

## Solubilidade

### ● Solubilidade. Efecto do ión común

1. A 25 °C o produto de solubilidade do  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$  é  $6,5 \cdot 10^{-10}$ . Calcula:
- As concentracións molares dos ións iodato e bario.
  - A masa de iodato de bario que se pode disolver en 200  $\text{cm}^3$  de auga.
  - A solubilidade do citado sal, en  $\text{g/dm}^3$ , nunha disolución de concentración 0,1  $\text{mol/dm}^3$  de  $\text{KIO}_3$  a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente disociado.

*Problema tipo baseado en A.B.A.U. xuño 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)  $m = 0,053 \text{ g}$ ; c)  $s' = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ g/dm}^3$ .

#### Datos

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

Concentración da disolución do  $\text{KIO}_3$

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 ( $\text{mol/dm}^3$ ) do  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$  en auga

Concentracións ( $\text{mol/dm}^3$ ) dos ións

Solubilidade ( $\text{g/dm}^3$ ) do  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$  en  $\text{KIO}_3$  0,1  $\text{mol/dm}^3$

$$s_a$$

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

$$s'$$

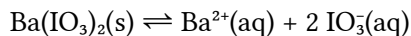
#### Ecuacións

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 é:



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

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

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

A solubilidade do iodato de bario en auga vale:

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

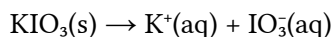
As concentracións dos ións valen:

$$\begin{aligned} [\text{Ba}^{2+}]_e &= s = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \\ [\text{IO}_3^-] &= 2s = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

b) En 200  $\text{cm}^3$  de auga disolveranse:

$$n = 200 \text{ cm}^3 \text{ D} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{487 \text{ g mol Ba}(\text{IO}_3)_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{IO}_3)_2} = 0,053 \text{ g Ba}(\text{IO}_3)_2$$

c) O iodato de potasio está totalmente disociado.



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

Cando se dissolve o iodato de bario na disolución de iodato de potasio, que xa contén ións iodato, as concentracións son:

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

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, podemos considerar desprezable  $s_b$  fronte a 0,1, ( $s_b \ll 0,1$ ). Entón:

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

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

Vese que ese valor é desprezable fronte a 0,10.




A concentración en g/dm<sup>3</sup> é:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

As instrucións para o manexo desta folla de cálculo poden verse na ligazón [instrucións](#).

Para ir á folla onde resolver un problema de equilibrio de solubilidade, pode elixir unha destas opcións:

- Busque a pestana  Solub na zona inferior. Se non está á vista, pulse varias veces na icona ► da pestana  ◀ ◀ ► ►, situada na zona inferior esquerda, ata que apareza pola dereita a pestana  Solub. Logo preme sobre esa pestana.
- Vaia ao índice, buscando a ligazón [Índice](#) na zona superior dereita e pulsando a tecla [Ctrl] mentres preme sobre [Índice](#). No índice, pulse a tecla [Ctrl] mentres preme sobre a cela [Equilibrio de solubili-](#)  
[dade](#) de **Equilibrio químico**.

Escriba as fórmulas químicas nas celas de cor branca con bordo verde e os datos nas celas de cor branca con bordo azul. Prema nas celas de cor laranxa para elixir entre as opcións que se presentan.

DATOS:

Composto pouco soluble:	Ba(IO3)2	Produto de solubilidade	6,50E-10 $K_s$
-------------------------	----------	-------------------------	----------------

RESULTADOS:

$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 (\text{IO}_3)^-(\text{aq})$
$K_s = 6,50 \cdot 10^{-10}$	=	s	·	$(2 s)^2 = 4 s^3$
Solubilidade	mol/dm <sup>3</sup>			g/dm <sup>3</sup>
En auga	$5,46 \cdot 10^{-4}$	0,266		

Para os apartados b) e c), escriba, en DATOS:

	Volume	Concentración
Ión/composto soluble: KIO3	200 cm <sup>3</sup>	0,1 mol/dm <sup>3</sup>

