

Solubilidade

◇ PROBLEMAS

● Solubilidade

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

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

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

Datos

Solubilidade do ioduro de chumbo(II)

Masa molar do ioduro de chumbo(II)

Cifras significativas: 3

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

$M(PbI_2) = 461 \text{ g/mol}$

Incógnitas

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

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

Produto de solubilidade do PbI_2

K_s

Outros símbolos

Concentración (mol/dm^3) en de PbI_2 en auga

s

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm^3)

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

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

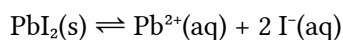
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

$$[PbI_2] = s = \frac{0,070 \text{ g}}{100 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol } PbI_2}{461 \text{ g}} = 0,00152 \text{ mol/dm}^3$$

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.

		PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	$2 I^-$	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

As concentracións dos ións son:

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

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

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

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

2. a) Calcula a solubilidade en auga pura, expresada en g/dm^3 , do sulfato de chumbo(II).

Datos: $K_{ps}(PbSO_4, 25 \text{ °C}) = 1,8 \cdot 10^{-8}$.

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

Rta.: a) $s' = 0,041 \text{ g/dm}^3$.

a)

Datos

Produto de solubidade do sulfato de chumbo(II)

Cifras significativas: 2

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

Masa molar do sulfato de chumbo(II)

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

IncógnitasSolubidade do sulfato de chumbo(II) en auga pura (g/dm³) s' **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

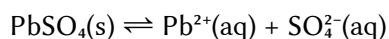
$$s = n / V = s' / M$$

Produto de solubidade 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 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.

		PbSO_4	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm ³

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 solubidade s é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal que pode disolverse en 1 dm³ 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 solubidade en gramos por decímetro cúbico:

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

3. b) Para preparar 250 cm³ dunha disolución saturada de bromato de prata (AgBrO₃) empréganse 1,75 g do sal. Calcula o produto de solubidade 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 solubidade do bromato de prata

 K_s **Outros símbolos**Concentración (mol/dm³) de Zn(OH)₂ s **Ecuacións**Concentración molar (mol/dm³)

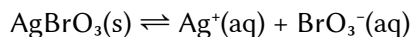
$$s = n / V = s' / M$$

Ecuacións

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

Solución:

a) 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.

		$AgBrO_3$	\rightleftharpoons	Ag^+	BrO_3^-	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm ³

Calcúlase a solubilidade 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 solubilidade:

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

4. b) Cal é o pH dunha disolución saturada de hidróxido de cinc se a súa K_s a 25 °C é $1,2 \cdot 10^{-17}$?
(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: b) pH = 8,5.

b)

Datos

Produto de solubilidade do $Zn(OH)_2$

Masa molar do hidróxido de cinc

Incógnitas

pH da disolución saturada

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) de $Zn(OH)_2$

Ecuacións

Concentración molar (mol/dm³)

pH

pOH

Produto iónico da auga

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

Cifras significativas: 2

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

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

pH

s

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

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

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

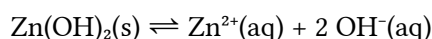
$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

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.

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

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/dm³. 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/dm³ 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/dm³.

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/dm³

Masa molar do hidróxido de manganeso(II)

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

Concentración molar (mol/dm³)

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

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

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

$$n = m / M$$

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

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

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

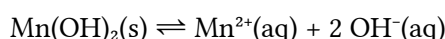
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

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.

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

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 :

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

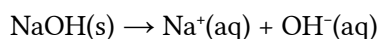
Calcúlanse o pOH e o pH:

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

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

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.

