

Solubilidade

◇ PROBLEMAS

● Solubilidade

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

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

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

Datos

Solubilidade do PbI_2

Masa molar do ioduro de chumbo(II)

Cifras significativas: 3

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

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

Incógnitas

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

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

Produto de solubilidade do PbI_2

K_s

Outros símbolos

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

s

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

$n = m / M$

Concentración molar (mol/dm^3)

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

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

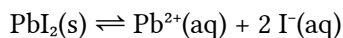
$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

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

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

O equilibrio de solubilidade é:



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

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

As concentracións dos ións son:

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

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

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

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

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

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

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

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

a)

Datos

Produto de solubilidade do sulfato de chumbo(II)

Masa molar do sulfato de chumbo(II)

Incógnitas

Solubilidade do sulfato de chumbo(II) en auga pura (g/dm^3)

Ecuacións

Cantidad (número de moles)

Concentración molar (mol/dm^3)

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

Cifras significativas: 2

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

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

s'

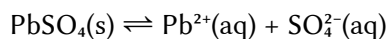
$$n = m / M$$

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

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

Solución:

a) 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.

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

Como a solubilidade s 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:

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

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

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

3. b) Para preparar 250 cm^3 dunha disolución saturada de bromato de prata (AgBrO_3) empréganse $1,75 \text{ g}$ do sal. Calcula o produto de solubilidade do sal.

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

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

b)

Datos

Volume de disolución

Masa disolta de bromato de prata

Masa molar do bromato de prata

Incógnitas

Produto de solubilidade do bromato de prata

Outros símbolos

Concentración (mol/dm^3) de Zn(OH)_2

Cifras significativas: 3

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

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

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

K_s

s

EcuaciónsConcentración molar (mol/dm³)

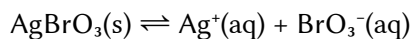
$$s = n / V = s' / M$$

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.

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

Cálculase a solubilidade do bromato de prata:

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

Cálculase o produto de solubilidade:

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

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

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: b) pH = 8,5.

b)

DatosProduto de solubilidade do Zn(OH)₂**Cifras significativas: 2**

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

Masa molar do hidróxido de cinc

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

Incógnitas

pH da disolución saturada

pH

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

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

pH

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

pOH

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

Produto iónico da auga

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

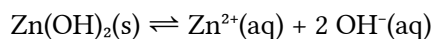
$$pK_w = pH + pOH = 14,00$$

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.

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

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

Calcúlanse o pOH e o pH:

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

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

Análise: O pH é básico.

● Efecto do ión común

- A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) en auga é de $1,96 \text{ mg/dm}^3$. Calcula:
 - O produto de solubilidade desta substancia e o pH da disolución saturada.
 - A solubilidade do hidróxido de manganeso(II) nunha disolución de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ de hidróxido de sodio, considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

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

Datos

Solubilidade do hidróxido de manganeso(II)

Concentración da disolución de hidróxido de sodio

Incógnitas

Produto de solubilidade do hidróxido de manganeso(II)

Solubilidade do hidróxido de manganeso(II) en D NaOH $0,1 \text{ mol/dm}^3$

Masa molar do hidróxido de manganeso(II)

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

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: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

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

$$n = m / M$$

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

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

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

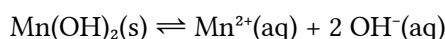
$$K_w = [\text{H}^+]_e \cdot [\text{OH}^-]_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade é



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

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

Calcúlase a concentración molar dunha disolución saturada de hidróxido de manganeso(II) en auga:

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

Calcúlase a constante de equilibrio K_s :

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

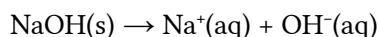
Calcúlanse o pOH e o pH:

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

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

Análise: O pH é básico.

b) O hidróxido de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión hidróxido é:

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

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

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

$$s_2 = \frac{4,24 \cdot 10^{-14}}{(0,100)^2} = 4,28 \cdot 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$$

Compróbase que é desprezable.