Elixa agora «g» á dereita de «Solubilidade», «200 cm<sup>3</sup>» á dereita de «En auga», e «1 dm<sup>3</sup>» á dereita de «En D(KIO<sub>3</sub>)». O resultado que aparece é:

Solubilidade	mol		g en
En auga	$1,09 \cdot 10^{-4}$	0,0532	200 cm <sup>3</sup>
En D(KIO <sub>3</sub> )	$6,50 \cdot 10^{-8}$	$3,17 \cdot 10^{-5}$	1 dm <sup>3</sup>

## ● Precipitación

1. O produto de solubilidade do ioduro de prata é  $8,3 \cdot 10^{-17}$ . Calcula:
- A solubilidade do ioduro de prata expresada en  $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$
  - A masa de ioduro de sodio que se debe engadir a  $100 \text{ cm}^3$  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  $\text{AgNO}_3$

Concentración da disolución de  $\text{AgNO}_3$

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

Cantidad (número de moles)

$$n = m / M$$

Concentración molar ( $\text{mol/dm}^3$ )

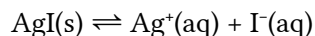
$$s = n / V = s' / M$$

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) 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 <sup>+</sup>	I <sup>-</sup>	
Concentración no equilibrio	[X] <sub>e</sub>			$s$	$s$	$\text{mol/dm}^3$

A constante de equilibrio  $K_s$  é:

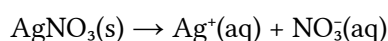
$$K_s = [\text{Ag}^+]_e \cdot [\text{I}^-]_e = s \cdot s = s^2 = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

Calcúlase a solubilidade:

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

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

b) O  $\text{AgNO}_3$  está totalmente dissociado na disolución



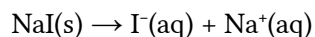
A concentración do ión prata é:

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

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 cm<sup>3</sup> de disolución desa concentración:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

DATOS:

Composto pouco soluble:	AgI	Producto de solubilidad	8,30E-17	K <sub>s</sub>
-------------------------	-----	-------------------------	----------	----------------

RESULTADOS:

AgI(s)		$\rightleftharpoons$	Ag <sup>+</sup> (aq)	+	I <sup>-</sup> (aq)	
K <sub>s</sub> = 8,30·10 <sup>-17</sup>		=	s	·	s	= s <sup>2</sup>
Solubilidade	mol/dm <sup>3</sup>				g/dm <sup>3</sup>	
En auga	9,11·10 <sup>-9</sup>		2,14·10 <sup>-6</sup>			
En 1 L D(AgNO <sub>3</sub> )	1,66·10 <sup>-14</sup>		3,90·10 <sup>-12</sup>			

Para o apartado b), en DATOS escriba:

		Volume	Concentración
Ión/composto soluble:	AgNO <sub>3</sub>	100 cm <sup>3</sup>	0,005 mol/dm <sup>3</sup>
2º ión/composto soluble:	NaI		

En RESULTADOS, elixa «Masa». Verá os resultados seguintes:

Precipitación	
Para que precipite AgI	
Masa	m = 2,49·10 <sup>-13</sup> g NaI

2. O produto de solubilidad do cloruro de chumbo(II) é 1,6·10<sup>-5</sup> a 298 K.

- Determina a solubilidade do cloruro de chumbo(II) expresada en mol/dm<sup>3</sup>.
- Mestúranse 200 cm<sup>3</sup> dunha disolución de concentración 1,0·10<sup>-3</sup> mol/dm<sup>3</sup> de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> e 200 cm<sup>3</sup> dunha disolución de HCl de pH = 3,00. Supoñendo que os volumes son aditivos indica se precipitará cloruro de chumbo(II).

(P.A.U. set. 12)

**Rta.:** a) s = 0,016 mol/dm<sup>3</sup>; b) Non.

#### Datos

Produto de solubilidad do PbCl<sub>2</sub>

Volume de disolución de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Concentración da disolución do Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Volume de disolución de HCl

pH da disolución de HCl

#### Incógnitas

Solubilidade do PbCl<sub>2</sub>

#### 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

**Incógnitas**

Se se formará precipitado

 $Q$ **Ecuacións**Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

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

pH

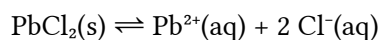
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

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.

