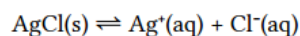


● SOLUBILIDADE

1. O cloruro de prata é un sal pouco soluble e a súa constante de produto de solubilidade vale $1,8 \cdot 10^{-10}$. a) Escribe a ecuación química do equilibrio de solubilidade deste sal e deduxa a expresión para a constante do produto de solubilidade. b) Determina a máxima cantidade deste sal, expresada en gramos, que pode disolverse por decímetro cúbico de disolución. (P.A.U. Xuño 07)
2. Calcula, a 25° : a) A solubilidade en mg/dm^3 do AgCl en auga. b) A solubilidade en mg/dm^3 do AgCl nunha disolución acuosa que ten unha concentración de ión cloruro de $0,10 \text{ mol/dm}^3$. Dato: O produto de solubilidade do AgCl a 25° é $K_s = 1,7 \cdot 10^{-10}$ (P.A.U. Set. 07)
3. O produto de solubilidade do PbBr_2 é $8,9 \cdot 10^{-6}$. Determina a solubilidade molar: a) En auga pura. b) 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)
4. A solubilidade do BaF_2 en auga é de $1,30 \text{ g/dm}^3$. Calcula: a) O produto de solubilidade do sal. b) 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)
5. A 25° a solubilidade do PbI_2 en auga pura é $0,7 \text{ g/L}$. Calcula: a) O produto de solubilidade. b) A solubilidade do PbI_2 a esa temperatura nunha disolución de KI de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$. (P.A.U. Set. 16)
6. O produto de solubilidade, a 25° , do PbI_2 é $9,6 \cdot 10^{-9}$. a) Calcula a solubilidade do sal. b) Calcula a solubilidade do PbI_2 nunha disolución de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ de CaI_2 , considerando que este sal atópase totalmente dissociado. (P.A.U. Xuño 13)
7. O produto de solubilidade a 25°C do MgF_2 é de $8,0 \cdot 10^{-8}$. a) Cantos gramos de MgF_2 pódense disolver en 250 cm^3 de auga? b) Cantos gramos de MgF_2 disolveranse en 250 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ dun sal totalmente dissociado como o $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$? (P.A.U. Set. 15)
8. 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)
9. a) Sabendo que a 25° a $K_s(\text{BaSO}_4)$ é $1,1 \cdot 10^{-10}$, determina a solubilidade do sal en g/dm^3 . b) Se 250 cm^3 dunha disolución de BaCl_2 de concentración $0,00400 \text{ mol/dm}^3$ engádense a 500 cm^3 de disolución de K_2SO_4 de concentración $0,00800 \text{ mol/dm}^3$ e supoñendo que os volumes son aditivos, indica se se formará precipitado ou non. (P.A.U. Xuño 14)
10. O sulfato de estroncio é un sal moi pouco soluble en auga. A cantidade máxima deste sal que se pode disolver en 250 cm^3 de auga a 25° é de $26,0 \text{ mg}$. a) Calcula o valor da constante do produto de solubilidade do sal a 25° . b) Indica se se formará un precipitado de sulfato de estroncio ao mesturar volumes iguais de disolucións de Na_2SO_4 de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ e de SrCl_2 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$, considerando que ambos os sales están totalmente dissociados. Supón os volumes aditivos. (P.A.U. Xuño 12)

1. **Solución:**

a) O equilibrio de solubidade é



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

A constante de equilibrio K_s é:

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

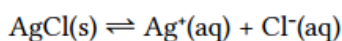
b) Como a solubidade s é a concentración da disolución saturada, ou o que é o mesmo, a máxima cantidade de sal, que pode disolverse por dm³ de disolución

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

Pasando os moles a gramos

$$s' = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol AgCl/dm}^3 \text{ D} \cdot \frac{143 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,92 \cdot 10^{-3} \text{ g AgCl/dm}^3 \text{ D}$$

2. a) O equilibrio de solubidade é



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

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

b)

Concentración		AgCl	$\rightleftharpoons$	Ag ⁺	Cl ⁻	
inicial	[X] ₀			0	0,10	mol/dm ³
reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	$\rightarrow$	s_2	s_2	mol/dm ³
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, podemos considerar s_2 desprezable fronte a 0,1, ($s_2 \ll 0,1$). Entón:

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

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

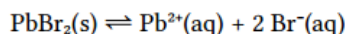
que é desprezable fronte a 0,10.

