

## Solubidade

### ◊ PROBLEMAS

#### ● Solubidade

1. Prepara-se unha disolución saturada de hidróxido de bario en auga a 25 °C, alcanzándose un valor de pH = 11.
- Calcula a cantidade máxima en g de hidróxido de bario que se pode disolver en 2 dm<sup>3</sup> de auga.
  - Determina o valor do produto de solubidade e discuta razoadamente como afectará á solubidade do hidróxido de bario a adición de BaCl<sub>2</sub>, considerando que este sal está completamente dissociado.

(A.B.A.U. extr. 24)

**Rta.:** a) m = 0,171 g; b) K<sub>s</sub> = 5,00·10<sup>-10</sup>.

#### **Datos**

pH da disolución de hidróxido de bario

Volume de auga

Masa molar do hidróxido de bario

#### **Incógnitas**

Masa de hidróxido de bario que se pode disolver en 2 dm<sup>3</sup> de auga.

Produto de solubidade do Ba(OH)<sub>2</sub>

#### **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

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

Produto de solubidade do equilibrio: B<sub>b</sub>A<sub>a</sub>(s) ⇌ b B<sup>β+</sup>(aq) + a A<sup>α-</sup>(aq)

#### **Cifras significativas: 3**

pH = 11,0

V = 2,00 dm<sup>3</sup>

M(Ba(OH)<sub>2</sub>) = 171 g/mol

m

K<sub>s</sub>

$n = m / M$

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

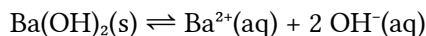
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

#### **Solución:**

- a) Cando o pH = 11,0, o pOH = 14,0 - 11,0 = 3,0, e a concentración de ións hidróxido vale:

$$[\text{OH}^-]_b = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,0} = 0,0010 \text{ mol/dm}^3$$

O equilibrio de solubidade é:



Calcúlase a concentración de hidróxido de bario que produciu ese pH:

$$[\text{Ba(OH)}_2] = [\text{OH}^-] / 2 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a cantidade de hidróxido de bario que hai en 2,00 dm<sup>3</sup> de disolución:

$$n(\text{Ba(OH)}_2) = 2,00 [\text{dm}^3] \cdot 5,0 \cdot 10^{-4} [\text{mol/dm}^3] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Calcúlase a masa de hidróxido de bario:

$$m(\text{Ba(OH)}_2) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba(OH)}_2 \cdot 171 \text{ g/mol} = 0,171 \text{ g Ba(OH)}_2$$

- b) A concentración de ións bario é a metade da de ións hidróxido.

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{OH}^-] / 2 = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Calcúlase a constante de equilibrio K<sub>s</sub>:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^2 = 0,00050 \cdot (0,0010)^2 = 5,0 \cdot 10^{-10}$$

*Análise: Buscando contrastar este resultado co real, atopo que o hidróxido de bario é un composto relativamente soluble cun produto de solubilidade da orde de  $3 \cdot 10^{-4}$ . Parece que o dato do problema é un erro, aínda que foi proposto un exercicio co mesmo dato na proba de EVAU de Madrid en 2020.*

Dando por suposto que o resultado obtido é o correcto, a adición de  $\text{BaCl}_2$ , considerando que este sal está completamente dissociado, diminúe a solubilidade do hidróxido de bario, polo efecto do ión común. Ao engadir a unha disolución de hidróxido de bario en equilibrio unha cantidade de cloruro de bario, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión bario extra e de formar maior cantidade de precipitado de hidróxido de bario, deixando menos ións bario na disolución.

2. A 25 °C disólvense un máximo de 0,07 g de ioduro de chumbo(II) en 100 mL de auga. Calcula:
- A concentración de ións chumbo (II) e ións ioduro nunha disolución acuosa saturada.
  - O produto de solubilidade ( $K_{ps}$ ) do ioduro de chumbo(II) a 25 °C.

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

**Rta.:** a)  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,00152 \text{ mol/dm}^3$ ;  $[\text{I}^-] = 0,00304 \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $K_s = 1,40 \cdot 10^{-8}$ .

### Datos

Solubilidade do ioduro de chumbo(II)

**Cifras significativas: 3**

$$s' = 0,0700 \text{ g/dm}^3$$

Masa molar do ioduro de chumbo(II)

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

### Incógnitas

Concentración de ións chumbo(II) e ioduro nunha disolución saturada

$$[\text{Pb}^{2+}], [\text{I}^-]$$

Produto de solubilidade do  $\text{PbI}_2$

$$K_s$$

### Outros símbolos

Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) en de  $\text{PbI}_2$  en auga

$$s$$

### Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

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

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

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

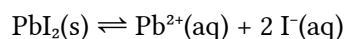
$$K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$$

### Solución:

- a) Calcúlase a solubilidade do ioduro de chumbo(II):

$$[\text{PbI}_2] = s = \frac{0,0700 \text{ g}}{100 \text{ cm}^3} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461 \text{ g}} = 0,00152 \text{ mol/dm}^3$$

O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{PbI}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{I}^-$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2s$	$\text{mol/dm}^3$

As concentracións dos ións son:

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

Calcúlase a constante de equilibrio  $K_s$ :

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

3. a) Calcula a solubilidade en auga pura, expresada en g/dm<sup>3</sup>, do sulfato de chumbo(II).  
 Datos:  $K_{ps}(\text{PbSO}_4, 25\text{ }^\circ\text{C}) = 1,8 \cdot 10^{-8}$ . (A.B.A.U. extr. 18)  
**Rta.:** a)  $s' = 0,041\text{ g/dm}^3$ .

a)

**Datos**

Produto de solubilidade do sulfato de chumbo(II)

**Cifras significativas: 2**

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

Masa molar do sulfato de chumbo(II)

$M(\text{PbSO}_4) = 303\text{ g/mol}$

**Incógnitas**Solubilidade do sulfato de chumbo(II) en auga pura (g/dm<sup>3</sup>) $s'$ **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

$n = m / M$

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

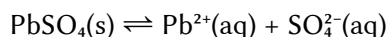
$s = n / V = s' / M$

Produto de solubilidade do 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) O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{PbSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

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

Como a solubilidade  $s$  é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal que pode disolverse en 1 dm<sup>3</sup> de disolución, calcúlase da relación anterior:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-8}} = 1,3 \cdot 10^{-4}\text{ mol PbSO}_4/\text{dm}^3\text{ D}$$

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

$$s' = \frac{1,3 \cdot 10^{-4}\text{ mol PbSO}_4}{1\text{ dm}^3\text{ D}} \cdot \frac{303\text{ g PbSO}_4}{1\text{ mol PbSO}_4} = 0,041\text{ g PbSO}_4/\text{dm}^3\text{ D}$$

4. b) Para preparar 250 cm<sup>3</sup> dunha disolución saturada de bromato de prata (AgBrO<sub>3</sub>) empréganse 1,75 g do sal. Calcula o produto de solubilidade do sal.

