

Solubilidad

◊ PROBLEMAS

● Solubilidad

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

Solubilidad del yoduro de plomo(II)

Masa molar del yoduro de plomo(II)

Cifras significativas: 3

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

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

Incógnitas

Concentración de iones plomo(II) y yoduro en una disolución saturada

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

Producto de solubilidad del PbI_2

K_s

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de PbI_2 en agua

s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm³)

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

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

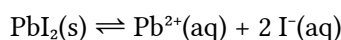
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

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

El equilibrio de solubilidad es:



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

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

Las concentraciones de los iones son:

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

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

Se calcula la 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 la solubilidad en agua pura, expresada en g/dm³, del sulfato de plomo(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

Producto de solubilidad del sulfato de plomo(II)

Masa molar del sulfato de plomo(II)

Cifras significativas: 2

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

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

IncógnitasSolubilidad del sulfato de plomo(II) en agua pura (g/dm³) s' **Ecuaciones**

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

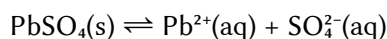
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		PbSO_4	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

Como la solubilidad s es la concentración de la disolución saturada, o lo que es lo mismo, la máxima cantidad de sal que puede disolverse en 1 dm³ de disolución, se calcula de la relación anterior:

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

Se calcula la solubilidad 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 de una disolución saturada de bromato de plata (AgBrO₃) se emplean 1,75 g de la sal. Calcula el producto de solubilidad de la sal.

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

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

b)

Datos

Volumen de disolución

Masa disuelta de bromato de plata

Masa molar del bromato de plata

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Producto de solubilidad del bromato de plata

 K_s **Otros símbolos**Concentración (mol/dm³) de Zn (OH)₂ s **Ecuaciones**Concentración molar (mol/dm³)

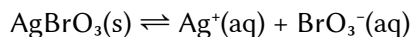
$$s = n / V = s' / M$$

Ecuaciones

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

		$AgBrO_3$	\rightleftharpoons	Ag^+	BrO_3^-	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm ³

Se calcula la solubilidad del bromato de plata:

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

Se calcula el producto de solubilidad:

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

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

Rta.: b) pH = 8,5.

b)

Datos

Producto de solubilidad del $Zn(OH)_2$

Masa molar del hidróxido de zinc

Incógnitas

pH de la disolución saturada

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) de $Zn(OH)_2$

Ecuaciones

Concentración molar (mol/dm³)

pH

pOH

Producto iónico del agua

Producto de solubilidad del 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

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

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

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

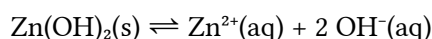
$$K_w = [H^+]_e \cdot [OH^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

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

La constante de equilibrio K_s es:

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

Se calcula la solubilidad:

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

Se calculan el pOH y el pH:

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

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

Análisis: El pH es básico.

● Efecto del ion común

- La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en agua es de 1,96 mg/dm³. Calcula:
 - El producto de solubilidad de esta sustancia y el pH de la disolución saturada.
 - La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en una disolución de concentración 0,10 mol/dm³ de hidróxido de sodio, considerando que esta sal está totalmente disociada.

(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

Solubilidad del hidróxido de manganeso(II)

Concentración de la disolución de hidróxido de sodio

Incógnitas

Producto de solubilidad y del hidróxido de manganeso(II)

Solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en D NaOH 0,1 mol/dm³

Masa molar del hidróxido de manganeso(II)

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Concentración molar (mol/dm³)

pH

pOH

Producto iónico del agua

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

Cifras significativas: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

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

$$n = m / M$$

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

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

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

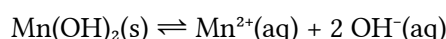
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

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

Se calcula la concentración molar de una disolución saturada de hidróxido de manganeso(II) en agua:

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

Se calcula la constante de equilibrio K_s :

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

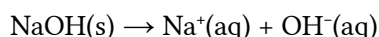
Se calculan el pOH y el pH:

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

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

Análisis: El pH es básico.

b) El hidróxido de sodio está totalmente disociado.



La concentración de ion hidróxido es:

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

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

		Mn(OH)_2	\rightleftharpoons	Mn^{2+}	2 OH^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,100	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_2	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

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

Se comprueba que es despreciable.

