

INCRUSTACIONS...

Tenim un problema?

Respostes obertes

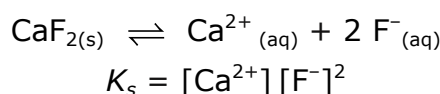
Activitats

1. La contaminació de l'aigua per plom s'origina per les seves sals solubles en aigua, que són generades per les indústries que utilitzen sals de plom. A causa de la presència de clorur en l'aigua es pot originar clorur de plom(II). Escriu la fórmula del producte de solubilitat.

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

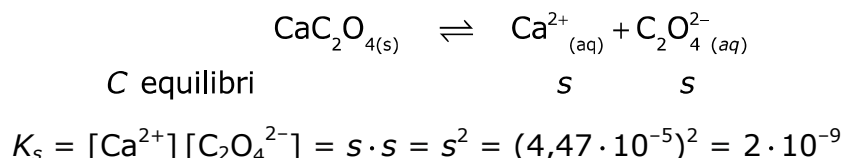
2. A una aigua calcària s'afegeixen fluorurs per ajudar a prevenir les càries dentals. Recents descobriments han demostrat que un excés d'aquests ions tampoc és bo, ja que les dents esdevenen fràgils. Quina és l'expressió de la constant de solubilitat del fluorur que precipita?

Precipita el CaF_2 i el seu producte de solubilitat és:



3. Les anomenades *pedres al ronyó* són sals insolubles de fosfat de calci o d'oxalat de calci que es formen en aquest òrgan. Si la solubilitat de l'oxalat de calci, $\text{Ca}(\text{C}_2\text{O}_4)$, és $4,47 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, quin és el producte de solubilitat corresponent?

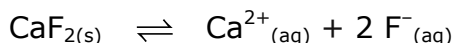
Escrivim l'equilibri de l'oxalat de calci:



4. En alguns països s'afegeixen fluorurs a les aigües com a mesura per prevenir les càries dentals. Si la concentració de fluorur en una aigua és de 0,005 g/L i l'aigua conté calç amb una proporció de 0,002 g/L, precipitarà fluorur de calci?

Dades: $K_s (\text{CaF}_2) = 3,7 \cdot 10^{-11}$

Per al fluorur de calci, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

En el cas que $Q > K_s$, es forma precipitat. En cas contrari, la concentració dels ions no és suficient perquè es formi precipitat. Calculem la concentració d'ions fluorur i d'ions calci:

$$[\text{F}^-] = \frac{0,005 \text{ g F}^-}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol F}^-}{19 \text{ g F}^-} = 2,63 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,002 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40,08 \text{ g Ca}^{2+}} = 4,99 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

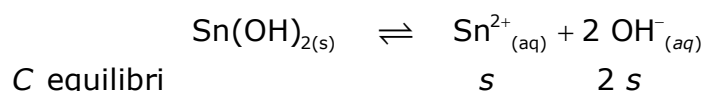
Calculem el valor de Q:

$$Q = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 = (4,99 \cdot 10^{-5})(2,63 \cdot 10^{-4})^2 = 3,45 \cdot 10^{-12}$$

Com que $Q (3,45 \cdot 10^{-12}) < K_s (3,7 \cdot 10^{-11})$ no es forma precipitat.

5. L'hidròxid d'estany és molt insoluble, només se'n dissolen $2,6 \cdot 10^{-8}$ g per cada 100 mL d'aigua. Quin és el seu producte de solubilitat?

Per a l'hidròxid d'estany, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Sn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

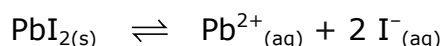
$$s = \frac{2,6 \cdot 10^{-8} \text{ g Sn(OH)}_2}{100 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn(OH)}_2}{152 \text{ g SN(OH)}_2} = 1,71 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Substituint en l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = 4 \cdot (1,71 \cdot 10^{-9})^3 = 2 \cdot 10^{-26}$$

6. El producte de solubilitat del iodur de plom és $6,5 \cdot 10^{-9}$. Si a la dissolució hi ha KI amb una concentració 0,1 M, quina és la solubilitat de l'ió plom?

Per al iodur de plom, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = 6,5 \cdot 10^{-9}$$

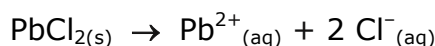
Si sabem que $[\text{I}^-] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, aleshores:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{6,5 \cdot 10^{-9}}{0,1^2} = 6,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

7. La presència de Pb^{2+} a l'organisme és nociva per a la salut, perquè dificulta la generació d'hemoglobina. Per tal d'eliminar l'ió plom en unes aigües de consum s'hi afegeixen clorurs (es produeix PbCl_2 ; $K_s = 1,7 \cdot 10^{-5}$). Si hi afegim 100 mL d'una dissolució de sulfat de sodi 0,2 M, reduïm la presència de Pb^{2+} en dissolució?