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

**Rta.:** b)  $K_s = 8,81 \cdot 10^{-4}$ .

b)

**Datos**

Volume de disolución

**Cifras significativas: 3**

$V = 250\text{ cm}^3$

Masa disolta de bromato de prata

$m(\text{AgBrO}_3) = 1,75\text{ g}$

Masa molar do bromato de prata

$M(\text{AgBrO}_3) = 236\text{ g/mol}$

**Incógnitas**

Produto de solubilidade do bromato de prata

 $K_s$ **Outros símbolos**Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de Zn(OH)<sub>2</sub> $s$

**Ecuacións**

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

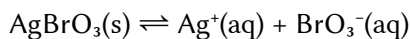
$$s = n / V = s' / M$$

Produto de solubilidadade do 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) O equilibrio de solubilidadade é:



Chámase *s* á solubilidadade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		AgBrO <sub>3</sub>	⇌	Ag <sup>+</sup>	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	s	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a solubilidadade do bromato de prata:

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

Calcúlase o produto de solubilidadade:

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

5. b) Cal é o pH dunha disolución saturada de hidróxido de cinc se a súa *K<sub>s</sub>* a 25 °C é 1,2·10<sup>-17</sup>?

(A.B.A.U. ord. 17)

**Rta.:** b) pH = 8,5.

b)

**Datos**

Produto de solubilidadade do Zn(OH)<sub>2</sub>

**Cifras significativas: 2**

$$K_s = 1,2 \cdot 10^{-17}$$

Masa molar do hidróxido de cinc

$$M(Zn(OH)_2) = 99 \text{ g/mol}$$

**Incógnitas**

pH da disolución saturada

pH

**Outros símbolos**

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) de Zn(OH)<sub>2</sub>

s

**Ecuacións**

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

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

pH

$$pH = -\log[H^+]$$

pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Produto iónico da auga

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

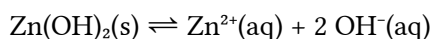
$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

Produto de solubilidadade do 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) O equilibrio de solubilidadade é:



Chámase *s* á solubilidadade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		Zn(OH) <sub>2</sub>	⇌	Zn <sup>2+</sup>	2 OH <sup>-</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	2 s	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

Calcúlanse o pOH e o pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2s) = -\log(2 \cdot 1,4 \cdot 10^{-6}) = 5,5$$

$$\text{pH} = 14,0 - \text{pOH} = 14,0 - 5,5 = 8,5$$

Análise: O pH é básico.

### ● Efecto do ión común

1. A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) en auga é de 1,96 mg/dm<sup>3</sup>. Calcula:

a) O produto de solubilidade desta substancia e o pH da disolución saturada.

b) A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) nunha disolución de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> de hidróxido de sodio, considerando que este sal está totalmente dissociado.

(A.B.A.U. extr. 23)

**Rta.:** a)  $K_s = 4,28 \cdot 10^{-14}$ ; pH = 9,64; b)  $s_2 = 4,28 \cdot 10^{-12}$  mol/dm<sup>3</sup>.

#### **Datos**

Solubilidade do hidróxido de manganeso(II)

Concentración da disolución de hidróxido de sodio

#### **Incógnitas**

Produto de solubilidade do hidróxido de manganeso(II)

Solubilidade do hidróxido de manganeso(II) en D NaOH 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

Masa molar do hidróxido de manganeso(II)

#### **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

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

pH

pOH

Produto iónico da auga

Produto de solubilidade do equilibrio:  $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$

#### **Cifras significativas: 3**

$$s' = 1,96 \text{ mg/dm}^3$$

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

$$K_s$$

$$s_2$$

$$M(\text{Mn(OH)}_2) = 89,0 \text{ g/mol}$$

$$n = m / M$$

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

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

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

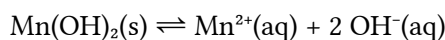
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

#### **Solución:**

a) O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Mn(OH)}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+}$	$2 \text{OH}^-$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2s$	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a concentración molar dunha disolución saturada de hidróxido de manganeso(II) en auga:

$$s = \frac{1,96 \text{ mg Mn(OH)}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mn(OH)}_2}{89,0 \text{ g Mn(OH)}_2} = 2,20 \cdot 10^{-5}$$

Calcúlase a constante de equilibrio  $K_s$ :

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^2 = s(2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (2,20 \cdot 10^{-5})^3 = 4,28 \cdot 10^{-14}$$

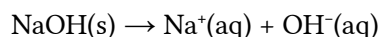
Calcúlanse o pOH e o pH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(2s) = -\log(2 \cdot 2,20 \cdot 10^{-5}) = 4,36$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 4,36 = 9,64$$

*Análise: O pH é básico.*

b) O hidróxido de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión hidróxido é:

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

Chámase  $s_2$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Mn(OH)}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Mn}^{2+}$	$2 \text{ OH}^-$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_o$			0	0,100	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_2$	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}]_e \cdot [\text{OH}^-]_e^2 = s_2 \cdot (0,100 + 2 s_2)^2 = 4,28 \cdot 10^{-14}$$

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable  $s_2$  fronte a 0,100, ( $s_2 \ll 0,100$ ). Entón:

$$s_2 \cdot (0,100)^2 \approx 4,28 \cdot 10^{-14}$$

$$s_2 = \frac{4,24 \cdot 10^{-14}}{(0,100)^2} = 4,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

Compróbase que é desprezable.

*Análise: A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) na disolución de hidróxido de sodio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común hidróxido.*

2. A solubilidade do  $\text{BaF}_2$  en auga é de  $1,30 \text{ g/dm}^3$ . Calcula:

- O produto de solubilidade do sal.
- A solubilidade do  $\text{BaF}_2$  nunha disolución acuosa de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{BaCl}_2$ , considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

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

#### Datos

Solubilidade do  $\text{BaF}_2$

Concentración da disolución do  $\text{BaCl}_2$

Masa molar do 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**

Produto de solubidade do BaF<sub>2</sub> K<sub>s</sub>  
 Solubidade do BaF<sub>2</sub> na disolución BaCl<sub>2</sub> de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup> s<sub>2</sub>

**Outros símbolos**

Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) do BaF<sub>2</sub> en auga s

**Ecuacións**

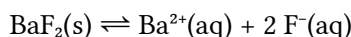
Cantidade (número de moles) n = m / M  
 Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>) s = n / V = s' / M  
 Produto de solubidade do equilibrio: B<sub>b</sub>A<sub>a</sub>(s) ⇌ b B<sup>β+</sup>(aq) + a A<sup>α-</sup>(aq) K<sub>s</sub> = [A<sup>α-</sup>]<sup>a</sup> · [B<sup>β+</sup>]<sup>b</sup>

**Solución:**

a) Calcúlase a solubidade do fluoruro de bario:

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

O equilibrio de solubidade é:



Chámase s á solubidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

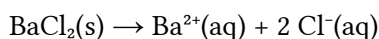
		BaF <sub>2</sub>	⇌	Ba <sup>2+</sup>	2 F <sup>-</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	2 s	mol/dm <sup>3</sup>

Calcúlase a constante de equilibrio K<sub>s</sub>:

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

b) Suponse que a concentración de cloruro de bario ten tres cifras significativas.

