb^{2+}] = 0{,}00152$ mol/dm³; $[I^-] = 0{,}00304$ mol/dm³; b) $K_s = 1{,}40 \cdot 10^{-8}$.

Datos	***Cifras significativas: 3***
Solubilidad del PbI_2	$s' = 0{,}0700$ g/dm³
Masa molar del yoduro de plomo(II)	$M(PbI_2) = 461$ g/mol
Incógnitas	
Concentración de iones plomo(II) y yoduro en una disolución saturada	$[Pb^{2+}]$, $[I^-]$
Producto de solubilidad del PbI_2	K_s
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) en de PbI_2 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) La solubilidad del yoduro de plomo(II) es:

$$[PbI_2] = s = \frac{0{,}0700\ \text{g}}{100\,\text{cm}^3}\ \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{dm}^3}\ \frac{1\ \text{mol}\ PbI_2}{461\ \text{g}} = 0{,}00152\ \text{mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

Las concentraciones de los iones serán:

$$[Pb^{2+}] = s = 0{,}00152\ \text{mol/dm}^3$$
$$[I^-] = 2\ s = 0{,}00304\ \text{mol/dm}^3$$

La constante de equilibrio K_s es:

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

4. b) Cuál es el pH de una disolución saturada de hidróxido de zinc si su K_s a 25 ℃ es $1{,}2 \cdot 10^{-17}$?
(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: b) pH = 8,5.

b)

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $Zn(OH)_2$	$K_s = 1{,}2 \cdot 10^{-17}$
Masa molar del hidróxido de zinc	$M(Zn(OH)_2) = 99$ g/mol
Incógnitas	
pH de la disolución saturada	pH
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) de $Zn(OH)_2$	s
Ecuaciones	
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n\ /\ V = s'\ /\ M$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Producto iónico del agua	$pH + pOH = 14$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$Zn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

		$Zn(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	Zn^{2+}	$2\ OH^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Zn^{2+}]_e \cdot [OH^-]_e^2 = s\,(2\ s)^2 = 4\ s^3 = 1{,}2 \cdot 10^{-17}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1{,}2 \cdot 10^{-17}}{4}} = 1{,}4 \cdot 10^{-6}\ \text{mol}\ Zn(OH)_2/\text{dm}^3\ \text{D}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[2\ s] = -\log[2 \cdot 1{,}4\cdot10^{-6}] = 5{,}5$$

$$pH = 14{,}0 - 5{,}5 = 8{,}5$$

que es básico.

5. El producto de solubilidad del $Mn(OH)_2$, medido a 25 ℃, vale $4\cdot10^{-14}$. Calcula:
   a) La solubilidad en agua expresada en g/dm³
   b) El pH de la disolución saturada.

(P.A.U. sep. 06)

Rta.: a) s' = 1,9·10⁻³ g/dm³ ; b) pH = 9,6.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $Mn(OH)_2$	$K_s = 4{,}0\cdot10^{-14}$
Masa molar del hidróxido de manganeso(II)	$M(Mn(OH)_2) = 89$ g/mol
Incógnitas	
Solubilidad (g/dm³) del $Mn(OH)_2$	s'
pH de la disolución saturada	pH
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) de $Mn(OH)_2$	s
Ecuaciones	
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Producto iónico del agua	$pH + pOH = 14$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$Mn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

		$Mn(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	Mn^{2+}	$2\ OH^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Mn^{2+}]_e \cdot [OH^-]_e^2 = s\,(2\ s)^2 = 4\ s^3 = 4{,}0\cdot10^{-14}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4{,}0\cdot10^{-14}}{4}} = 2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{mol}\ Mn(OH)_2/\text{dm}^3\ \text{D}$$

$$s' = 2{,}2\cdot10^{-5}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 89\ \text{g/mol} = 1{,}9\cdot10^{-3}\ \text{g}\ Mn(OH)_2 / \text{dm}^3\ \text{D}$$

b)
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[2\ s] = -\log[4{,}4\cdot10^{-5}] = 4{,}4$$

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

que es básico.

6. El cloruro de plata es una sal poco soluble y su constante de producto de solubilidad vale $1{,}8\cdot10^{-10}$.
   a) Escribe la ecuación química del equilibrio de solubilidad de esta sal y deduzca la expresión para la constante del producto de solubilidad.

b) 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) $m = 1{,}9 \cdot 10^{-3}$ g AgCl /dm³ D.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del AgCl	$K_s = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$
Masa molar del cloruro de plata	$M(\mathrm{AgCl}) = 143$ g/mol
Incógnitas	
Máxima masa de AgCl que puede disolverse en cada dm³ de disolución.	s'
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\, B^{\beta+}(aq) + a\, A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$\mathrm{AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)}$$

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

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

b) Como la solubilidad s es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal, que puede disolverse por dm³ de disolución

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

Pasando los moles a gramos

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

● Efecto del ion común

1. El producto de solubilidad, a 20 ℃, del sulfato de bario es $8{,}7 \cdot 10^{-11}$. Calcula:
   a) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de agua.
   b) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de una disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm³, considerando que esta sal está totalmente disociada.

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: a) $m(BaSO_4) = 5{,}4 \cdot 10^{-4}$ g en 0,25 dm³ H_2O; b) $m'(BaSO_4) = 5{,}1 \cdot 10^{-9}$ g en 0,25 dm³ D Na_2SO_4.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del sulfato de bario	$K_s(BaSO_4) = 8{,}7 \cdot 10^{-11}$
Temperatura	$T = 20$ ℃ $= 293$ K
Concentración de la disolución de sulfato de sodio	$[Na_2SO_4] = 1{,}0$ mol/dm³
Volumen de agua	$V = 0{,}25$ dm³

Datos	***Cifras significativas: 2***
Volumen de disolución de sulfato de sodio	V = 0,25 dm³
Masa molar del sulfato de bario	$M(BaSO_4)$ = 233 g/mol
Incógnitas	
Masa (g) del $BaSO_4$ que se disuelve en 0,25 dm³ de agua	m
Masa (g) del $BaSO_4$ que se disuelve en 0,25 dm³ de D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	m_2
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) en de $BaSO_4$ en agua	s
Concentración (g/dm³) en de $BaSO_4$ en agua	s'
Concentración (mol/dm³) en de $BaSO_4$ en D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	s_2
Concentración (g/dm³) en de $BaSO_4$ en D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	s_2'
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

		$BaSO_4$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 8{,}7 \cdot 10^{-11}$$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8{,}7 \cdot 10^{-11}} = 9{,}3 \cdot 10^{-6} \text{ mol } BaSO_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

$$s' = 9{,}3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 0{,}0022 \text{ g } BaSO_4/ \text{ dm}^3 \text{ D}$$

En 0,25 dm³ de agua se disuelven:

$$m = 0{,}0022 \text{ g } BaSO_4/ \text{ dm}^3 \text{ D} \cdot 0{,}25 \text{ dm}^3 = 5{,}4 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0{,}54 \text{ mg } BaSO_4$$

b)

		$BaSO_4$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	1,0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	s_2	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$1{,}0 + s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s_2 \cdot (1{,}0 + s_2) = 8{,}7 \cdot 10^{-11}$$

En primera aproximación, podemos considerar s_2 despreciable s frente a 1,0, ($s_2 \ll 1{,}0$). Entonces:

$$s_2 \approx 8{,}7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

que es despreciable frente a 1,0.

$$s_2' = 8{,}7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 2{,}0 \cdot 10^{-8} \text{ g } BaSO_4 / \text{ dm}^3 \text{ D}$$

menor que la solubilidad en agua (efecto del ion común).

En 0,25 dm³ de agua se disuelven:

$$m_2 = 2{,}0\cdot10^{-8}\text{ g BaSO}_4/\text{ dm}^3\text{ D} \cdot 0{,}25\text{ dm}^3 = 5{,}1\cdot10^{-9}\text{ g} = 5{,}1\text{ ng BaSO}_4$$

2. Calcula, a 25 ℃:
   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 ℃ es $K_s = 1{,}7\cdot10^{-10}$. *(P.A.U. sep. 07)*

   Rta.: a) $s' = 1{,}9$ mg/dm³; b) $s_2' = 2{,}4\cdot10^{-4}$ mg/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del AgCl	$K_s = 1{,}7\cdot10^{-10}$
Temperatura	T = 25 ℃ = 298 K
Concentración de la disolución del Cl^-	$[Cl^-]$ = 0,10 mol/dm³
Masa molar del cloruro de plata	M(AgCl) = 143 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ag^+]_e \cdot [Cl^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1{,}7\cdot10^{-10}$$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}7\cdot10^{-10}} = 1{,}3\cdot10^{-5}\text{ mol AgCl/dm}^3\text{ D}$$

$$s' = 1{,}3\cdot10^{-5}\text{ mol/dm}^3 \cdot 143\text{ g/mol} = 1{,}9\cdot10^{-3}\text{ g AgCl / dm}^3\text{ D} = 1{,}9\text{ mg/dm}^3\text{ D}$$

b)

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,10	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	→	s_2	s_2	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	0,10 + s_2	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ag^+]_e \cdot [Cl^-]_e = s_2 \cdot (0{,}10 + s_2) = 1{,}7\cdot10^{-10}$$

En primera aproximación, podemos considerar s_2 despreciable s frente a 0,1, ($s_2 \ll 0{,}1$). Entonces:

$$0{,}10\ s_2 \approx 1{,}7\cdot10^{-10}$$

$$s_2 \approx 1{,}7\cdot10^{-10} / 0{,}10 = 1{,}7\cdot10^{-9}\ \text{mol/dm}^3$$

que es despreciable frente a 0,10.

$$s_2' = 1{,}7\cdot10^{-9}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 143\ \text{g/mol} = 2{,}4\cdot10^{-7}\ \text{g AgCl / dm}^3\ \text{D} = 2{,}4\cdot10^{-4}\ \text{mg/dm}^3\ \text{D}$$

menor que la solubilidad en agua (efecto del ion común).