Dades: $K_s(\text{PbSO}_4) = 2,3 \cdot 10^{-8}$

L'equilibri heterogeni del clorur de plom(II) és:



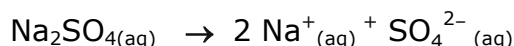
L'expressió de la constant d'equilibri és:

$$K_p = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

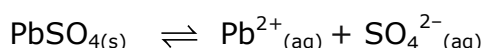
$$K_p = s (2s)^2 = 4s^3 = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

$$s = 1,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Hi afegim Na_2SO_4 , que es dissocia totalment en:



Els ions sulfat formen un compost insoluble amb l'ió plom(II):



Si afegim 100 mL de Na_2SO_4 0,2 M, la concentració d'ió sulfat és:

$$100 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ M SO}_4^{2-}$$

Per l'efecte de l'ió comú, hauria de disminuir la concentració de l'ió plom(II). Comprovem-ho:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$2,3 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2-}] \cdot 0,02 \rightarrow [\text{Pb}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-6}$$

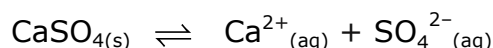
Com que la concentració d'ions Pb(II) que aporta el Na_2SO_4 és molt inferior a la solubilitat del PbCl_2 , no reduïm la presència de Pb^{2+} a l'organisme:

$$1,5 \cdot 10^{-6} \ll 1,62 \cdot 10^{-2}$$

8. Una dissolució conté 0,01 M d'ió calci i 0,01 M d'ió bari. Si s'hi afegeix progressivament sulfat de sodi, quin sulfat precipitarà abans, el de bari o el de calci?

Dades: $K_s(\text{CaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-5}$; $K_s(\text{BaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-10}$

Per al sulfat de calci, l'equilibri és:



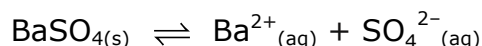
I l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-5}$$

Per tant, la concentració d'ió sulfat a partir de la qual començarà a precipitar sulfat de calci és:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-5}}{0,01} = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Per al sulfat de bari, l'equilibri és:



I l'expressió del producte de solubilitat:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 10^{-10}$$

Per tant, la concentració d'ió sulfat a partir de la qual començarà a precipitar sulfat de bari és:

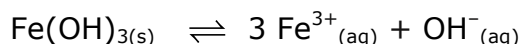
$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{10^{-10}}{0,01} = 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Concloem que precipitarà abans el sulfat de bari, ja que necessita menys concentració de sulfats per precipitar.

9. Si barregem FeCl_3 amb una dissolució de NaOH , quin precipitat s'obtindrà? Com es pot redissoldre aquest precipitat?

S'obté hidròxid de ferro(III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Escrivim l'equilibri de l'hidròxid de ferro(III):



Si hi afegim una dissolució de HCl , el precipitat es redissol, perquè es forma aigua i, per tant, l'equilibri es desplaça cap a la formació de productes.

10. Per un error en un procés s'ha produït una mescla de precipitats de clorur de plom i clorur de plata. Com es poden separar?

Una possibilitat és afegir-hi amoníac, que provoca que es redissolgui el clorur de plata per la formació del complex diamminaplata(I), $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

11. Quins dels precipitats següents es redissoldran en presència de medi àcid?

BaCO_3

BaSO_4

BiPO_4

CaCO_3

$\text{Be}(\text{OH})_2$

CaCrO_4

CrCO_3

ZnCO_3

$\text{Mg}(\text{OH})_2$

Es redissolen els carbonats i els hidròxids: BaCO_3 , CaCO_3 , CrCO_3 , ZnCO_3 , $\text{Be}(\text{OH})_2$ i $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

Activitats finals

1. Escriu l'expressió del producte de solubilitat del carbonat de plata i del carbonat de coure(II), i indica, després de fer els càlculs corresponents, quin dels dos productes és més soluble en aigua a 25 °C.