Análisis: La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en la disolución de hidróxido de sodio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común hidróxido.

2. La solubilidad del BaF_2 en agua es de 1,30 g/dm³. Calcula:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 mol/dm³ de BaCl_2 , considerando que esta sal está totalmente disociada.

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

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

Datos

Solubilidad del BaF_2

Concentración de la disolución del BaCl_2

Masa molar del fluoruro de bario

Cifras significativas: 3

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

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

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

IncógnitasProducto de solubilidad del BaF_2 K_s Solubilidad del BaF_2 en BaCl_2 1 mol/dm³ s_2 **Otros símbolos**Concentración (mol/dm³) en de BaF_2 en agua s **Ecuaciones**

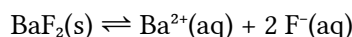
Cantidad (número de moles)

 $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$ Producto de solubilidad del equilibrio: $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$ $K_s = [\text{A}^{\alpha-}]^a \cdot [\text{B}^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) Se calcula la solubilidad del fluoruro de bario:

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

El equilibrio de solubilidad es:



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

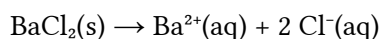
		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^{-}	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm ³

Se calcula la constante de equilibrio K_s :

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

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

El cloruro de bario está totalmente disociado.



La concentración de ion bario es:

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

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

		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^{-}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			1,00	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			$1,00 + s_2$	$2 s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

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

Se comprueba que es despreciable.

Si se quiere, se puede calcular la solubilidad en gramos por decímetro cúbico, que sería:

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

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

3. El producto de solubilidad, a 20 °C, del sulfato de bario es $8,7 \cdot 10^{-11}$. Calcula:
- Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de agua.
 - Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de una disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm³, considerando que esta sal está totalmente disociada.
- (A.B.A.U. ord. 21)
- Rta.:** a) $m(\text{BaSO}_4) = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ en 0,25 dm³ H₂O; b) $m'(\text{BaSO}_4) = 5,1 \cdot 10^{-9} \text{ g}$ en 0,25 dm³ D Na₂SO₄.

Datos

Producto de solubilidad del sulfato de bario

Temperatura

Concentración de la disolución de sulfato de sodio

Volumen de agua

Volumen de disolución de sulfato de sodio

Masa molar del sulfato de bario

Cifras significativas: 2

$$K_s(\text{BaSO}_4) = 8,7 \cdot 10^{-11}$$

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

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

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

Incógnitas

Masa (g) del BaSO₄ que se disuelve en 0,25 dm³ de agua

m

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

m_2

Otros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en agua

s

Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en agua

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

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

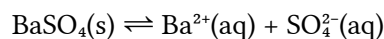
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

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

La constante de equilibrio K_s es:

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

Se calcula la solubilidad:

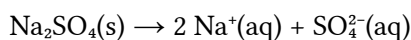
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

En 0,25 dm³ de agua se disuelven:

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

b) El sulfato de sodio está totalmente disociado.



La concentración de ion sulfato es:

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

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

		BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	1,0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s_2	→	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s_2	$1,0 + s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

Es despreciable frente a 1,0.

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

Se calcula la solubilidad 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 agua se disuelven:

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

4. A 25 °C a solubilidad en agua del bromuro de calcio es $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

a) Calcula K_{ps} para la sal a la dicha temperatura.

b) Calcula la solubilidad del CaBr₂ en una disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm³ de NaBr considerando que esta sal está totalmente disociada.

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

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

Datos

Solubilidad del CaBr₂

Concentración de la disolución de NaBr

Incógnitas

Producto de solubilidad del CaBr₂

Solubilidad del CaBr₂ en NaBr 0,1 mol/dm³

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Concentración molar (mol/dm³)

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

Cifras significativas: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

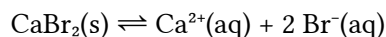
$$n = m / M$$

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

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

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es:



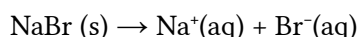
Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		Ca Br_2	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	2Br^{-}	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

Se calcula la constante de equilibrio K_s :

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

b) El bromuro de sodio está totalmente disociado.