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

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

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

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

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

Datos

Solubilidade do BaF_2

Concentración da disolución do BaCl_2

Cifras significativas: 3

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

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

Datos

Masa molar do fluoruro de bario

Cifras significativas: 3 $M(\text{BaF}_2) = 175 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Produto de solubilidade do BaF_2 K_s Solubilidade do BaF_2 na disolución BaCl_2 de concentración 1 mol/dm^3 s_2 **Outros símbolos**Concentración (mol/dm^3) do BaF_2 en auga s **Ecuacións**

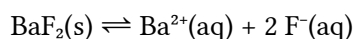
Cantidade (número de moles)

 $n = m / M$ Concentración molar (mol/dm^3) $s = n / V = s' / M$ Produto de solubilidade do equilibrio: $B_b A_a(s) \rightleftharpoons b B^{\beta+}(aq) + a A^{\alpha-}(aq)$ $K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$ **Solución:**

a) Calcúlase a solubilidade do fluoruro de bario:

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

O equilibrio de solubilidade é:

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

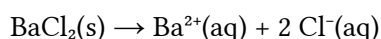
		BaF_2	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2F^-	
Concentración no equilibrio	$[X]_e$			s	$2s$	mol/dm^3

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 está totalmente dissociado.



A concentración de ión bario é:

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

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

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

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

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

Compróbase que é desprezable.

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

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

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

3. O produto de solubilidade, a 20 °C, do sulfato de bario é $8,7 \cdot 10^{-11}$. Calcula:

- Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 dm³ de auga.
- Os gramos de sulfato de bario que se poden disolver en 0,25 dm³ dunha disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm³, considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

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

Datos

Produto de solubilidade do BaSO₄

Temperatura

Concentración da disolución do Na₂SO₄

Volume de auga

Volume de disolución de sulfato de sodio

Masa molar do sulfato de bario

Cifras significativas: 2

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

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

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

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

Incógnitas

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

m

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

m_2

Outros símbolos

Concentración (mol/dm³) en de BaSO₄ en auga

s

Concentración (g/dm³) en de BaSO₄ en auga

s'

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

s_2

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

s'_2

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

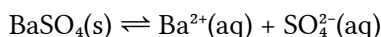
$$s = n / V = s' / M$$

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

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

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.

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade:

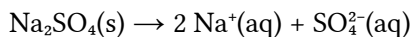
$$s = \sqrt{K_s} = \sqrt{8,7 \cdot 10^{-11}} = 9,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

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

En 0,25 dm³ de auga disólvense:

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

b) O sulfato de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión sulfato é:

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

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

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

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

É desprezable fronte a 1,0.

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

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico.

$$s_2' = 8,7 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 \cdot 233 \text{ g/mol} = 2,0 \cdot 10^{-8} \text{ g BaSO}_4/\text{dm}^3 \text{ D}$$

En 0,25 dm³ de auga disólvense:

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

4. A 25 °C a solubilidade en auga do bromuro de calcio é $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

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

b) Calcula a solubilidade do CaBr₂ nunha disolución acuosa de concentración 0,10 mol/dm³ de NaBr considerando que este sal está totalmente dissociado.

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

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

Datos

Solubilidade do CaBr₂

Concentración da disolución do NaBr

Incógnitas

Produto de solubilidade do CaBr₂

Solubilidade do CaBr₂ en NaBr 0,1 mol/dm³

Cifras significativas: 3

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

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

$$K_s$$

$$s_2$$

Ecuacións

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

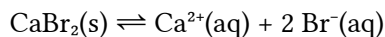
$$s = n / V = s' / M$$

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:

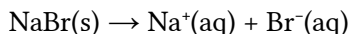
Chámase s á solubilidade, que é a concentración de sólido que se dissolve, e dedúcese a concentración dos ións formados, de acordo coa estequiometría da reacción.

		CaBr ₂	\rightleftharpoons	Ca ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración no equilibrio	[X] _e			s	$2 s$	mol/dm ³

Calcúlase a constante de equilibrio K_s é:

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

b) O bromuro de sodio está totalmente dissociado.



A concentración de ión bromuro é:

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

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

		CaBr ₂	\rightleftharpoons	Ca ²⁺	2 Br ⁻	
Concentración inicial	[X] ₀			0	0,100	mol/dm ³
Concentración que reacciona ou se forma	[X] _r	s_2	\rightarrow	s_2	$2 s_2$	mol/dm ³
Concentración no equilibrio	[X] _e			s_2	$0,100 + 2 s_2$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

Compróbase que é desprezable.

Análise: A solubilidade do bromuro de calcio na disolución de bromuro de sodio é menor que a solubilidade en auga, debido ao efecto do ión común bromuro.