		$\text{PbCl}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}$	$2 \text{Cl}^{-}$	
Concentración no equilibrio	$[\text{X}]_e$			$s$	$s$	mol/dm <sup>3</sup>

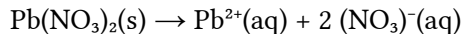
A constante de equilibrio é:

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

Calcúlase a solubilidade:

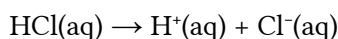
$$s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,016 \text{ mol/dm}^3$$

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

A concentración inicial do ión  $\text{Pb}^{2+}$  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  $\text{Cl}^{-}$  é a mesma que a de ións  $\text{H}^+$ , 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.

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

DATOS:

Composto pouco soluble:	PbCl <sub>2</sub>	Producto de solubilidad	1,60E-05	K <sub>s</sub>
-------------------------	-------------------	-------------------------	----------	----------------

RESULTADOS:

	PbCl <sub>2</sub> (s)	⇌	Pb <sup>2+</sup> (aq)	+	2 Cl <sup>-</sup> (aq)	
	K <sub>s</sub> = 1,60·10 <sup>-5</sup>	=	s	·	(2 s) <sup>2</sup>	= 4 s <sup>3</sup>
	Solubilidad	mol/dm <sup>3</sup>		g/dm <sup>3</sup>	pH	
En auga	0,0159		4,41			

Para o apartado b), en DATOS escriba:

		Volume	Concentración
Ión/composto soluble:	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	200 cm <sup>3</sup>	1,00E-03 mol/dm <sup>3</sup>
2º ión/composto soluble:	HCl	200 cm <sup>3</sup>	3 pH

Verá os resultados seguintes:

Precipitación	Non
[Pb <sup>2+</sup> ] <sup>2</sup> ·[Cl <sup>-</sup> ] <sup>2</sup> = 5,00·10 <sup>-4</sup> ·(5,00·10 <sup>-4</sup> ) <sup>2</sup>	< K <sub>s</sub> = 1,60·10 <sup>-5</sup>

3. Dispónse dunha disolución que contén unha concentración de Cd<sup>2+</sup> de 1,1 mg/dm<sup>3</sup>. Quérese eliminar parte do Cd<sup>2+</sup> precipitándoo cun hidróxido, en forma de Cd(OH)<sub>2</sub>. Calcula:

- a) O pH necesario para iniciar a precipitación.  
b) A concentración de Cd<sup>2+</sup>, en mg/dm<sup>3</sup>, cando o pH é igual a 12.

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

(P.A.U. xuño 16)

**Rta.:** a) pH = 9,5; b) [Cd<sup>2+</sup>]<sub>b</sub> = 1,3·10<sup>-5</sup> mg/dm<sup>3</sup>.**Datos**Produto de solubilidad do Cd(OH)<sub>2</sub>

Concentración de ión cadmio

Masa atómica: Cd

pH para calcular a [Cd<sup>2+</sup>] no apartado b**Incógnitas**

pH necesario para iniciar a precipitación

Concentración de ión cadmio a pH = 12

**Ecuacións**Concentración molar (mol/dm<sup>3</sup>)

pH

pOH

Produto iónico da auga

Produto de solubilidad do equilibrio: B<sub>b</sub>A<sub>a</sub>(s) ⇌ b B<sup>β+</sup>(aq) + a A<sup>α-</sup>(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

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

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

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

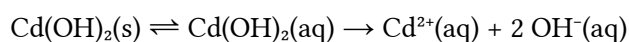
$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

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

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

**Solución:**

- a) O equilibrio de solubilidad do Cd(OH)<sub>2</sub> é:

A constante de equilibrio K<sub>s</sub> de solubilidad en función das concentracións é:

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

O  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  precipitará cando o produto das concentracións sexa maior ou igual ao seu produto de solubili-  
dade.