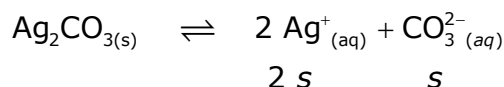
Dades:

A 25 °C, K_s (carbonat de plata) = $6 \cdot 10^{-12}$;

K_s (carbonat de coure(II)) = $2 \cdot 10^{-10}$

$$K_s [\text{Ag}_2\text{CO}_3] = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_s [\text{CuCO}_3] = [\text{Cu}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_s [\text{Ag}_2\text{CO}_3] = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

$$6 \cdot 10^{-12} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{6 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

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

$$2 \cdot 10^{-10} = s^2$$

$$s = \sqrt{2 \cdot 10^{-10}} = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

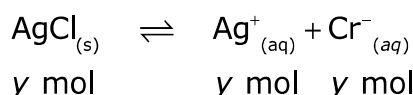
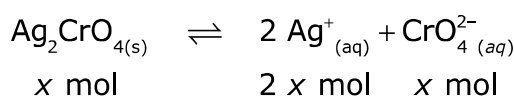
El producte més soluble és el carbonat de plata, ja que la solubilitat és més gran.

2. A una dissolució que conté ions cromat i ions clorur s'hi afegixen 40 mL d'una dissolució de nitrat de plata 0,1 M. Pràcticament tot l'ió cromat precipita en forma de cromat de plata i tot l'ió clorur precipita en forma de clorur de plata, de manera que s'obtenen 0,6186 g de precipitat i no queda ió plata en dissolució. Calcula el nombre de mols d'ió cromat i d'ió clorur de la dissolució inicial.

Calculem els mols d'ió Ag^+ de la dissolució inicial:

$$40 \text{ cm}^3 \text{Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ dm}^3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^+$$

A continuació escrivim les dues reaccions de precipitació que es produeixen alhora:



Com que coneixem els mols inicials d'ions Ag^+ i en l'enunciat se'ns diu que quan es forma el precipitat, no en queda, podem escriure que:

$$2x + y = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ag}^+$$

Sabem que s'obtenen 0,6186 g de precipitat. Per estequiometria:

$$x \text{ mol Ag}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{332 \text{ g Ag}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol Ag}_2\text{CrO}_4} + y \text{ mol AgCl} \cdot \frac{143,5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,6186 \text{ g}$$

Plantegem el sistema d'equacions següent i el resollem:

$$\begin{cases} 2x + y = 4 \cdot 10^{-3} \\ 332x + 143,5y = 0,6186 \end{cases}$$

Finalment, trobem les concentracions inicials d'ions cromat i clorur:

$$x = 9,91 \cdot 10^{-4} \text{ mol CrO}_4^{2-}$$

$$y = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}^-$$

3. **A 80 mL de dissolució 0,05 M de cromat de potassi, s'hi afegixen 20 mL d'una dissolució 0,01 M de nitrat de plata. Explica raonadament si precipitarà cromat de plata o no en barrejar les dues dissolucions.**

Dades: A 25 °C, K_s (cromat de plata) = $1,8 \cdot 10^{-12}$

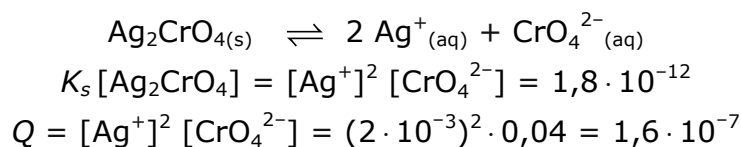
Calculem els mols d'ions cromat i plata:

$$\begin{aligned} 80 \text{ cm}^3 \text{ K}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,05 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CrO}_4^{2-}}{1 \text{ mol K}_2\text{CrO}_4} &= \\ &= 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol CrO}_4^{2-} \\ 20 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,01 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol AgNO}_3} &= \\ &= 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}^+ \end{aligned}$$

Tot seguit calculem les concentracions respectives:

$$\begin{aligned} [\text{CrO}_4^{2-}] &= \frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ mol CrO}_4^{2-}}{(80 \text{ cm}^3 + 20 \text{ cm}^3)} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,04 \text{ M} \\ [\text{Ag}^+] &= \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ag}^+}{(80 \text{ cm}^3 + 20 \text{ cm}^3)} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

Escrivim la reacció de precipitació del cromat de plata:



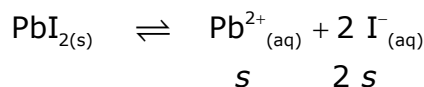
Es forma precipitat, ja que $Q > K_s$:

$$1,6 \cdot 10^{-7} > 1,8 \cdot 10^{-12}$$

4. **A 25 °C es prepara una dissolució saturada de iodur de plom(II) amb la dissolució de 0,172 g d'aquesta sal en aigua fins a obtenir 250 mL de dissolució. Sabent això:**

