

Solubilidad

◊ PROBLEMAS

● Solubilidad

1. O cloruro de prata é un sal pouco soluble e a súa constante de produto de solubilidad vale $1,8 \cdot 10^{-10}$.
- Escribe a ecuación química do equilibrio de solubilidad deste sal e deduz a expresión para a constante do produto de solubilidad.
 - Determina a máxima cantidade deste sal, expresada en gramos, que pode disolverse por decímetro cúbico de disolución.

(P.A.U. xuño 07)

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

Datos

Produto de solubilidad do AgCl

Masa molar do cloruro de prata

Cifras significativas: 2

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

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

Incógnitas

Máxima masa de AgCl que pode disolverse en cada dm^3 de disolución.

s'

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm^3)

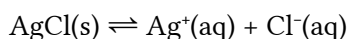
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidad é:



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

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

b) Calcúlase a solubilidad s , que é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal que pode disolverse en 1 dm^3 de disolución:

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

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

2. O produto de solubilidad do $\text{Mn}(\text{OH})_2$, medido a 25°C , vale $4 \cdot 10^{-14}$. Calcula:

- A solubilidad en auga expresada en g/dm^3
- O pH da disolución saturada.

(P.A.U. set. 06)

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

DatosProduto de solubilidade do Mn(OH)_2

Masa molar do hidróxido de manganeso(II)

IncógnitasSolubilidade (g/dm^3) do Mn(OH)_2

pH da disolución saturada

Outros símbolosConcentración (mol/dm^3) de Mn(OH)_2 **Ecuacións**Concentración molar (mol/dm^3)

pH

pOH

Produto iónico da auga

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

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

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

$$s'$$

$$\text{pH}$$

$$s$$

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

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

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

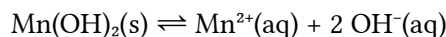
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:

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

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

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

b) Calcúlanse o pOH e o pH:

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

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

Análise: O pH é básico.

● Efecto do ión común1. A 25 °C a solubilidade do PbI_2 en auga pura é 0,7 g/L. Calcula:

a) O produto de solubilidade.

b) A solubilidade do PbI_2 a esa temperatura nunha disolución de KI de concentración 0,1 mol/dm³.

(P.A.U. set. 16)

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

DatosSolubidade do PbI_2

Concentración da disolución do KI

Masa molar do ioduro de chumbo(II)

Cifras significativas: 3

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

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

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

IncógnitasProduto de solubidade do PbI_2

K_s

Solubidade do PbI_2 en KI 0,1 mol/dm³

s_2

Outros símbolosConcentración (mol/dm³) en de PbI_2 en auga

s

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm³)

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

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

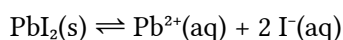
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

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

O equilibrio de solubidade é:

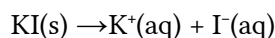
Chámase s á solubidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

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

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

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

b) O ioduro de potasio estará totalmente dissociado.



A concentración de ión ioduro é:

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

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

		PbI_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	2I^{-}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_o$			0	0,100	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	\rightarrow	s_2	$2s_2$	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_2	$0,100 + 2s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable $2s_2$ fronte a 0,100, ($2s_2 \ll 0,10$). Entón:

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

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

Compróbase que é desprezable.

Como o dato de solubilidade está en g/dm³, pódese calcular a solubilidade en g/dm³, que sería

$$s_2' = 1,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 461 \text{ g/mol} = 6,46 \cdot 10^{-4} \text{ g/dm}^3 = 0,646 \text{ g/dm}^3$$

Análise: A solubilidade do ioduro de chumbo(II) na disolución de ioduro de potasio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común ioduro.

2. O produto de solubilidade a 25 °C do MgF₂ é de $8,0 \cdot 10^{-8}$.
- Cantos gramos de MgF₂ pódense disolver en 250 cm³ de auga?
 - Cantos gramos de MgF₂ disolveranse en 250 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ dun sal totalmente dissociado como o Mg(NO₃)₂?

(P.A.U. set. 15)

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

Datos

Produto de solubilidade do MgF₂

Volume de auga

Concentración da disolución do Mg(NO₃)₂

Volume da disolución do Mg(NO₃)₂

Masa molar do fluoruro de magnesio

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

Incógnitas

Masa de MgF₂ disolta en 250 cm³ de auga

m_a

Masa de MgF₂ disolta en 250 cm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³

m_b

Outros símbolos

Solubilidade (mol/dm³) de l MgF₂ en auga

s_a

Solubilidade (mol/dm³) do MgF₂ en Mg(NO₃)₂ 0,1 mol/dm³

s_b

Solubilidade (g/dm³) do MgF₂ en Mg(NO₃)₂ 0,1 mol/dm³

s'_b

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

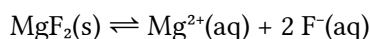
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		MgF ₂	\rightleftharpoons	Mg ²⁺	2 F ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	2 s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade do fluoruro de magnesio en auga:

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

A cantidade do fluoruro de magnesio que se pode disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de auga é:

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

A masa do fluoruro de magnesio que se pode disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de auga é:

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

b) O nitrato de magnesio está totalmente dissociado.