O cloruro de bario está totalmente dissociado.



A concentración de ión bario é:

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

Chámase s<sub>2</sub> á solubidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		BaF <sub>2</sub>	⇌	Ba <sup>2+</sup>	2 F <sup>-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>o</sub>			1,00	0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona ou se forma	[X] <sub>r</sub>	s <sub>2</sub>	→	s <sub>2</sub>	2 s <sub>2</sub>	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			1,00 + s <sub>2</sub>	2 s <sub>2</sub>	mol/dm <sup>3</sup>

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

Compróbase que é desprezable.

Se se quere, pódese calcular a solubidade en g/dm<sup>3</sup>, que sería

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

*Análise: A solubidade do fluoruro de bario na disolución de cloruro de bario é menor que a solubidade en auga, debido ao efecto do ión común bario.*

3. O produto de solubilidade, a 20 °C, do sulfato de bario é  $8,7 \cdot 10^{-11}$ . Calcula:  
 a) Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en  $0,25 \text{ dm}^3$  de auga.  
 b) Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en  $0,25 \text{ dm}^3$  dunha disolución de sulfato de sodio de concentración  $1 \text{ mol/dm}^3$ , considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

**Rta.:** a)  $m(\text{BaSO}_4) = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$  en  $0,25 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O}$ ; b)  $m'(\text{BaSO}_4) = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$  en  $0,25 \text{ dm}^3 \text{ D Na}_2\text{SO}_4$ .

**Datos**

Produto de solubilidade do  $\text{BaSO}_4$

**Cifras significativas: 2**

$K_s = 8,7 \cdot 10^{-11}$

Temperatura

$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$

Concentración da disolución do  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$

Volume de auga

$V = 0,25 \text{ dm}^3$

Volume de disolución de sulfato de sodio

$V = 0,25 \text{ dm}^3$

Masa molar do sulfato de bario

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

**Incógnitas**

Masa (g) do  $\text{BaSO}_4$  que se dissolve en  $0,25 \text{ dm}^3$  de auga

$m$

Masa (g) do  $\text{BaSO}_4$  que se dissolve en  $0,25 \text{ dm}^3$  de D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$

$m_2$

**Outros símbolos**

Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en auga

$s$

Concentración ( $\text{g/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en auga

$s'$

Concentración ( $\text{mol/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$

$s_2$

Concentración ( $\text{g/dm}^3$ ) en de  $\text{BaSO}_4$  en D  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1 \text{ mol/dm}^3$

$s_2'$

**Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

$n = m / M$

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

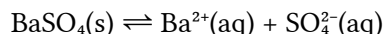
$s = n / V = s' / M$

Produto de solubilidade do 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) O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 8,7 \cdot 10^{-11}$$

Calcúlase a solubilidade:

$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

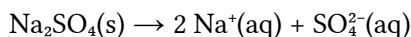
$$s' = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 0,0022 \text{ g BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

En  $0,25 \text{ dm}^3$  de auga disólvense:

$$m = 0,0022 \text{ g BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,54 \text{ mg BaSO}_4$$

b) O sulfato de sodio está totalmente dissociado.





A concentración de ión sulfato é:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Na}_2\text{SO}_4] = 1,0 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Chámase  $s_2$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		BaSO <sub>4</sub>	⇌	Ba <sup>2+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>0</sub>			0	1,0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona ou se forma	[X] <sub>r</sub>	$s_2$	→	$s_2$	$s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s_2$	$1,0 + s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_e = s_2 \cdot (1,0 + s_2) = 8,7 \cdot 10^{-11}$$

En primeira aproximación, pódese considerar  $s_2$  desprezable s fronte a 1,0, ( $s_2 \ll 1,0$ ). Entón:

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

É desprezable fronte a 1,0.

*Análise: A solubilidade do sulfato de bario na disolución de sulfato de sodio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común sulfato.*

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico.

$$s_2' = 8,7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ g BaSO}_4 / \text{dm}^3 \text{ D}$$

En 0,25 dm<sup>3</sup> de auga disólvense:

$$m_2 = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ g BaSO}_4 / \text{dm}^3 \text{ D} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g} = 5,1 \text{ ng BaSO}_4$$

4. A 25 °C a solubilidade en auga do bromuro de calcio é  $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ .

- Calcula  $K_{ps}$  para o sal á devandita temperatura.
- Calcula a solubilidade do CaBr<sub>2</sub> nunha disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> de NaBr considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

**Rta.:** a)  $K_s = 3,2 \cdot 10^{-11}$ ; b)  $s_2 = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$ .

### Datos

Solubilidade do CaBr<sub>2</sub>

Concentración da disolución do NaBr

### Incógnitas

Produto de solubilidade do CaBr<sub>2</sub>

Solubilidade do CaBr<sub>2</sub> en NaBr 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

### Ecuacións

Cantidade (número de moles)

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

Produto de solubilidade do equilibrio:  $B_b A_a(\text{s}) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(\text{aq}) + a A^{\alpha-}(\text{aq})$

### Cifras significativas: 3

$$s = 2,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

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

$$K_s$$

$$s_2$$

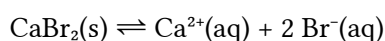
$$n = m / M$$

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

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

### Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{CaBr}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+}$	$2 \text{Br}^-$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2 s$	$\text{mol/dm}^3$

		$\text{CaBr}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+}$	$2 \text{Br}^-$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,100	$\text{mol/dm}^3$
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$2 s_2$	$\text{mol/dm}^3$
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_2$	$0,100 + 2 s_2$	$\text{mol/dm}^3$

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable  $s_2$  fronte a 0,100, ( $s_2 \ll 0,100$ ). Entón:

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

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

Compróbase que é desprezable.