La concentración de ion bromuro es:

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

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

		Ca Br_2	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	2Br^{-}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,100	mol/dm^3
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm^3
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_2	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

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

Se comprueba que es despreciable.

Análisis: La solubilidad del bromuro de calcio en la disolución de bromuro de sodio es menor que la solubilidad en agua, debido al efecto del ion común bromuro.

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

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

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

Datos

Producto de solubilidad del AgCl

Temperatura

Concentración de la disolución del CaCl₂

Masa molar del cloruro de plata

Cifras significativas: 2

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

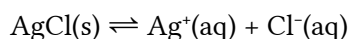
$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

IncógnitasSolubilidad (g/dm³) del AgCl en agua s' Solubilidad (g/dm³) del AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2' **Otros símbolos**Concentración (mol/dm³) en de AgCl en agua s Concentración (mol/dm³) en de AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2 **Ecuaciones**Cantidad (número de moles) $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$ Producto de solubilidad del equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$ $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) El equilibrio de solubilidad es:



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

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

La constante de equilibrio K_{ps} es:

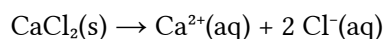
$$K_{ps} = [Ag^+]_e \cdot [Cl^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad:

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

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

b) El cloruro de calcio se encuentra totalmente disociado:



La concentración de ion cloruro es:

$$[Cl^-] = 2 \cdot [CaCl_2] = 2 \cdot 0,50 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

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

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	1,0	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s_2	$1,0 + s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_{ps} es:

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

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

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

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

Este valor es despreciable frente a 1,0.

Se calcula la solubilidad en g/dm³.

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

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

6. A 25 °C el producto de solubilidad del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ es $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcula:
- La solubilidad de la sal y las concentraciones molares de los iones yodato y bario.
 - La solubilidad de la citada sal, en g/dm^3 , en una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KIO_3 a 25 °C considerando que esta sal se encuentra totalmente disociada.

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

Rta.: a) $s = [\text{Ba}^{2+}] = 5,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$; $[\text{IO}_3^-] = 1,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; b) $s' = 3,17 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$.

Datos

Producto de solubilidad del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$

Concentración de la disolución del KIO_3

Masa molar del yodato 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

Solubilidad (mol/dm^3) del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en agua

s_a

Concentraciones (mol/dm^3) de los iones

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

Solubilidad (g/dm^3) del $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ en KIO_3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$

s'

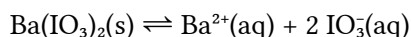
Ecuaciones

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

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

Solución:

- a) El equilibrio de solubilidad del yodato de bario es:



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

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

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

Se calcula la solubilidad del yodato de bario en agua:

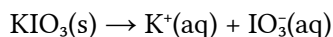
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

Las concentraciones de los iones valen:

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

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

- b) El yodato de potasio está totalmente disociado.



La concentración de ion yodato es:

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

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

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,10	mol/dm^3
Concentración que reacciona o se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	s_b	$2 s_b$	mol/dm^3
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_b	$0,10 + 2 s_b$	mol/dm^3

La constante de equilibrio K_s es:

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

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

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

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

Este valor es despreciable frente a 0,10.

Se calcula la solubilidad en gramos por decímetro cúbico:

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

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

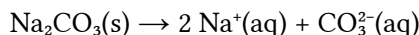
♦ CUESTIONES

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

Solución:

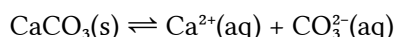
La solubilidad del CaCO_3 será menor que antes por efecto del ion común.

El Na_2CO_3 soluble se disociará totalmente:



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

Esto provocará un desplazamiento del equilibrio



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

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

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

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

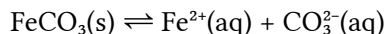
- b) Razona cómo varía la solubilidad del FeCO_3 (sal poco soluble) al añadir Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la dicha sal.

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

Solución:

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

Para una sal poco soluble como el carbonato de hierro(II) el sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos.

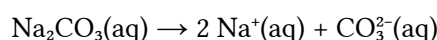


La solubilidad s (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

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

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

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



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

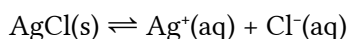
3. b) Razona si es correcta la siguiente afirmación: la solubilidad del cloruro de plata (sal poco soluble) es igual en agua pura que en una disolución de cloruro de sodio.