A concentración de ión magnesio é:

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

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

		MgF_2	\rightleftharpoons	Mg^{2+}	2F^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0,100	0	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	s_b	$2 s_b$	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$0,100 + s_b$	$2 s_b$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

Compróbase que é desprezable.

Análise: A solubilidade do fluoruro de magnesio na disolución de nitrato de magnesio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común magnesio.

A solubilidade en gramos por decímetro cúbico sería:

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

A masa do fluoruro de magnesio que se pode disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de disolución de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ é:

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

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

- O produto de solubilidade do sal.
- A solubilidade do BaF_2 nunha disolución acuosa de concentración 1 mol/dm^3 de BaCl_2 , considerando que este sal está totalmente dissociado.

(P.A.U. xuño 15)

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

DatosSolubidade do BaF_2 Concentración da disolución do BaCl_2

Masa molar do fluoruro de bario

Cifras significativas: 3

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

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

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

IncógnitasProduto de solubidade do BaF_2

K_s

Solubidade do BaF_2 na disolución BaCl_2 de concentración 1 mol/dm^3

s_2

Outros símbolosConcentración (mol/dm^3) do BaF_2 en auga

s

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm^3)

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

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

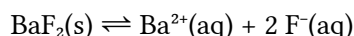
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) Calcúlase a solubidade do fluoruro de bario:

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

O equilibrio de solubidade é:

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

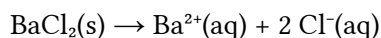
		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^-	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

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

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

O cloruro de bario estará totalmente dissociado.



A concentración de ión bario é:

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

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

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

Compróbase que é desprezable.

Se se quere, pódese calcular a solubilidade en gramos por decímetro cúbico, que sería:

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

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

4. O produto de solubilidade do PbBr_2 é $8,9 \cdot 10^{-6}$. Determina a solubilidade molar:

- En auga pura.
- Nunha disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración $0,20 \text{ mol/dm}^3$ considerando que este sal está totalmente dissociado.

(P.A.U. set. 14)

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

Datos

Produto de solubilidade do PbBr_2

Concentración da disolución do $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Cifras significativas: 2

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

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

Incógnitas

Solubilidade (mol/dm^3) do PbBr_2 en auga

s_a

Solubilidade (mol/dm^3) do PbBr_2 en $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ $0,2 \text{ mol/dm}^3$

s_b

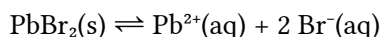
Ecuacións

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		PbBr_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	2Br^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

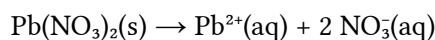
A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade do bromuro de chumbo(II) en auga:

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

b) O nitrato de chumbo(II) estará totalmente dissociado.



A concentración de ión chumbo(II) é:

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

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

		PbBr ₂	⇌	Pb ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0,20	0	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			0,20 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable s_b fronte a 0,2, ($s_b \ll 0,2$). Entón:

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

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

Como o erro é inferior ao 5 %, considérase que o resultado é aceptable.

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

Análise: A solubilidade do bromuro de chumbo(II) na disolución de nitrato de chumbo(II) é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común chumbo(II).

5. O produto de solubilidade, a 25 °C, do PbI₂ é $9,6 \cdot 10^{-9}$.

a) Calcula a solubilidade do sal.

b) Calcula a solubilidade do PbI₂ nunha disolución de concentración 0,01 mol/dm³ de CaI₂, considerando que este sal atópase totalmente dissociado.

(P.A.U. xuño 13)

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

Datos

Produto de solubilidade do PbI₂

Temperatura

Concentración da disolución do CaI₂

Cifras significativas: 2

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

Incógnitas

Solubilidade do PbI₂ en auga

s

Solubilidade do PbI₂ en CaI₂ 0,01 mol/dm³

s_2

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

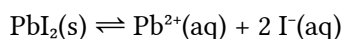
$$n = m / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		PbI ₂	⇌	Pb ²⁺	2 I ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	$2 s$	mol/dm ³

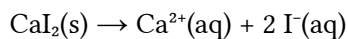
A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

b) Suponse que a concentración de ioduro de calcio ten dúas cifras significativas. O ioduro de calcio está totalmente dissociado.



A concentración de ión ioduro é:

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

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

		PbI ₂	⇌	Pb ²⁺	2 I ⁻	
Concentración inicial	[X] _o			0	0,020	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s ₂	→	s ₂	2 s ₂	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s ₂	0,020 + 2 s ₂	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, pódese considerar desprezable $2s_2$ fronte a 0,01, ($2s_2 \ll 0,020$). Entón:

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

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

Como o erro é inferior ao 5 %, considérase que o resultado é aceptable.

