

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 PbI_2

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/dm^3) en de PbI_2 en agua

s

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm^3)

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

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

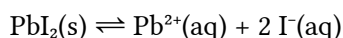
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

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

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/dm^3 , 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)

Incógnitas

Solubilidad del sulfato de plomo(II) en agua pura (g/dm^3)

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Concentración molar (mol/dm^3)

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

Cifras significativas: 2

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

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

s'

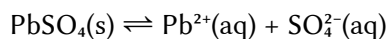
$$n = m / M$$

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

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

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.

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

La constante de equilibrio K_s es:

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

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 dm^3 de disolución

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

Se calcula la solubilidad en gramos por decímetro cúbico.

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

3. b) Para preparar 250 cm^3 de una disolución saturada de bromato de plata (AgBrO_3) se emplean $1,75 \text{ g}$ 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

Incógnitas

Producto de solubilidad del bromato de plata

Otros símbolos

Concentración (mol/dm^3) de $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Cifras significativas: 3

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

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

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

K_s

s

EcuacionesConcentración molar (mol/dm³)

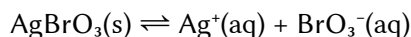
$$s = n / V = s' / M$$

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.

		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)

DatosProducto de solubilidad del Zn(OH)₂**Cifras significativas: 2**

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

Masa molar del hidróxido de zinc

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

Incógnitas

pH de la disolución saturada

pH

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

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

pH

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

pOH

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

Producto iónico del agua

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

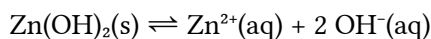
$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

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.

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

La constante de equilibrio K_s es:

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

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:

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

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

Análisis: El pH es básico.

● Efecto del ion común

- La solubilidad del hidróxido de manganeso(II) en agua es de $1,96 \text{ mg/dm}^3$. 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 $0,10 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de sodio, considerando que esta sal está totalmente disociada.

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

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

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 $0,1 \text{ mol/dm}^3$

Masa molar del hidróxido de manganeso(II)

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

Concentración molar (mol/dm^3)

pH

pOH

Producto iónico del agua

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

Cifras significativas: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

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

$$n = m / M$$

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

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

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

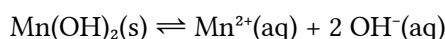
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

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+}	2 OH^-	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	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 :

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

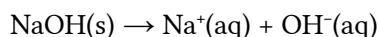
Se calculan el pOH y el pH:

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

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

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	$[\text{X}]_o$			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 $1,30 \text{ g/dm}^3$. Calcula:

- El producto de solubilidad de la sal.
- La solubilidad del BaF_2 en una disolución acuosa de concentración 1 mol/dm^3 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

Cifras significativas: 3

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

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

Datos

Masa molar del fluoruro de bario

Cifras significativas: 3 $M(\text{BaF}_2) = 175 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Producto de solubilidad del BaF_2 K_s Solubilidad del BaF_2 en BaCl_2 1 mol/dm³ s_2 **Otros símbolos**Concentración (mol/dm³) en de BaF_2 en agua s **Ecuaciones**

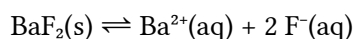
Cantidad (número de moles)

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

a) Se calcula la solubilidad del 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.

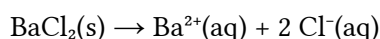
		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^-	
Concentración en el equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm ³

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

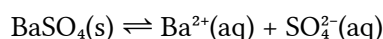
Cantidad (número de moles) $n = m / M$

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

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

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.

		BaSO ₄	\rightleftharpoons	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:

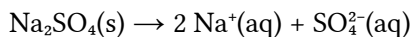
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

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

Cifras significativas: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

Ecuaciones

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

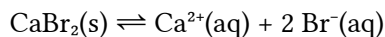
$$s = n / V = s' / M$$

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:



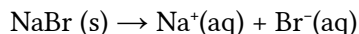
Se llama s a la solubilidad, que es la concentración de sólido que se disuelve y, de acuerdo con la estequiometría, se deduce la concentración de los iones formados.

		Ca Br ₂	\rightleftharpoons	Ca ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s	$2s$	mol/dm ³

Se calcula la constante de equilibrio K_s :

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

b) El bromuro de sodio está totalmente disociado.



La concentración de ion bromuro es:

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

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.

		Ca Br ₂	\rightleftharpoons	Ca ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	0,100	mol/dm ³
Concentración que reacciona o se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	$2s_2$	mol/dm ³
Concentración en el equilibrio	[X] _e			s_2	$0,100 + 2s_2$	mol/dm ³

La constante de equilibrio K_s es:

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

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)

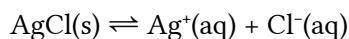
$$s = n / V = s' / M$$

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:

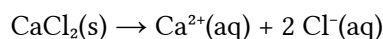
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Se calcula la solubilidad:

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

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

b) El cloruro de calcio se encuentra totalmente disociado:



La concentración de ion cloruro es:

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

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:

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

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.