3. a) Determina la solubilidad en agua del cloruro de plata a 25 ℃, expresada en g/dm³, si su K_{ps} es $1{,}7\cdot10^{-10}$ a dicha temperatura.
b) Determina la solubilidad del cloruro de plata en una disolución de concentración 0,5 mol/dm³ de cloruro de calcio, considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: a) $s' = 1{,}9\cdot10^{-3}$ g/dm³; b) $s_2' = 2{,}4\cdot10^{-8}$ g/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del AgCl	$K_{ps} = 1{,}7\cdot10^{-10}$
Temperatura	T = 25 ℃ = 298 K
Concentración de la disolución del $CaCl_2$	$[CaCl_2]$ = 0,50 mol/dm³
Masa molar del cloruro de plata	M(AgCl) = 143 g/mol
Incógnitas	
Solubilidad (g/dm³) del AgCl en agua	s'
Solubilidad (g/dm³) del AgCl en $CaCl_2$ 0,5 mol/dm³	s_2'
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) en de AgCl en agua	s
Concentración (mol/dm³) en de AgCl en $CaCl_2$ 0,5 mol/dm³	s_2
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_{ps} es:

$$K_{ps} = [Ag^+]_e \cdot [Cl^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1{,}7\cdot10^{-10}$$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}7\cdot10^{-10}} = 1{,}3\cdot10^{-5}\ \text{mol AgCl/dm}^3\ \text{D}$$

$$s' = 1{,}3\cdot10^{-5}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 143\ \text{g/mol} = 1{,}9\cdot10^{-3}\ \text{g AgCl / dm}^3\ \text{D}$$

b) Si el $CaCl_2$ se encuentra totalmente disociado

$$CaCl_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

la concentración de ion cloruro será $[Cl^-] = 2 \cdot 0{,}50 = 1{,}0$ mol/dm³.
Llamando s_2 a la concentración del AgCl que se disuelve en la disolución de $CaCl_2$ y escribiendo el equilibrio

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	1,0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	→	s_2	s_2	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$1{,}0 + s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_{ps} es:

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

En primera aproximación, podemos considerar s_2 despreciable s frente a 1,0, ($s_2 \ll 1{,}0$). Entonces:

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

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

que es despreciable frente a 1,0.

$$s_2' = 1{,}7 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3 \cdot 143 \text{ g/mol} = 2{,}4 \cdot 10^{-8} \text{ g AgCl / dm}^3 \text{ D}$$

menor que la solubilidad en agua (efecto del ion común).

4. A 25 ℃ el producto de solubilidad del $Ba(IO_3)_2$ es $6{,}5 \cdot 10^{-10}$. Calcula:
   a) La solubilidad de la sal y las concentraciones molares de los iones yodato y bario.
   b) La solubilidad de la citada sal, en g/dm³, en una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KIO_3 a 25 ℃ considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $s = [Ba^{2+}] = 5{,}46 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³; $[(IO_3)^-] = 1{,}09 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³; b) $s' = 3{,}17 \cdot 10^{-5}$ g/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $Ba(IO_3)_2$	$K_s = 6{,}5 \cdot 10^{-10}$
Concentración de la disolución del KIO_3	$[KIO_3] = 0{,}10$ mol/dm³
Masa molar del yodato de bario	$M(Ba(IO_3)_2) = 487$ g/mol
Incógnitas	
Solubilidad (mol/dm³) del $Ba(IO_3)_2$ en agua	s_a
Concentraciones (mol/dm³) de los iones	$[IO_3^-]$, $[Ba^{2+}]$
Solubilidad (g/dm³) del $Ba(IO_3)_2$ en KIO_3 0,1 mol/dm³	s'
Ecuaciones	
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$Ba(IO_3)_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2\ IO_3^-(aq)$$

		$Ba(IO_3)_2$	⇌	Ba^{2+}	$2\ IO_3^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [IO_3^-]_e^2 = s\ (2\ s)^2 = 4\ s^3 = 6{,}5 \cdot 10^{-10}$$

La solubilidad del yodato de bario en agua vale:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5\cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5\cdot 10^{-4}\ \text{mol Ba}(IO_3)_2/\text{dm}^3\ \text{D}$$

Las concentraciones de los iones valen:

$$[Ba^{2+}]_e = s = 5,5\cdot 10^{-4}\ \text{mol/dm}^3;$$

$$[(IO_3)^-] = 2\ s = 1,1\cdot 10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

b) El yodato de potasio está totalmente disociado.

$$KIO_3(s) \longrightarrow K^+(aq) + IO_3^-(aq)$$

$$[IO_3^-] = [KIO_3] = 0,10\ \text{mol } IO_3^-/\text{dm}^3\ \text{D}$$

Cuando se disuelve el yodato de bario en la disolución de yodato de potasio, que ya contiene iones yodato, las concentraciones son:

		$Ba(IO_3)_2$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	$2\ IO_3^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,10	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	$\longrightarrow$	s_b	$2\ s_b$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_b	$0,10 + 2\ s_b$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [IO_3^-]_e^2 = s_b \cdot (0,10 + 2\ s_b)^2 = 6,5\cdot 10^{-10}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable s_b frente a 0,1, ($s_b \ll 0,1$). Entonces:

$$s_b \cdot 0,10^2 \approx 6,5\cdot 10^{-10}$$

$$s_b = \frac{6,5\cdot 10^{-10}}{0,10^2} = 6,5\cdot 10^{-8}\ \text{mol/dm}^3$$

Se ve que ese valor es despreciable frente a 0,10.
La concentración en g/dm³ es

$$s' = \frac{6,5\cdot 10^{-8}\ \text{mol}}{1\ \text{dm}^3} \cdot \frac{487\ \text{g Ba}(IO_3)_2}{1\ \text{mol Ba}(IO_3)_2} = 3,2\cdot 10^{-5}\ \text{g/dm}^3$$

5. El producto de solubilidad del $PbBr_2$ es $8,9\cdot 10^{-6}$. Determina la solubilidad molar:
   a) En agua pura.
   b) En una disolución de $Pb(NO_3)_2$ 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) $s_b = 3,3\cdot 10^{-3}$ mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $PbBr_2$	$K_s = 8,9\cdot 10^{-6}$
Concentración de la disolución del $Pb(NO_3)_2$	$[Pb(NO_3)_2] = 0,20$ mol/dm³
Incógnitas	
Solubilidad (mol/dm³) del $PbBr_2$ en agua	s_a
Solubilidad (mol/dm³) del $PbBr_2$ en $Pb(NO_3)_2$ 0,2 mol/dm³	s_b
Ecuaciones	
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbBr_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$$

		$PbBr_2$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ Br^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = s\,(2\ s)^2 = 4\ s^3 = 8{,}9\cdot10^{-6}$$

La solubilidad del bromuro de plomo(II) en agua vale:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8{,}9\cdot10^{-6}}{4}} = 0{,}013\ \text{mol}\ PbBr_2/\text{dm}^3\ \text{D}$$

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

$$Pb(NO_3)_2(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

$$[Pb^{2+}] = [Pb(NO_3)_2] = 0{,}20\ \text{mol}\ Pb^{2+}/\text{dm}^3\ \text{D}$$

Cuando se disuelve el bromuro de plomo(II) en la disolución de nitrato de plomo(II), que ya contiene iones plomo(II), las concentraciones son:

		$PbBr_2$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	2 Br–	
Concentración inicial	$[X]_0$			0,20	0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	$\longrightarrow$	s_b	$2\ s_b$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$0{,}20 + s_b$	$2\ s_b$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = (0{,}20 + s_b)\,(2\ s_b)^2 = 8{,}9\cdot10^{-6}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable s_b frente a 0,2, ($s_b \ll 0{,}2$). Entonces:

$$0{,}20 \cdot (2\ s_b)2 \approx 8{,}9\cdot10^{-6}$$

$$s_b = \sqrt{\frac{8{,}9\cdot10^{-6}}{0{,}20\cdot4}} = 3{,}3\cdot10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

Se ve que ese valor es despreciable frente a 0,20.

6. A 25 ℃ a solubilidad en agua del bromuro de calcio es $2{,}0\cdot10^{-4}$ mol/dm³.
   a) Calcula K_{ps} para la sal a la dicha temperatura.
   b) Calcula la solubilidad del $CaBr_2$ en una disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm³ de NaBr considerando que esta sal está totalmente disociada.

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: a) $K_s = 3{,}2\cdot10^{-11}$; b) $s_2 = 3{,}2\cdot10^{-9}$ mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 3***
Solubilidad del $CaBr_2$	$s = 2{,}00\cdot10^{-4}$ mol/dm³
Concentración de la disolución de NaBr	[Na Br] = 0,100 mol/dm³
Incógnitas	
Producto de solubilidad y del $CaBr_2$	K_s
Solubilidad del $CaBr_2$ en NaBr 0,1 mol/dm³	s_2
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$

Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$ $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$CaBr_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$$

		Ca Br $_2$	$\rightleftharpoons$	Ca^{2+}	2 Br^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	2 s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ca^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = s\,(2\ s)^2 = 4\ s^3 = 4 \cdot (2{,}00 \cdot 10^{-4})^3 = 3{,}20 \cdot 10^{-11}$$

b) El bromuro de sodio estará totalmente disociado.

$$NaBr\ (s) \longrightarrow Na^+(aq) + Br^-(aq)$$

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

		Ca Br $_2$	$\rightleftharpoons$	Ca^{2+}	2 Br^-	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,100	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\longrightarrow$	s_2	2 s_2	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	0,100 + 2 s_2	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ca^{2+}]_e \cdot [Br^-]_e^2 = s_2 \cdot (0{,}100 + 2\ s_2)^2 = 3{,}20 \cdot 10^{-11}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable s_2 frente a 0,100, ($s_2 \ll 0{,}100$). Entonces:

$$s_2 \cdot (0{,}100)^2 \approx 3{,}20 \cdot 10^{-11}$$

$$s_2 = \frac{3{,}20 \cdot 10^{-11}}{(0{,}100)^2} = 3{,}20 \cdot 10^{-9}\ \text{mol/dm}^3$$

que es despreciable.