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

(A solución da ecuación de terceiro grao dá: $s_2 = 2,39 \cdot 10^{-5}$)

Análise: A solubilidade do ioduro de chumbo(II) na disolución de ioduro de calcio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común ioduro.

6. Calcula, a 25 °C:

a) A solubilidade en mg/dm³ do AgCl en auga.

b) A solubilidade en mg/dm³ do AgCl nunha disolución acuosa que ten unha concentración de ión cloruro de 0,10 mol/dm³.

Dato: O produto de solubilidade do AgCl a 25 °C é $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$.

(P.A.U. set. 07)

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

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Temperatura

Concentración da disolución do Cl⁻

Masa molar do cloruro de prata

Incógnitas

Solubilidade (mg/dm³) do AgCl en auga

Solubilidade (mg/dm³) do AgCl en Cl⁻ 0,10 mol/dm³

Cifras significativas: 2

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

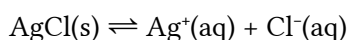
$$M(\text{AgCl}) = 143 \text{ g/mol}$$

$$s'$$

$$s_2'$$

Outros símbolosConcentración (mol/dm³) en de AgCl en auga s Concentración (mol/dm³) en de AgCl en Cl⁻ 0,10 mol/dm³ s_2 **Ecuacións**Cantidade (número de moles) $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm³) $s = n / V = s' / M$ Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$ $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) O equilibrio de solubilidade é:

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

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

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

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

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración inicial	[X] _o			0	0,10	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	s_2	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s_2	$0,10 + s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

Este valor é desprezable fronte a 0,10.

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

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

● Precipitación

1. Dispónse dunha disolución que contén unha concentración de Cd^{2+} de $1,1 \text{ mg/dm}^3$. Quérese eliminar parte do Cd^{2+} precipitándoo cun hidróxido, en forma de Cd(OH)_2 . Calcula:

a) O pH necesario para iniciar a precipitación.

b) A concentración de Cd^{2+} , en mg/dm^3 , cando o pH é igual a 12.

$$K_s(\text{Cd(OH)}_2) = 1,2 \cdot 10^{-14}$$

(P.A.U. xuño 16)

Rta.: a) pH = 9,5; b) $[\text{Cd}^{2+}]_b = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mg/dm}^3$.

Datos

Produto de solubilidade do Cd(OH)_2

Concentración de ión cadmio

Masa atómica: Cd

pH para calcular a $[\text{Cd}^{2+}]$ no apartado b

Incógnitas

pH necesario para iniciar a precipitación

Concentración de ión cadmio a pH = 12

Ecuacións

Concentración molar (mol/dm^3)

pH

pOH

Produto iónico da auga

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

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

pH

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

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

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

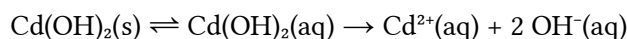
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

Solución:

- a) O equilibrio de solubilidade do Cd(OH)_2 é:



A constante de equilibrio K_s de solubilidade en función das concentracións é:

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

O Cd(OH)_2 precipitará cando o produto das concentracións sexa maior ou igual ao seu produto de solubilidade.

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

Calcúlase a concentración de ión cadmio:

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

Supoñendo que esta concentración non varía ao engadirlle unha disolución que conteña ións hidróxido, a concentración de ións hidróxido necesaria para que comece a precipitar hidróxido de cadmio é:

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

Calcúlanse o pOH e o pH:

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

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

- b) Cando o pH = 12, o pOH = 14 - 12 = 2, e a concentración de ións hidróxido vale:

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

A concentración de ións cadmio calcúlase a partir do produto de solubilidade:

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

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

2. a) Sabendo que a 25 °C a $K_s(\text{BaSO}_4)$ é $1,1 \cdot 10^{-10}$, determina a solubilidade do sal en g/dm³.
 b) Se 250 cm³ dunha disolución de BaCl_2 de concentración 0,0040 mol/dm³ engádense a 500 cm³ de disolución de K_2SO_4 de concentración 0,0080 mol/dm³ e supoñendo que os volumes son aditivos, indica se se formará precipitado ou non.

(P.A.U. xuño 14)

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

Datos

Produto de solubilidade do BaSO_4

Volume de disolución de BaCl_2

Volume de disolución K_2SO_4

Concentración da disolución do BaCl_2

Concentración do K_2SO_4

Masa molar do sulfato de bario

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Solubilidade do sulfato de bario en g/dm³

s'

Se se formará precipitado

Q

Outros símbolos

Solubilidade do sulfato de bario en mol/dm³

s

Ecuacións

Concentración molar (mol/dm³)

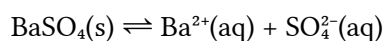
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



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

		BaSO_4	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_{\text{e}}$			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

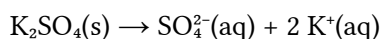
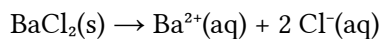
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{e}} \cdot [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{e}} = s \cdot s = s^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase a solubilidade do sulfato de bario:

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

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

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

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

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

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Supoñendo volumes aditivos, as novas concentracións son:

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

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

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

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

Por tanto, fórmase precipitado.