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

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

Concentraciones (mol/dm^3) de los iones

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

$$s_a$$

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

$$s'$$

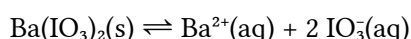
Ecuaciones

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:

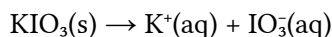
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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+}	2 IO_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.

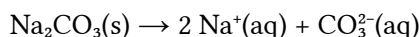
♦ CUESTIONES

- 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:

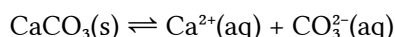
La solubilidad del CaCO_3 será menor que antes por efecto del ion común.

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.

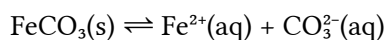
2. b) Razona cómo varía la solubilidad del FeCO_3 (sal poco soluble) al añadir Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la dicha sal.

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

Solución:

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

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

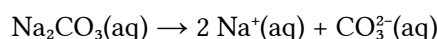


La solubilidad s (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

		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.

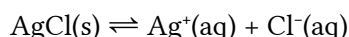
3. b) Razona si es correcta la siguiente afirmación: la solubilidad del cloruro de plata (sal poco soluble) es igual en agua pura que en una disolución de cloruro de sodio.

(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.

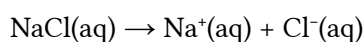


La solubilidad s (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

		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

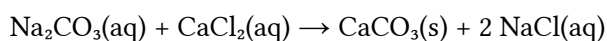
- Mezclamos en un vaso de precipitados 25 mL de una disolución de CaCl_2 de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ con 25 cm^3 de una disolución de Na_2CO_3 $0,03 \text{ M}$, formándose un precipitado en el fondo del vaso.
 - Escribe la reacción química que tiene lugar, nombra y calcula la cantidad en 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)

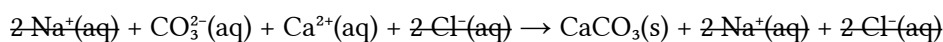
Rta.: a) $m = 0,050 \text{ g CaCO}_3$

Solución:

a) La reacción es:



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



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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Cómo hay más, $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, el reactivo limitante es el cloruro de calcio.

Se calcula la masa de carbonato de calcio que se obtiene:

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

Procedimiento

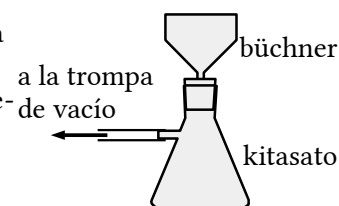
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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.



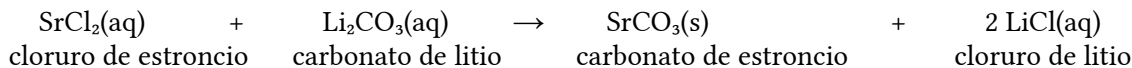
- Se disuelven $3,0 \text{ g}$ de SrCl_2 en 25 cm^3 de agua y $4,0 \text{ g}$ de Li_2CO_3 en otros 25 cm^3 de agua. A continuación, se mezclan las dos disoluciones, llevándose a cabo la formación de un precipitado del que se obtienen $1,55 \text{ g}$.
 - Escribe la reacción que tiene lugar, identificando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

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

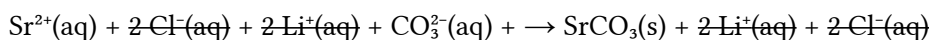
Rta.: Rto. = 56 %.**Solución:**

Se obtiene un precipitado de carbonato de estroncio.

La reacción de precipitación es:



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



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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Cómo hay 0,054 mol, más de los necesarios, el reactivo limitante es el cloruro de estroncio.

La masa teórica de precipitado sería:

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

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

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

Procedimiento

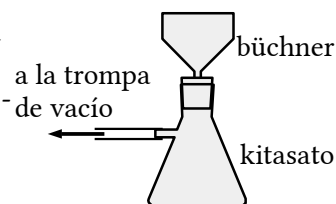
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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 desencaja el embudo y se cierra la llave.

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



3. Se mezclan 20 cm³ de una disolución acuosa de 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.

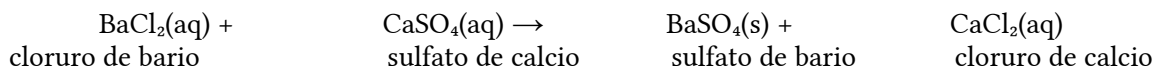
(A.B.A.U. extr. 21)

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

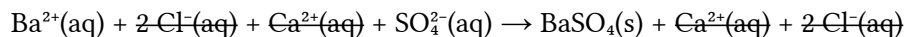
Solución:

Se obtiene un precipitado de sulfato de bario.

La reacción de precipitación es:



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



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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Como solo hay $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, menos del necesario, el reactivo limitante es el sulfato de calcio.

La masa teórica de precipitado sería:

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

Procedimiento

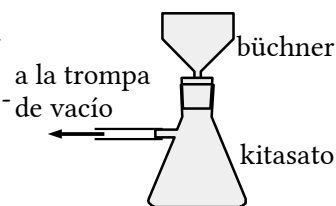
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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.



