

## Solubilidad

### ◊ PROBLEMAS

#### ● Solubilidad

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

(P.A.U. jun. 07)

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

#### Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Masa molar del cloruro de plata

#### Cifras significativas: 2

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

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

#### Incógnitas

Máxima masa de AgCl que puede disolverse en cada  $\text{dm}^3$  de disolución.  $s'$

#### Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )

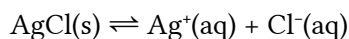
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

#### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

b) Se calcula la solubilidad  $s$ , que es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal que puede disolverse en  $1 \text{ dm}^3$  de disolución:

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

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

- El producto de solubilidad del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , medido a  $25^\circ \text{C}$ , vale  $4 \cdot 10^{-14}$ . Calcula:

- La solubilidad en agua expresada en  $\text{g/dm}^3$
- El pH de la disolución saturada.

(P.A.U. sep. 06)

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

**Datos**Producto de solubilidad del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ 

Masa molar del hidróxido de manganeso(II)

**Incógnitas**Solubilidad ( $\text{g/dm}^3$ ) del  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ 

pH de la disolución saturada

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

pH

pOH

Producto iónico del agua

Producto de solubilidad del equilibrio:  $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$ **Cifras significativas: 2**

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

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

$$s'$$

$$\text{pH}$$

$$s$$

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

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

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

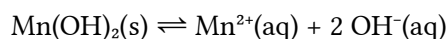
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

**Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

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

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

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

b) Se calculan el pOH y el pH:

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

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

*Análisis: El pH es básico.***● Efecto del ion común**1. A 25 °C la solubilidad del  $\text{PbI}_2$  en agua pura es 0,7 g/L. Calcula:

a) El producto de solubilidad.

b) La solubilidad del  $\text{PbI}_2$  a esa temperatura en una disolución de KI de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup>.

(P.A.U. sep. 16)

**Rta.:** a)  $K_s = 1,40 \cdot 10^{-8}$ ; b)  $s_2' = 0,646 \text{ mg/dm}^3$ .

**Datos**Solubilidad del  $\text{PbI}_2$ 

Concentración de la disolución del KI

Masa molar del yoduro de plomo(II)

**Cifras significativas: 3**

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

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

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

**Incógnitas**Producto de solubilidad del  $\text{PbI}_2$ 

$K_s$

Solubilidad del  $\text{PbI}_2$  en KI 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

$s_2$

**Otros símbolos**Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) en de  $\text{PbI}_2$  en agua

$s$

**Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

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

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

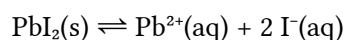
$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$

**Solución:**

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

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

El equilibrio de solubilidad es:

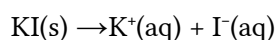
Se llama  $s$  a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		$\text{PbI}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{I}^{-}$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2 s$	mol/dm <sup>3</sup>

Se calcula la constante de equilibrio  $K_s$ :

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

b) El yoduro de potasio está totalmente disociado.



La concentración de ion yoduro es:

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

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

		$\text{PbI}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{I}^{-}$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,100	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_2$	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

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

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

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

Se comprueba que es despreciable.

Como el dato de solubilidad está en g/dm<sup>3</sup>, se puede calcular la solubilidad en g/dm<sup>3</sup>, 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: La solubilidad del yoduro de plomo(II) en la disolución de yoduro de potasio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común yoduro.*

2. El producto de solubilidad a 25 °C del MgF<sub>2</sub> es de  $8,0 \cdot 10^{-8}$ .
- ¿Cuántos gramos de MgF<sub>2</sub> se pueden disolver en 250 cm<sup>3</sup> de agua?
  - ¿Cuántos gramos de MgF<sub>2</sub> se disolverán en 250 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de una sal totalmente disociada como el Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?

(P.A.U. sep. 15)

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

### Datos

Producto de solubilidad del MgF<sub>2</sub>

Volumen de agua

Concentración de la disolución del Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Volumen de la disolución del Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Masa molar del fluoruro de magnesio

### Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Masa de MgF<sub>2</sub> disuelta en 250 cm<sup>3</sup> de agua

$m_a$

Masa de MgF<sub>2</sub> disuelta en 250 cm<sup>3</sup> de disolución de Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

$m_b$

### Otros símbolos

Solubilidad (mol/dm<sup>3</sup>) del MgF<sub>2</sub> en agua

$s_a$

Solubilidad (mol/dm<sup>3</sup>) del MgF<sub>2</sub> en Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

$s_b$

Solubilidad (g/dm<sup>3</sup>) del MgF<sub>2</sub> en Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

$s'_b$

### Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

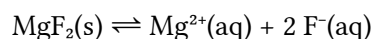
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		MgF <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	Mg <sup>2+</sup>	2 F <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	2 $s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad del fluoruro de magnesio en agua:

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

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

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

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

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

b) El nitrato de magnesio está totalmente dissociado.