Análisis: Se ve que la solubilidad en NaBr, s_2 = 3,20·10⁻⁹ mol/dm³ es menor que la solubilidad en agua, s = 2,00·10⁻⁴ mol/dm³, debido al efecto del ion común Br^-.

7. La solubilidad del BaF_2 en agua es de 1,30 g/dm³. Calcula:
   a) El producto de solubilidad de la sal.
   b) La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 mol/dm³ de $BaCl_2$, considerando que esta sal está totalmente disociada.

(A.B.A.U. ord. 22, P.A.U. jun. 15)

Rta.: a) $K_s = 1{,}63 \cdot 10^{-6}$; b) $s_2 = 6{,}38 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 3***
Solubilidad del BaF_2	$s' = 1{,}30$ g/dm³
Concentración de la disolución del $BaCl_2$	$[BaCl_2] = 1{,}00$ mol/dm³
Masa molar del fluoruro de bario	$M(BaF_2) = 175$ g/mol

Incógnitas

Producto de solubilidad del BaF_2	K_s
Solubilidad del BaF_2 en $BaCl_2$ 1 mol/dm³	s_2

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaF_2 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) La solubilidad del fluoruro de bario es:

$$[BaF_2] = s = \frac{1{,}3\ \text{g/dm}^3}{175\ \text{g/mol}} = 0{,}00741\ \text{mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es

$$BaF_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

		BaF_2	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	$2\ F^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [F^-]_e^2 = s\ (2\ s)^2 = 4\ s^3 = 4 \cdot (0{,}00741)^3 = 1{,}63 \cdot 10^{-6}$$

b) Se supone que la concentración de cloruro de bario tiene tres cifras significativas.
El cloruro de bario estará totalmente disociado.

$$BaCl_2(s) \longrightarrow Ba^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

$$[Ba^{2+}] = [BaCl_2] = 1{,}00\ \text{mol}\ Ba^{2+}/\text{dm}^3\ \text{D}$$

		BaF_2	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	$2\ F^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			1,00	0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\longrightarrow$	s_2	$2\ s_2$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$1{,}00 + s_2$	$2\ s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [F^-]_e^2 = (1{,}00 + s_2)\ (2\ s_2)^2 = 1{,}63 \cdot 10^{-6}$$

En primera aproximación, podemos considerar despreciable s_2 frente a 1,00, ($s_2 \ll 1{,}00$). Entonces:

$$1{,}00 \cdot (2\ s_2)^2 \approx 1{,}63 \cdot 10^{-6}$$

$$s_2 = \sqrt{\frac{1{,}63 \cdot 10^{-6}}{1{,}00\ \cdot\ 4}} = 6{,}38 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/dm}^3$$

que es despreciable.
Si se quiere, se puede calcular la solubilidad en g/dm³, que sería

$$s'_2 = 6{,}38 \cdot 10^{-4}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 175\ \text{g/mol} = 0{,}112\ \text{g/dm}^3$$

Análisis: Se ve que la solubilidad en $BaCl_2$, $s_2 = 6{,}38 \cdot 10^{-4}$ mol/dm³ *es menor que la solubilidad en agua,* $s_1 =$ 0,00741 mol/dm³, *debido al efecto del ion común* Ba^{2+}.

8. A 25 ℃ 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) $s_2' = 0{,}646$ mg/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 3***
Solubilidad del PbI_2	$s' = 0{,}700$ g/dm³
Concentración de la disolución del KI	[KI] = 0,100 mol/dm³
Masa molar del yoduro de plomo(II)	$M(PbI_2) = 461$ g/mol
Incógnitas	
Producto de solubilidad del PbI_2	K_s
Solubilidad del PbI_2 en KI 0,1 mol/dm³	s_2
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) en de PbI_2 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) La solubilidad del yoduro de plomo(II) es:

$$[PbI_2] = s = \frac{0{,}700\ \text{g/dm}^3}{461\ \text{g/mol}} = 0{,}00152\ \text{mol/dm}^3$$

El equilibrio de solubilidad es

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

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

b) El yoduro de potasio estará totalmente disociado.

$$KI(s) \rightarrow K^+(aq) + I^-(aq)$$

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

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,100	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	$2\ s_2$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$0{,}100 + 2\ s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

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

En primera aproximación, podemos considerar despreciable $2\ s_2$ frente a 0,100, ($2\ s_2 \ll 0{,}10$). Entonces:

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

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

que es despreciable.
Como el dato de solubilidad está en g/dm³, se puede calcular la solubilidad en g/dm³, que sería

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

Análisis: Se ve que la solubilidad del PbI_2 *en* KI, $s_2' = 6{,}46 \cdot 10^{-4}$ g/dm³ *es menor que la solubilidad en agua,* $s_1' = 0{,}700$ g/dm³, *debido al efecto del ion común* I^-.

9. El producto de solubilidad, a 25 ℃, del PbI_2 es $9{,}6 \cdot 10^{-9}$.
   a) Calcula la solubilidad de la sal.
   b) Calcula la solubilidad del PbI_2 en una disolución de concentración 0,01 mol/dm³ de CaI_2, considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

(P.A.U. jun. 13)

Rta.: a) $s = 1{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol/ dm³; b) $s_2 \approx 2{,}4 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del PbI_2	$K_s = 9{,}6 \cdot 10^{-9}$
Temperatura	$T = 25$ ℃ = 298 K
Concentración de la disolución del CaI_2	$[CaI_2] = 0{,}010$ mol/dm³
Incógnitas	
Solubilidad del PbI_2 en agua	s
Solubilidad del PbI_2 en CaI_2 0,01 mol/dm³	s_2
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

$$CaI_2(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$$

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

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	0,020	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\longrightarrow$	s_2	$2\ s_2$	mol/dm³

		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	$2\ I^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$0{,}020 + 2\ s_2$	mol/dm³

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, podemos considerar despreciable $2\ s_2$ frente a 0,020, ($2\ s_2 \ll 0{,}020$). Entonces:

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

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

que es despreciable. Error: $(2 \cdot 2{,}4 \cdot 10^{-5}) / 0{,}020 \cdot 100 = 0{,}24\ \%$
(La solución de la ecuación de tercer grado da: $s_2 = 2{,}39 \cdot 10^{-5}$)

10. El producto de solubilidad a 25 ℃ del MgF_2 es de $8{,}0 \cdot 10^{-8}$.
    a) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se pueden disolver en 250 cm³ de agua?
    b) ¿Cuántos gramos de MgF_2 se disolverán en 250 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de una sal totalmente disociada como el $Mg(NO_3)_2$?

(P.A.U. sep. 15)

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

Datos	***Cifras significativas: 3***
Producto de solubilidad del MgF_2	$K_s = 8{,}00 \cdot 10^{-8}$
Volumen de agua	$V_a = 250\ \text{cm}^3 = 0{,}250\ \text{dm}^3$
Concentración de la disolución del $Mg(NO_3)_2$	$[Mg(NO_3)_2] = 0{,}100\ \text{mol/dm}^3$
Volumen de la disolución del $Mg(NO_3)_2$	$V_b = 250\ \text{cm}^3 = 0{,}250\ \text{dm}^3$
Masa molar del fluoruro de magnesio	$M(MgF_2) = 62{,}3$ g/mol
Incógnitas	
Masa de MgF_2 disuelta en 250 cm³ de agua	m_a
Masa de MgF_2 disuelta en 250 cm³ de disolución de $Mg(NO_3)_2$ de concentración 0,1 mol/dm³	m_b
Otros símbolos	
Solubilidad (mol/dm³) del MgF_2 en agua	s_a
Solubilidad (mol/dm³) del MgF_2 en $Mg(NO_3)_2$ 0,1 mol/dm³	s_b
Solubilidad (g/dm³) del MgF_2 en $Mg(NO_3)_2$ 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

		MgF_2	$\rightleftharpoons$	Mg^{2+}	$2\ F^-$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	$2\ s$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Mg^{2+}]_e \cdot [F^-]_e^2 = s\,(2\,s)^2 = 4\,s^3 = 8{,}00\cdot10^{-8}$$

La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua vale:

$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8{,}00\cdot10^{-8}}{4}} = 0{,}00271 \text{ mol } MgF_2/dm^3 \text{ D}$$

La cantidad del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm³ de agua es:

$$n(MgF_2) = 0{,}250 \text{ dm}^3 \cdot 0{,}00271 \text{ mol } MgF_2/\text{dm}^3 = 6{,}79\cdot10^{-4} \text{ mol } MgF_2$$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm³ de agua es:

$$m_a = 6{,}79\cdot10^{-4} \text{ mol } MgF_2 \cdot 62{,}3 \text{ g/mol} = 0{,}0423 \text{ g } MgF_2$$

b) El nitrato de magnesio está totalmente disociado.

$$Mg(NO_3)_2(s) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\,NO_3^-(aq)$$

$$[Mg^{2+}] = [Mg(NO_3)_2] = 0{,}100 \text{ mol } Mg^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

		MgF_2	$\rightleftharpoons$	Mg^{2+}	$2\,F^-$	
Concentración inicial	$[X]_0$			0,100	0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	$\longrightarrow$	s_b	$2\,s_b$	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$0{,}100 + s_b$	$2\,s_b$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Mg^{2+}]_e \cdot [F^-]_e^2 = (0{,}100 + s_2)\,(2\,s_2)^2 = 8{,}00\cdot10^{-8}$$

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

$$0{,}100 \cdot (2\,s_b)^2 \approx 8{,}00\cdot10^{-8}$$

$$s_b = \sqrt{\frac{8{,}00\cdot10^{-8}}{0{,}100\ \cdot\ 4}} = 4{,}47\cdot10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

que es despreciable.
La solubilidad en g/dm³ sería

$$s'_b = 4{,}47\cdot10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \cdot 62{,}3 \text{ g/mol} = 0{,}0278 \text{ g/dm}^3$$

La masa del fluoruro de magnesio que se puede disolver en 0,250 dm³ de disolución de $Mg(NO_3)_2$ de concentración 0,1 mol/dm³ es:

$$m_b = 0{,}250 \text{ dm}^3 \cdot 0{,}0278 \text{ g } MgF_2/\text{dm}^3 = 6{,}96\cdot10^{-3} \text{ g } MgF_2$$

Análisis: La masa de MgF_2 *que se puede disolver en* 0,250 dm³ *de disolución de* $Mg(NO_3)_2$ *de concentración* 0,1 mol/dm³, $m_b = 6{,}96\cdot10^{-3}$ g *es menor que la que se puede disolver en* 0,250 dm³ *de agua,* m_a = 0,0423 g, *debido al efecto del ion común* Mg^{2+}.