- a) Troba el producte de solubilitat del iodur de plom a 25 °C.

$$\frac{0,172 \text{ g PbI}_2}{250 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1 \text{ 000 cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{461 \text{ g PbI}_2} = 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



$$K_s[\text{PbI}_2] = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (1,49 \cdot 10^{-3})^3 = 1,32 \cdot 10^{-8}$$

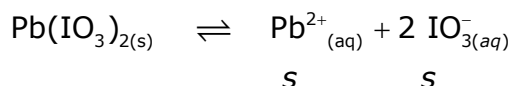
- b) Indica si la solubilitat del iodur de plom en aigua és més o menys baixa que la seva solubilitat en una dissolució de iodur de sodi. Raona la resposta.

La solubilitat del iodur de plom en aigua és més gran que en una dissolució de iodur de sodi, a causa de l'efecte de l'ió comú.

- c) Calcula el nombre d'ions plom(II) i d'ions iodur que hi ha en 1 cm³ d'una dissolució saturada de iodur de plom(II) a 25 °C.

$$\begin{aligned} 1 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol ions Pb}^{2+}}{1 \text{ mol ions Pb}^{2+}} &= \\ &= 8,97 \cdot 10^{17} \text{ ions Pb}^{2+} \\ 8,97 \cdot 10^{17} \text{ ions Pb}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ ions I}^{-}}{1 \text{ ió Pb}^{2+}} &= 1,79 \cdot 10^{18} \text{ ions I}^{-} \end{aligned}$$

5. A la temperatura de 25 °C, el producte de solubilitat del iodat de plom(II) és de $3,3 \cdot 10^{-14}$. Calcula la massa de iodat de plom que es pot dissoldre en 100 L d'aigua a la mateixa temperatura.



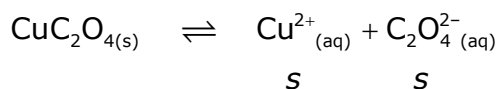
$$\begin{aligned} K_s[\text{Pb}(\text{IO}_3)_2] &= [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^{-}]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 \\ 3,3 \cdot 10^{-14} &= 4s^3 \end{aligned}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{3,3 \cdot 10^{-14}}{4}} = 2,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{2,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol Pb}(\text{IO}_3)_2}{1 \text{ dm}^3} = 1,126 \text{ g Pb}(\text{IO}_3)_2$$

6. Calcula:

- a) La solubilitat de l'oxalat de coure(II) en mg·L⁻¹.



$$\begin{aligned} K_s[\text{CuC}_2\text{O}_4] &= [\text{Cu}^{2+}] [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = s \cdot s = s^2 \\ 2,9 \cdot 10^{-8} &= s^2 \end{aligned}$$

$$s = \sqrt{2,9 \cdot 10^{-8}} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\frac{1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{151,5 \text{ g CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol CuC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 25,76 \text{ mg} \cdot \text{dm}^{-3}$$

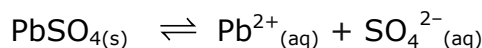
- b) El nombre d'ions coure(II) en 1 mL d'una dissolució saturada d'oxalat de coure(II) a 25 °C.**

$$1 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol CuC}_2\text{O}_4}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mols ions Cu}^{2+}}{1 \text{ mol CuC}_2\text{O}_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ ions Cu}^{2+}}{1 \text{ mol ions Cu}^{2+}} = 1,024 \cdot 10^{17} \text{ ions Cu}^{2+}$$

Dades: $K_s(\text{CuC}_2\text{O}_4 \text{ a } 25 \text{ °C}) = 2,9 \cdot 10^{-8}$

- 7. Indica, després de fer els càlculs que calgui, si es pot formar un precipitat de sulfat de plom(II) en addicionar una gota (0,05 mL) d'àcid sulfúric 0,1 M a 1 L d'una dissolució que conté 1 mg d'ions plom(II).**

Dades: $K_s(\text{PbSO}_4 \text{ a } 25 \text{ °C}) = 2,25 \cdot 10^{-8}$



$$K_s[\text{PbSO}_4] = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-8}$$

$$0,05 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ dm}^3} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Si no considerem el volum de la gota d'àcid sulfúric:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem la concentració d'ions plom(II) en la dissolució:

$$\frac{1 \text{ mg Pb}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{207,2 \text{ g Pb}^{2+}} = 4,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 4,83 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 4,83 \cdot 10^{-6} \cdot 5 \cdot 10^{-6} = 2,415 \cdot 10^{-11}$$