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

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:

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

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

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 BaF_2 en auga é de $1,30 \text{ g/dm}^3$. Calcula:

- O produto de solubilidade do sal.
- A solubilidade do BaF_2 nunha disolución acuosa de concentración 1 mol/dm^3 de 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 BaF_2

Concentración da disolución do BaCl_2

Masa molar do fluoruro de bario

Cifras significativas: 3

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

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

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

IncógnitasProduto de solubilidade do BaF_2 K_s Solubilidade do BaF_2 na disolución BaCl_2 de concentración 1 mol/dm³ s_2 **Outros símbolos**Concentración (mol/dm³) do BaF_2 en auga s **Ecuacións**

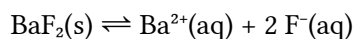
Cantidade (número de moles)

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

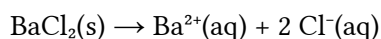
		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm ³

Calcúlase a 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) 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_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.

		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^{-}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			1,00	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$1,00 + s_2$	$2 s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable s_2 fronte a 1,00, ($s_2 \ll 1,00$). Entón:

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

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

Compróbase que é desprezable.

Se se quere, pódese calcular a solubilidade en g/dm³, que sería

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

Análise: A solubilidade do fluoruro de bario na disolución de cloruro de bario é menor que a solubilidade 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:
- Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 dm³ de auga.
 - Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 dm³ dunha disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm³, considerando que este sal está totalmente disociado.

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

Rta.: a) $m(\text{BaSO}_4) = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ en 0,25 dm³ H₂O; b) $m'(\text{BaSO}_4) = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$ en 0,25 dm³ D Na₂SO₄.

Datos

Produto de solubilidade do BaSO₄

Temperatura

Concentración da disolución do Na₂SO₄

Volume de auga

Volume de disolución de sulfato de sodio

Masa molar do sulfato de bario

Cifras significativas: 2

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

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

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

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

Incógnitas

Masa (g) do BaSO₄ que se dissolve en 0,25 dm³ de auga

m

Masa (g) do BaSO₄ que se dissolve en 0,25 dm³ de D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³

m_2

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en auga

s

Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en auga

s'

Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³

s_2

Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en D [Na₂SO₄] = 1 mol/dm³

s'_2

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

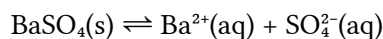
$$s = n / V = s' / M$$

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.

		BaSO ₄	\rightleftharpoons	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	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:

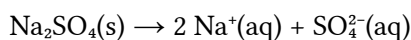
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

En 0,25 dm³ 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 ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	1,0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	→	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s_2	$1,0 + s_2$	mol/dm ³

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 dm³ 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 $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcula K_{ps} para o sal á devandita temperatura.

b) Calcula a solubilidade do CaBr₂ nunha disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm³ 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 CaBr₂

Concentración da disolución do NaBr

Incógnitas

Produto de solubilidade do CaBr₂

Solubilidade do CaBr₂ en NaBr 0,1 mol/dm³

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

Concentración molar (mol/dm³)

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

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

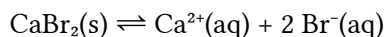
$$n = m / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



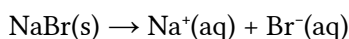
Chámase s á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		CaBr_2	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	2Br^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

Calcúlase a constante de equilibrio K_s é:

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

b) O bromuro de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión bromuro é:

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

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.

		CaBr_2	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	2Br^{-}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,100	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_2	$0,100 + 2 s_2$	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^3 , 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 $0,5 \text{ mol/dm}^3$ de cloruro de calcio, considerando que este sal atópase totalmente dissociado.

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

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

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Temperatura

Concentración da disolución do CaCl_2

Masa molar do cloruro de prata

Cifras significativas: 2

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

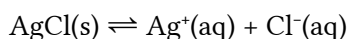
$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$[\text{CaCl}_2] = 0,50 \text{ mol/dm}^3$$

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

IncógnitasSolubilidade (g/dm³) do AgCl en auga s' Solubilidade (g/dm³) do AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2' **Outros símbolos**Concentración (mol/dm³) en de AgCl en auga s Concentración (mol/dm³) en de AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2 **Ecuacións**Cantidad (número de moles) $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$ 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 ⁺	Cl ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_{ps} é:

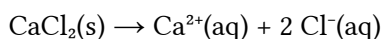
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

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 ⁺	Cl ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	1,0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s_2	$1,0 + s_2$	mol/dm ³

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/dm³.