La concentración de ion magnesio es:

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

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

		$\text{MgF}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mg}^{2+}$	$2 \text{F}^-$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0,100	0	$\text{mol}/\text{dm}^3$
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	$s_b$	$\rightarrow$	$s_b$	$2 s_b$	$\text{mol}/\text{dm}^3$
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$0,100 + s_b$	$2 s_b$	$\text{mol}/\text{dm}^3$

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

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

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

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

Se comprueba que es despreciable.

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

La solubilidad en gramos por decímetro cúbico sería:

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

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

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

3. La solubilidad del  $\text{BaF}_2$  en agua es de  $1,30 \text{ g}/\text{dm}^3$ . Calcula:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del  $\text{BaF}_2$  en una disolución acuosa de concentración  $1 \text{ mol}/\text{dm}^3$  de  $\text{BaCl}_2$ , considerando que esta sal está totalmente dissociada.

(P.A.U. jun. 15)

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

**Datos**Solubilidad del  $\text{BaF}_2$ Concentración de la disolución del  $\text{BaCl}_2$ 

Masa molar del fluoruro de bario

**Cifras significativas: 3**

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

$[\text{BaCl}_2] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$

$M(\text{BaF}_2) = 175 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**Producto de solubilidad del  $\text{BaF}_2$ 

$K_s$

Solubilidad del  $\text{BaF}_2$  en  $\text{BaCl}_2$  1 mol/dm<sup>3</sup>

$s_2$

**Otros símbolos**Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) en de  $\text{BaF}_2$  en agua

$s$

**Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

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

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

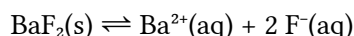
$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$

**Solución:**

a) Se calcula la solubilidad del fluoruro de bario:

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

El equilibrio de solubilidad es:

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

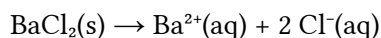
		$\text{BaF}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$2 \text{F}^{-}$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2 s$	mol/dm <sup>3</sup>

Se calcula la constante de equilibrio  $K_s$ :

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

b) Se supone que la concentración de cloruro de bario tiene tres cifras significativas.

El cloruro de bario está totalmente disociado.



La concentración de ion bario es:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaCl}_2] = 1,00 \text{ mol Ba}^2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

		$\text{BaF}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$2 \text{F}^{-}$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			1,00	0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$1,00 + s_2$	$2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

En primera aproximación, se puede considerar despreciable  $s_2$  frente a 1,00, ( $s_2 \ll 1,00$ ). Entonces:

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

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

Se comprueba que es despreciable.

Si se quiere, se puede calcular la solubilidad en gramos por decímetro cúbico, 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: La solubilidad del fluoruro de bario en la disolución de cloruro de bario es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común bario.*

4. El producto de solubilidad del  $\text{PbBr}_2$  es  $8,9 \cdot 10^{-6}$ . Determina la solubilidad molar:

- En agua pura.
- En una disolución de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  de concentración  $0,20 \text{ mol/dm}^3$  considerando que esta sal está totalmente disociada.

(P.A.U. sep. 14)

**Rta.:** a)  $s_a = 0,013 \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $s_b = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ .

#### Datos

Producto de solubilidad del  $\text{PbBr}_2$

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

#### Cifras significativas: 2

$$K_s = 8,9 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,20 \text{ mol/dm}^3$$

#### Incógnitas

Solubilidad ( $\text{mol/dm}^3$ ) del  $\text{PbBr}_2$  en agua

$s_a$

Solubilidad ( $\text{mol/dm}^3$ ) del  $\text{PbBr}_2$  en  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$   $0,2 \text{ mol/dm}^3$

$s_b$

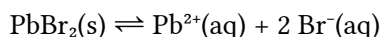
#### Ecuaciones

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

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

#### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		$\text{PbBr}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{Br}^{-}$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$s$	$2s$	$\text{mol/dm}^3$

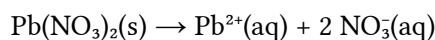
La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{Br}^{-}]_e^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 8,9 \cdot 10^{-6}$$

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

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

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



La concentración de ion plomo(II) es:

$$[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = 0,20 \text{ mol Pb}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