5. a) Determina a solubilidade en auga do cloruro de prata a 25 °C, expresada en g/dm³, se o seu K_{ps} é $1,7 \cdot 10^{-10}$ a devandita temperatura.
 b) Determina a solubilidade do cloruro de prata nunha disolución de concentración 0,5 mol/dm³ de cloruro de calcio, considerando que este sal atópase totalmente dissociado.

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

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

Datos

Produto de solubilidade do AgCl

Temperatura

Concentración da disolución do CaCl₂

Masa molar do cloruro de prata

Cifras significativas: 2

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

$$T = 25\text{ }^{\circ}\text{C} = 298\text{ K}$$

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

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

IncógnitasSolubilidade (g/dm³) do AgCl en auga s' Solubilidade (g/dm³) do AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2' **Outros símbolos**Concentración (mol/dm³) en de AgCl en auga s Concentración (mol/dm³) en de AgCl en CaCl₂ 0,5 mol/dm³ s_2 **Ecuacións**

Cantidade (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar (mol/dm³)

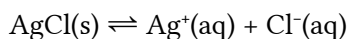
$$s = n / V = s' / M$$

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_{ps} é:

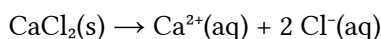
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{Cl}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

Calcúlase a solubilidade:

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

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

b) O cloruro de calcio atópase totalmente disociado:



A concentración de ión cloruro é:

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

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

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

A constante de equilibrio K_{ps} é:

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

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

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

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

Este valor é desprezable fronte a 1,0.

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

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

6. A 25 °C o produto de solubilidade do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ é $6,5 \cdot 10^{-10}$. Calcula:

- A solubilidade do sal e as concentracións molares dos ións iodato e bario.
- A solubilidade do citado sal, en g/dm³, nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KIO_3 a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente dissociado.

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

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

Datos

Produto de solubilidade do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$

Concentración da disolución do KIO_3

Masa molar do iodato de bario

Cifras significativas: 2

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

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

$$M(\text{Ba}(\text{IO}_3)_2) = 487 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

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

Concentracións (mol/dm³) dos ións

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

$$s_a$$

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

$$s'$$

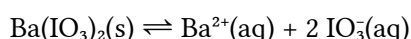
Ecuacións

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

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

Solución:

a) O equilibrio de solubilidade do iodato e bario é:



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

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2IO_3^-	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	$2 s$	mol/dm ³

A constante de equilibrio K_s é:

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

Calcúlase a solubilidade do iodato de bario en auga:

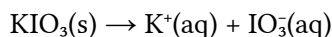
$$s_a = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6,5 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2/\text{dm}^3 \text{ D}$$

As concentracións dos ións valen:

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

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

b) O iodato de potasio está totalmente dissociado.



A concentración de ión iodato é:

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

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

		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	\rightleftharpoons	Ba^{2+}	2 IO_3^-	
Concentración inicial	$[\text{X}]_0$			0	0,10	mol/dm^3
Concentración que reacciona ou se forma	$[\text{X}]_r$	s_b	\rightarrow	s_b	$2 s_b$	mol/dm^3
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s_b	$0,10 + 2 s_b$	mol/dm^3

A constante de equilibrio K_s é:

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

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

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

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

Este valor é desprezable fronte a 0,10.

Calcúlase a solubilidade en gramos por decímetro cúbico:

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

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

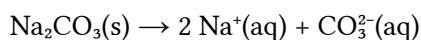
♦ CUESTIÓNS

1. Dispónse dunha disolución acuosa saturada de CaCO_3 en equilibrio co seu sólido. Indica como se verá modificada a súa solubilidade ao engadirle Na_2CO_3 , considerando este sal totalmente dissociado. Razoa a resposta indicando o equilibrio e a expresión da constante do produto de solubilidade (K_{ps})
(A.B.A.U. extr. 21)

Solución:

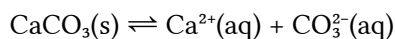
A solubilidade do CaCO_3 será menor que antes por efecto do ión común.

O Na_2CO_3 soluble disociarase totalmente:



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

Isto provocará un desprazamento do equilibrio



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

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

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

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

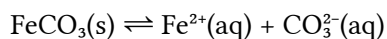
2. b) Razoa como varía a solubilidade do FeCO_3 (sal pouco soluble) ao engadir Na_2CO_3 a unha disolución acuosa do devandito sal.