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

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 $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ é $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcula:
- A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
 - A solubilidade do citado sal, en g/dm³, nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KIO_3 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 $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$

Concentración da disolución do KIO_3

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/dm³) do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en auga

s_a

Concentracións (mol/dm³) dos ións

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

Solubilidade (g/dm³) do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en KIO_3 0,1 mol/dm³

s'

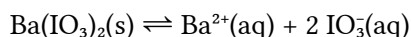
Ecuacións

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 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	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	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:

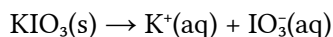
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

As concentracións dos ións valen:

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

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

- 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	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,10	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	s_b	$2 s_b$	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_b	$0,10 + 2 s_b$	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.

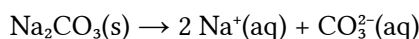
♦ CUESTIÓNS

1. Dispónse dunha disolución acuosa saturada de CaCO_3 en equilibrio co seu sólido. Indica como se verá modificada a súa solubilidade ao engadir Na_2CO_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:

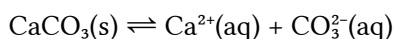
A solubilidade do CaCO_3 será menor que antes por efecto do ión común.

O Na_2CO_3 soluble disociarase totalmente:



o que produce un aumento na concentración do ión CO_3^{2-} na disolución.

Isto provocará un desprazamento do equilibrio



cara á 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 CO_3^{2-} terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión 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.

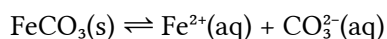
2. b) Razoa como varía a solubilidade do FeCO_3 (sal pouco soluble) ao engadir Na_2CO_3 a unha disolución acuosa do devandito sal.

(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.

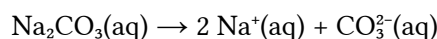


A solubilidade s (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		FeCO_3	\rightleftharpoons	CO_3^{2-}	Fe^{2+}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	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.

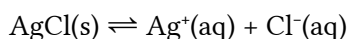
3. b) Razoa se é correcta a seguinte afirmación: a solubilidade do cloruro de prata (sal pouco soluble) é igual en auga pura que nunha disolución de cloruro de sodio.

(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 ⁻	Ag ⁺	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

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

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**

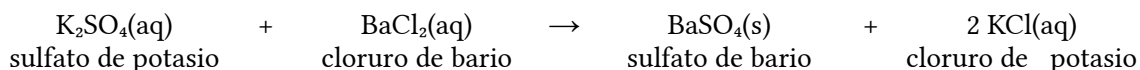
- Mestúranse 20 cm³ dunha disolución de cloruro de bario de concentración 1,0 mol/dm³ con 50 cm³ dunha disolución de sulfato de potasio de concentración 1,0 mol/dm³, obténdose cloruro de potasio e un precipitado de sulfato de bario.
 - Escrebe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento da reacción 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)

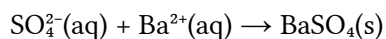
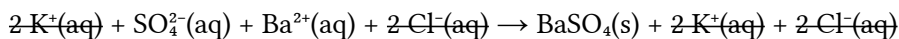
Rta.: a) Rendemento = 75 %

Solución:

a) Escríbese a reacción da reacción química axustada:



Ionízanse os compostos solubles e escríbese a reacción iónica de precipitación do 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 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 vértase o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil.

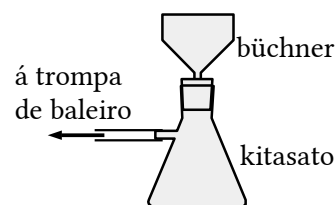
Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

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), varíña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.



2. Mesturamos nun vaso de precipitados 25 cm³ dunha disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/ dm³ con 25 cm³ dunha disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³, formándose un precipitado no fondo do vaso.