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

Solución:

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

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



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

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

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

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



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

♦ LABORATORIO

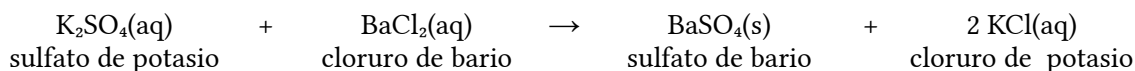
- Se mezclan 20 cm³ de una disolución de cloruro de bario de concentración 1,0 mol/dm³ con 50 cm³ de una disolución de sulfato de potasio de concentración 1,0 mol/dm³, obteniéndose cloruro de potasio y un precipitado de sulfato de bario.

- a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento de la reacción si se obtienen 3,5 g de sulfato de bario.
- b) Explica detalladamente como procederías en el laboratorio para llevar a cabo la separación del precipitado obtenido empleando una filtración a vacío, indicando todo el material necesario.

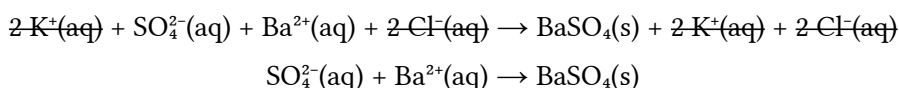
(A.B.A.U. ord. 24)

Rta.: a) Rendimiento = 75 %**Solución:**

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



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:

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

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de sulfato de potasio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, 0,020 mol, es menor que la inicial, 0,050 mol, el reactivo limitante no es el sulfato de potasio sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 3,5 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

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

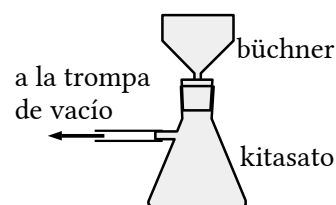
Procedimiento

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

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

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

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



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

Material

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

2. Mezclamos en un vaso de precipitados 25 cm³ de una disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/ dm³ con 25 cm³ de una disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³, formándose un precipitado en el fondo del vaso.

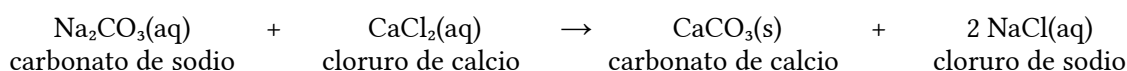
- Escribe la reacción química que tiene lugar, nombra y calcula la cantidad en gramos del precipitado obtenido.
- Describe el procedimiento que llevarías a cabo en el laboratorio para separar el precipitado, dibujando el montaje que emplearías y nombrando el material.

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

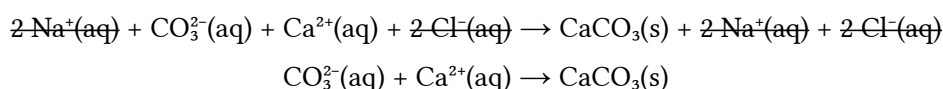
Rta.: a) $m = 0,050 \text{ g CaCO}_3$.

Solución:

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



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



Cálculo de la masa de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas).

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$\begin{aligned} n_0(\text{CaCl}_2) &= 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,020 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ dm}^3} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2 \\ n_0(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 25 \text{ cm}^3 \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,03 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ dm}^3} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

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

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

Como la cantidad necesaria, $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, es menor que la inicial, $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, el reactivo limitante no es el carbonato de sodio, sino el cloruro de calcio.