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

Solución:

b) A solubilidade diminúe en presenza dun ión común.

Para un sal pouco soluble como o carbonato de ferro(II) o sólido atópase en equilibrio cos ións disolvidos.

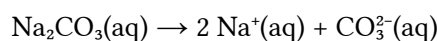


A solubilidade s (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

		FeCO_3	\rightleftharpoons	CO_3^{2-}	Fe^{2+}	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			s	s	mol/dm^3

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

O carbonato de sodio é un electrolito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente disociado.



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

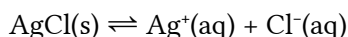
3. b) Razoa se é correcta a seguinte afirmación: a solubilidade do cloruro de prata (sal pouco soluble) é igual en auga pura que nunha disolución de cloruro de sodio.

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

Solución:

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

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

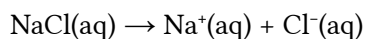


A solubilidade s (concentración da disolución saturada), pódese calcular da expresión da constante de equilibrio:

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

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

O cloruro de sodio é un electrolito forte que, en disolucións diluídas, está totalmente disociado.



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

♦ LABORATORIO

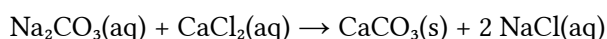
- Mesturamos nun vaso de precipitados 25 cm³ dunha disolución de CaCl₂ de concentración 0,02 mol/dm³ con 25 cm³ dunha disolución de Na₂CO₃ de concentración 0,03 mol/dm³, formándose un precipitado no fondo do vaso.
 - Escribe a reacción química que ten lugar, nomea e calcula a cantidade en gramos do precipitado obtido.
 - Describe o procedemento que levaría a cabo no laboratorio para separar o precipitado, debuxando a montaxe que empregarías e nomeando o material.

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

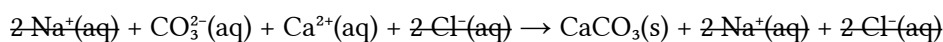
Rta.: a) $m = 0,050 \text{ g CaCO}_3$

Solución:

a) A reacción é:



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



Cálculo da masa de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de Na₂CO₃ necesaria para reaccionar co CaCl₂ é:

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

Como hai máis, $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, o reactivo limitante é o cloruro de calcio.

Calcúlase a masa de carbonato de calcio que se obtén:

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

Procedemento

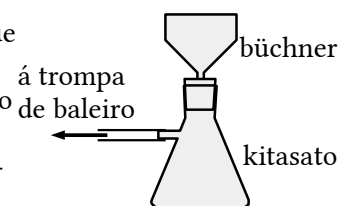
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



- Disólvense 3,0 g de SrCl₂ en 25 cm³ de auga e 4,0 g de Li₂CO₃ noutros 25 cm³ de auga. A continuación, mestúranse as dúas disolucións, levándose a cabo a formación dun precipitado do que se obteñen 1,55 g.
 - Escribe a reacción que ten lugar, identificando o precipitado, e calcula o rendemento da mesma.
 - Describe o procedemento que empregaría no laboratorio para separar o precipitado obtido, debuxando a montaxe e o material que precisa empregar.

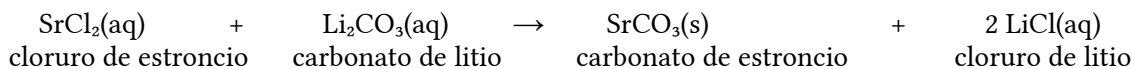
(A.B.A.U. ord. 22)

Rta.: Rto. = 56 %.

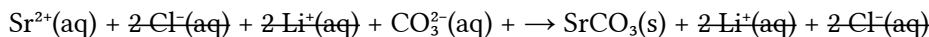
Solución:

Obtense un precipitado de carbonato de estroncio.

A reacción de precipitación é:



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



Cálculo da cantidade de precipitado (tomando 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de carbonato de litio necesaria para reaccionar co cloruro de estroncio é

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

Como hai 0,054 mol, máis dos necesarios, o reactivo limitante é o cloruro de estroncio.

