

7. El iodur de plom(II) ( $\text{PbI}_2$ ) és una sal poc soluble d'un color groc molt intens. Antigament, el iodur de plom(II) era utilitzat pels artistes com a pigment, amb el nom de *groc de iode*, però degut a la seva toxicitat i baixa estabilitat va deixar d'utilitzar-se.
- a) Escriviu l'equilibri de solubilitat del iodur de plom(II) i calculeu-ne la solubilitat molar a 25 °C. Expliqueu raonadament si la solubilitat del iodur de plom(II) en aigua és més gran o més petita que la seva solubilitat en una solució de iodur de sodi (NaI).  
[1,25 punts]
- b) Calculeu la concentració d'ió plom(II) necessària perquè precipiti iodur de plom(II) a partir d'una solució de iodur de potassi (KI) de concentració  $2,0 \times 10^{-4}$  M. Si tenim dues solucions de la mateixa concentració, una de iodur de potassi i l'altra de clorur de potassi (KCl), quina de les dues necessitarà una concentració més alta de  $\text{Pb}^{2+}$  per a començar a precipitar, en el primer cas  $\text{PbI}_2$  i en el segon  $\text{PbCl}_2$ ? Justifiqueu la resposta.  
[1,25 punts]

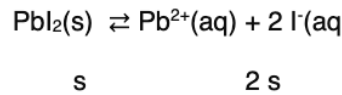
DADES: Constants del producte de solubilitat a 25 °C:  $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 7,9 \times 10^{-9}$ ;  
 $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \times 10^{-5}$ .

## Solució:

### Pregunta 7a

#### Càlcul de la solubilitat del iodur de plom (II)

Equilibri de solubilitat del iodur de plom(II):



[0,25 p]

Es calcula la solubilitat:

$$K_{ps}(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 = 7,9 \times 10^{-9}$$

$$K_{ps}(\text{PbI}_2) = [s] [2s]^2 = 4s^3$$

$$K_{ps}(\text{PbI}_2) = 7,9 \times 10^{-9} = 4s^3$$

[0,30 p]

$$s = \sqrt[3]{\frac{7,9 \times 10^{-9}}{4}} = 1,255 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \mathbf{s = 1,255 \times 10^{-3} \text{ M}}$$

[0,30 p]

#### Comparació solubilitat de PbI<sub>2</sub> en aigua vs. una solució de NaI

El NaI aporta ions iodur a la solució llavors si dissolem el PbI<sub>2</sub> en una solució de NaI, s'ha afegit ions iodur (I<sup>-</sup>), estem afegint un ió comú (efecte de l'ió comú), això farà que  $Q_s > K_{ps}$ :

$$Q_s(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 \text{ i } Q_s > K_{ps}$$

⇒ Si  $Q_s > K_{ps}$  es formarà precipitat i si  $Q_s < K_{ps}$  no es formarà precipitat

Segons el principi de Le Châtelier, el sistema evolucionarà cap a l'esquerra reduint la solubilitat de PbI<sub>2</sub> i augmentant la quantitat de sòlid, per tant, disminuirà la solubilitat del PbI<sub>2</sub>.

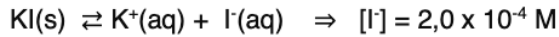
⇒ La solubilitat del PbI<sub>2</sub> serà menor en una solució de iodur de sodi (NaI) que en aigua.

[0,40 p]

### Pregunta 7b

Càlcul de la concentració d'ió plom(II) per precipitar

Solució de  $[KI] = 2,0 \times 10^{-4} \text{ M}$



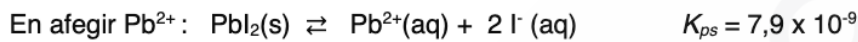
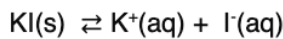
$$K_{ps} (PbI_2) = [Pb^{2+}] [I^-]^2 = 7,9 \times 10^{-9}$$

$$[Pb^{2+}] = \frac{7,9 \times 10^{-9}}{(2,0 \times 10^{-4})^2} = 0,1975 \text{ M} \quad \Rightarrow \quad [Pb^{2+}] = \mathbf{0,1975 \text{ M}}$$

[0,35 p]

Dues solucions d'igual concentració KI i KCl

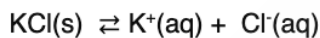
#### Solució 1: KI



$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 \quad [Pb^{2+}]_{\text{solució 1}} = \frac{K_{ps} (PbI_2)}{[I^-]^2}$$

[0,15 p]

#### Solució 2: KCl



$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 \quad [Pb^{2+}]_{\text{solució 2}} = \frac{K_{ps} (PbCl_2)}{[Cl^-]^2}$$

[0,15 p]

#### Justificació

Com que les dues solucions tenen la mateixa concentració es pot dir que,

$$[I^-] = [Cl^-]$$

$$\text{llavors com, } K_{ps} (PbI_2) < K_{ps} (PbCl_2)$$

[0,20 p]

Comparant,

$$\Rightarrow [\text{Pb}^{2+}]_{\text{solució 1}} = \frac{K_{ps}(\text{PbI}_2)}{[\text{I}^-]^2} < [\text{Pb}^{2+}]_{\text{solució 2}} = \frac{K_{ps}(\text{PbCl}_2)}{[\text{Cl}^-]^2}$$

[0,20 p]

Es pot afirmar que **la solució de KCl necessitarà una concentració més alta d'ions plom(II),  $\text{Pb}^{2+}$** , per precipitar.

$$\Rightarrow [\text{Pb}^{2+}]_{\text{solució 1 (KI)}} < [\text{Pb}^{2+}]_{\text{solució 2 (KCl)}}$$

[0,20 p]

- *Es considerarà correcte si diuen que les dues sals són del tipus  $\text{AB}_2$  amb estequiometria 1:2 i, per tant, la seva relació entre la  $K_{ps}$  i la solubilitat és la mateixa. Com que les dues solucions tenen la mateixa concentració d'ions  $[\text{I}^-] = [\text{Cl}^-]$  i el  $K_{ps}(\text{PbI}_2) < K_{ps}(\text{PbCl}_2)$ , serà més soluble el  $\text{PbCl}_2$  que el  $\text{PbI}_2$ . Per tant, la solució de KCl necessitarà una quantitat més gran de  $\text{Pb}^{2+}$  per a precipitar que la solució de KI.*

En aquest cas la puntuació serà la mateixa: **0,90 p**.