		PbBr <sub>2</sub>	⇌	Pb <sup>2+</sup>	2 Br <sup>-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>0</sub>			0,20	0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	[X] <sub>r</sub>	s <sub>b</sub>	→	s <sub>b</sub>	2 s <sub>b</sub>	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			0,20 + s <sub>b</sub>	2 s <sub>b</sub>	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{Br}^-]_e^2 = (0,20 + s_b) (2 s_b)^2 = 8,9 \cdot 10^{-6}$$

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

$$0,20 \cdot (2 s_b)^2 \approx 8,9 \cdot 10^{-6}$$

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

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

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

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

5. El producto de solubilidad, a 25 °C, del PbI<sub>2</sub> es  $9,6 \cdot 10^{-9}$ .
- Calcula la solubilidad de la sal.
  - Calcula la solubilidad del PbI<sub>2</sub> en una disolución de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup> de CaI<sub>2</sub>, considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

(P.A.U. jun. 13)

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

### Datos

Producto de solubilidad del PbI<sub>2</sub>

Temperatura

Concentración de la disolución del CaI<sub>2</sub>

### Cifras significativas: 2

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$[\text{CaI}_2] = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

### Incógnitas

Solubilidad del PbI<sub>2</sub> en agua

$s$

Solubilidad del PbI<sub>2</sub> en CaI<sub>2</sub> 0,01 mol/dm<sup>3</sup>

$s_2$

### Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

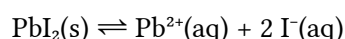
$$n = m / M$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		PbI <sub>2</sub>	⇌	Pb <sup>2+</sup>	2 I <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$2 s$	mol/dm <sup>3</sup>



La constante de equilibrio  $K_s$  es:

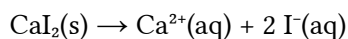
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}]_e \cdot [\text{I}^-]_e^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 9,6 \cdot 10^{-9}$$

Se calcula la solubilidad:

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{9,6 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

b) Se supone que la concentración de yoduro de calcio tiene dos cifras significativas.

El yoduro de calcio está totalmente disociado.



La concentración de ion yoduro es:

$$[\text{I}^-] = 2 [\text{CaI}_2] = 0,020 \text{ mol Ca}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

		$\text{PbI}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{I}^-$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,020	$\text{mol}/\text{dm}^3$
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$2 s_2$	$\text{mol}/\text{dm}^3$
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_2$	$0,020 + 2 s_2$	$\text{mol}/\text{dm}^3$

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

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

$$s_2 \cdot 0,020^2 \approx 9,6 \cdot 10^{-9}$$

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

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

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

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

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

6. Calcula, a 25 °C:

a) La solubilidad en  $\text{mg}/\text{dm}^3$  del  $\text{AgCl}$  en agua.

b) La solubilidad en  $\text{mg}/\text{dm}^3$  del  $\text{AgCl}$  en una disolución acuosa que tiene una concentración de ion cloruro de 0,10  $\text{mol}/\text{dm}^3$ .

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

(P.A.U. sep. 07)

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

#### Datos

Producto de solubilidad del  $\text{AgCl}$

Temperatura

Concentración de la disolución del  $\text{Cl}^-$

Masa molar del cloruro de plata

#### Incógnitas

Solubilidad ( $\text{mg}/\text{dm}^3$ ) del  $\text{AgCl}$  en agua

#### Cifras significativas: 2

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

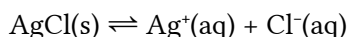
$s'$

**Incógnitas**Solubilidad (mg/dm<sup>3</sup>) del AgCl en Cl<sup>-</sup> 0,10 mol/dm<sup>3</sup>  $s_2'$ 

Otros símbolos

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) en de AgCl en agua y en Cl<sup>-</sup> 0,10 mol/dm<sup>3</sup>  $s, s_2$ **Ecuaciones**Cantidad (número de moles)  $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)  $s = n / V = s' / M$ Producto de solubilidad del equilibrio:  $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$   $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es:

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

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

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

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

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>0</sub>			0	0,10	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona o se forma	[X] <sub>r</sub>	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s_2$	$0,10 + s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

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

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

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

Este valor es despreciable frente a 0,10.