A masa teórica de precipitado sería:

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

Como a masa de precipitado foi de 1,55 g, o rendemento da reacción valerá:

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

Procedemento

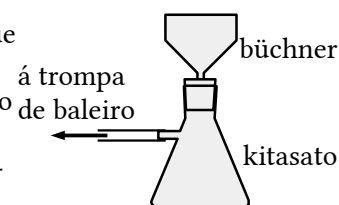
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértase o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



3. Mestúranse 20 cm³ dunha disolución acuosa de BaCl₂ de concentración 0,5 mol/dm³ con 80 cm³ dunha disolución acuosa de CaSO₄ de concentración 0,04 mol/dm³.

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

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

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

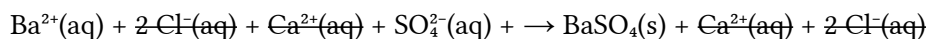
Solución:

Obtense un precipitado de sulfato de bario.

A reacción de precipitación é:



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



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de sulfato de calcio necesaria para reaccionar co cloruro de bario é

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

Como só hai $3,2 \cdot 10^{-3}$ mol, menos do necesario, o reactivo limitante é o sulfato de calcio.

A masa teórica de precipitado sería:

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

Procedemento

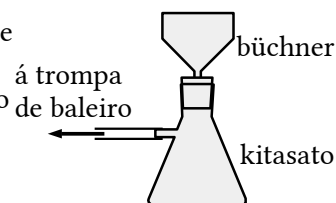
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



4. No laboratorio mestúranse $20,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ de cloruro de bario e 15 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de sulfato de cinc.

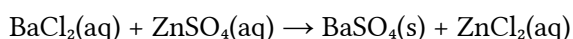
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula o rendemento se se obtiveron $0,10 \text{ g}$ de sulfato de bario.
- Describe o procedemento e indica o material que empregaría para separar o precipitado.

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

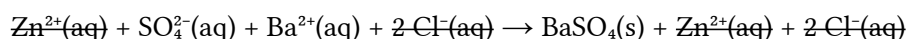
Rta.: rendemento do 71 %.

Solución:

- a) A reacción de precipitación é:



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



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

Calcúlase a masa de sulfato de bario que debería obterse a partir dos datos das disolucións de cloruro de bario e sulfato de cinc.

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de sulfato de cinc necesaria para reaccionar co cloruro de bario é

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

Como hai $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol, máis que o necesario, o reactivo limitante é o cloruro de bario.

A masa teórica de precipitado sería:

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

O rendemento obtense dividindo a masa obtida entre a calculada e exprésase o resultado en tanto por cento. Como só se obtiveron 0,10 g, o rendemento é:

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

Procedemento

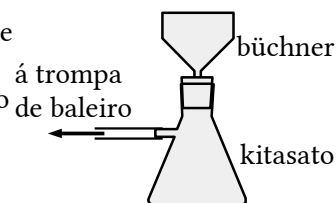
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértase o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

Material

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

5. No laboratorio mestúranse 30 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 40 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de KI, obténdose 0,86 gramos dun precipitado de PbI_2 .

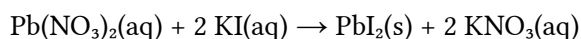
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da mesma.
- Indica o material e o procedemento que empregarías para separar o precipitado formado.

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

Rta.: rendemento do 93 %.

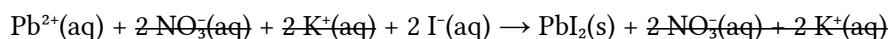
Solución:

- a) A reacción é:



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 iniciais dos reactivos:

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

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

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

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

Como a cantidade que hai de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$) é maior que ($2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$) a necesaria para reaccionar con todo o KI, o reactivo limitante é o KI. A cantidade máxima de PbI_2 que se pode formar na reacción é:

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

A masa que se pode obter é:

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

O rendemento obtense dividindo a masa obtida entre a calculada e exprésase o resultado en tanto por cento. Como só se obtiveron 0,86 g, o rendemento é:

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

6. Mestúranse 20 cm^3 de disolución de Na_2CO_3 de concentración $0,15 \text{ mol/dm}^3$ e 50 cm^3 de disolución de CaCl_2 de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$, obténdose 0,27 g dun precipitado de CaCO_3 .