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

menor que a solubidade en auga (efecto do ión común).

Solución:

3. a) O equilibrio de solubilidade é



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

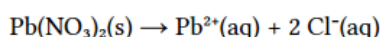
A constante de equilibrio K_s é:

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

A solubilidade do bromuro de chumbo(II) en auga vale:

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

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



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

Cando se dissolve o bromuro de chumbo(II) na disolución de nitrato de chumbo(II), que xa contén ións chumbo(II), as concentracións son:

Concentración		PbBr_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	2Br^{-}	
inicial	$[\text{X}]_o$			0,20	0	mol/dm^3
reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	$\rightarrow$	s_b	$2s_b$	mol/dm^3
no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$0,20 + s_b$	$2s_b$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

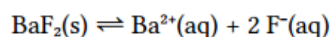
Vese que ese valor é desprezable fronte a 0,20.

- 4.
- Solución:**

- a) A solubilidade do fluoruro de bario é:

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

O equilibrio de solubilidade é

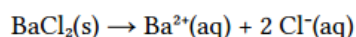


		BaF_2	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	2F^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

- b) Suponse que a concentración de cloruro de bario ten tres cifras significativas. O cloruro de bario estará totalmente dissociado.



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

Concentración		BaF_2	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	2F^{-}	
inicial	$[\text{X}]_o$			1,00	0	mol/dm^3

reacciona ou se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
no equilibrio	$[X]_e$			$1,00 + s_2$	$2 s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

que é desprezable.

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

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

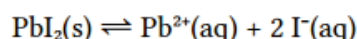
Análise: Vese que a solubilidade en BaCl₂, $s_2 = 6,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ é menor que a solubilidade en auga, $s_1 = 0,00741 \text{ mol/dm}^3$, debido ao efecto do ión común Ba²⁺.

5. Solución:

a) A solubilidade do ioduro de chumbo(II) é:

$$[PbI_2] = s = \frac{0,700 \text{ g/dm}^3}{461 \text{ g/mol}} = 0,00152 \text{ mol/dm}^3$$

O equilibrio de solubilidade é

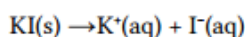


		PbI ₂	$\rightleftharpoons$	Pb ²⁺	2 I ⁻	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	2 s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

b) O ioduro de potasio estará totalmente disociado.



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

Concentración		PbI ₂	$\rightleftharpoons$	Pb ²⁺	2 I ⁻	
inicial	$[X]_o$			0	0,100	mol/dm ³
reacciona ou se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
no equilibrio	$[X]_e$			s_2	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

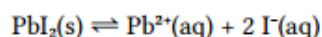
que é desprezable.

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

$$s'_2 = 1,40 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 461 \text{ g/mol} = 6,46 \cdot 10^{-4} \text{ g/dm}^3 = 0,646 \text{ mg/dm}^3$$

Análise: Vese que a solubilidade en KI, $s'_2 = 6,46 \cdot 10^{-4} \text{ g/dm}^3$ é menor que a solubilidade en auga, $s'_1 = 0,700 \text{ g/dm}^3$, debido ao efecto do ión común I⁻.

6. a) O equilibrio de solubilidade é



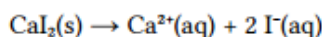
		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	2I^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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



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

Concentración		PbI_2	$\rightleftharpoons$	Pb^{2+}	2I^{-}	
inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,020	mol/dm^3
reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	$2 s_2$	mol/dm^3
no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_2	$0,020 + 2 s_2$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

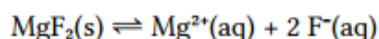
En primeira aproximación, podemos considerar desprezable $2 s_2$ fronte a 0,01, ($2 s_2 \ll 0,020$). Entón:

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

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

7. **Solución:**

- a) O equilibrio de solubilidade é



		MgF_2	$\rightleftharpoons$	Mg^{2+}	2F^{-}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

A solubilidade do fluoruro de magnesio en auga vale:

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

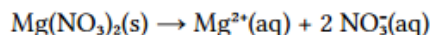
A cantidade do fluoruro de magnesio que se pode disolver en $0,250 \text{ dm}^3$ de auga é:

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

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.