● Precipitación

1. El producto de solubilidad del yoduro de plata es $8{,}3\cdot10^{-17}$. Calcula:
   a) La solubilidad del yoduro de plata expresada en g·dm⁻³
   b) La masa de yoduro de sodio que se debe añadir la 100 cm³ de disolución de concentración 0,005 mol/dm³ de nitrato de plata para iniciar la precipitación del yoduro de plata.

   (P.A.U. sep. 10)

   Rta.: a) $s = 2{,}1\cdot10^{-6}$ g/dm³; b) $m = 2{,}5\cdot10^{-13}$ g NaI.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del AgI	$K_s = 8{,}3\cdot10^{-17}$
Volumen disolución de $AgNO_3$	$V_1 = 100\ cm^3 = 0{,}100\ dm^3$
Concentración de la disolución de $AgNO_3$	$[AgNO_3] = 0{,}0050\ mol/dm^3$
Masas molares: yoduro de plata	$M(AgI) = 235\ g/mol$
yoduro de sodio	$M(NaI) = 150\ g/mol$
Incógnitas	
Solubilidad del yoduro de plata	s
Masa de yoduro de sodio para iniciar la precipitación	$m(NaI)$
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + I^-(aq)$$

		AgI	$\rightleftharpoons$	Ag^+	I^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ag^+]_e \cdot [I^-]_e = s \cdot s = s^2 = 8{,}3\cdot10^{-17}$$

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8{,}3\cdot10^{-17}} = 9{,}1\cdot10^{-9}\ \text{mol AgI/dm}^3\ \text{D}$$

$$s' = 9{,}1\cdot10^{-9}\ \text{mol AgI/dm}^3\ \text{D}\ \frac{235\ \text{g AgI}}{1\ \text{mol AgI}} = 2{,}1\cdot10^{-6}\ \text{g/dm}^3\ \text{D}$$

b) El $AgNO_3$ está totalmente disociado en la disolución

$$AgNO_3(s) \longrightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

La concentración del ion plata será la misma que la del nitrato de plata:

$$[Ag^+] = [AgNO_3] = 0{,}0050 = 5{,}0\cdot10^{-3}\ mol/dm^3$$

Se formará precipitado cuando:

$$Q = [Ag^+] \cdot [I^-] \geq K_s$$

$$[I^-] \geq \frac{K_s}{[Ag^+]} = \frac{8{,}3\cdot10^{-17}}{5{,}0\cdot10^{-3}} = 1{,}7\cdot10^{-14}\ \text{mol/dm}^3$$

Cuando se disuelva el yoduro de sodio, se disociará totalmente

$$NaI(s) \longrightarrow I^-(aq) + Na^+(aq)$$

y la concentración de yoduro de sodio será la misma que la del ion yoduro:

$$[NaI] = [I^-] = 1{,}7\cdot10^{-14}\ mol/dm^3$$

La masa de yoduro de sodio para producir 100 cm³ de disolución de esa concentración:

$$m(\text{NaI}) = 0{,}100\ \text{dm}^3\ \text{D}\ \frac{1{,}7\cdot10^{-14}\ \text{mol NaI}}{1\ \text{dm}^3\ \text{D}}\ \frac{150\ \text{g NaI}}{1\ \text{mol NaI}} = 2{,}5\cdot10^{-13}\ \text{g NaI}$$

2. a) Sabiendo que a 25 ℃ la $K_s(BaSO_4)$ es $1{,}1\cdot10^{-10}$, determina la solubilidad de la sal en g/dm³.
b) Si 250 cm³ de una disolución de $BaCl_2$ de concentración 0,0040 mol/dm³ se añaden a 500 cm³ de disolución de K_2SO_4 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) $s' = 2{,}4\cdot10^{-3}$ g/dm³; b) Sí. $1{,}3\cdot10^{-3} \cdot 5{,}3\cdot10^{-3} > K_s$.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $BaSO_4$	$K_s = 1{,}1\cdot10^{-10}$
Volumen disolución de $BaCl_2$	$V_1 = 250$ cm³ $= 0{,}25$ dm³
Volumen disolución K_2SO_4	$V_2 = 500$ cm³ $= 0{,}50$ dm³
Concentración de la disolución del $BaCl_2$	$[BaCl_2]_0 = 0{,}0040$ mol/dm³
Concentración del K_2SO_4	$[K_2SO_4]_0 = 0{,}0080$ mol/dm³
Masa molar del sulfato de bario	$M(BaSO_4) = 233$ 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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

		$BaSO_4$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 1{,}1\cdot10^{-10}$$

La solubilidad del sulfato de bario es

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}1\cdot10^{-10}} = 1{,}0\cdot10^{-5}\ \text{mol}\ BaSO_4/\text{dm}^3\ \text{D}$$

que se puede expresar en g/dm³:

$$s' = 1{,}0\cdot10^{-5}\ \text{mol}\ BaSO_4/\text{dm}^3\ \text{D}\ \frac{233\ \text{g BaSO}}{1\ \text{mol BaSO}} = 2{,}4\cdot10^{-3}\ \text{g/dm}^3\ \text{D}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.

$$BaCl_2(s) \longrightarrow Ba^{2+}(aq) + 2\,Cl^-(aq)$$

$$K_2SO_4(s) \longrightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\,K^+(aq)$$

Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[Ba^{2+}]_0 = [BaCl_2]_0 = 0{,}0040\ \text{mol/dm}^3$$

$$[SO_4^{2-}]_0 = [BaSO_4]_0 = 0{,}0080 \text{ mol/dm}^3$$

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

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

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V_T} = \frac{0{,}50 \text{ dm}^3 \cdot 0{,}008\ 0 \text{mol } SO_4^{2-}/\text{dm}^3}{(0{,}25+0{,}50) \text{ dm}^3} = 5{,}3 \cdot 10^{-3} \text{ mol } SO_4^{2-}/\text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] > K_s$

$$[Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1{,}3 \cdot 10^{-3} \cdot 5{,}3 \cdot 10^{-3} = 7{,}1 \cdot 10^{-6} > 1{,}1 \cdot 10^{-10}$$

y, por tanto, se forma precipitado.

3. El producto de solubilidad del cloruro de plata vale $1{,}70 \cdot 10^{-10}$ a 25 ℃. 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 $AgNO_3$ de concentración 0,01 mol/dm³.

(P.A.U. sep. 09)

Rta.: a) $s = 1{,}3 \cdot 10^{-5}$ mol/dm³; b) Sí $[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 8{,}3 \cdot 10^{-4} > K_s$.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del AgCl	$K_s = 1{,}7 \cdot 10^{-10}$
Volumen disolución de $AgNO_3$	$V_1 = 1{,}0$ dm³
Volumen disolución NaCl	$V_2 = 100$ cm³ = 0,10 dm³
Concentración de la disolución del $AgNO_3$	$[AgNO_3]_0 = 0{,}010$ mol/dm³
Concentración del NaCl	$[NaCl]_0 = 1{,}0$ mol/dm³
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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

		AgCl	⇌	Ag^+	Cl^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.

$$AgNO_3(s) \longrightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

$$NaCl(s) \longrightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq)$$

Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[Ag^+]_0 = [AgNO_3]_0 = 1{,}0\cdot10^{-2}\ \text{mol/dm}^3$$

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

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

$$[Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V_T} = \frac{1{,}00\ \text{dm}^3 \cdot 0{,}01\ \text{mol Ag}^+/\text{dm}^3}{(1{,}00+0{,}10)\ \text{dm}^3} = 9{,}1\cdot10^{-3}\ \text{mol Ag}^+/\text{dm}^3$$

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V_T} = \frac{0{,}10\ \text{dm}^3 \cdot 1{,}0\ \text{mol Cl}^-/\text{dm}^3}{(1{,}00+0{,}10)\ \text{dm}^3} = 9{,}1\cdot10^{-2}\ \text{mol Cl}^-/\text{dm}^3$$

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

$$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 9{,}1\cdot10^{-3} \cdot 9{,}1\cdot10^{-2} = 8{,}3\cdot10^{-4} > 1{,}7\cdot10^{-10}$$

y, por tanto, se forma precipitado.

4. El $PbCO_3$ es una sal muy poco soluble en el agua con una K_s de $1{,}5\cdot10^{-15}$. Calcula:
   a) La solubilidad de la sal.
   b) Si se mezclan 150 cm³ de una disolución de $Pb(NO_3)_2$ de concentración 0,04 mol/dm³ con 50 cm³ de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,01 mol/dm³, razona si precipitará el $PbCO_3$ en el recipiente donde se hizo la mezcla.