*Análise: A solubilidade do bromuro de calcio na disolución de bromuro de sodio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común bromuro.*

5. a) Determina a solubilidade en auga do cloruro de prata a 25 °C, expresada en g/dm<sup>3</sup>, se o seu  $K_{ps}$  é  $1,7 \cdot 10^{-10}$  a devandita temperatura.  
 b) Determina a solubilidade do cloruro de prata nunha disolución de concentración 0,5 mol/dm<sup>3</sup> de cloruro de calcio, considerando que este sal atópase totalmente dissociado.

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

**Rta.:** a)  $s' = 1,9 \cdot 10^{-3}$  g/dm<sup>3</sup>; b)  $s_2' = 2,4 \cdot 10^{-8}$  g/dm<sup>3</sup>.

**Datos**

Produto de solubilidade do AgCl  
 Temperatura  
 Concentración da disolución do CaCl<sub>2</sub>  
 Masa molar do cloruro de prata

**Cifras significativas: 2**

$K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-10}$   
 $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$   
 $[\text{CaCl}_2] = 0,50 \text{ mol/dm}^3$   
 $M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**

Solubilidade (g/dm<sup>3</sup>) do AgCl en auga  $s'$   
 Solubilidade (g/dm<sup>3</sup>) do AgCl en CaCl<sub>2</sub> 0,5 mol/dm<sup>3</sup>  $s_2'$

**Outros símbolos**

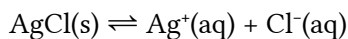
Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) en de AgCl en auga  $s$   
 Concentración (mol/dm<sup>3</sup>) en de AgCl en CaCl<sub>2</sub> 0,5 mol/dm<sup>3</sup>  $s_2$

**Ecuacións**

Cantidade (número de moles)  $n = m / M$   
 Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)  $s = n / V = s' / M$   
 Produto de solubilidade do 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) O equilibrio de solubilidade é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			s	s	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_{ps}$  é:

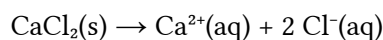
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase a solubilidade:

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

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

b) O cloruro de calcio atópase totalmente dissociado:



A concentración de ión cloruro é:

$$[\text{Cl}^{-}] = 2 \cdot [\text{CaCl}_2] = 2 \cdot 0,50 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

Chámase  $s_2$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	
Concentración inicial	[X] <sub>o</sub>			0	1,0	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración que reacciona ou se forma	[X] <sub>r</sub>	$s_2$	$\rightarrow$	$s_2$	$s_2$	mol/dm <sup>3</sup>
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s_2$	$1,0 + s_2$	mol/dm <sup>3</sup>

A constante de equilibrio  $K_{ps}$  é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar  $s_2$  desprezable fronte a 1,0, ( $s_2 \ll 1,0$ ). Entón:

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

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

Este valor é desprezable fronte a 1,0.

Calcúlase a solubilidade en g/dm<sup>3</sup>.

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

*Análise: A solubilidade do cloruro de prata na disolución de cloruro de calcio é menor que a solubilidade en auga debido ao efecto do ión común cloruro.*

6. A 25 °C o produto de solubilidade do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> é 6,5·10<sup>-10</sup>. Calcula:

- A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
- A solubilidade do citado sal, en g/dm<sup>3</sup>, nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de KIO<sub>3</sub> a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente dissociado.

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

**Rta.:** a)  $s = [\text{Ba}^{2+}] = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ;  $[(\text{IO}_3)^-] = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$ ; b)  $s' = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$ .

#### Datos

Produto de solubilidade do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Concentración da disolución do KIO<sub>3</sub>

Masa molar do iodato de bario

#### Cifras significativas: 2

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

$$[\text{KIO}_3] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Ba}(\text{IO}_3)_2) = 487 \text{ g/mol}$$

#### Incógnitas

Solubilidade (mol/dm<sup>3</sup>) do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en auga

$s_a$

Concentracións (mol/dm<sup>3</sup>) dos ións

$$[\text{IO}_3^-], [\text{Ba}^{2+}]$$

Solubilidade (g/dm<sup>3</sup>) do Ba(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en KIO<sub>3</sub> 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

$s'$

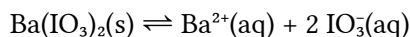
#### Ecuacións

Produto de solubilidade do equilibrio:  $B_b A_a(\text{s}) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(\text{aq}) + a A^{\alpha-}(\text{aq})$

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

**Solución:**

a) O equilibrio de solubilidade do iodato e bario é:



Chámase  $s$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$2 \text{IO}_3^-$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$2 s$	$\text{mol/dm}^3$

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{IO}_3^-]_e^2 = s (2 s)^2 = 4 s^3 = 6,5 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase a solubilidade do iodato de bario en auga:

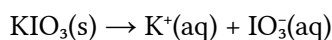
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

As concentracións dos ións valen:

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

$$[\text{IO}_3^-]_e = 2 s = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) O iodato de potasio está totalmente dissociado.



A concentración de ión iodato é:

$$[\text{IO}_3^-] = [\text{KIO}_3] = 0,10 \text{ mol IO}_3^-/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Chámase  $s_b$  á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}$	$2 \text{IO}_3^-$	
Concentración inicial	$[\text{X}]_o$			0	0,10	$\text{mol/dm}^3$
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	$s_b$	$\rightarrow$	$s_b$	$2 s_b$	$\text{mol/dm}^3$
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s_b$	$0,10 + 2 s_b$	$\text{mol/dm}^3$

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_e \cdot [\text{IO}_3^-]_e^2 = s_b \cdot (0,10 + 2 s_b)^2 = 6,5 \cdot 10^{-10}$$

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable  $s_b$  fronte a 0,1, ( $s_b \ll 0,1$ ). Entón:

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

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

Este valor é desprezable fronte a 0,10.

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

$$s' = \frac{6,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{487 \text{ g Ba}(\text{IO}_3)_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2} = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$$

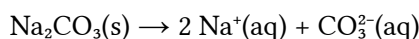
*Análise: A solubilidade do iodato de bario na disolución de iodato de potasio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común iodato.*

## ◇ CUESTIÓNS

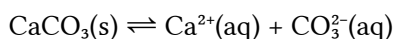
1. Dispónse dunha disolución acuosa saturada de  $\text{CaCO}_3$  en equilibrio co seu sólido. Indica como se verá modificada a súa solubilidade ao engadirlle  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , considerando este sal totalmente dissociado. Razona a resposta indicando o equilibrio e a expresión da constante do produto de solubilidade ( $K_{ps}$ )  
(A.B.A.U. extr. 21)

### Solución:

A solubilidade do  $\text{CaCO}_3$  será menor que antes por efecto do ión común.  
O  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  soluble dissociarase totalmente:



o que produce un aumento na concentración do ión  $\text{CO}_3^{2-}$  na disolución.  
Isto provocará un desprazamento do equilibrio



para a formación do sal sólido, xa que na expresión do produto de solubilidade,

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

un aumento na concentración do ión  $\text{CO}_3^{2-}$  terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión  $\text{Ca}^{2+}$  para manter constante o valor do produto de solubilidade, que é unha constante de equilibrio que só cambia coa temperatura.