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

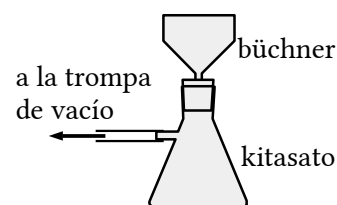
$$m = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,050 \text{ g CaCO}_3$$

Procedimiento

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

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

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



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

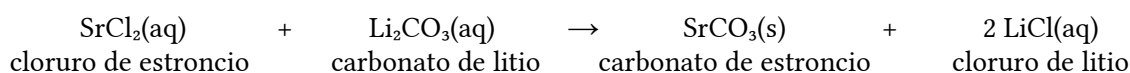
3. Se disuelven 3,0 g de SrCl_2 en 25 cm^3 de agua y 4,0 g de Li_2CO_3 en otros 25 cm^3 de agua. A continuación, se mezclan las dos disoluciones, llevándose a cabo la formación de un precipitado del que se obtienen 1,55 g.
- Escribe la reacción que tiene lugar, identificando el precipitado, y calcula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

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

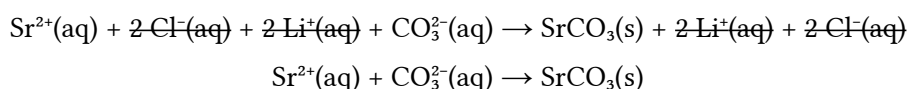
Rta.: Rendimiento del 56 %.

Solución:

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



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



Cálculo de la cantidad de precipitado (tomando 2 cifras significativas).

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$\begin{aligned} n_0(\text{SrCl}_2) &= \frac{3,0 \text{ g SrCl}_2}{159 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ mol SrCl}_2 \\ n_0(\text{Li}_2\text{CO}_3) &= \frac{4,0 \text{ g Li}_2\text{CO}_3}{73,9 \text{ g/mol}} = 0,054 \text{ mol Li}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

Se calcula la cantidad de carbonato de litio necesaria para reaccionar con el cloruro de estroncio, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, 0,019 mol, es menor que la inicial, 0,054, el reactivo limitante no es el carbonato de litio, sino el cloruro de estroncio.

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

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

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 1,55, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

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

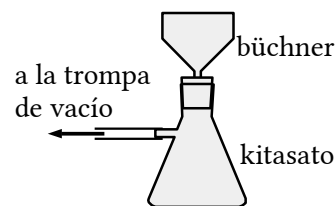
Procedimiento

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

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

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

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



4. Se mezclan 20 cm³ de una disolución acuosa de BaCl₂ de concentración 0,5 mol/dm³ con 80 cm³ de una disolución acuosa de CaSO₄ de concentración 0,04 mol/dm³.

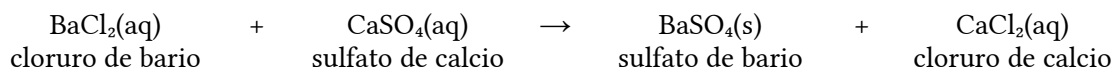
- Escribe la reacción química que tiene lugar, nombra los compuestos y calcula la cantidad en gramos del precipitado obtenido.
- Nombra y dibuja el material y describe el procedimiento que emplearía en el laboratorio para separar el precipitado.

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

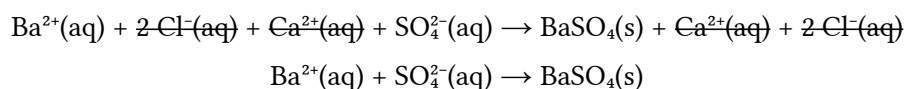
Rta.: a) $m = 0,75$ g BaSO₄

Solución:

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



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



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

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de sulfato de calcio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, $10 \cdot 10^{-3}$ mol, es mayor que la inicial, $3,2 \cdot 10^{-3}$ mol, el reactivo limitante es el sulfato de calcio.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se obtiene, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

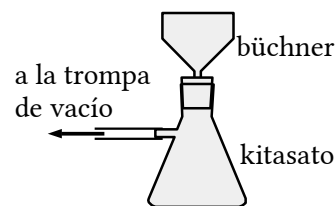
Procedimiento

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

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

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

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



5. En el laboratorio se mezclan 20,0 cm³ de una disolución de concentración 0,03 mol/dm³ de cloruro de bario y 15 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de sulfato de cinc.

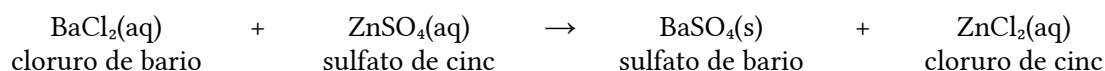
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento si se obtuvieron 0,10 g de sulfato de bario.
- Describe el procedimiento e indica el material que emplearía para separar el precipitado.