3. O produto de solubilidade do cloruro de chumbo(II) é $1,6 \cdot 10^{-5}$ a 298 K.

a) Determina a solubilidade do cloruro de chumbo(II) expresada en mol/dm³.

b) Mestúranse 200 cm³ dunha disolución de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³ de Pb(NO₃)₂ e 200 cm³ dunha disolución de HCl de pH = 3. Supoñendo que os volumes son aditivos indica se precipitará cloruro de chumbo(II).

(P.A.U. set. 12)

Rta.: a) $s = 0,016$ mol/dm³; b) Non.

Datos

Produto de solubilidade do PbCl₂

Volume de disolución de Pb(NO₃)₂

Concentración da disolución do Pb(NO₃)₂

Volume de disolución de HCl

pH da disolución de HCl

Incógnitas

Solubilidade do PbCl₂

Se se formará precipitado

Ecuacións

Concentración molar (mol/dm³)

pH

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

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

$$s$$

$$Q$$

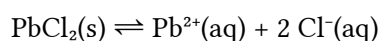
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



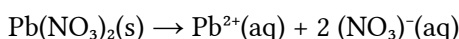
Chámase s á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		PbCl_2	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	2Cl^-	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm^3

Calcúlase a solubilidade:

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

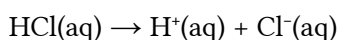
b) O nitrato de chumbo(II) disolto está totalmente dissociado.



A concentración inicial do ión Pb^{2+} é:

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

A ionización do HCl disolto é:



A concentración inicial de ións Cl^- é a mesma que a de ións H^+ , que se calcula a partir do pH:

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

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

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Como os volumes considéranse aditivos, o volume da mestura é a suma dos volumes de cada disolución e as novas concentracións son:

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

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

Formarase precipitado se $Q = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 > K_s$

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

Por tanto, non se forma precipitado.

4. O sulfato de estroncio é un sal moi pouco soluble en auga. A cantidade máxima deste sal que se pode disolver en 250 cm³ de auga a 25 °C é de 26,0 mg.

a) Calcula o valor da constante do produto de solubilidade do sal a 25 °C.

b) Indica se se formará un precipitado de sulfato de estroncio ao mesturar volumes iguais de disolucións de Na₂SO₄ de concentración 0,02 mol/dm³ e de SrCl₂ de concentración 0,01 mol/dm³, considerando que ambos os sales están totalmente dissociados.

Supón os volumes aditivos.

(P.A.U. xuño 12)

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

Datos

Masa de SrSO₄

Volume de disolución de SrSO₄

Concentración da disolución do Na₂SO₄

Concentración do SrCl₂

Incógnitas

Constante de solubilidade do sulfato de estroncio

Se se formará precipitado

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

K_s

Q

EcuaciónsConcentración molar (mol/dm³)

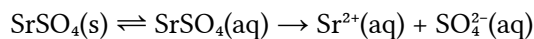
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		SrSO_4	\rightleftharpoons	Sr^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

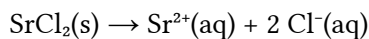
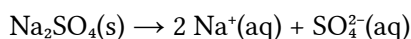
O sulfato de estroncio que se dissolve está totalmente dissociado. A concentración do $\text{SrSO}_4(aq)$ é:

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

Calcúlase a constante de equilibrio:

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

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

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

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

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Como os volumes considéranse aditivos, o volume da mestura é o dobre do volume de cada disolución e as novas concentracións son:

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

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

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

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

Por tanto, fórmase precipitado.

5. O PbCO_3 é un sal moi pouco soluble na auga cunha K_s de $1,5 \cdot 10^{-15}$. Calcula:

a) A solubilidade do sal.

b) Se se mesturan 150 cm³ dunha disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ de concentración 0,04 mol/dm³ con 50 cm³ dunha disolución de Na_2CO_3 de concentración 0,01 mol/dm³, razoa se precipitará o PbCO_3 no recipiente onde se fixo a mestura.