É dicir, o sal estará menos dissociado e a solubilidade será menor.

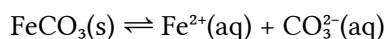
2. b) Razona como varía a solubilidade do  $\text{FeCO}_3$  (sal pouco soluble) ao engadir  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  a unha disolución acuosa do devandito sal.

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

### Solución:

b) A solubilidade diminúe en presenza dun ión común.

Para un sal pouco soluble como o carbonato de ferro(II) o sólido atópase en equilibrio cos ións disolvidos.

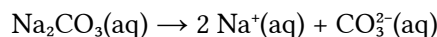


A solubilidade  $s$  (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		$\text{FeCO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{Fe}^{2+}$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

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

O carbonato de sodio é un electrólito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente dissociado.



Ao engadir a unha disolución de carbonato de ferro(II) en equilibrio unha disolución acuosa de carbonato de sodio, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión carbonato extra e de formar maior cantidade de precipitado de carbonato de ferro(II), deixando menos ións ferro(II) na disolución.

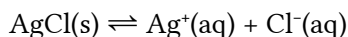
3. b) Razona se é correcta a seguinte afirmación: a solubilidade do cloruro de prata (sal pouco soluble) é igual en auga pura que nunha disolución de cloruro de sodio.

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

### Solución:

b) Incorrecta. A solubilidade diminúe en presenza dun ión común.

Para un sal pouco soluble, por exemplo o cloruro de prata, o sólido atópase en equilibrio cos ións disoltos.



A solubilidade  $s$  (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Cl <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

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

O cloruro de sodio é un electrolito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente dissociado.



Ao engadir a unha disolución de cloruro de prata en equilibrio unha cantidade de cloruro de sodio, que se dissolve totalmente, o equilibrio desprázase, seguindo a lei de Le Chatelier, no sentido de consumir o ión cloruro extra e de formar maior cantidade de precipitado de cloruro de prata, deixando menos ións prata na disolución.

## ◇ LABORATORIO

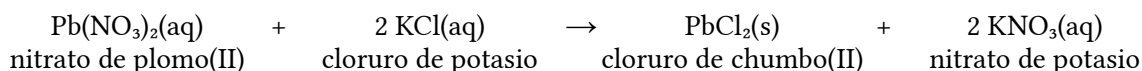
- Mestúranse 40 cm<sup>3</sup> dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de cloruro potásico con 30 cm<sup>3</sup> doutra disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de nitrato de chumbo(II), e obtéñense 0,48 g dun precipitado de cloruro de chumbo(II) de cor branca.
  - Escribe a reacción completa que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da reacción.
  - Explica o procedemento que empregaría para separar o precipitado formado mediante unha filtración a baleiro, indicando o material a empregar e debuxando a montaxe a utilizar.

(A.B.A.U. extr. 24)

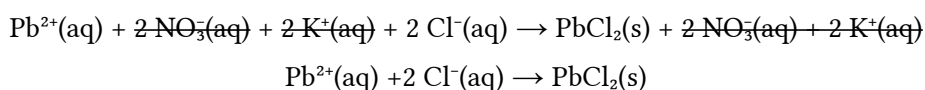
**Rta.:** a) Rendemento = 86 %

### Solución:

- Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles escríbese a reacción iónica de precipitación do ioduro de chumbo(II):



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de cloruro de chumbo(II) que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de potasio e nitrato de chumbo(II).

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$\begin{aligned} n_0(\text{KCl}) &= 40 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol KCl}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KCl} \\ n_0(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) &= 30 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2 \end{aligned}$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de chumbo(II) necesaria para reaccionar co cloruro de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KCl} \frac{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol KCl}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Como a cantidade necesaria,  $2,0 \cdot 10^{-3}$  mol, é menor que a inicial,  $3,0 \cdot 10^{-3}$  mol, o reactivo limitante non é o nitrato de chumbo(II) senón o cloruro de potasio.

Calcúlase a cantidade de cloruro de chumbo(II) que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KCl} \frac{1 \text{ mol PbCl}_2}{2 \text{ mol KCl}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbCl}_2$$

A masa que se pode obter é:

$$m = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbCl}_2 \frac{278 \text{ g PbCl}_2}{1 \text{ mol PbCl}_2} = 0,56 \text{ g PbCl}_2$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,48 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{0,48 \text{ g obtidos}}{0,56 \text{ g máximo}} = 0,86 = 86 \%$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

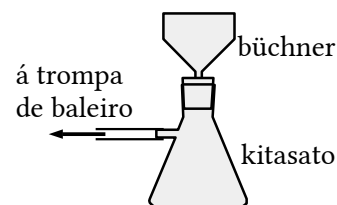
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



2. Mestúranse  $20 \text{ cm}^3$  dunha disolución de cloruro de bario de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$  con  $50 \text{ cm}^3$  dunha disolución de sulfato de potasio de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$ , obténdose cloruro de potasio e un precipitado de sulfato de bario.

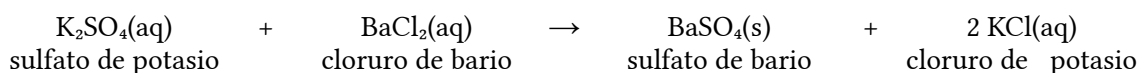
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento da reacción se se obteñen 3,5 g de sulfato de bario.
- Explica detalladamente como procederías no laboratorio para levar a cabo a separación do precipitado obtido empregando unha filtración a baleiro, indicando todo o material necesario.

(A.B.A.U. ord. 24)

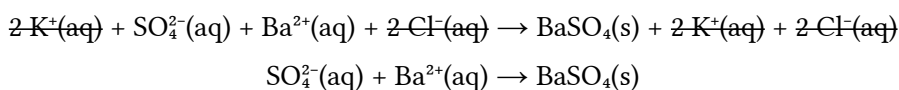
**Rta.:** a) Rendemento = 75 %

### Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do sulfato de bario:



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de potasio.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.



Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai. Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{K}_2\text{SO}_4) = 50 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{1,0 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,050 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Calcúlase a cantidade de sulfato de potasio necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 0,020 \text{ mol K}_2\text{SO}_4$$

Como a cantidade necesaria, 0,020 mol, é menor que a inicial, 0,050 mol, o reactivo limitante non é o sulfato de potasio senón o cloruro de bario.

Calcúlase a masa de sulfato de bario que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 0,020 \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 4,7 \text{ g BaSO}_4$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 3,5 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$Rto. = \frac{3,5 \text{ g BaSO}_4 \text{ obtidos}}{4,7 \text{ g BaSO}_4 \text{ teóricos}} = 0,75 = 75 \%$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

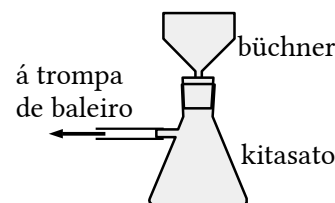
Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

### Material

Vasos de precipitados (2), varña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.



3. Mesturamos nun vaso de precipitados  $25 \text{ cm}^3$  dunha disolución de  $\text{CaCl}_2$  de concentración  $0,02 \text{ mol/dm}^3$  con  $25 \text{ cm}^3$  dunha disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  de concentración  $0,03 \text{ mol/dm}^3$ , formándose un precipitado no fondo do vaso.

a) Escribe a reacción química que ten lugar, nomea e calcula a cantidade en gramos do precipitado obtido.

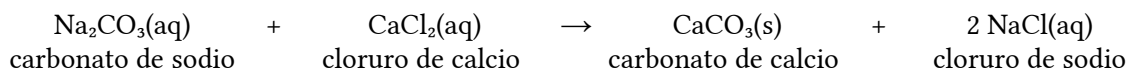
b) Describe o procedemento que levaría a cabo no laboratorio para separar o precipitado, debuxando a montaxe que empregarías e nomeando o material.

(A.B.A.U. extr. 23)

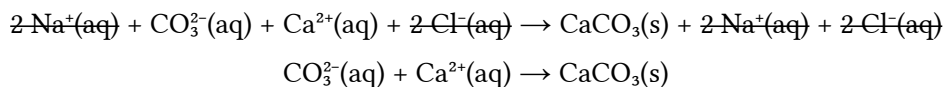
**Rta.:** a)  $m = 0,050 \text{ g CaCO}_3$ .

### Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de calcio:



Cálculo da masa de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas).

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{CaCl}_2) = 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,020 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ dm}^3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2$$

$$n_0(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,03 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Calcúlase a cantidade de carbonato de sodio necesaria para reaccionar co cloruro de calcio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como a cantidade necesaria,  $5,0 \cdot 10^{-4}$  mol, é menor que a inicial,  $7,5 \cdot 10^{-4}$  mol, o reactivo limitante non é o carbonato de sodio, senón o cloruro de calcio.

Calcúlase a masa de carbonato de calcio que se obtén, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,050 \text{ g CaCO}_3$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustádo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

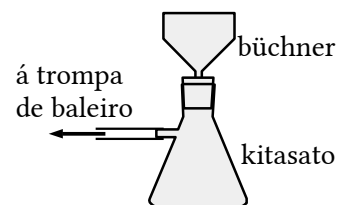
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



4. Disólvense 3,0 g de  $\text{SrCl}_2$  en  $25 \text{ cm}^3$  de auga e 4,0 g de  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  noutros  $25 \text{ cm}^3$  de auga. A continuación, mestúranse as dúas disolucións, levándose a cabo a formación dun precipitado do que se obteñen 1,55 g.

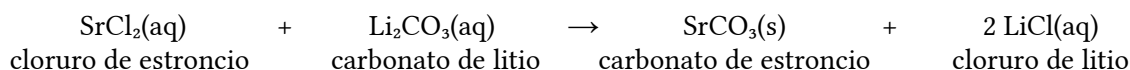
- Escrebe a reacción que ten lugar, identificando o precipitado, e calcula o rendemento da mesma.
- Describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material que precisa empregar.

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

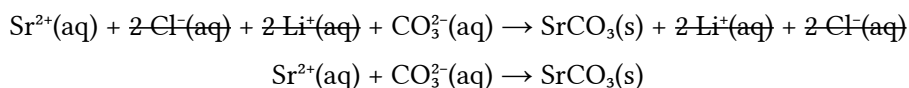
**Rta.:** Rendemento do 56 %.

### **Solución:**

- a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de estroncio:



Cálculo da cantidade de precipitado (tomando 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de calcio.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{SrCl}_2) = \frac{3,0 \text{ g SrCl}_2}{159 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ mol SrCl}_2$$

$$n_0(\text{Li}_2\text{CO}_3) = \frac{4,0 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{73,9 \text{ g/mol}} = 0,054 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$$

Calcúlase a cantidade de carbonato de litio necesaria para reaccionar co cloruro de estroncio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Li}_2\text{CO}_3) = 0,019 \text{ mol SrCl}_2 \frac{1 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol SrCl}_2} = 0,019 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3$$

Como a cantidade necesaria, 0,019 mol, é menor que a inicial, 0,054, o reactivo limitante non é o carbonato de litio, senón o cloruro de estroncio.

Calcúlase a masa de carbonato de estroncio que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 0,019 \text{ mol SrCl}_2 \frac{1 \text{ mol Sr}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol SrCl}_2} \frac{148 \text{ g Sr}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Sr}_2\text{CO}_3} = 2,8 \text{ g Sr}_2\text{CO}_3$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 1,55 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$\text{Rto.} = \frac{1,55 \text{ g SrCO}_3 \text{ obtidos}}{2,8 \text{ g SrCO}_3 \text{ teóricos}} = 0,56 = 56 \%$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

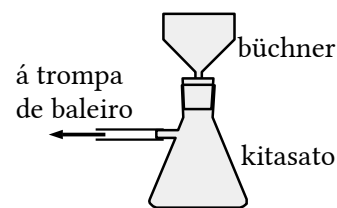
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



5. Mestúranse 20 cm<sup>3</sup> dunha disolución acuosa de BaCl<sub>2</sub> de concentración 0,5 mol/dm<sup>3</sup> con 80 cm<sup>3</sup> dunha disolución acuosa de CaSO<sub>4</sub> de concentración 0,04 mol/dm<sup>3</sup>.

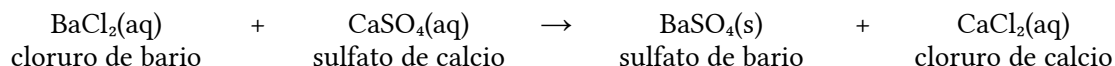
- Escribe a reacción química que ten lugar, nomea os compostos e calcula a cantidade en gramos do precipitado obtido.
- Nomea e debuxa o material e describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado.