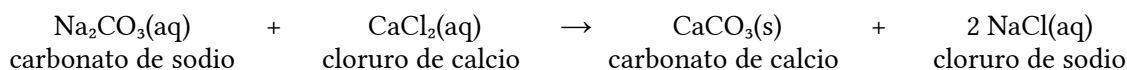
- a) Escribe a reacción química que ten lugar, nomea e calcula a cantidade en gramos do precipitado obtido.
- b) Describe o procedemento que levaría a cabo no laboratorio para separar o precipitado, debuxando a montaxe que empregarías e nomeando o material.

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

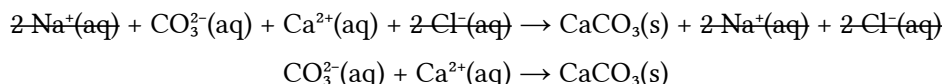
Rta.: a) $m = 0,050 \text{ g CaCO}_3$.

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, $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, é menor que a inicial, $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, 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, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

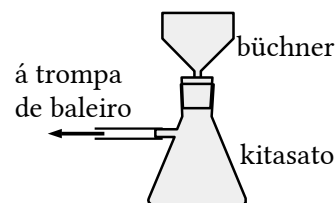
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértase 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.



3. Disólvense 3,0 g de SrCl_2 en 25 cm^3 de auga e 4,0 g de Li_2CO_3 noutros 25 cm^3 de auga. A continuación, mestúranse as dúas disolucións, levándose a cabo a formación dun precipitado do que se obteñen 1,55 g.

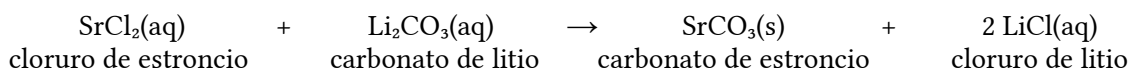
- Escrebe a reacción que ten lugar, identificando o precipitado, e calcula o rendemento da mesma.
- Describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material que precisa empregar.

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

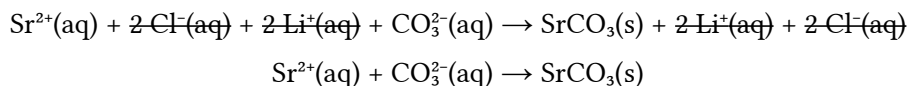
Rta.: Rendemento do 56 %.

Solución:

- Escrebese 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.

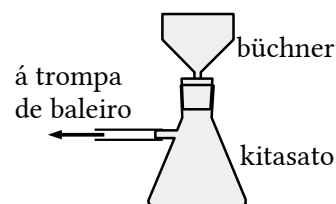
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértase 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. Mestúranse 20 cm³ dunha disolución acuosa de BaCl₂ de concentración 0,5 mol/dm³ con 80 cm³ dunha disolución acuosa de CaSO₄ de concentración 0,04 mol/dm³.

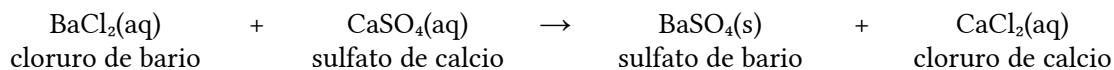
- Escrebe a reacción química que ten lugar, nomea os compostos e calcula a cantidade en gramos do precipitado obtido.
- Nomea e debuxa o material e describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado.

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

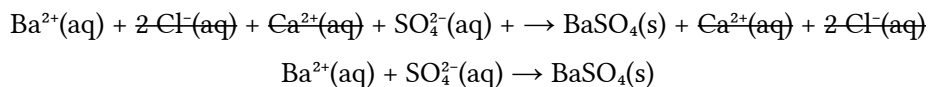
Rta.: a) $m = 0,75 \text{ g BaSO}_4$.

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.

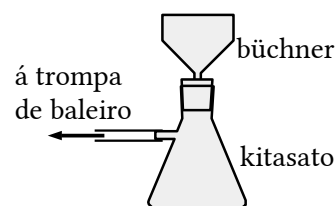
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértase 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.