4. En el laboratorio se mezclan $20,0 \text{ cm}^3$ de una disolución de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ de cloruro de bario y 15 cm^3 de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de sulfato de cinc.

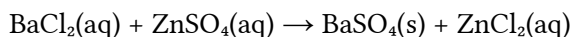
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el rendimiento si se obtuvieron $0,10 \text{ g}$ de sulfato de bario.
- Describe el procedimiento e indica el material que emplearía para separar el precipitado.

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

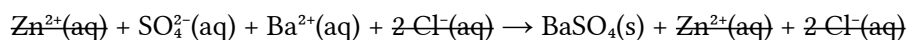
Rta.: rendimiento del 71 %

Solución:

- La reacción de precipitación es:



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



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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Cómo hay $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, más que el necesario, el reactivo limitante es el cloruro de bario.

La masa teórica de precipitado sería:

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

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

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

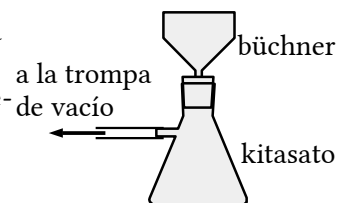
Procedimiento

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

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

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

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



Material

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

5. En el laboratorio se mezclan 30 cm^3 de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y 40 cm^3 de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KI , obteniéndose 0,86 gramos de un precipitado de PbI_2 .

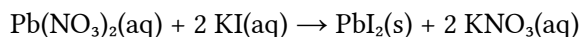
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la misma.
- Indica el material y el procedimiento que emplearías para separar el precipitado formado.

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

Rta.: rendimiento del 93 %

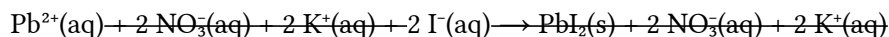
Solución:

- La reacción es:



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

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



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

Cantidad de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ necesaria para reaccionar con el KI:

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

Como la cantidad que hay de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$) es mayor que ($2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$) la necesaria para reaccionar con todo el KI, lo reactivo limitante es el KI. La cantidad máxima de PbI_2 que se puede formar en la reacción es:

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

La masa que se puede obtener es:

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

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

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

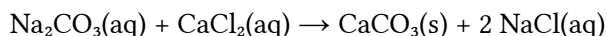
6. Se mezclan 20 cm^3 de disolución de Na_2CO_3 de concentración $0,15 \text{ mol/dm}^3$ y 50 cm^3 de disolución de CaCl_2 de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$, obteniéndose 0,27 g de un precipitado de CaCO_3 .
- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.
 - 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)

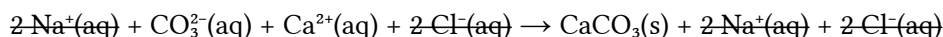
Rta.: rendimiento del 90%

Solución:

a) La reacción es:



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



Cálculo del rendimiento (suponiendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Como solo hay $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol, el reactivo limitante es el carbonato de sodio.

Se producirán como máximo:

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

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

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

Procedimiento

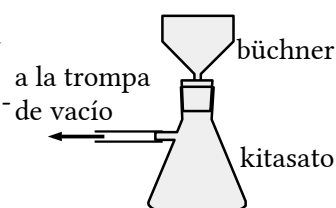
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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

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

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

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



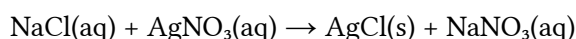
7. Al mezclar 25 cm^3 de una disolución de AgNO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 10 cm^3 de una disolución de NaCl de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ se obtiene un precipitado de cloruro de plata.

- 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.

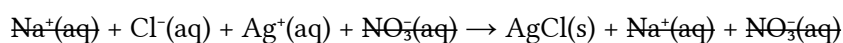
(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

- a) La reacción es:



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

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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

Como solo hay $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, el reactivo limitante es el nitrato de plata.

La masa que se puede obtener es:

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

Procedimiento

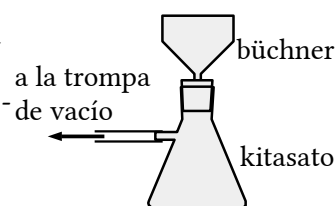
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

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.



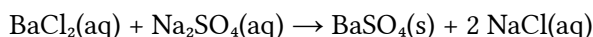
8. Se mezclan 10 cm^3 de una disolución de BaCl_2 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 40 cm^3 de una disolución de sulfato de sodio de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ obteniéndose cloruro de sodio y un precipitado de sulfato de bario.

- 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.

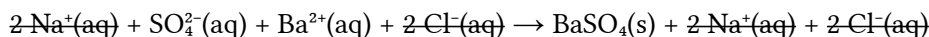
(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

- a) La reacción de precipitación es:



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



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

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

Cantidades iniciales de los reactivos:

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

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

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

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

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

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

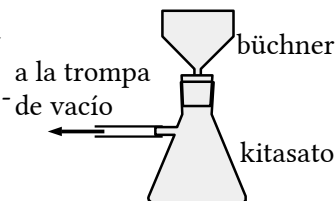
Procedimiento

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](#) u [OpenOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)

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

Actualizado: 24/10/23



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