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

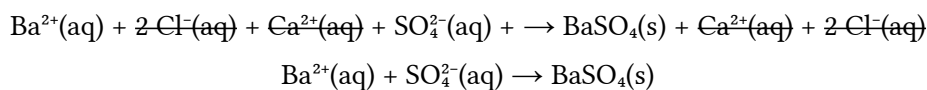
**Rta.:** a)  $m = 0,75 \text{ g BaSO}_4$ .

**Solución:**

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do sulfato de bario:



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de calcio.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 20 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,50 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{CaSO}_4) = 80 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,040 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaSO}_4$$

Calcúlase a cantidade de sulfato de calcio necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{CaSO}_4) = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaSO}_4$$

Como a cantidade necesaria,  $10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ , é maior que a inicial,  $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ , o reactivo limitante é o sulfato de calcio.

Calcúlase a masa de sulfato de bario que se obtén, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaSO}_4 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 0,75 \text{ g BaSO}_4$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

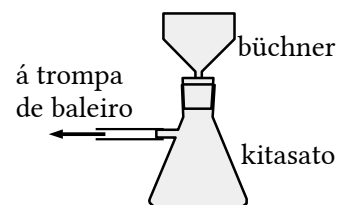
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



6. No laboratorio mestúranse  $20,0 \text{ cm}^3$  dunha disolución de concentración  $0,03 \text{ mol/dm}^3$  de cloruro de bario e  $15 \text{ cm}^3$  dunha disolución de concentración  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  de sulfato de cinc.

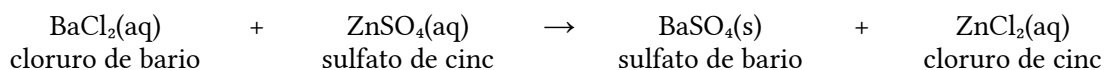
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento se se obtiveron  $0,10 \text{ g}$  de sulfato de bario.
- Describe o procedemento e indica o material que empregaría para separar o precipitado.

(A.B.A.U. ord. 20)

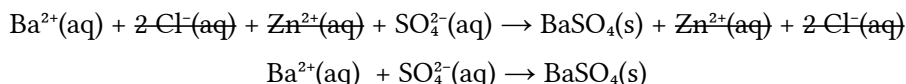
**Rta.:** Rendemento do 71 %.

### **Solución:**

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do sulfato de bario:



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas)

Cálculase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de cinc.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Cálculase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Calcúlanse a cantidade de sulfato de cinc necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{ZnSO}_4) = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol ZnSO}_4$$

Como a cantidade necesaria,  $6,0 \cdot 10^{-4}$  mol, é menor que a inicial,  $1,5 \cdot 10^{-3}$  mol, o reactivo limitante non é o sulfato de cinc senón o cloruro de bario.

Calcúlanse a masa de sulfato de bario que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 0,14 \text{ g BaSO}_4$$

Calcúlanse o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,10 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

$$R_{to.} = \frac{0,10 \text{ g obtidos}}{0,14 \text{ g teóricos}} = 0,71 = 71 \%$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

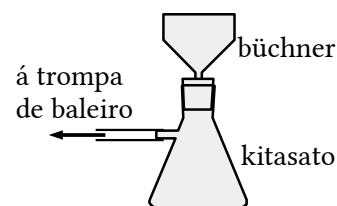
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



### Material

Vasos de precipitados (2), variña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

7. No laboratorio mestúranse  $30 \text{ cm}^3$  dunha disolución de concentración  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $40 \text{ cm}^3$  dunha disolución de concentración  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{KI}$ , obténdose  $0,86$  gramos dun precipitado de  $\text{PbI}_2$ .
  - a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da mesma.

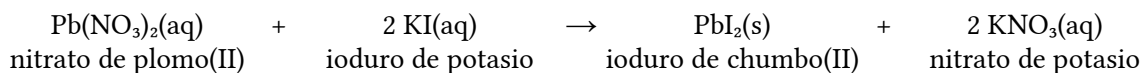
b) Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

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

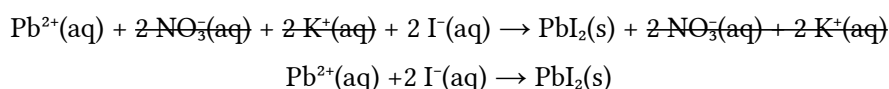
**Rta.:** Rendemento do 93 %.

**Solución:**

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do ioduro de chumbo(II):



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de ioduro de chumbo(II) que debería obterse a partir dos datos das disolucións de ioduro de potasio e nitrato de chumbo(II).

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

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

$$n_0(\text{Pb(NO}_3)_2) = 30 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de chumbo(II) necesaria para reaccionar co ioduro de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Pb(NO}_3)_2) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{2 \text{ mol KI}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb(NO}_3)_2$$

Como a cantidade necesaria,  $2,0 \cdot 10^{-3}$  mol, é menor que a inicial,  $3,0 \cdot 10^{-3}$  mol, o reactivo limitante non é o nitrato de chumbo(II) senón o ioduro de potasio.

Calcúlase a cantidade de ioduro de chumbo(II) que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol KI} \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{2 \text{ mol KI}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2$$

A masa que se pode obter é:

$$m = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2 \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,92 \text{ g PbI}_2$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,86 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

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

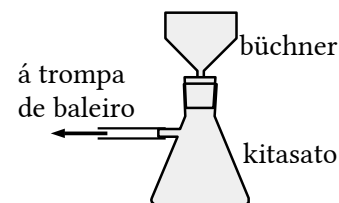
Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao



funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

8. Mestúranse 20 cm<sup>3</sup> de disolución de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> de concentración 0,15 mol/dm<sup>3</sup> e 50 cm<sup>3</sup> de disolución de CaCl<sub>2</sub> de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>, obténdose 0,27 g dun precipitado de CaCO<sub>3</sub>.

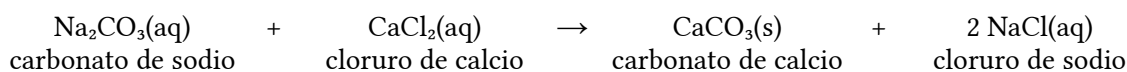
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da reacción.
- Describe o procedemento que empregarías no laboratorio para separar o precipitado obtido, facendo un esquema da montaxe e o material que hai que empregar.

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

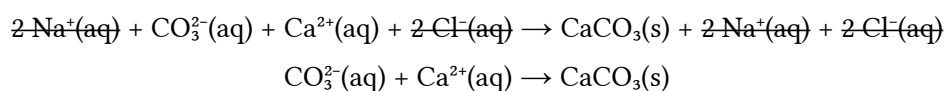
**Rta.:** Rendemento do 90 %.