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

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

## ● Precipitación

1. Se dispone de una disolución que contiene una concentración de  $\text{Cd}^{2+}$  de  $1,1 \text{ mg/dm}^3$ . Se quiere eliminar parte del  $\text{Cd}^{2+}$  precipitándolo con un hidróxido, en forma de  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ . Calcula:
- El pH necesario para iniciar la precipitación.
  - La concentración de  $\text{Cd}^{2+}$ , en  $\text{mg/dm}^3$ , cuando el pH es igual a 12.
- Dato:  $K_s(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$ . (P.A.U. jun. 16)
- Rta.:** a)  $\text{pH} = 9,5$ ; b)  $[\text{Cd}^{2+}]_b = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$ .

### Datos

Producto de solubilidad del  $\text{Cd}(\text{OH})_2$

Concentración de ion cadmio

Masa atómica: Cd

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

### Incógnitas

pH necesario para iniciar la precipitación

Concentración de ion cadmio a  $\text{pH} = 12$

### Ecuaciones

Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )

pH

pOH

Producto iónico del agua

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

### Cifras significativas: 2

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

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

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

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

pH

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

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

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

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

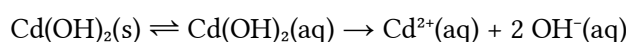
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad del  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  es:



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

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

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

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

Se calcula la concentración de ion cadmio:

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

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

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

Se calculan el pOH y el pH:

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

$$\text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 4,5 = 9,5$$

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

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

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

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

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

2. a) Sabiendo que a 25 °C la  $K_s(\text{BaSO}_4)$  es  $1,1 \cdot 10^{-10}$ , determina la solubilidad de la sal en g/dm<sup>3</sup>.  
 b) Si 250 cm<sup>3</sup> de una disolución de BaCl<sub>2</sub> de concentración 0,0040 mol/dm<sup>3</sup> se añaden a 500 cm<sup>3</sup> de disolución de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentración 0,0080 mol/dm<sup>3</sup> y suponiendo que los volúmenes son aditivos, indica si se formará precipitado o no.

(P.A.U. jun. 14)

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

### Datos

Producto de solubilidad del BaSO<sub>4</sub>

Volumen disolución de BaCl<sub>2</sub>

Volumen disolución K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Concentración de la disolución del BaCl<sub>2</sub>

Concentración del K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Masa molar del sulfato de bario

### Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Solubilidad del sulfato de bario en g/dm<sup>3</sup>

$s'$

Si se formará precipitado

$Q$

### Otros símbolos

Solubilidad del sulfato de bario en mol/dm<sup>3</sup>

$s$

### Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

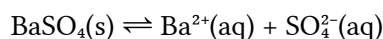
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es



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

		BaSO <sub>4</sub>	⇌	Ba <sup>2+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

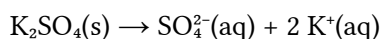
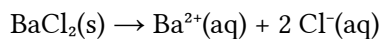
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{e}} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{e}} = s \cdot s = s^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad del sulfato de bario:

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

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

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

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

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{K}_2\text{SO}_4]_0 = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

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

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

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

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

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

Por tanto, se forma precipitado.

3. El producto de solubilidad del cloruro de plomo(II) es  $1,6 \cdot 10^{-5}$  a 298 K.

a) Determina la solubilidad del cloruro de plomo(II) expresada en mol/dm<sup>3</sup>.

b) Se mezclan 200 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/dm<sup>3</sup> de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> y 200 cm<sup>3</sup> 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/dm<sup>3</sup>; b) No.

#### Datos

Producto de solubilidad del PbCl<sub>2</sub>

Volumen disolución de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Concentración de la disolución del Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Volumen disolución de HCl

pH de la disolución de HCl

#### Incógnitas

Solubilidad del PbCl<sub>2</sub>

Si se formará precipitado

#### Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

pH

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

#### Cifras significativas: 2

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

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

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

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

$s$

$Q$

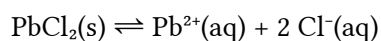
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

#### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

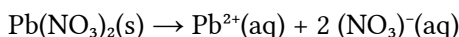
		$\text{PbCl}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{Cl}^-$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2s$	$\text{mol/dm}^3$

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

Se calcula la solubilidad:

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

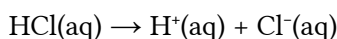
b) El nitrato de plomo(II) disuelto está totalmente disociado.



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

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = [\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]_0 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

La ionización del HCl disuelto es:



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

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

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

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

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

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

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

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

Por tanto, no se forma precipitado.