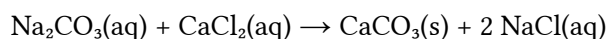
- Escribe a reacción que ten lugar e calcula a porcentaxe de rendemento da reacción.
- Describe o procedemento que empregarías no laboratorio para separar o precipitado obtido, facendo un esquema da montaxe e o material que hai que empregar.

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

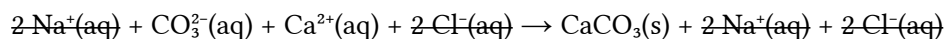
Rta.: rendemento do 90 %.

Solución:

- a) A reacción é:



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

Cálculo do rendemento (supoñendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

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

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

Como só hai $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, o reactivo limitante é o carbonato de sodio.

Produciranse como máximo:

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

Como só se obteñen 0,27 g, o rendemento é

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

Procedemento

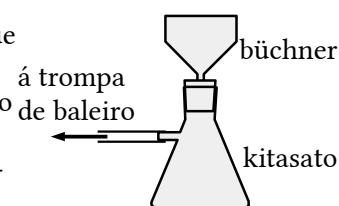
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



7. Ao mesturar 25 cm^3 dunha disolución de AgNO_3 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 10 cm^3 dunha disolución de NaCl de concentración $0,04 \text{ mol/dm}^3$ obtense un precipitado de cloruro de prata.

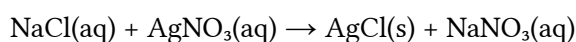
- Escrebe a reacción que ten lugar e calcula a cantidade máxima de precipitado que se podería obter.
- Describe o procedemento e nomea o material que utilizarías no laboratorio para separar o precipitado.

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

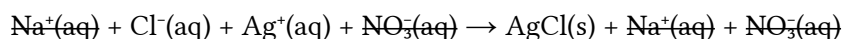
Rta.: $m = 0,036 \text{ g AgCl}$.

Solución:

a) A reacción é:



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



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

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

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de AgNO_3 necesaria para reaccionar co NaCl é

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

Como só hai $2,5 \cdot 10^{-4}$ mol, o reactivo limitante é o nitrato de prata.

A masa que se pode obter é:

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

Procedemento

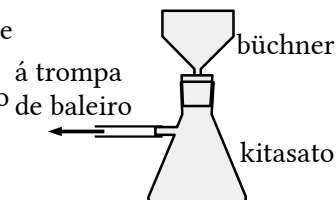
Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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

Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.



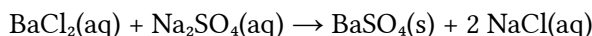
8. Mestúranse 10 cm^3 dunha disolución de BaCl_2 de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ con 40 cm^3 dunha disolución de sulfato de sodio de concentración $0,01 \text{ mol/dm}^3$ obténdose cloruro de sodio e un precipitado de sulfato de bario.

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

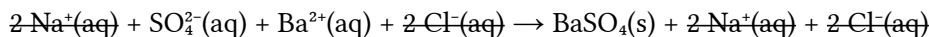
(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

- a) A reacción de precipitación é:



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



Cálculo da cantidade de precipitado (supoñendo 2 cifras significativas)

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

Cantidades iniciais dos reactivos:

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

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

Como reaccionan mol a mol, a cantidade de sulfato de sodio necesaria para reaccionar co cloruro de bario é

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

Como hai $4,0 \cdot 10^{-4}$ mol, máis que o necesario, o reactivo limitante é o cloruro de bario.

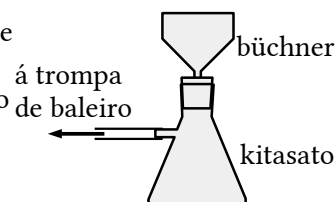
Obtense de precipitado:

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

Procedemento

Para separar o precipitado, colócase un papel de filtro circular nun funil büchner axustándoo para non deixar orificios libres e humedécese con auga para que quede adherido.

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



Ábrese a billa e vértese o contido do vaso (precipitado e líquido) no funil. Bótase máis auga sobre o precipitado que aínda queda no vaso para levalo ao funil.

Cando xa non gotee máis auga no interior do kitasato, desencáixase o funil e péchase a billa.

Quítase o papel de filtro e déixase a secar un día ou dous.

Material

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

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

PROBLEMAS.....	1
<u>Solubilidad</u>	1
<u>Efecto do ión común</u>	4
CUESTIÓNS.....	12
LABORATORIO.....	14

Índice de probas A.B.A.U.

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