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

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 engadirle 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:

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

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

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

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

DATOS:

Composto pouco soluble:	<input type="text" value="Cd(OH)2"/>	Producto de solubiliade	<input type="text" value="1,20E-14"/>	<input type="text" value="Ks"/>
2º composto pouco soluble:	<input type="text"/>	solubiliade	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Ión/composto soluble:	<input type="text" value="Cd²⁺"/>	Volumen	<input type="text"/>	<input type="text" value="1,10E-03 g/dm³"/>
2º ión/composto soluble:	<input type="text" value="OH⁻"/>	Concentración	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Soluto na disolución que se engade:	<input type="text"/>			

En RESULTADOS elixa pH. Verá os resultados seguintes:

$\text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cd}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 (\text{OH})^-(\text{aq})$	
$K_s = 1,20 \cdot 10^{-14}$	=	s	·	$(2 \text{ s})^2$	= 4 s³
Solubiliade	mol/dm³	<input type="text"/>	g/dm³	pH	
En auga	$1,44 \cdot 10^{-5}$	0,00211	<input type="text"/>	9,46	
En 1 L D(Cd²⁺)	$1,18 \cdot 10^{-5}$	0,00173	<input type="text"/>		
Precipitación					
Para que precipite $\text{Cd}(\text{OH})_2$					

pH	pH =	9,54
----	------	------

Para o apartado b), en DATOS escriba:

2º ión/composto soluble:	OH <sup>-</sup>			12	pH
--------------------------	-----------------	--	--	----	----

En RESULTADOS elixa «Concentración final de Cd<sup>2+</sup>»

Precipitación	Sí
$[Cd^{2+}] \cdot [(OH)^-]^2 = 9,79 \cdot 10^{-6} \cdot (0,0100)^2$	$> K_s = 1,20 \cdot 10^{-14}$
Concentración final de Cd <sup>2+</sup>	$[Cd^{2+}]_e = 1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L} = 1,35 \cdot 10^{-8} \text{ g/dm}^3$

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

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

Algúns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) 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](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 30/09/24



## Sumario

### SOLUBILIDADE

<i>Solubidade. Efecto do ión común.....</i>	<i>1</i>
1. A 25 °C o produto de solubilidade do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ é $6,5 \cdot 10^{-10}$ . Calcula:.....	1
a) As concentracións molares dos ións iodato e bario.....	
b) A masa de iodato de bario que se pode disolver en 200 cm <sup>3</sup> de auga.....	
c) A solubilidade do citado sal, en g/dm <sup>3</sup> , nunha disolución de concentración 0,1 mol/dm <sup>3</sup> de $\text{KIO}_3$ a 25 °C considerando que este sal se atopa totalmente dissociado.....	
<i>Precipitación.....</i>	<i>3</i>
1. O produto de solubilidade do ioduro de prata é $8,3 \cdot 10^{-17}$ . Calcula:.....	3
a) A solubilidade do ioduro de prata expresada en g·dm <sup>-3</sup> .....	
b) A masa de ioduro de sodio que se debe engadir a 100 cm <sup>3</sup> de disolución de concentración 0,005 mol/dm <sup>3</sup> de nitrato de prata para iniciar a precipitación do ioduro de prata.....	
2. O produto de solubilidade do cloruro de chumbo(II) é $1,6 \cdot 10^{-5}$ a 298 K.....	4
a) Determina a solubilidade do cloruro de chumbo(II) expresada en mol/dm <sup>3</sup> .....	
b) Mestúranse 200 cm <sup>3</sup> dunha disolución de concentración $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/dm <sup>3</sup> de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 200 cm <sup>3</sup> dunha disolución de HCl de pH = 3,00. Supoñendo que os volumes son aditivos indica se precipitará cloruro de chumbo(II).....	
3. Disponse dunha disolución que contén unha concentración de $\text{Cd}^{2+}$ de 1,1 mg/dm <sup>3</sup> . Quérese eliminar parte do $\text{Cd}^{2+}$ precipitándoo cun hidróxido, en forma de $\text{Cd}(\text{OH})_2$ . Calcula:.....	6
a) O pH necesario para iniciar a precipitación.....	
b) A concentración de $\text{Cd}^{2+}$ , en mg/dm <sup>3</sup> , cando o pH é igual a 12.....	