4. El sulfato de estroncio es una sal muy poco soluble en agua. La cantidad máxima de esta sal que se puede disolver en  $250 \text{ cm}^3$  de agua a  $25^\circ \text{C}$  es de  $26,0 \text{ mg}$ .

a) Calcula el valor de la constante del producto de solubilidad de la sal a  $25^\circ \text{C}$ .

b) Indica si se formará un precipitado de sulfato de estroncio al mezclar volúmenes iguales de disoluciones de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  de concentración  $0,02 \text{ mol/dm}^3$  y de  $\text{SrCl}_2$  de concentración  $0,01 \text{ mol/dm}^3$ , considerando que ambas sales están totalmente disociadas.

Supón los volúmenes aditivos.

(P.A.U. jun. 12)

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

### Datos

Masa de  $\text{SrSO}_4$

Volumen disolución de  $\text{SrSO}_4$

Concentración de la disolución del  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

Concentración del  $\text{SrCl}_2$

### Incógnitas

Constante de solubilidad del sulfato de estroncio

### Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$K_s$$

**Incógnitas**

Si se formará precipitado

 $Q$ **Ecuaciones**Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

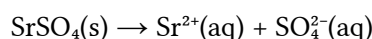
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

**Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es



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

		$\text{SrSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

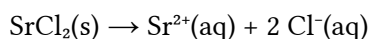
El sulfato de estroncio que se disuelve está totalmente dissociado. La concentración del  $\text{SrSO}_4(aq)$  es:

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

Se calcula la constante de equilibrio:

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

b) Las sales de las disoluciones están totalmente dissociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

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

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

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

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

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

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

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

Por tanto, se forma precipitado.

5. El  $\text{PbCO}_3$  es una sal muy poco soluble en el agua con una  $K_s$  de  $1,5 \cdot 10^{-15}$ . Calcula:

a) La solubilidad de la sal.

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

(P.A.U. jun. 11)

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

### Datos

Producto de solubilidad del  $\text{PbCO}_3$

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

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

Volumen de la disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Concentración de la disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

### Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Solubilidad

$s$

Si se formará precipitado de  $\text{PbCO}_3$

$Q$

### Ecuaciones

Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )

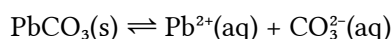
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		$\text{PbCO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{CO}_3^{2-}$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

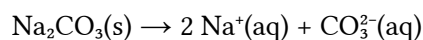
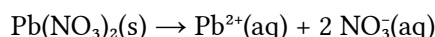
La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

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

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

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

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

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

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

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

Por tanto, se formará precipitado.



6. El producto de solubilidad del yoduro de plata es  $8,3 \cdot 10^{-17}$ . Calcula:
- La solubilidad del yoduro de plata expresada en  $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$
  - La masa de yoduro de sodio que se debe añadir la  $100 \text{ cm}^3$  de disolución de concentración  $0,005 \text{ mol/dm}^3$  de nitrato de plata para iniciar la precipitación del yoduro de plata.

(P.A.U. sep. 10)

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

**Datos**

Producto de solubilidad del AgI

Volumen disolución de  $\text{AgNO}_3$ Concentración de la disolución de  $\text{AgNO}_3$ 

Masas molares: yoduro de plata

yoduro de sodio

**Cifras significativas: 2**

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

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

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

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

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

**Incógnitas**

Solubilidad del yoduro de plata

 $s$ 

Masa de yoduro de sodio para iniciar la precipitación

 $m(\text{NaI})$ **Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )

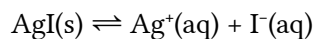
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

**Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		AgI	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	I <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

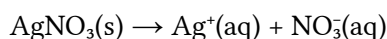
La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

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

b) El  $\text{AgNO}_3$  está totalmente disociado en la disolución:

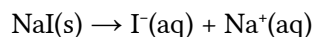
La concentración del ion plata es:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 0,0050 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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

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

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



La concentración de yoduro de sodio será:

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

Se calcula la masa de yoduro de sodio necesaria para preparar 100 cm<sup>3</sup> de disolución de esa concentración:

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

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

a) La solubilidad del cloruro de plata.

b) Si se formará precipitado cuando se añaden 100 cm<sup>3</sup> de una disolución de NaCl de concentración 1,00 mol/dm<sup>3</sup> a 1,0 dm<sup>3</sup> de una disolución de AgNO<sub>3</sub> de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.

(P.A.U. sep. 09)

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

### Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Volumen disolución de AgNO<sub>3</sub>

Volumen disolución NaCl

Concentración de la disolución del AgNO<sub>3</sub>

Concentración del NaCl

### Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Solubilidad del cloruro de plata

$s$

Si se formará precipitado

$Q$

### Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

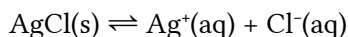
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

### Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

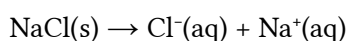
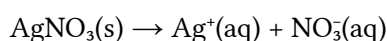
La constante de equilibrio  $K_s$  es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

b) Las sales de las disoluciones están totalmente disociadas.