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

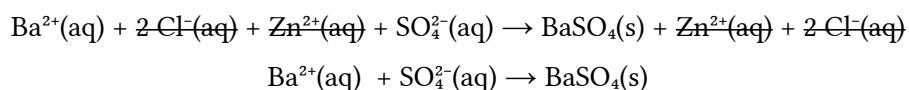
Rta.: Rendimiento del 71 %

Solución:

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



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de sulfato de cinc necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, 6,0·10⁻⁴ mol, es menor que la inicial, 1,5·10⁻³ mol, el reactivo limitante no es el sulfato de cinc sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,10 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

$$Rto. = \frac{0,10 \text{ g obtenidos}}{0,14 \text{ g teóricos}} = 0,71 = 71 \%$$

Procedimiento

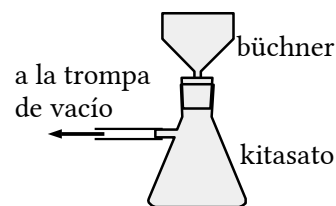
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



Material

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

6. En el laboratorio se mezclan 30 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ y 40 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI, obteniéndose 0,86 gramos de un precipitado de PbI₂.

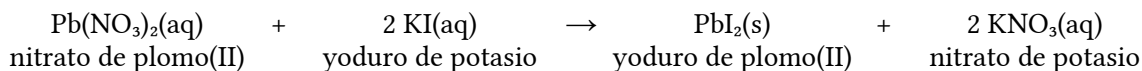
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la misma.
- Indica el material y el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado.

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

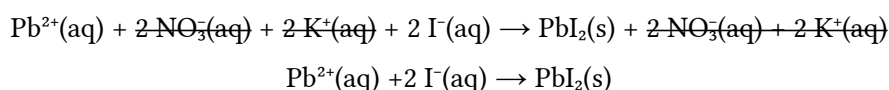
Rta.: Rendimiento del 93 %

Solución:

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



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



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas).

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

Como la cantidad necesaria, 2,0·10⁻³ mol, es menor que la inicial, 3,0·10⁻³ mol, el reactivo limitante no es el nitrato de plomo(II) sino el yoduro de potasio.

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

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

La masa que se puede obtener es:

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

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,86 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

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

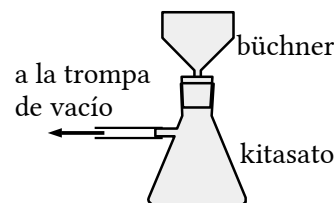
Procedimiento

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

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

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

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



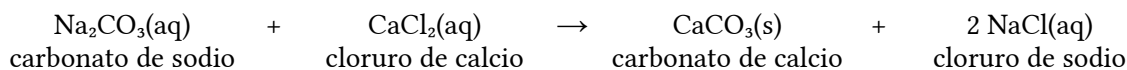
7. Se mezclan 20 cm³ de disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,15 mol/dm³ y 50 cm³ de disolución de CaCl₂ de concentración 0,10 mol/dm³, obteniéndose 0,27 g de un precipitado de CaCO₃.
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.
 - Describe el procedimiento que emplearías en el laboratorio para separar el precipitado obtenido, haciendo un esquema del montaje y el material que hay que emplear.

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

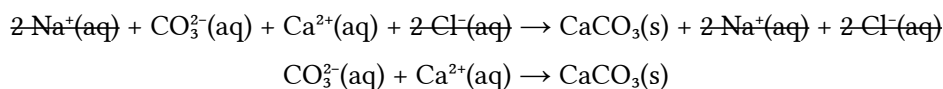
Rta.: Rendimiento del 90%

Solución:

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



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



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas).

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como la cantidad necesaria, $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, es mayor que la inicial, $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, el reactivo limitante es el carbonato de sodio.

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

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

Se calcula el rendimiento de la reacción dividiendo la masa obtenida, 0,27 g, entre la calculada, y se expresa el resultado en tanto por ciento.