(P.A.U. jun. 11)

Rta.: a) $s = 3{,}9\cdot10^{-8}$ mol/dm³; b) Sí.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $PbCO_3$	$K_s = 1{,}5\cdot10^{-15}$
Volumen de la disolución de $Pb(NO_3)_2$	$V_1 = 150\ \text{cm}^3 = 0{,}150\ \text{dm}^3$
Concentración de la disolución de $Pb(NO_3)_2$	$[Pb(NO_3)_2] = 0{,}040\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$
Volumen de la disolución de Na_2CO_3	$V_2 = 50\ \text{cm}^3 = 0{,}050\ \text{dm}^3$
Concentración de la disolución de Na_2CO_3	$[Na_2CO_3] = 0{,}010\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$
Incógnitas	
Solubilidad	s
Si se formará precipitado de $PbCO_3$	Q
Ecuaciones	
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n\ /\ V = s'\ /\ M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\,B^{\beta+}(aq) + a\,A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbCO_3(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

		$PbCO_3$	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	CO_3^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [CO_3^{2-}]_e = s \cdot s = s^2$$

Como la solubilidad s es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal, que puede disolverse por dm³ de disolución

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1{,}5 \cdot 10^{-15}} = 3{,}9 \cdot 10^{-8} \text{ mol } PbNO_3/dm^3 \text{ D}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.

$$Pb(NO_3)_2(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

$$Na_2CO_3(s) \longrightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[Pb^{2+}]_0 = [Pb(NO_3)_2]_0 = 0{,}04 \text{ mol·dm}^{-3}$$

$$[CO_3^{2-}]_0 = [Na_2CO_3]_0 = 0{,}01 \text{ mol·dm}^{-3}$$

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

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

$$[CO_3^{2-}] = \frac{n(CO_3^{2-})}{V_T} = \frac{0{,}050 \text{ dm}^3 \cdot 0{,}010 \text{ mol } CO_3^{2-}/\text{dm}^3}{(0{,}150 + 0{,}050) \text{ dm}^3} = 0{,}002\ 5 \text{mol } CO_3^{2-}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Se formará precipitado si $Q = [Pb^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] > K_s$

$$[Pb^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0{,}030 \cdot 0{,}0025 = 7{,}5 \cdot 10^{-5} > 1{,}5 \cdot 10^{-15}$$

Se formará precipitado.

5. 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 ℃ es de 26,0 mg.
   a) Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad de la sal a 25 ℃.
   b) 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	***Cifras significativas: 3***
Masa de $SrSO_4$	m = 26,0 mg = 0,0260 g
Volumen disolución de $SrSO_4$	V = 250 cm³ = 0,250 dm³
Concentración de la disolución del Na_2SO_4	$[Na_2SO_4]_0$ = 0,0100 mol/dm³
Concentración del $SrCl_2$	$[SrCl_2]_0$ = 0,0200 mol/dm³
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: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$SrSO_4(s) \rightleftharpoons SrSO_4(aq) \longrightarrow Sr^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

La constante de equilibrio K_s es:

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

El sulfato de estroncio que se disuelve está totalmente disociado. La concentración del $SrSO_4(aq)$ es

$$s=[SrSO_4(aq)]=\frac{0{,}260\ \text{g}\ SrSO_4}{0{,}250\ \text{dm}^3\ \text{D}}\ \frac{1\ \text{mol}\ SrSO_4}{184\ \text{g}\ SrSO_4}=5{,}66\cdot10^{-4}\ \text{mol/dm}^3\ \text{D}$$

y la constante de equilibrio de solubilidad vale

$$K_s = s \cdot s = s^2 = 3{,}21\cdot10^{-7}$$

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.

$$Na_2SO_4(s) \longrightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$SrCl_2(s) \longrightarrow Sr^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

Las concentraciones iniciales de los iones son:

$$[Sr^{2+}]_0 = [SrCl_2]_0 = 0{,}0200\ \text{mol/dm}^3$$

$$[SO_4^{2-}]_0 = [Na_2SO_4]_0 = 0{,}0100\ \text{mol/dm}^3$$

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:

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

$$[SO_4^{2-}]=\frac{n(SO_4^{2-})}{V_T}=\frac{V\cdot 0{,}0100\ \text{mol}\ SO_4^{2-}/\text{dm}^3}{2\cdot V}=0\,,00500\ \text{mol}\ SO_4^{2-}/\text{dm}^3$$

Se formará precipitado si $Q = [Sr^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] > K_s$

$$Q = [Sr^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 0{,}0100 \cdot 0{,}00500 = 5{,}00\cdot10^{-5} > 3{,}21\cdot10^{-7}$$

y, por tanto, se forma precipitado.

6. El producto de solubilidad del cloruro de plomo(II) es $1{,}6\cdot10^{-5}$ a 298 K.
   a) Determina la solubilidad del cloruro de plomo(II) expresada en mol/dm³.
   b) Se mezclan 200 cm³ de una disolución de concentración $1{,}0\cdot10^{-3}$ mol/dm³ de $Pb(NO_3)_2$ 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	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $PbCl_2$	$K_s = 1{,}6\cdot10^{-5}$
Volumen disolución de $Pb(NO_3)_2$	V_1 = 200 cm³ = 0,20 dm³
Concentración de la disolución del $Pb(NO_3)_2$	$[Pb(NO_3)_2]_0 = 1{,}0\cdot10^{-3}$ mol/dm³
Volumen disolución de HCl	V_2 = 200 cm³ = 0,20 dm³
pH de la disolución de HCl	pH = 3,0
Incógnitas	
Solubilidad del $PbCl_2$	s
Si se formará precipitado	Q
Ecuaciones	
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
pH	$pH = -\log[H^+]$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$PbCl_2(s) \rightleftharpoons PbCl_2(aq) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

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

$$K_s = [Pb^{2+}]_e \cdot [Cl^-]_e^2 = s \cdot (2\ s)^2 = 4\ s^3 = 1{,}6\cdot10^{-5}$$

Despejando la solubilidad s

$$s = \sqrt[3]{\frac{1{,}6\cdot10^{-5}}{4}} = 0{,}016\ \text{mol/dm}^3$$

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

$$Pb(NO_3)_2(s) \longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ (NO_3)^-(aq)$$

La concentración inicial del ion Pb^{2+} es:

$$[Pb^{2+}]_0 = [Pb(NO_3)_2]_0 = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

La ionización del HCl disuelto es

$$HCl(aq) \longrightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}0} = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

$$[Cl^-]_0 = [H^+]_0 = 1{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol/dm}^3$$

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:

$$[Pb^{2+}] = \frac{n(Pb^{2+})}{V_T} = \frac{0{,}20[\text{dm}^3]\cdot1{,}0\cdot10^{-3}[\text{mol } Pb^{2+}/\text{dm}^3]}{0{,}40[\text{dm}^3]} = 5{,}0\cdot10^{-4}\text{mol } Pb^{2+}/\text{dm}^3$$

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V_T} = \frac{0{,}20\ \text{dm}^3\cdot1{,}0\ \text{time}\ 10^{-3}\text{mol } Cl^-/\text{dm}^3}{0{,}40\ \text{dm}^3} = 5{,}0\cdot10^{-4}\text{mol } Cl^-/\text{dm}^3$$

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

$$Q = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = 5{,}0\cdot10^{-4} \cdot (5{,}0\cdot10^{-4})^2 = 1{,}3\cdot10^{-10} < 1{,}6\cdot10^{-5}$$

y, por tanto, no se forma precipitado.

7. Se dispone de una disolución que contiene una concentración de Cd^{2+} de 1,1 mg/dm³. Se quiere eliminar parte del Cd^{2+} precipitándolo con un hidróxido, en forma de $Cd(OH)_2$. Calcula:
   a) El pH necesario para iniciar la precipitación.
   b) La concentración de Cd^{2+}, en mg/dm³, cuando el pH es igual a 12.
   Dato: $K_s(Cd(OH)_2) = 1{,}2\cdot10^{-14}$. *(P.A.U. jun. 16)*
   Rta.: a) pH = 9,5; b) $[Cd^{2+}]_b = 1{,}3\cdot10^{-5}$ mg/dm³.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del $Cd(OH)_2$	$K_s = 1{,}2\cdot10^{-14}$
Concentración de ion cadmio	$[Cd^{2+}] = 1{,}1$ mg/dm³
Masa atómica: Cd	$M(Cd) = 112$ g/mol
pH para calcular la $[Cd^{2+}]$ en el apartado b	$pH_b = 12$
Incógnitas	
pH necesario para iniciar la precipitación	pH
Concentración de ion cadmio a pH = 12	$[Cd^{2+}]_b$

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
pH	$pH = -\log[H^+]$
pOH	$pOH = -\log[OH^-]$
Producto iónico del agua	$pH + pOH = 14$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

$$Cd(OH)_2(s) \rightleftharpoons Cd(OH)_2(aq) \longrightarrow Cd^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

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.

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

La concentración de ion cadmio es

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

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:

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

El pOH es:

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

El pH es:

$$pH = 14 - pOH = 9{,}5$$

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

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

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

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

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

◊ CUESTIONES

1. Se dispone de una disolución acuosa saturada de $CaCO_3$ en equilibrio con su sólido. Indique cómo se verá modificada su solubilidad al añadirle Na_2CO_3, considerando esta sal totalmente disociada. Razona la respuesta indicando el equilibrio y la expresión de la constante del producto de solubilidad (K_{ps}). *(A.B.A.U. extr. 21)*

Solución:

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

$$Na_2CO_3(s) \longrightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

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

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

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

$$K_s = [Ca^{2+}]_e \cdot [CO_3^{2-}]_e$$

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.