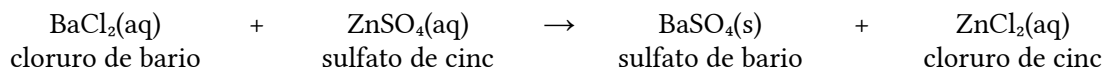
5. No laboratorio mestúranse $20,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ de cloruro de bario e 15 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de sulfato de cinc.
- a) Escribe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento se se obtiveron $0,10 \text{ g}$ de sulfato de bario.
- b) Describe o procedemento e indica o material que empregaría para separar o precipitado.

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

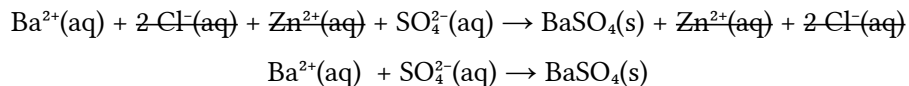
Rta.: Rendemento do 71 %.

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)

Calcúlase 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.

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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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.

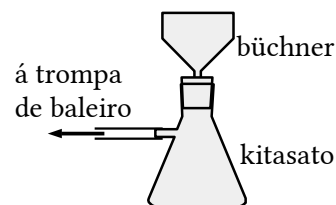
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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

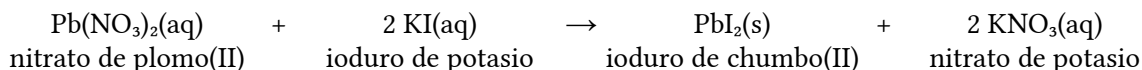
Vasos de precipitados (2), varíña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

6. No laboratorio mestúranse 30 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ e 40 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI, obténdose 0,86 gramos dun precipitado de PbI₂.
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da mesma.
 - Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

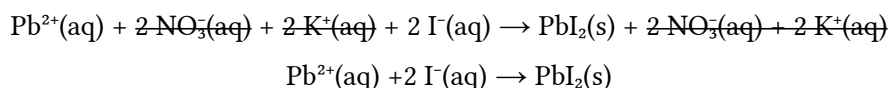
(A.B.A.U. ord. 19)

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, 2,0·10⁻³ mol, é menor que a inicial, 3,0·10⁻³ 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:

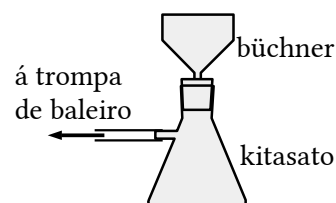
$$m = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2 \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 0,92 \text{ g PbI}_2$$

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.

7. Mestúranse 20 cm³ de disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,15 mol/dm³ e 50 cm³ de disolución de CaCl₂ de concentración 0,10 mol/dm³, obténdose 0,27 g dun precipitado de CaCO₃.

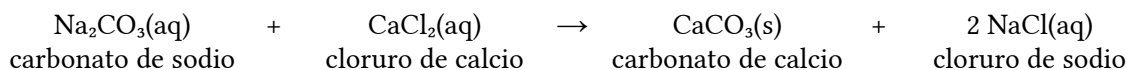
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da reacción.
- Describe o procedemento que empregarías no laboratorio para separar o precipitado obtido, facendo un esquema da montaxe e o material que hai que empregar.

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

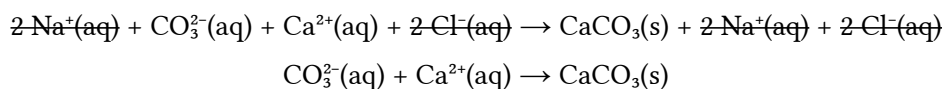
Rta.: Rendemento do 90 %.

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:

$$\begin{aligned} n_0(\text{CaCl}_2) &= 50 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,10 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ dm}^3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCl}_2 \\ n_0(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 20 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,15 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

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, 5,0·10⁻⁴ mol, é maior que a inicial, 3,0·10⁻³ 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, axustándoo para non deixar orificios libres, e humedécese con auga para que quede adherido.

