

6. L'hidròxid de calci és un compost amb un amplíssim ventall d'aplicacions en diferents sectors com la construcció, l'alimentació, la cosmètica i l'odontologia, però què és molt poc soluble en aigua.

a) Una solució saturada d'hidròxid de calci a 25 °C conté 0,149 g per cada 200 mL de solució. Definiu el terme *solubilitat molar* i determineu la solubilitat de l'hidròxid de calci a 25 °C i les concentracions dels ions calci i hidroxil (OH<sup>-</sup>) presents en l'equilibri.

[1,25 punts]

b) Disposem de la solució saturada d'hidròxid de calci en equilibri amb el seu sòlid. Raoneu si la massa de l'hidròxid de calci sòlid augmentarà o disminuirà en les quatre situacions següents:

- si hi afegim aigua;
- si hi afegim una solució d'hidròxid de sodi;
- si hi afegim una solució d'àcid clorhídric;
- si hi afegim una solució de clorur de calci.

[1,25 punts]

DADES: Masses atòmiques relatives: Ca = 40,1; H = 1,0; O = 16,0.

## Solució:

### Pregunta 6.a)

**Formulació.** Hidròxid de calci:  $\text{Ca(OH)}_2$

[– 0,5 p si no formulen bé]

#### Definició de solubilitat molar

La solubilitat molar d'un compost és el nombre de mols de compost dissolts en un litre de solució saturada.

[0,30 p]

- *També es podrà definir com el nombre màxim de mols de compost (solut) dissolts en un litre de solució (solvent).*

#### Càlcul de la solubilitat molar del $\text{Ca(OH)}_2$

Massa molecular de  $\text{Ca(OH)}_2 = 40,1 + 16,0 \times 2 + 1,0 \times 2 = 74,1 \text{ g mol}^{-1}$

$$S = \frac{0,149 \text{ g Ca(OH)}_2}{0,2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g Ca(OH)}_2} = 0,01 \frac{\text{mol Ca(OH)}_2}{\text{L solució}} = \mathbf{0,01 \text{ M Ca(OH)}_2}$$

[0,40 p]

#### Concentracions dels ions $\text{Ca}^{2+}$ i $\text{OH}^-$

A partir de l'equilibri de la sal:  $\text{Ca(OH)}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$

S                      2 S

[0,25 p]

Concentració de cada ió:

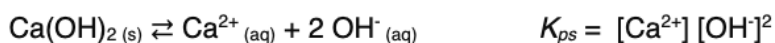
$$[\text{Ca}^{2+}] = S = 0,01 \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[\text{Ca}^{2+}] = 0,01 \text{ M}}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot S = 0,02 \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[\text{OH}^-] = 0,02 \text{ M}}$$

[0,30 p]

### Pregunta 6b

Donat l'equilibri:



- Quan afegim aigua, la solució deixarà d'estar saturada, la **concentració** dels ions **Ca<sup>2+</sup>** i **OH<sup>-</sup>** **disminuirà**. Hi haurà tendència a dissoldre's més sòlid fins arribar un altre cop a la saturació.

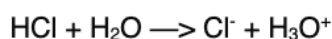
L'**equilibri** es desplaçarà cap a la **dreta** i **augmenta** la **solubilitat** del Ca(OH)<sub>2</sub> i, per tant, **disminueix** la massa de Ca(OH)<sub>2</sub>.

[0,30 p]

- Quan afegim NaOH, estem **afegint un ió comú OH<sup>-</sup>** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a l'**esquerra**, i **augmenta** la quantitat de Ca(OH)<sub>2</sub>.

[0,30 p]

- Quan afegim HCl estem afegint un àcid fort que es dissocia totalment:



L'**ió H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>** **reaccionarà amb els OH<sup>-</sup>** de la solució (neutralització) fent que la **[OH<sup>-</sup>]** **disminueixi**. L'**equilibri** es desplaçarà cap a la **dreta** fins que arribi de nou a la saturació i, per tant, **disminueix** la massa de Ca(OH)<sub>2</sub>.

[0,35 p]

- Quan afegim CaCl<sub>2</sub>, estem **afegint l'ió comú Ca<sup>2+</sup>** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a l'**esquerra**, i **augmenta** la quantitat de Ca(OH)<sub>2</sub>.

[0,30 p]

2. L'aigua de consum domèstic conté una certa quantitat d'ions fluorur ( $F^-$ ). Per a la prevenció de la càries és possible afegir-n'hi més quantitat, però cal tenir en compte que la legislació fixa una concentració màxima recomanada de fluorur en aquest tipus d'aigua d' $1,5 \text{ mg L}^{-1}$ .

a) Suposeu que l'aigua de consum domèstic conté ions fluorur només a causa de la solubilització del mineral fluorita (fluorur de calci,  $\text{CaF}_2$ ). Escriviu l'equació de l'equilibri de solubilitat de la fluorita i raoneu, quantitativament, si la concentració d'ions fluorur en aquesta aigua serà superior o inferior a la concentració màxima recomanada.