2. b) Razona cómo varía la solubilidad del $FeCO_3$ (sal poco soluble) al añadir Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la dicha sal.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

b) La solubilidad disminuye en presencia de un ion común.
Para una sal poco soluble como el carbonato de hierro(II) el sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos.

$$FeCO_3(s) \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

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

		$FeCO_3$	$\rightleftharpoons$	CO_3^{2-}	Fe^{2+}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm^3

$$K_s = [CO_3^{2-}] \cdot [Fe^{2+}] = s \cdot s = s^2$$

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

$$Na_2CO_3(aq) \longrightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Al añadir a una disolución de carbonato de hierro(II) en equilibrio una disolución acuosa de carbonato de sodio, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Lee Chatelier, en el sentido de consumir el ion carbonato extra y de formar mayor cantidad de precipitado de carbonato de hierro(II), dejando menos iones hierro(II) en la disolución.

3. b) Razona si es correcta la siguiente afirmación: la solubilidad del cloruro de plata (sal poco soluble) es igual en agua pura que en una disolución de cloruro de sodio.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

b) Incorrecta. 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.

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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

		AgCl	⇌	Cl^-	Ag^+	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

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

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

$$NaCl(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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.

4. 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.
   a) Deduce la expresión que relaciona la concentración de A^{3+} con el producto de solubilidad de la sal.
   b) 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

$$AB_3(s) \rightleftharpoons 3\ B^-(aq) + A^{3+}(aq)$$

		AB_3	⇌	$3\ B^-$	A^{3+}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$3\ s$	s	mol/dm³

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:

$$CB_2(s) \longrightarrow C^{2+}(aq) + 2\ B^-(aq)$$

lo que produce un aumento en la concentración del ion B^- en la disolución.
Esto provocará un desplazamiento del equilibrio

$$AB_3(s) \rightleftharpoons 3\ B^-(aq) + A^{3+}(aq)$$

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

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

un 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:

$$CB_2(s) \longrightarrow C^{2+}(aq) + 2\ B^-(aq)$$

$$c \longrightarrow c + 2\ c$$

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/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_b	$\longrightarrow$	$3\ s_b$	s_b	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$3\ s_b + 2\ c$	s_b	mol/dm³

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

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

5. 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.

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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/dm³

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

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

$$NaCl(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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.

6. 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.

$$NaCl(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

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.

7. 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:

$$PbI_2(s) \rightleftharpoons 2\ I^-(aq) + Pb^{2+}(aq)$$

$$s \longrightarrow 2\ s + s$$

La constante de equilibrio o producto de solubilidad es:

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

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

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

$$Na_2CO_3(s) \longrightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

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

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

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

$$K_s = [Ca^{2+}]_e \cdot [CO_3^{2-}]_e$$

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.

8. Como es conocido, el ion plata precipita con iones Cl^-, I^- y CrO_4^{2-}, con los siguientes datos: $K_s(AgCl) = 1{,}7\cdot10^{-10}$; $K_s(Ag_2CrO_4) = 1{,}1\cdot10^{-12}$ y $K_s(AgI) = 8{,}5\cdot10^{-17}$
   a) 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.
   b) 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:

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad K_s = [Cl^-] \cdot [Ag^+]$$

$$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + I^-(aq) \qquad K_s = [I^-] \cdot [Ag^+]$$

$$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2\ Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq) \qquad K_s = [CrO_4^{2-}] \cdot [Ag^+]^2$$

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

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

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

$$[CrO_4^{2-}]_p = \frac{K_{ps}(Ag_2CrO_4)}{[Ag^+]^2} = \frac{1{,}1 \cdot 10^{-12}}{c^2}$$

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.

$$[I^-]_p < [Cl^-]_p$$

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 $1{,}1 \cdot 10^{-12} / 8{,}5 \cdot 10^{-17} = 1{,}3 \cdot 10^4$ mol·dm^{-3}. Ese valor es tan elevado que la condición se cumplirá siempre

$$[I^-]_p < [CrO_4^{2-}]_p$$

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 $1{,}1 \cdot 10^{-12} / 1{,}7 \cdot 10^{-10} = 6{,}5 \cdot 10^{-3}$ mol·dm^{-3}, la concentración de ion cloruro necesaria para que precipite el cloruro de plata es menor que la de ion cromato.

$$[Cl^-]_p < [CrO_4^{2-}]_p$$

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.

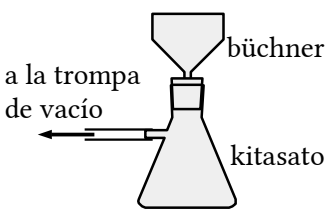
◊ LABORATORIO

1. ¿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

2. Se disuelven 3,0 g de $SrCl_2$ en 25 cm³ de agua y 4,0 g de Li_2CO_3 en otros 25 cm³ de agua. A continuación, se mezclan las dos disoluciones, llevándose a cabo la formación de un precipitado del que se obtienen 1,55 g.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar, identificando el precipitado, y calcula el rendimiento de la misma.
   b) Describe el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, dibujando el montaje y el material que precisa emplear.

(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: *Rto.* = 56 %.

Solución:

Se obtiene un precipitado de carbonato de estroncio.
La reacción de precipitación es:

$$\underset{\text{cloruro de estroncio}}{SrCl_2(aq)} + \underset{\text{carbonato de litio}}{Li_2CO_3(aq)} \longrightarrow \underset{\text{carbonato de estroncio}}{SrCO_3(s)} + \underset{\text{cloruro de litio}}{2\ LiCl(aq)}$$

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

$$Sr^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} + \cancel{2\ Li^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + \longrightarrow SrCO_3(s) + \cancel{2\ Li^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

Cálculo de la cantidad de precipitado (tomando 2 cifras significativas)
Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de calcio .
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(SrCl_2) = \frac{3{,}0\ \text{g}\ SrCl_2}{159\ \text{g/mol}} = 0{,}019\ \text{mol}\ SrCl_2$$

$$n_0(Li_2CO_3) = \frac{4{,}0\ \text{g}\ Li_2CO_3}{73{,}9\ \text{g/mol}} = 0{,}054\ \text{mol}\ Li_2CO_3$$

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de carbonato de litio necesaria para reaccionar con el cloruro de estroncio es:

$$n(Li_2CO_3) = 0{,}019\ \text{mol}\ Li_2CO_3$$

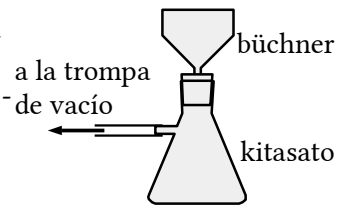
Cómo hay 0,054 mol, más de los necesarios, el reactivo limitante es el cloruro de estroncio.
La masa teórica de precipitado sería:

$$m = 0{,}019\ \text{mol}\ SrCl_2\ \frac{1\ \text{mol}\ Sr_2CO_3}{1\ \text{mol}\ SrCl_2}\ \frac{148\ \text{g}\ Sr_2CO_3}{1\ \text{mol}\ Sr_2CO_3} = 2{,}8\ \text{g}\ Sr_2CO_3$$

Como la masa de precipitado fue de 1,55 g, el rendimiento de la reacción valdrá:

$$Rto. = \frac{1{,}55\ \text{g}\ SrCO_3\ \text{obtidos}}{2{,}8\ \text{g}\ SrCO_3\ \text{teóricos}} = 0{,}56 = 56\ \%$$

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.

3. Se mezclan 20 cm³ de una disolución acuosa de $BaCl_2$ de concentración 0,5 mol/dm³ con 80 cm³ de una disolución acuosa de $CaSO_4$ de concentración 0,04 mol/dm³.
   a) Escribe la reacción química que tiene lugar, nombra los compuestos y calcula la cantidad en gramos del precipitado obtenido.
   b) Nombra y dibuja el material y describe el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado.

(A.B.A.U. extr. 21)

Rta.: a) m = 0,75 g $BaSO_4$

Solución:

Se obtiene un precipitado de sulfato de bario.
La reacción de precipitación es:

$BaCl_2(aq)$ +	$CaSO_4(aq) \longrightarrow$	$BaSO_4(s)$ +	$CaCl_2(aq)$
cloruro de bario	sulfato de calcio	sulfato de bario	cloruro de calcio

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

$$Ba^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} + \cancel{Ca^{2+}(aq)} + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + \cancel{Ca^{2+}(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

Cálculo de la cantidad de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas)
Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de calcio.
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(BaCl_2) = 20\ cm^3\ D\ \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3}\ \frac{0{,}50\ mol}{1\ dm^3} = 10 \cdot 10^{-3}\ mol\ BaCl_2$$

$$n_0(CaSO_4) = 80\ cm^3\ D\ \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3}\ \frac{0{,}040\ mol}{1\ dm^3} = 3{,}2 \cdot 10^{-3}\ mol\ CaSO_4$$

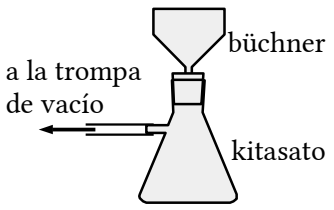
Como reaccionan tierna a tierna, la cantidad de sulfato de calcio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario es

$$n(CaSO_4) = 10 \cdot 10^{-3}\ mol\ CaSO_4$$

Como solo hay $3{,}2 \cdot 10^{-3}$ mol, menos del necesario, el reactivo limitante es el sulfato de calcio.
La masa teórica de precipitado sería:

$$m = 3{,}2 \cdot 10^{-3}\ mol\ CaSO_4\ \frac{1\ mol\ BaSO_4}{1\ mol\ CaSO_4}\ \frac{233\ g\ BaSO_4}{1\ mol\ BaSO_4} = 0{,}75\ g\ BaSO_4$$

Procedimiento
Para separar el precipitado, colóquese 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 ajustase el embudo büchner sobre uno matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato la 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 lo 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. Se mezclan 25,0 cm³ de una disolución de $CaCl_2$ de concentración 0,02 mol/dm³ y 25,0 cm³ de una disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,03 mol/dm³.
   a) Indica el precipitado que se obtiene y la reacción química que tiene lugar.
   b) Describe el material y el procedimiento empleado para su separación.