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

Procedimiento

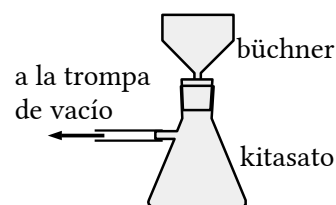
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



8. Al mezclar 25 cm^3 de una disolución de AgNO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 10 cm^3 de una disolución de NaCl de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ se obtiene un precipitado de cloruro de plata.

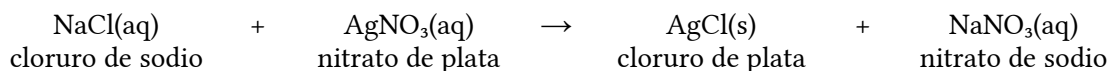
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la cantidad máxima de precipitado que se podría obtener.
- Describe el procedimiento y nombra el material que utilizarías en el laboratorio para separar el precipitado.

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

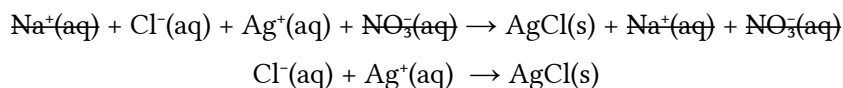
Rta.: $m = 0,036 \text{ g AgCl}$.

Solución:

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



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



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

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de nitrato de plata necesaria para reaccionar con el cloruro de sodio, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, es mayor que la inicial, $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, el reactivo limitante es el nitrato de plata.

Se calcula la masa de cloruro de plata que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Procedimiento

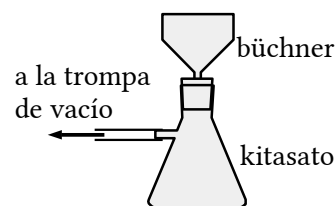
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



9. Se mezclan 10 cm^3 de una disolución de BaCl_2 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 40 cm^3 de una disolución de sulfato de sodio de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ obteniéndose cloruro de sodio y un precipitado de sulfato de bario.

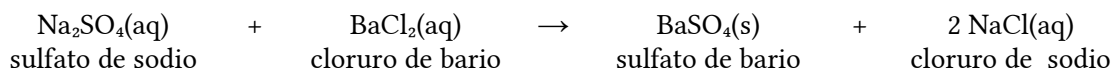
- Escribe la reacción que tiene lugar e indica la cantidad de precipitado que se obtiene.
- Indica el material y el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado.

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

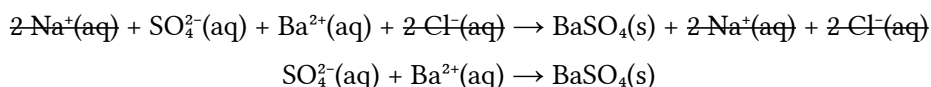
Rta.: $m = 0,023 \text{ g BaSO}_4$.

Solución:

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



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



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

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

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

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

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

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Se calcula la cantidad de sulfato de sodio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la 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 la cantidad necesaria, $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, es menor que la inicial, $4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, el reactivo limitante no es el sulfato de sodio sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Procedimiento

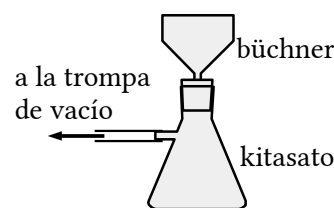
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



Material

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

ACLARACIONES

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

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou. La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López. Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM). Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 10/06/24

Sumario

SOLUBILIDAD

PROBLEMAS.....	1
<u>Solubilidad</u>	1
<u>Efecto del ion común</u>	4
CUESTIONES.....	12
LABORATORIO.....	14

Índice de pruebas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	3
2. (extr.).....	2, 22
2018.....	
1. (ord.).....	13, 21
2. (extr.).....	1, 13, 20
2019.....	
1. (ord.).....	11, 19
2. (extr.).....	9
2020.....	
1. (ord.).....	18
2. (extr.).....	8
2021.....	
1. (ord.).....	7
2. (extr.).....	12, 17
2022.....	
1. (ord.).....	5, 16
2. (extr.).....	1
2023.....	
2. (extr.).....	4, 15
2024.....	
1. (ord.).....	14