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

Concentración		MgF ₂	⇌	Mg ²⁺	2 F ⁻	
inicial	[X] ₀			0,100	0	mol/dm ³
reacciona ou se forma	[X] _r	s _b	→	s _b	2 s _b	mol/dm ³
no equilibrio	[X] _e			0,100 + s _b	2 s _b	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

En primeira aproximación, podemos considerar desprezable s₂ fronte a 0,100, (s_b ≪ 0,100). Entón:

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

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

que é desprezable.

A solubilidade en g/dm³ sería

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

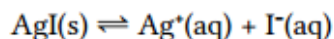
A masa do fluoruro de magnesio que se pode disolver en 0,250 dm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³ é:

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

Análise: A masa de MgF₂ que se pode disolver en 0,250 dm³ de disolución de Mg(NO₃)₂ de concentración 0,1 mol/dm³, m_b = 6,96 · 10⁻³ g é menor que a que se pode disolver en 0,250 dm³ de auga, m_a = 0,0423 g, debido ao efecto do ión común Mg²⁺.

8. Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



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

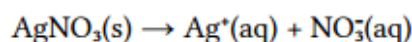
A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

b) O AgNO₃ está totalmente dissociado na disolución



A concentración do ión prata será a mesma que a do nitrato de prata:

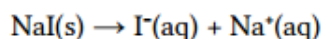
$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 0,0050 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

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



e a concentración de ioduro de sodio será a mesma que a do ión ioduro:

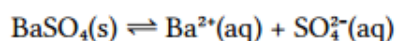
$$[\text{NaI}] = [\text{I}^-] = 1,7 \cdot 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$$

A masa de ioduro de sodio para producir 100 cm³ de disolución desa concentración:

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

9. Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



		BaSO ₄	⇌	Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	s	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

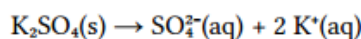
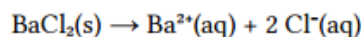
A solubilidade do sulfato de bario é

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

que se pode expresar en g/dm³:

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

b) Os sales das disolucións están totalmente disociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

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

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{K}_2\text{SO}_4]_0 = 0,0080 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{n(\text{Ba}^{2+})}{V_T} = \frac{0,25 \text{ dm}^3 \cdot 0,0040 \text{ mol Ba}^{2+}/\text{dm}^3}{(0,25 + 0,50) \text{ dm}^3} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}^{2+}/\text{dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_T} = \frac{0,50 \text{ dm}^3 \cdot 0,0080 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3}{(0,25 + 0,50) \text{ dm}^3} = 5,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3$$

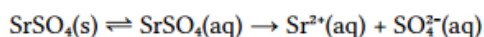
Formarase precipitado se $Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$

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

e, por tanto, fórmase precipitado.

10. **Solución:**

a) O equilibrio de solubilidade é



A constante de equilibrio K_s é:

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

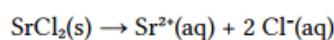
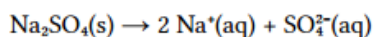
O sulfato de estroncio que se dissolve está totalmente dissociado. A concentración do $\text{SrSO}_4(\text{aq})$ é

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

e a constante de equilibrio de solubilidade vale

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

b) Os sales das disolucións están totalmente dissociados.



As concentracións iniciais dos ións son:

$$[\text{Sr}^{2+}]_0 = [\text{SrCl}_2]_0 = 0,020 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}]_0 = [\text{Na}_2\text{SO}_4]_0 = 0,010 \text{ mol/dm}^3$$

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:

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{n(\text{Sr}^{2+})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,020 \text{ mol Sr}^{2+}/\text{dm}^3}{2 \cdot V} = 0,010 \text{ mol Sr}^{2+}/\text{dm}^3$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_T} = \frac{V \cdot 0,010 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3}{2 \cdot V} = 0,005 \text{ mol SO}_4^{2-}/\text{dm}^3$$

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

$$Q = [\text{Sr}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 0,010 \cdot 0,0050 = 5,0 \cdot 10^{-5} > 3,21 \cdot 10^{-7}$$

e, por tanto, fórmase precipitado.