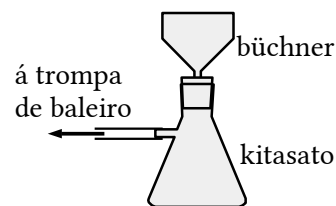
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

Ábrese a billa e vértase 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. Ao mesturar 25 cm³ dunha disolución de AgNO₃ de concentración 0,01 mol/dm³ con 10 cm³ dunha disolución de NaCl de concentración 0,04 mol/dm³ obtense un precipitado de cloruro de prata.

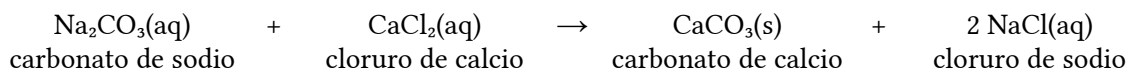
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a cantidade máxima de precipitado que se podería obter.
- Describe o procedemento e nomea o material que utilizarías no laboratorio para separar o precipitado.

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

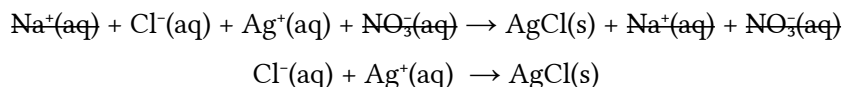
Rta.: $m = 0,036 \text{ g AgCl}$.

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)

Calcúlase 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.

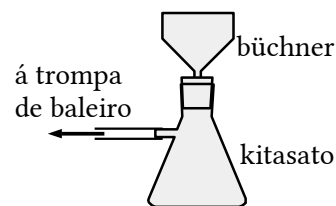
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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.



9. Mestúranse 10 cm³ dunha disolución de BaCl₂ de concentración 0,01 mol/dm³ con 40 cm³ dunha disolución de sulfato de sodio de concentración 0,01 mol/dm³ obténdose cloruro de sodio e un precipitado de sulfato de bario.

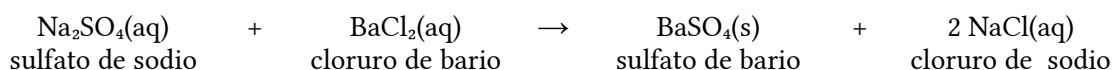
- Escribe a reacción que ten lugar e indica a cantidade de precipitado que se obtén.
- Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

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

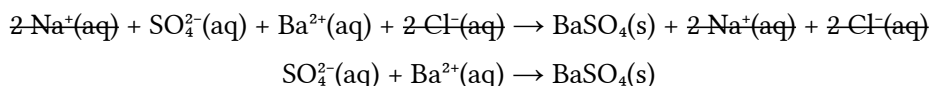
Rta.: $m = 0,023 \text{ g BaSO}_4$.

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.

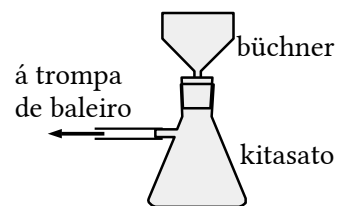
Axústase o funil büchner sobre un matraz kitasato e conéctase a rama lateral do kitasato a unha trompa de baleiro.

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), varíña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Cuestións e problemas das [Probas 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

PROBLEMAS.....	1
<u>Solubilidad</u>	1
<u>Efecto do ión común</u>	4
CUESTIÓNS.....	13
LABORATORIO.....	14

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	3
2. (extr.).....	2, 23
2018.....	
1. (ord.).....	14, 22
2. (extr.).....	1, 13, 21
2019.....	
1. (ord.).....	11, 20
2. (extr.).....	9
2020.....	
1. (ord.).....	18
2. (extr.).....	8
2021.....	
1. (ord.).....	7
2. (extr.).....	13, 17
2022.....	
1. (ord.).....	5, 16
2. (extr.).....	1
2023.....	
2. (extr.).....	4, 15
2024.....	
1. (ord.).....	14