(P.A.U. sep. 08)

Solución:

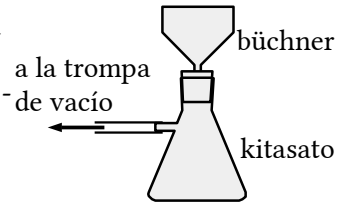
Se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.
La reacción de precipitación es:

$$CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq)$$

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

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

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.

5. Al mezclar 25 cm³ de una disolución de $AgNO_3$ de concentración 0,01 mol/dm³ con 10 cm³ de una disolución de NaCl de concentración 0,04 mol/dm³ se obtiene un precipitado de cloruro de plata.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la cantidad máxima de precipitado que se podría obtener.
   b) Describe el procedimiento y nombra el material que utilizarías en el laboratorio para separar el precipitado.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

a) La reacción es:

$$NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$

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

$$\cancel{Na^+(aq)} + Cl^-(aq) + Ag^+(aq) + \cancel{NO_3^-(aq)} \longrightarrow AgCl(s) + \cancel{Na^+(aq)} + \cancel{NO_3^-(aq)}$$

Cálculo de la cantidad máxima de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas)
Se calcula la masa de cloruro de plata que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de sodio y nitrato de plata.
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(NaCl) = 10\ cm^3 \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3} \frac{0{,}040\ mol\ NaCl}{1\ dm^3} = 4{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol\ NaCl$$

$$n_0(AgNO_3) = 25\ cm^3 \frac{1\ dm^3}{10^3\ cm^3} \frac{0{,}010\ mol\ AgNO_3}{1\ dm^3} = 2{,}5 \cdot 10^{-4}\ mol\ AgNO_3$$

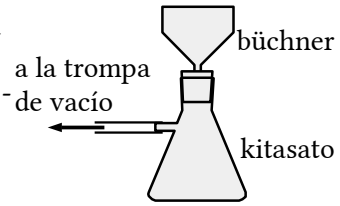
Como reaccionan mol a mol, la cantidad de $AgNO_3$ necesaria para reaccionar con el NaCl es

$$n(AgNO_3) = 4{,}0 \cdot 10^{-3}\ mol\ AgNO_3$$

Como solo hay $2{,}5\cdot10^{-4}$ mol, el reactivo limitante es el nitrato de plata.
La masa que se puede obtener es:

$$m = 2{,}5\cdot10^{-4}\ \text{mol AgNO}_3\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol AgNO}_3}\ \frac{143\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 0{,}036\ \text{g AgCl}$$

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. En el laboratorio se mezclan 20,0 cm³ de una disolución de concentración 0,03 mol/dm³ de cloruro de bario y 15 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de sulfato de cinc.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento si se obtuvieron 0,10 g de sulfato de bario.
   b) Describe el procedimiento e indica el material que emplearía para separar el precipitado.

   (A.B.A.U. ord.)

   Rta.: rendimiento del 71 %

Solución:

a) La reacción de precipitación es:

$$BaCl_2(aq) + ZnSO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + ZnCl_2(aq)$$

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

$$\cancel{Zn^{2+}(aq)} + SO_4^{2-}(aq) + Ba^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow BaSO_4(s) + \cancel{Zn^{2+}(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

Cálculo de la cantidad de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas)
Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de cinc.
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20\ \text{cm}^3\ \text{D}\ \frac{1\ \text{dm}^3}{10^3\ \text{cm}^3}\ \frac{0{,}030\ \text{mol}}{1\ \text{dm}^3} = 6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{ZnSO}_4) = 15\ \text{cm}^3\ \text{D}\ \frac{1\ \text{dm}^3}{10^3\ \text{cm}^3}\ \frac{0{,}10\ \text{mol}}{1\ \text{dm}^3} = 1{,}5\cdot10^{-3}\ \text{mol ZnSO}_4$$

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de sulfato de cinc necesaria para reaccionar con el cloruro de bario es

$$n(ZnSO_4) = 6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol ZnSO}_4$$

Cómo hay $1{,}5\cdot10^{-3}$ mol, más que el necesario, el reactivo limitante es el cloruro de bario.
La masa teórica de precipitado sería:

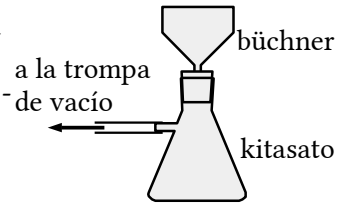
$$m = 6{,}0\cdot10^{-4}\ \text{mol BaCl}_2\ \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{1\ \text{mol BaCl}_2}\ \frac{233\ \text{g BaSO}_4}{1\ \text{mol BaSO}_4} = 0{,}14\ \text{g BaSO}_4$$

El rendimiento se obtiene dividiendo la masa obtenida entre la calculada y se expresa el resultado en tanto por ciento. Como solo se obtuvieron 0,10 g, el rendimiento es:

$$rto. = \frac{0{,}10 \text{ g obtidos}}{0{,}14 \text{ g máximo}} = 0{,}71 = 71\ \%$$

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.

7. En el laboratorio se mezclan 30 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de $Pb(NO_3)_2$ y 40 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI, obteniéndose 0,86 gramos de un precipitado de PbI_2.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la misma.
   b) Indica el material y el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado.

   (A.B.A.U. ord. 19)

   Rta.: rendimiento del 93 %

Solución:

a) La reacción es:

$$Pb(NO_3)_2(aq) + 2\ KI(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ KNO_3(aq)$$

Se obtiene un precipitado de yoduro de plomo(II).

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

$$Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq) + 2\ I^-(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq)$$

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).

Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\mathrm{KI}) = 40\ \mathrm{cm^3}\ \frac{1\ \mathrm{dm^3}}{10^3\ \mathrm{cm^3}}\ \frac{0{,}10\ \mathrm{mol\ KI}}{1\ \mathrm{dm^3}} = 4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ KI}$$

$$n_0(\mathrm{Pb(NO_3)_2}) = 30\ \mathrm{cm^3}\ \frac{1\ \mathrm{dm^3}}{10^3\ \mathrm{cm^3}}\ \frac{0{,}10\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}}{1\ \mathrm{dm^3}} = 3{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}$$

Cantidad de $Pb(NO_3)_2$ necesaria para reaccionar con el KI:

$$n(\mathrm{Pb(NO_3)_2}) = 4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ KI}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}}{2\ \mathrm{mol\ KI}} = 2{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}$$

Como la cantidad que hay de $Pb(NO_3)_2$ ($3{,}0\cdot10^{-3}$ mol) es mayor que ($2{,}0\cdot10^{-3}$ mol) la necesaria para reaccionar con todo el KI, lo reactivo limitante es el KI. La cantidad máxima de PbI_2 que se puede formar en la reacción es:

$$n = 4{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ KI}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ PbI_2}}{2\ \mathrm{mol\ KI}} = 2{,}0\cdot10^{-3}\ \mathrm{mol\ PbI_2}$$

La masa que se puede obtener es:

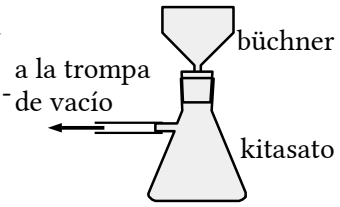
$$m = 2{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol PbI}_2\ \frac{461\ \text{g PbI}_2}{1\ \text{mol PbI}_2} = 0{,}92\ \text{g PbI}_2$$

El rendimiento se obtiene dividiendo la masa obtenida entre la calculada y se expresa el resultado en tanto por ciento. Como solo se obtuvieron 0,86 g, el rendimiento es:

$$rto. = \frac{0{,}86\ \text{g obtenidos}}{0{,}92\ \text{g máximo}} = 0{,}93 = 93\ \%$$

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.

8. Se mezclan 20 cm³ de disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,15 mol/dm³ y 50 cm³ de disolución de $CaCl_2$ de concentración 0,10 mol/dm³, obteniéndose 0,27 g de un precipitado de $CaCO_3$.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.
   b) Describe el procedimiento que emplearías en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, haciendo un esquema del montaje y el material que hay que emplear.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: rendimiento del 90%

Solución:

a) La reacción es:

$$Na_2CO_3(aq) + CaCl_2(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq)$$

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

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

Cálculo del rendimiento (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.

Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(CaCl_2) = 50\ \text{cm}^3\ \frac{1\ \text{dm}^3}{10^3\ \text{cm}^3}\ \frac{0{,}10\ \text{mol CaCl}_2}{1\ \text{dm}^3} = 5{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol CaCl}_2$$

$$n_0(Na_2CO_3) = 20\ \text{cm}^3\ \frac{1\ \text{dm}^3}{10^3\ \text{cm}^3}\ \frac{0{,}15\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{dm}^3} = 3{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de Na_2CO_3 necesaria para reaccionar con el $CaCl_2$ es:

$$n(Na_2CO_3) = 5{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como solo hay $3{,}0\cdot10^{-3}$ mol, el reactivo limitante es el carbonato de sodio.

Se producirán como máximo:

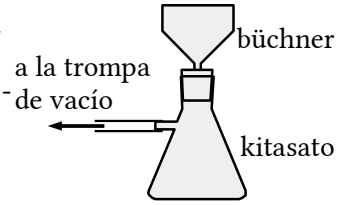
$$m = 3{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3\ \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}\ \frac{100\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 0{,}30\ \text{g CaCO}_3$$

Como solo se obtienen 0,27 g, el rendimiento es

$$rto. = \frac{0{,}27 \text{ g obtenidos}}{0{,}30 \text{ g máximo}} = 0{,}90 = 90\ \%$$

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.