Las concentraciones iniciales de los iones son:

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

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

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

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

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

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

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

Por tanto, se forma precipitado.

## ◇ CUESTIONES

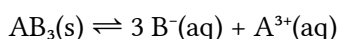
- Se pone en un vaso con agua cierta cantidad de una sal poco soluble, de fórmula general  $\text{AB}_3$ , y no se disuelve completamente. El producto de solubilidad de la sal es  $K_s$ .
  - Deduce la expresión que relaciona la concentración de  $\text{A}^{3+}$  con el producto de solubilidad de la sal.
  - A continuación se introduce en el vaso una cantidad de una sal soluble  $\text{CB}_2$ . ¿Qué variación produce en la solubilidad de la sal  $\text{AB}_3$ ?

(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



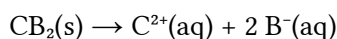
		$\text{AB}_3$	$\rightleftharpoons$	$3 \text{B}^-$	$\text{A}^{3+}$	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$3s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

La constante de equilibrio o producto de solubilidad es:

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

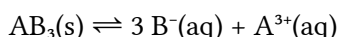
b) La solubilidad de la sal  $\text{AB}_3$  será menor que antes por efecto del ion común.

La sal  $\text{CB}_2$  soluble se disociará totalmente:



lo que produce un aumento en la concentración del ion  $\text{B}^-$  en la disolución.

Esto provocará un desplazamiento del equilibrio



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

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

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

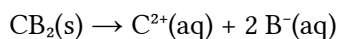
Es decir, la sal estará menos disociada y la solubilidad será menor.

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

La concentración  $c$  de  $CB_2$  será:

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

Al ser  $CB_2$  una sal soluble, estará totalmente disociada:



$$c \rightarrow c + 2 c$$

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

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

2. Justifica si esta afirmación es correcta:

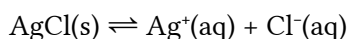
b) La presencia de un ion común disminuye la solubilidad de una sal ligeramente soluble.

(P.A.U. jun. 14)

**Solución:**

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

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



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

		$AgCl$	$\rightleftharpoons$	$Cl^{-}$	$Ag^{+}$	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

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

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



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

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

a) Se le añaden 2 g de NaCl.

b) Se le añaden 10 cm<sup>3</sup> de agua.

(P.A.U. sep. 08)

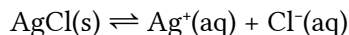
**Solución:**

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

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



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



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

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

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

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

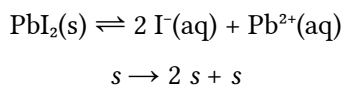
4. a) Expresa la relación que existe entre la solubilidad y el producto de solubilidad para el yoduro de plomo(II).  
b) Si se dispone de una disolución saturada de carbonato de calcio en equilibrio con su sólido, ¿cómo se verá modificada la solubilidad del precipitado al añadirle carbonato de sodio? Razona las respuestas.

(P.A.U. jun. 09)

### Solución:

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

La ecuación del equilibrio puede escribirse:



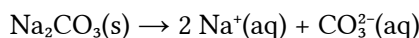
La constante de equilibrio o producto de solubilidad es:

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

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

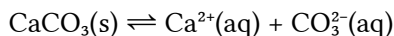
b) La solubilidad del  $\text{CaCO}_3$  será menor que antes por efecto del ion común.

El  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  soluble se disociará totalmente:



lo que produce un aumento en la concentración del ion  $\text{CO}_3^{2-}$  en la disolución.

Esto provocará un desplazamiento del equilibrio



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

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

un aumento en la concentración del ion  $\text{CO}_3^{2-}$  tendrá que ser compensada con una disminución en la concentración del ion  $\text{Ca}^{2+}$  para mantener constante el valor del producto de solubilidad, que es una constante de equilibrio que solo cambia con la temperatura.

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

5. Como es conocido, el ion plata precipita con iones  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{I}^-$  y  $\text{CrO}_4^{2-}$ , con los siguientes datos:

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

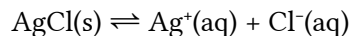
- a) Explica razonadamente lo que sucederá si se añade una disolución acuosa de nitrato de plata lentamente, a una disolución acuosa que contiene los tres aniones a la misma concentración.

- 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.