(P.A.U. xuño 11)

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

DatosProduto de solubilidade do PbCO_3 Volume da disolución de $\text{Pb(NO}_3)_2$ Concentración da disolución de $\text{Pb(NO}_3)_2$ Volume da disolución de Na_2CO_3 Concentración da disolución de Na_2CO_3 **Incógnitas**

Solubilidade

Se se formará precipitado de PbCO_3 **Ecuacións**Concentración molar (mol/dm^3)Produto de solubilidade do equilibrio: $\text{B}_b\text{A}_a(\text{s}) \rightleftharpoons b \text{B}^{\beta+}(\text{aq}) + a \text{A}^{\alpha-}(\text{aq})$ **Cifras significativas: 2**

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

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

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

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

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

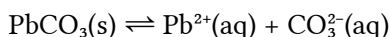
 s Q

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:

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

		PbCO_3	\rightleftharpoons	Pb^{2+}	CO_3^{2-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm^3

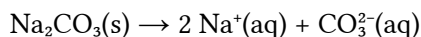
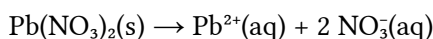
A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

b) Os sales das disolucións están totalmente disociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

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

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

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Supoñendo volumes aditivos, as novas concentracións son:

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

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

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

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

Por tanto, formarase precipitado.

6. O produto de solubilidade do ioduro de prata é $8,3 \cdot 10^{-17}$. Calcula:

- a) A solubilidade do ioduro de prata expresada en $\text{g}\cdot\text{dm}^{-3}$
 b) A masa de ioduro de sodio que se debe engadir a 100 cm^3 de disolución de concentración $0,005\text{ mol/dm}^3$ de nitrato de prata para iniciar a precipitación do ioduro de prata.

(P.A.U. set. 10)

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

Datos

Produto de solubilidade do AgI

Volume de disolución de AgNO_3 Concentración da disolución de AgNO_3

Masa molar: Ioduro de prata

Ioduro de sodio

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

Incógnitas

Solubilidade do ioduro de prata

 s

Masa de ioduro de sodio para iniciar a precipitación

 $m(\text{NaI})$ **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm^3)

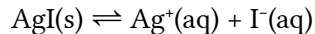
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		AgI	\rightleftharpoons	Ag ⁺	I ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm^3

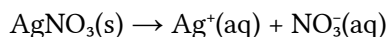
A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

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

b) O AgNO_3 está totalmente dissociado na disolución

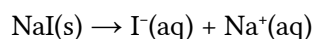
A concentración do ión prata é:

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

Formarase precipitado cando $Q = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] \geq K_s$

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

Cando se disolva o ioduro de sodio, dissociarase totalmente:



A concentración de ioduro de sodio será:

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

Calcúlase a masa de ioduro de sodio necesaria para preparar 100 cm³ de disolución desa concentración:

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

7. O produto de solubilidade do cloruro de prata vale $1,70 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C. Calcula:

- A solubilidade do cloruro de prata.
- Se se formará precipitado cando se engaden 100 cm³ dunha disolución de NaCl de concentración 1,00 mol/dm³ a 1,0 dm³ dunha disolución de AgNO₃ de concentración 0,01 mol/dm³.

(P.A.U. set. 09)

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

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Volume de disolución de AgNO₃

Volume de disolución NaCl

Concentración da disolución do AgNO₃

Concentración do NaCl

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

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

Incógnitas

Solubilidade do cloruro de prata

s

Se se formará precipitado

Q

Ecuacións

Concentración molar (mol/dm³)

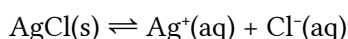
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é:



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

		AgCl	\rightleftharpoons	Ag ⁺	Cl ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

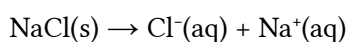
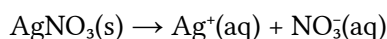
A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

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

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

Ao mesturar ambas as disolucións, dilúense. Supoñendo volumes aditivos, as novas concentracións son:

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

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

Formarase precipitado se $Q = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] > K_s$

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

Por tanto, fórmase precipitado.

◇ CUESTIÓNS

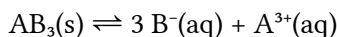
- Ponse nun vaso con auga certa cantidade dun sal pouco soluble, de fórmula xeral AB_3 , e non se dissolve completamente. O produto de solubilidade do sal é K_s .
 - Deduce a expresión que relaciona a concentración de A^{3+} co produto de solubilidade do sal.
 - A continuación introdúcese no vaso unha cantidade dun sal soluble CB_2 . Que variación produce na solubilidade do sal AB_3 ?

(P.A.U. xuño 05)

Solución:

a) Chámase s á solubilidade (concentración da disolución saturada).

A ecuación do equilibrio de solubilidade é



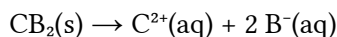
		AB_3	\rightleftharpoons	3B^-	A^{3+}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$3s$	s	mol/dm^3

A constante de equilibrio ou produto de solubilidade é:

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

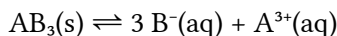
b) A solubilidade do sal AB_3 será menor que antes por efecto do ión común.

O sal CB_2 soluble dissociarase totalmente:



o que produce un aumento na concentración do ión B^- na disolución.