**Solución:**

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de calcio:



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de carbonato de calcio que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de calcio e carbonato de sodio.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Calcúlase a cantidade de carbonato de sodio necesaria para reaccionar co cloruro de calcio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como a cantidade necesaria, 5,0·10<sup>-4</sup> mol, é maior que a inicial, 3,0·10<sup>-3</sup> mol, o reactivo limitante é o carbonato de sodio.

Calcúlase a masa de carbonato de calcio que se obtén, mirando a ecuación axustada da reacción:

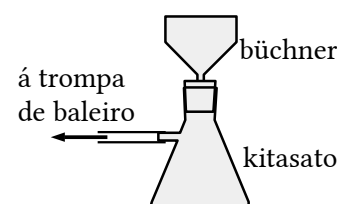
$$m = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,30 \text{ g CaCO}_3$$

Calcúlase o rendemento da reacción dividindo a masa obtida, 0,27 g, entre a calculada, e exprésase o resultado en tanto por cento.

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

Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustáandoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.



Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

9. Ao mesturar 25 cm<sup>3</sup> dunha disolución de AgNO<sub>3</sub> de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup> con 10 cm<sup>3</sup> dunha disolución de NaCl de concentración 0,04 mol/dm<sup>3</sup> obtense un precipitado de cloruro de prata.

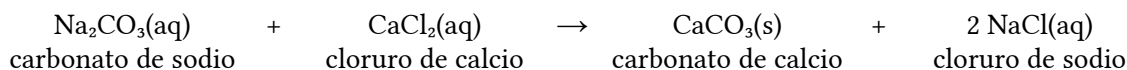
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a cantidade máxima de precipitado que se podería obter.
- Describe o procedemento e nomea o material que utilizarías no laboratorio para separar o precipitado.

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

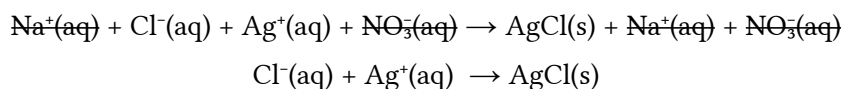
**Rta.:**  $m = 0,036 \text{ g AgCl}$ .

### Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de calcio:



Cálculo da cantidade máxima de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

Cálculase a masa de cloruro de prata que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de sodio e nitrato de prata.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$\begin{aligned} n_0(\text{NaCl}) &= 10 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,040 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl} \\ n_0(\text{AgNO}_3) &= 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3 \end{aligned}$$

Calcúlase a cantidade de nitrato de prata necesaria para reaccionar co cloruro de sodio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{AgNO}_3) = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl} \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol NaCl}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgNO}_3$$

Como a cantidade necesaria,  $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ , é maior que a inicial,  $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , o reactivo limitante é o nitrato de prata.

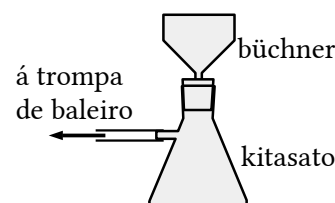
Calcúlase a masa de cloruro de prata que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol AgNO}_3 \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \frac{143 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,036 \text{ g AgCl}$$

### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.





Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

10. Mestúranse 10 cm<sup>3</sup> dunha disolución de BaCl<sub>2</sub> de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup> con 40 cm<sup>3</sup> dunha disolución de sulfato de sodio de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup> obténdose cloruro de sodio e un precipitado de sulfato de bario.

a) Escribe a reacción que ten lugar e indica a cantidade de precipitado que se obtén.

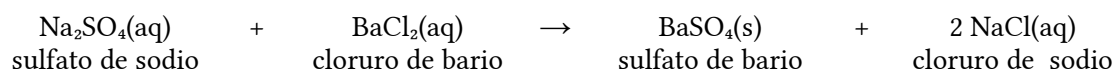
b) Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

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

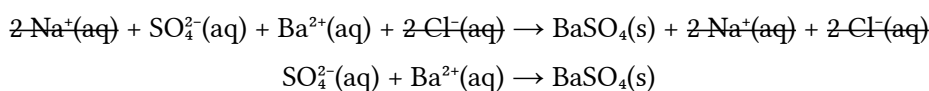
**Rta.:**  $m = 0,023 \text{ g BaSO}_4$ .

### Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do carbonato de calcio:



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas).

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de sodio.

Para a determinación do reactivo limitante, calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos.

Calcúlase a cantidade dun deles necesaria para reaccionar completamente co outro, mirando a ecuación axustada da reacción.

Identifícase ao reactivo limitante, comprobando se a cantidade necesaria é maior ou menor que a que hai.

Calcúlanse as cantidades iniciais dos reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 40 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Calcúlase a cantidade de sulfato de sodio necesaria para reaccionar co cloruro de bario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Como a cantidade necesaria,  $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , é menor que a inicial,  $4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , o reactivo limitante non é o sulfato de sodio senón o cloruro de bario.

Calcúlase a masa de sulfato de bario que se espera obter, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 0,023 \text{ g BaSO}_4$$

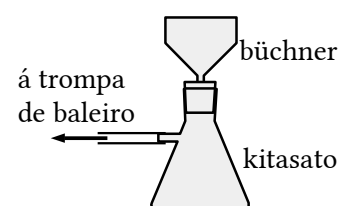
### Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.



Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa. Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

#### Material

Vasos de precipitados (2), variña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

#### ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas. Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como  $V = 1 \text{ dm}^3$  e reescríboo como:

Cifras significativas: 3

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

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. ( $1 \text{ dm}^3$  ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100%! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

## Sumario

---

### SOLUBILIDADE

<u>PROBLEMAS</u> .....	1
<u>Solubidade</u> .....	1
<u>Efecto do ión común</u> .....	5
<u>CUESTIÓNS</u> .....	14
<u>LABORATORIO</u> .....	15

## Índice de probas A.B.A.U.

---

2017.....	
1. (ord.).....	4
2. (extr.).....	3, 25
2018.....	
1. (ord.).....	14, 24
2. (extr.).....	3, 14, 23
2019.....	
1. (ord.).....	12, 22
2. (extr.).....	11
2020.....	
1. (ord.).....	20
2. (extr.).....	9
2021.....	
1. (ord.).....	8
2. (extr.).....	14, 19
2022.....	
1. (ord.).....	6, 18
2. (extr.).....	2
2023.....	
2. (extr.).....	5, 17
2024.....	
1. (ord.).....	16
2. (extr.).....	1, 15