[1,25 punts]

b) L'aigua de consum domèstic d'un municipi és dura, ja que conté  $50 \text{ mg L}^{-1}$  d'ions calci. Es podria produir la precipitació de fluorur de calci a les canonades si la concentració d'ions fluorur en aquesta aigua fos igual a la concentració màxima recomanada? Justifiqueu, quantitativament, la resposta.

[1,25 punts]

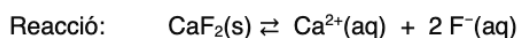
DADES: Masses atòmiques relatives:  $F = 19,0$ ;  $\text{Ca} = 40,0$ .

Constant del producte de solubilitat:  $K_{ps}(\text{CaF}_2) = 3,2 \times 10^{-11}$ .

## Solució:

### Pregunta 2a

#### Equació de l'equilibri de solubilitat de la fluorita (CaF<sub>2</sub>)



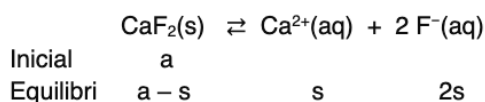
[0,25 punts]

Es penalitza 0,10 punts si no indiquen que el fluorur de calci (reactiu) es troba en forma sòlida ("s").

#### Raonar, quantitativament, si la concentració d'ions fluorur en aquesta aigua serà superior o inferior a la concentració màxima recomanada

Calculem la solubilitat de la fluorita en aigua:

Reacció:



on s = solubilitat (mol/L)

Expressió de la constant de solubilitat:  $K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$

[0,25 punts]

No és obligatori que expliciten aquesta fórmula, sempre que en els passos següents es visualitzi bé que l'estan aplicant.

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$$K_{\text{ps}} = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$s = (K_{\text{ps}} / 4)^{1/3}$$

$$s = (3,2 \cdot 10^{-11} / 4)^{1/3}$$

$$s \text{ (solubilitat)} = 2,00 \times 10^{-4} \text{ mol / L}$$

[0,25 punts]

#### Calculem la concentració de F<sup>-</sup> en equilibri en aquesta aigua:

$$[\text{F}^{-}] = 2s = 2 \times 2,00 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{F}^{-}] = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol / L}$$

[0,25 punts]

Comparem la concentració de F<sup>-</sup> en equilibri d'aquesta aigua amb la concentració màxima recomanada de F<sup>-</sup> en aigües de consum domèstic:

$$[\text{F}^{-}] = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol / L} \times (19 \text{ g F} / 1 \text{ mol F}) \times (1000 \text{ mg F} / 1 \text{ g F}) = 7,6 \text{ mg/L}$$

$$[\text{F}^{-}]_{\text{màxima recomanada}} = 1,5 \text{ mg/L}$$

$$[\text{F}^{-}] > [\text{F}^{-}]_{\text{màxima recomanada}}$$

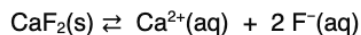
La **concentració d'ió fluorur** en aquesta aigua **serà superior** a la **concentració màxima recomanada**.

[0,25 punts]

## Pregunta 2b

### Es podria produir la precipitació de fluorur de calci a les canonades?

Reacció de solubilitat del  $\text{CaF}_2$ :



Perquè una sal precipiti hem de calcular el valor de Q (mateixa expressió que la constant d'equilibri, però amb les concentracions inicials) i comparar-ho amb la  $K_{ps}$ .

Concentracions inicials de calci i fluorur en l'aigua de consum domèstic d'un municipi

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 50 \text{ mg/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 50 \text{ mg Ca} / \text{L} \times (1 \text{ g Ca} / 1000 \text{ mg Ca}) \times (1 \text{ mol Ca} / 40,0 \text{ g Ca})$$

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 1,250 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

$$[\text{F}^{-}]_0 = 1,5 \text{ mg/L}$$

$$[\text{F}^{-}]_0 = 1,5 \text{ mg F}^{-} / \text{L} \times (1 \text{ g F}^{-} / 1000 \text{ mg F}^{-}) \times (1 \text{ mol F}^{-} / 19,0 \text{ g F}^{-})$$

$$[\text{F}^{-}]_0 = 7,895 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

[0,25 punts]

Càlcul de Q

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 ([\text{F}^{-}]_0)^2$$

$$Q = (1,250 \times 10^{-3}) \cdot (7,895 \times 10^{-5})^2$$

$$Q = 7,79 \times 10^{-12}$$

[0,35 punts]

Comparació entre  $K_{ps}$  i Q

$$K_{ps} = 3,2 \times 10^{-11}$$

$$Q = 7,79 \times 10^{-12} \quad (= 0,779 \times 10^{-11})$$

Precipita  $\text{CaF}_2$  si:  $Q > K_{ps}$

$$Q < K_{ps}$$

**No es formarà precipitat de fluorur de calci.**

[0,40 punts]