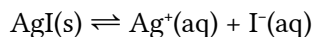
(P.A.U. jun. 10)

### Solución:

Las ecuaciones de equilibrio son:



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



$$K_s = [\text{I}^-] \cdot [\text{Ag}^+]$$



$$K_s = [\text{CrO}_4^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Precipitará en primero lugar el AgI.

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

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

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

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

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

## ♦ LABORATORIO

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

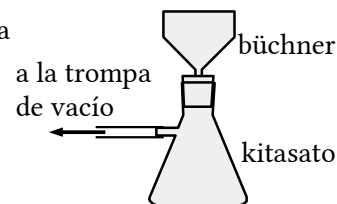
(P.A.U. sep. 11)

**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 mezclan 25,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de CaCl<sub>2</sub> de concentración 0,02 mol/dm<sup>3</sup> y 25,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> de concentración 0,03 mol/dm<sup>3</sup>.

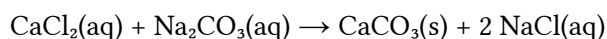
- Indica el precipitado que se obtiene y la reacción química que tiene lugar.
- Describe el material y el procedimiento empleado para su separación.

(P.A.U. sep. 08)

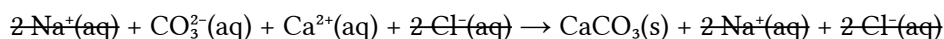
**Solución:**

Se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.

La reacción de precipitación es:



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

**Procedimiento**

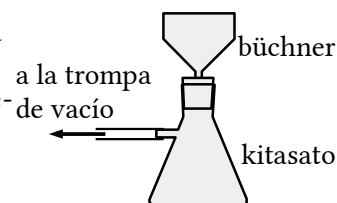
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



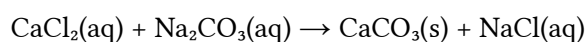
3. Al hacer reaccionar una disolución de cloruro de calcio y otra de carbonato de sodio, se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.

- Escribe la reacción que tiene lugar e indica cómo calcularías el porcentaje del rendimiento de la reacción.
- Indica el material y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

(P.A.U. jun. 15)

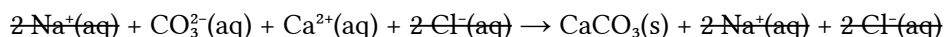
**Solución:**

Se produce la reacción de precipitación:



y se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.

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

**Cálculo del rendimiento**

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

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

### Material

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

### Procedimiento

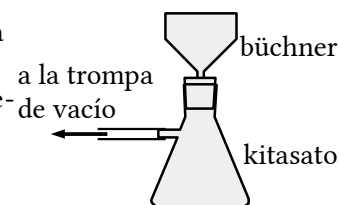
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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

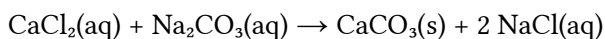


4. a) 2,0 g de  $\text{CaCl}_2$  se disuelven en 25 mL de agua y 3,0 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en otros 25 mL de agua. Seguidamente se mezclan las dos disoluciones. Escribe la reacción que tiene lugar identificando el precipitado que se produce y la cantidad máxima que se podría obtener.
- b) Describe 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)

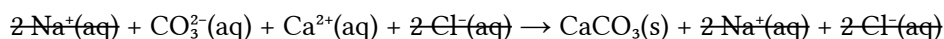
### Solución:

a) Se produce la reacción de precipitación:



y se obtiene un precipitado de carbonato de calcio.

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



### 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:

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

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

Como reaccionan mol a mol, la cantidad de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  necesaria para reaccionar con el  $\text{CaCl}_2$  es:

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

Como hay 0,028 mol, más del necesario, el reactivo limitante es el cloruro de calcio.

Se producirán como máximo:

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

### Procedimiento

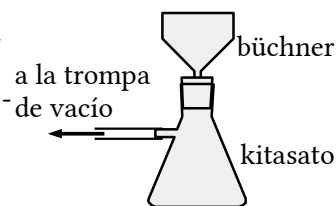


Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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



### Material

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

5. 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:

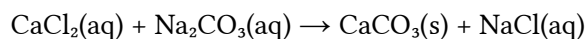
La reacción entre el cloruro de calcio  $\text{CaCl}_2$  y el carbonato de sodio  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

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

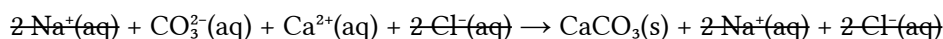
Se pesa una masa de carbonato de sodio mayor que la calculada para la reacción y se disuelve también en poca cantidad de agua en otro vaso de precipitados.