Isto provocará un desprazamento do equilibrio



cara á formación do sal sólido, xa que na expresión do produto de solubilidade,

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

un aumento na concentración do ión B^- terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión A^{3+} para manter constante o valor do produto de solubilidade, que é unha constante de equilibrio que só cambia coa temperatura.

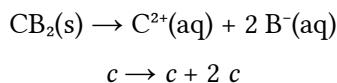
É dicir, o sal estará menos dissociado e a solubilidade será menor.

(Se houbese que realizar o cálculo, sería conveniente usar a situación equivalente á de tentar disolver o sal $\text{AB}_3(\text{s})$ nunha disolución que contén unha cantidade n de CB_2 no volume V de disolución da disolución orixinal.)

A concentración c de CB_2 será:

$$c = [\text{CB}_2] = n / V$$

Ao ser CB_2 un sal soluble, estará totalmente dissociado:



Como hai unha concentración do ión B^{-} (efecto do ión común), a solubilidade do sal AB_3 será menor.

		AB_3	\rightleftharpoons	3B^{-}	A^{3+}	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			$2 c$	0	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	$3 s_b$	s_b	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$3 s_b + 2 c$	s_b	mol/dm^3

2. Xustifica se esta afirmación é correcta:

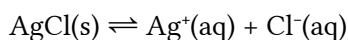
b) A presenza dun ión común diminúe a solubilidade dun sal lixeiramente soluble.

(P.A.U. xuño 14)

Solución:

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

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

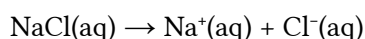


A solubilidade s (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		AgCl	\rightleftharpoons	Cl^{-}	Ag^{+}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm^3

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

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



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

3. Dispónse dunha disolución saturada de cloruro de prata en auga. Indica razoadamente, que sucedería se a esta disolución:

a) Engádenselle 2 g de NaCl .

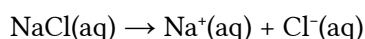
b) Engádenselle 10 cm^3 de auga.

(P.A.U. set. 08)

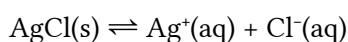
Solución:

a) A solubilidade diminuíría polo efecto do ión común.

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



O cloruro de prata é un sal pouco soluble. O sólido atópase en equilibrio cos ións disoltos.



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

Se non había sólido en equilibrio coa disolución saturada, formárase un precipitado de cloruro de prata.

b) Se hai sólido en equilibrio coa disolución saturada, parte do sólido disólvese ata alcanzar o novo equilibrio. A solubilidade manteríase, pero disolveríase máis cantidade do cloruro de prata sólido, xa que ao haber máis volume de disolución, habería máis cantidade de soluto disolto.

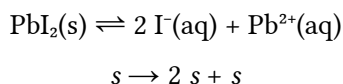
Se non hai sólido en equilibrio coa disolución saturada, a concentración da disolución diminuiría.

4. a) Expresa a relación que existe entre a solubilidade e o produto de solubilidade para o ioduro de chumbo(II).
 b) Se se dispón dunha disolución saturada de carbonato de calcio en equilibrio co seu sólido, como se verá modificada a solubilidade do precipitado ao engadirle carbonato de sodio? Razona as respostas.
 (P.A.U. xuño 09)

Solución:

a) Chámase s á solubilidade (concentración da disolución saturada).

A ecuación do equilibrio pode escribirse:

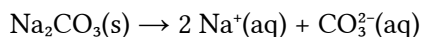


A constante de equilibrio ou produto de solubilidade é:

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

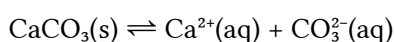
$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

b) A solubilidade do CaCO_3 será menor que antes por efecto do ión común.
 O Na_2CO_3 soluble disociarase totalmente:



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

Isto provocará un desprazamento do equilibrio



cara á formación do sal sólido, xa que na expresión do produto de solubilidade,

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

un aumento na concentración do ión CO_3^{2-} terá que ser compensada cunha diminución na concentración do ión Ca^{2+} para manter constante o valor do produto de solubilidade, que é unha constante de equilibrio que só cambia coa temperatura.

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

5. Como é coñecido, o ión prata precipita con ións Cl^- , I^- e CrO_4^{2-} , cos seguintes datos:

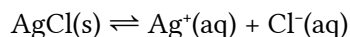
$$K_s(\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}; K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-12} \text{ e } K_s(\text{AgI}) = 8,5 \cdot 10^{-17}$$

- a) Explica razoadamente o que sucederá se se engade unha disolución acuosa de nitrato de prata lentamente, a unha disolución acuosa que contén os tres aniões á mesma concentración.
 b) Indica os equilibrios e as expresións da constante do produto de solubilidade para cada unha das reaccións entre o anião e o ión prata.