9. Se mezclan 10 cm³ de una disolución de $BaCl_2$ de concentración 0,01 mol/dm³ con 40 cm³ de una disolución de sulfato de sodio de concentración 0,01 mol/dm³ obteniéndose cloruro de sodio y un precipitado de sulfato de bario.
   a) Escribe la reacción que tiene lugar e indica la cantidad de precipitado que se obtiene.
   b) Indica el material y el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

a) La reacción de precipitación es:

$$BaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \longrightarrow BaSO_4(s) + 2\ NaCl(aq)$$

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

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + SO_4^{2-}(aq) + Ba^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow BaSO_4(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(BaCl_2) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0{,}010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } BaCl_2$$

$$n_0(Na_2SO_4) = 40 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0{,}010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 4{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } Na_2SO_4$$

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de sulfato de sodio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario es

$$n(Na_2SO_4) = 1{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } Na_2SO_4$$

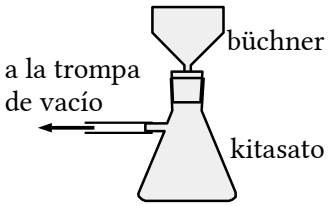
Como hay $4{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol, más que lo necesario, el reactivo limitante es el cloruro de bario.

Se obtiene de precipitado:

$$m = 1{,}0 \cdot 10^{-4} \text{ mol } BaCl_2 \ \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{1 \text{ mol } BaCl_2} \ \frac{233 \text{ g } BaSO_4}{1 \text{ mol } BaSO_4} = 0{,}023 \text{ g } BaSO_4$$

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.

10. 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:

Se produce la reacción de precipitación:

$$CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + NaCl(aq)$$

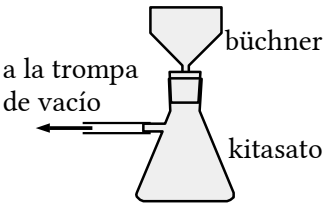
y se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.
Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

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.

11. 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)

Solución:

a) Se produce la reacción de precipitación:

$$CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + 2\ NaCl(aq)$$

y se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.
Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:

$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

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.
Cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(CaCl_2) = 2{,}0\ g\ \frac{1\ mol\ CaCl_2}{111\ g\ CaCl_2} = 0{,}018\ mol\ CaCl_2$$

$$n_0(Na_2CO_3) = 3{,}0\ g\ \frac{1\ mol\ Na_2CO_3}{106\ g\ Na_2CO_3} = 0{,}028\ mol\ Na_2CO_3$$

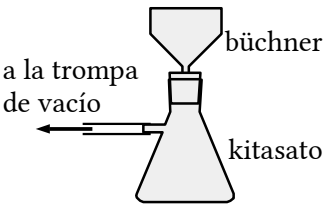
Como reaccionan mol a mol, la cantidad de Na_2CO_3 necesaria para reaccionar con el $CaCl_2$ es:

$$n(Na_2CO_3) = 0{,}018\ mol\ Na_2CO_3$$

Como hay 0,028 mol, más del necesario, el reactivo limitante es el cloruro de calcio.
Se producirán como máximo:

$$m = 0{,}0180\ mol\ CaCl_2\ \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCl_2}\ \frac{100\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} = 1{,}80\ g\ CaCO_3$$

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.

12. 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)

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:

$$CaCl_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \longrightarrow CaCO_3(s) + NaCl(aq)$$

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

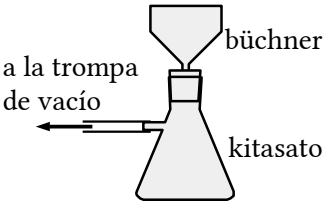
$$\cancel{2\ Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) + Ca^{2+}(aq) + \cancel{2\ Cl^-(aq)} \longrightarrow CaCO_3(s) + \cancel{2\ Na^+(aq)} + \cancel{2\ Cl^-(aq)}$$

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.

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.

Para calcular el rendimiento, se calcula la cantidad esperada de $CaCO_3$ de la reacción:

$$m(CaCO_3) = 5{,}0\ g\ CaCl_2 \frac{1\ mol\ CaCl_2}{110\ g\ CaCl_2} \cdot \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCl_2} \cdot \frac{100\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} = 5{,}5\ g\ CaCO_3$$

y se divide la cantidad obtenida entre la esperada. Si se hubiesen obtenido 5,2 g de $CaCO_3$, el rendimiento sería:

$$r = \frac{5{,}2\ g\ obtenidos\ CaCO_3}{5{,}5\ g\ calculados\ CaCO_3} = 0{,}94 = 94\ \%$$

13. 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 $Pb(NO_3)_2$ obteniéndose 0,51 g de un precipitado de PbI_2.
    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:

Se produce la reacción de precipitación:

$$2\ KI(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ KNO_3(aq)$$

Se obtiene un precipitado de yoduro de plomo(II).

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

$$Pb^{2+}(aq) + \cancel{2\ NO_3^-(aq)} + \cancel{2\ K^+(aq)} + 2\ I^-(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + \cancel{2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq)}$$

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).

Cantidades presentes de reactivos:

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

$$n(\mathrm{Pb(NO_3)_2}) = 20\ \mathrm{cm^3}\ \frac{1\ \mathrm{dm^3}}{10^3\ \mathrm{cm^3}}\ \frac{0{,}1\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}}{1\ \mathrm{dm^3}} = 0{,}002\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}$$

Cantidad de $Pb(NO_3)_2$ necesaria para reaccionar con el KI:

$$n(\mathrm{Pb(NO_3)_2}) = 0{,}005\ \mathrm{mol\ KI}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}}{2\ \mathrm{mol\ KI}} = 0{,}002\ 5\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}$$

Como la cantidad de $Pb(NO_3)_2$ (0,002 mol) es menor que (0,0025 mol) la necesaria para reaccionar con todo el KI, el $Pb(NO_3)_2$ es el reactivo limitante. La cantidad de PbI_2 que se forma de la reacción es:

$$n(\mathrm{PbI_2}) = 0{,}002\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ PbI_2}}{1\ \mathrm{mol\ Pb(NO_3)_2}} = 0{,}002\ \mathrm{mol\ PbI_2}$$

La masa que se puede obtener es:

$$m(\mathrm{PbI_2}) = 0{,}002\ \mathrm{mol\ PbI_2}\ \frac{461\ \mathrm{g\ PbI_2}}{1\ \mathrm{mol\ PbI_2}} = 0{,}92\ \mathrm{g\ PbI_2}$$

El rendimiento se obtiene dividiendo la masa obtenida entre la calculada y se expresa el resultado en tanto por ciento. Como solo se han obtenido 0,51 g, el rendimiento es:

$$r = \frac{0{,}51\ \mathrm{g\ PbI_2\ obtenidos}}{0{,}92\ \mathrm{g\ PbI_2\ teóricos}} = 0{,}55 = 55\ \%$$

Material

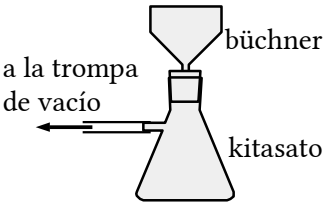
Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

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 desencaja el embudo y se cierra la llave.

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

14. 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:

La reacción es:

$$\mathrm{NaCl(aq) + AgNO_3(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)}$$

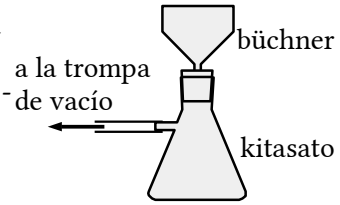
Si solo escribimos la reacción iónica que tiene lugar, será:

$$\mathrm{\cancel{Na^+(aq)} + Cl^-(aq) + Ag^+(aq) + \cancel{NO_3^-(aq)} \longrightarrow AgCl(s) + \cancel{Na^+(aq)} + \cancel{NO_3^-(aq)}}$$

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.

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 $V = 1$ dm³ y lo reescribo como:
Cifras significativas: 3
$V = 1{,}00$ dm³
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 dm³ 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 inadmisible. 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 u OpenOffice 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*, de Óscar Hermida López.
Se procuró seguir las recomendaciones del Centro Español de Metrología (CEM)

Actualizado: 17/07/22

Sumario

SOLUBILIDAD

PROBLEMAS....1
Solubilidad....*1*
Efecto del ion común....*5*
Precipitación....*17*
CUESTIONES....25
LABORATORIO....30

Índice de pruebas A.B.A.U. y P.A.U.

2005
1. (jun.) 27
2. (sep.) 39
2006
1. (jun.) 41
2. (sep.) 4
2007
1. (jun.) 5
2. (sep.) 7
2008
1. (jun.) 41
2. (sep.) 28, 33
2009
1. (jun.) 29
2. (sep.) 20
2010
1. (jun.) 29
2. (sep.) 17
2011
1. (jun.) 21
2. (sep.) 30
2012
1. (jun.) 22
2. (sep.) 23
2013
1. (jun.) 15
2014
1. (jun.) 19, 28
2. (sep.) 10
2015
1. (jun.) 12, 38
2. (sep.) 16
2016
1. (jun.) 24, 40
2. (sep.) 14, 38
2017
1. (ord.) 3
2. (extr.) 1, 37
2018
1. (ord.) 26, 33
2. (extr.) 1, 26, 36
2019
1. (ord.) 9, 35
2. (extr.) 8
2020
2. (extr.) 11
2021
1. (ord.) 5
2. (extr.) 25, 32
2022
1. (ord.) 12, 31
2. (extr.) 2