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

Se produce la reacción de precipitación:



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



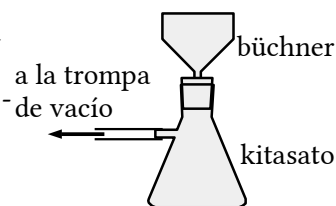
### Procedimiento

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

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

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

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se 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  $\text{CaCO}_3$  de la reacción:

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

y se divide la cantidad obtenida entre la esperada. Si se hubiesen obtenido 5,2 g de  $\text{CaCO}_3$ , el rendimiento sería:

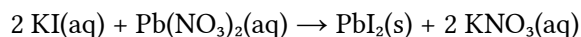
$$r = \frac{5,2 \text{ g obtenidos CaCO}_3}{5,5 \text{ g calculados CaCO}_3} = 0,94 = 94 \%$$

6. Se mezclan 50 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de KI y 20 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> obteniéndose 0,51 g de un precipitado de PbI<sub>2</sub>.
- Escribe la reacción que tiene lugar e indica el porcentaje del rendimiento de la reacción.
  - Indica el material y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio para la obtención y separación del precipitado.

(P.A.U. jun. 16)

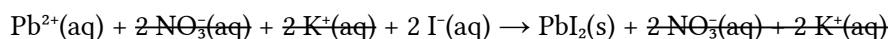
**Rta.:** rendimiento del 55 %**Solución:**

Se produce la reacción de precipitación:



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

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

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:

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

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

Cantidad de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> necesaria para reaccionar con el KI:

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

Como la cantidad de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (0,002 mol) es menor que (0,0025 mol) la necesaria para reaccionar con todo el KI, el Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> es el reactivo limitante. La cantidad de PbI<sub>2</sub> que se forma de la reacción es:

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

La masa que se puede obtener es:

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

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:

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

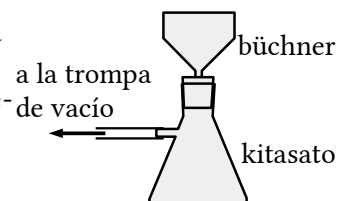
Material

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

Procedimiento

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

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



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

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

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

7. Vertemos en dos tubos de ensayo disoluciones de  $\text{AgNO}_3$ , en uno, y de  $\text{NaCl}$  en el otro. Al mezclar ambas disoluciones se forma instantáneamente un precipitado, que poco a poco, va sedimentando en el fondo del tubo.

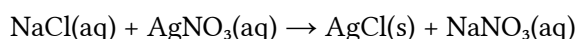
a) Escribe la reacción que tiene lugar.

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

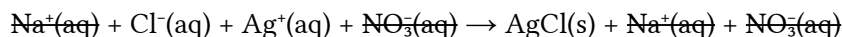
(P.A.U. jun. 08, jun. 06)

### Solución:

La reacción es:



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



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

#### Procedimiento

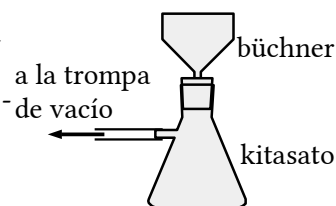
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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  $V = 1 \text{ dm}^3$  y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) 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)

Se consultó el chat de BING y se usaron algunas respuestas en las cuestiones.



Actualizado: 20/08/23

## Sumario

### SOLUBILIDAD

<u>PROBLEMAS</u> .....	1
<u>Solubilidad</u> .....	1
<u>Efecto del ion común</u> .....	2
<u>Precipitación</u> .....	11
<u>CUESTIONES</u> .....	19
<u>LABORATORIO</u> .....	22

## Índice de pruebas P.A.U.

2005.....	
1. (jun.).....	19
2. (sep.).....	25
2006.....	
1. (jun.).....	27
2. (sep.).....	1
2007.....	
1. (jun.).....	1
2. (sep.).....	9
2008.....	
1. (jun.).....	27
2. (sep.).....	20, 23
2009.....	
1. (jun.).....	21
2. (sep.).....	18
2010.....	
1. (jun.).....	22
2. (sep.).....	17
2011.....	
1. (jun.).....	15
2. (sep.).....	23
2012.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	13
2013.....	
1. (jun.).....	8
2014.....	
1. (jun.).....	12, 20
2. (sep.).....	7
2015.....	
1. (jun.).....	5, 23
2. (sep.).....	4
2016.....	
1. (jun.).....	11, 26
2. (sep.).....	2, 24