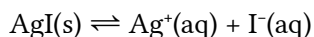
(P.A.U. xuño 10)

Solución:

As ecuacións de equilibrio son:



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



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



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

Para unha determinada concentración «c» de ión prata, a concentración de cada anión cando comece a precipitar o sal correspondente é:

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

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

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

Ao engadir lentamente a disolución que contén os tres anións, as concentracións deles serán moi pequenas e irán aumentando. O anión que alcance primeiro a concentración necesaria será o que produza o primeiro precipitado.

Para calquera concentración de ión prata, a concentración necesaria de ión ioduro será sempre menor que a de ión cloruro.

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

Por tanto o ioduro de prata precipitará antes que o cloruro de prata.

O ioduro de prata tamén precipitará antes que o cromato de prata sempre que a concentración de ión prata c sexa menor que $1,1 \cdot 10^{-12} / 8,5 \cdot 10^{-17} = 1,3 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Ese valor é tan elevado que a condición se cumprirá sempre.

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

Precipitará en primeiro lugar o AgI.

A medida que vai precipitando AgI, a concentración do ión Ag^+ vai diminuindo. Tamén diminúe a de ión ioduro, pero vaise compensando en parte pola adición da disolución que contén os tres anións.

Cando a concentración de ión prata «c» quede por baixo de $1,1 \cdot 10^{-12} / 1,7 \cdot 10^{-10} = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a concentración de ión cloruro necesaria para que precipite o cloruro de prata é menor que a de ión cromato.

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

Cando se esgote o ión ioduro (ou máis exactamente cando a concentración de ión ioduro quede por baixo de $8,5 \cdot 10^{-17} / c$) o que precipitará será AgCl.

Só ao final, cando xa non quede nin ión cloruro nin ión ioduro, se aínda hai ión prata, acabará precipitando o cromato de prata.

♦ LABORATORIO

1. Para que serve un funil büchner? E un matraz kitasato? Fai un esquema de montaxe para a utilización de ambos.

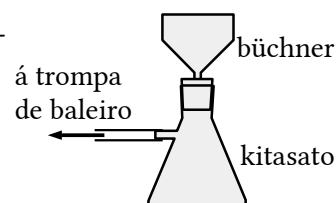
(P.A.U. set. 11)

Solución:

Para realizar unha filtración ao baleiro.

Colócase o papel de filtro no interior do funil büchner, axústase á boca dun matraz kitasato e conéctase a unha trompa de baleiro.

Vértese sobre o funil büchner a disolución co precipitado, e recóllese este sobre o papel de filtro



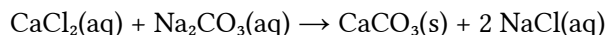
2. Mestúranse 25,0 cm³ dunha disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/dm³ e 25,0 cm³ dunha disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³.
- Indica o precipitado que se obtén e a reacción química que ten lugar.
 - Describe o material e o procedemento empregado para a súa separación.

(P.A.U. set. 08)

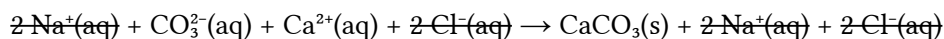
Solución:

Obtense un precipitado de carbonato de calcio.

A reacción de precipitación é:



Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:

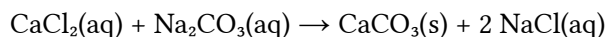


3. Ao facer reaccionar unha disolución de cloruro de calcio e outra de carbonato de sodio, obtense un precipitado de carbonato de calcio.
- Escribe a reacción que ten lugar e indica como calcularías a porcentaxe do rendemento da reacción.
 - Indica o material e describe o procedemento a seguir no laboratorio para a obtención e separación do precipitado.

(P.A.U. xuño 15)

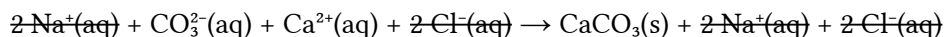
Solución:

Prodúcese a reacción de precipitación:



e obtense un precipitado de carbonato de calcio.

Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



Cálculo do rendemento

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

O rendemento obtense dividindo a masa obtida entre a calculada e exprésase o resultado en tanto por cento.

Material

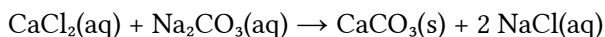
Vasos de precipitados (2), varíña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

4. a) 2,0 g de CaCl₂ disólvense en 25 mL de auga e 3,0 g de Na₂CO₃ noutros 25 mL de auga. Seguidamente mestúranse as dúas disolucións. Escribe a reacción que ten lugar identificando o precipitado que se produce e a cantidade máxima que se podería obter.
- b) Describe a operación que empregarías no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material a empregar.

(P.A.U. set. 16)

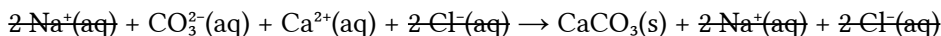
Solución:

Prodúcese a reacción de precipitación:



e obtense un precipitado de carbonato de calcio.

Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



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

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

Cantidades iniciais de los reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de Na_2CO_3 necesaria para reaccionar co CaCl_2 é:

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

Como hay 0,028 mol, máis do necesario, o reactivo limitante é o cloruro de calcio.

Producíranse como máximo:

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

Material

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

5. Describe unha reacción de precipitación que realice no laboratorio. Debuxa o material e explica o modo de utilizalo. Escribe a reacción que ten lugar. Como calcularías o rendemento?

(P.A.U. set. 05)

Solución:

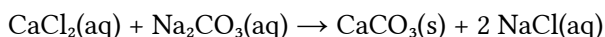
A reacción entre o cloruro de calcio CaCl_2 e o carbonato de sodio Na_2CO_3 .

Pésanse 5,0 g de cloruro de calcio nunha balanza sobre un vidro de reloxo e disólvense nunha cantidade de auga moi pequena nun vaso de precipitados, axitando cunha varíña de vidro.

Pésanse unha masa de carbonato de sodio maior que a calculada para a reacción e disólvese tamén en pouca cantidade de auga noutro vaso de precipitados.

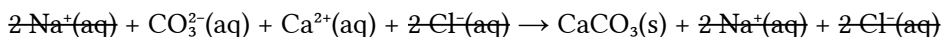
Quéntase a disolución de cloruro de calcio cun queimador Bunsen e vértase a disolución de carbonato de sodio sobre ela, axitando a mestura cunha varíña de vidro. Logo déixase arrefriar.

Prodúcese a reacción de precipitación:



e obtense un precipitado de carbonato de calcio.

Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



Pésase o precipitado sobre o papel de filtro. Réstaselle á masa que daba a balanza a masa dun papel de filtro seco.

Para calcular o rendemento, calcúlase a cantidade esperada de CaCO_3 da reacción:

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

e divídese a cantidade obtida entre a esperada. Se se obtivesen 5,2 g de CaCO_3 , o rendemento sería:

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

6. Mestúranse 50 cm^3 de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KI e 20 cm^3 de disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ obténdose 0,51 g dun precipitado de PbI_2 .

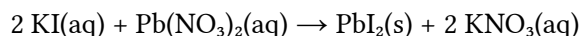
- Escribe a reacción que ten lugar e indica a porcentaxe de rendemento da reacción.
- Indica o material e describe o procedemento a seguir no laboratorio para a obtención e separación do precipitado.

(P.A.U. xuño 16)

Rta.: rendemento do 55 %.

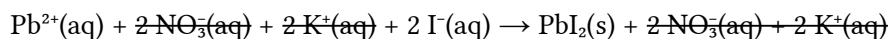
Solución:

Prodúcese a reacción de precipitación:



Obtense un precipitado de ioduro de chumbo(II).

Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades presentes de reactivos:

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

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

Cantidade de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ necesaria para reaccionar co KI:

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

Como a cantidade de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,002 mol) é menor que (0,0025 mol) a necesaria para reaccionar con todo o KI, o $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ é o reactivo limitante. A cantidade máxima de PbI_2 que se pode formar na reacción é:

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

A masa que se pode obter é:

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

O rendemento obtense dividindo a masa obtida entre a calculada e exprésase o resultado en tanto por cento. Como só se obtiveron 0,51 g, o rendemento é:

$$rto. = \frac{0,51 \text{ g PbI}_2 \text{ obtidos}}{0,92 \text{ g PbI}_2 \text{ teóricos}} = 0,55 = 55 \%$$

Material

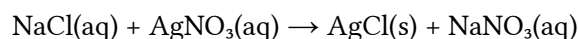
Vasos de precipitados (2), variña de vidro, funil büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

Se, como indica o enunciado, xa están preparadas as disolucións, só hai que verter unha sobre a outra.

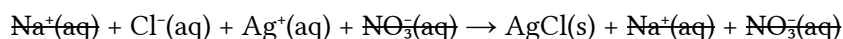
7. Vertemos en dous tubos de ensaio disolucións de AgNO_3 , nun, e de NaCl no outro. Ao mesturar ambas as disolucións fórmase instantaneamente un precipitado, que aos poucos, vai sedimentando no fondo do tubo.
- Escribe a reacción que ten lugar.
 - Describe o procedemento, indicando o material necesario, para separar e recoller o precipitado.
- (P.A.U. xuño 08, xuño 06)*

Solución:

A reacción é:



Se só escribimos a reacción iónica que ten lugar, será:



O precipitado é cloruro de prata.

ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas.

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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

Alguns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) ou [OpenOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do *Centro Español de Metrología* (CEM)

Consultouse o chat de BING e y empregáronse algunhas respostas nas cuestións.



Sumario

SOLUBILIDADE

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Solubilidade</u>	1
<u>Efecto do ión común</u>	2
<u>Precipitación</u>	11
<u>CUESTIÓNS</u>	19
<u>LABORATORIO</u>	22

Índice de probas P.A.U.

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