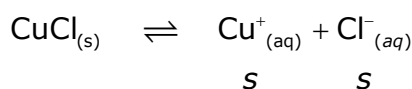
No es forma precipitat, ja que $Q < K_s$:

$$2,415 \cdot 10^{-11} < 2,25 \cdot 10^{-8}$$

- 8. Calcula la massa de clorur de coure(I) que precipita en afegir 0,2 mol de clorur de sodi a 0,5 L de dissolució saturada de clorur de coure(I). Escriu les equacions que calgui.**

Dades: $K_s(\text{CuCl a } 25 \text{ °C}) = 1,1 \cdot 10^{-26}$

Calculem la solubilitat del clorur de coure(I):



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

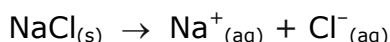
$$1,1 \cdot 10^{-6} = s^2$$

$$s = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-6}} = 1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Calculem el nombre de mols d'ió clorur que hi ha en la dissolució saturada de CuCl:

$$\frac{1,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ dm}^3} \cdot 0,5 \text{ dm}^3 = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cl}^-$$

El clorur de sodi es dissol completament segons l'equació:



Per tant, el nombre de mols d'ió clorur que provenen del clorur de sodi és de 0,2 mol. Així, doncs, la concentració total d'ió clorur en dissolució és:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{(5,25 \cdot 10^{-4} + 0,2) \text{ mol Cl}^-}{0,5 \text{ dm}^3} = 0,4 \text{ M}$$

A partir del producte de solubilitat, calculem la quantitat d'ió coure(I) que queda en dissolució:

$$K_s[\text{CuCl}] = [\text{Cu}^+][\text{Cl}^-]$$

$$1,1 \cdot 10^{-6} = [\text{Cu}^+] \cdot 0,4$$

$$[\text{Cu}^+] = 2,75 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Per tant:

$$[\text{Cu}^+]_{\text{precipitat}} = [\text{Cu}^+]_{\text{inicial}} - [\text{Cu}^+]_{\text{final}}$$

$$[\text{Cu}^+]_{\text{precipitat}} = 1,05 \cdot 10^{-3} - 2,75 \cdot 10^{-6} = 1,04725 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

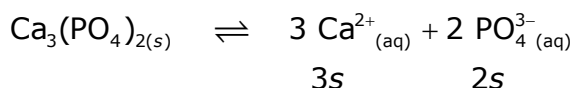
Finalment, per estequiometria, calculem la massa de clorur de coure(I) que ha precipitat:

$$\frac{1,04725 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^+}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCl}}{1 \text{ mol Cu}^+} \cdot \frac{99 \text{ g CuCl}}{1 \text{ mol CuCl}} \cdot 0,5 \text{ dm}^3 = 0,052 \text{ g CuCl}$$

- 9. Una de les maneres de detectar la presència de càlculs renals és analitzar l'orina del pacient. Si els càlculs consisteixen exclusivament en cristalls incrustats al ronyó, es tracta de fosfat de calci.**

a) Quina concentració d'ió calci revela la presència de càlculs?

Calculem la solubilitat del fosfat de calci:



$$K_s[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3s)^3 \cdot (2s)^2 = 108 s^5$$

$$1,3 \cdot 10^{-32} = 108 s^5$$

$$s = \sqrt[5]{\frac{1,3 \cdot 10^{-32}}{108}} = 1,64 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Finalment, calculem la concentració de calci:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 3 \cdot 1,64 \cdot 10^{-7} = 4,93 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

- b) Si la concentració de l'ió fosfat a l'orina del pacient augmenta a causa d'un fosfat soluble, què passarà amb la concentració de l'ió calci?**

La concentració de l'ió calci disminueix, ja que reacciona amb l'excés d'ió fosfat per tal de mantenir el valor del producte de solubilitat. És l'efecte de l'ió comú.

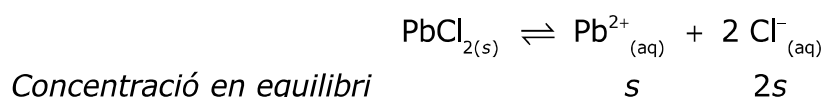
Dades: $K_s(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1,3 \cdot 10^{-32}$

- 10. Habitualment els hospitals fan demandes de sang a la població per tenir suficient estoc de cara, sobretot, a possibles accidents. A l'etiqueta dels recipients on s'emmagatzema la sang indica que hi ha oxalat de sodi. A què es deu la presència d'aquest component?**

La funció d'aquest compost és mantenir la sang extreta sense que coaguli, per poder fer la transfusió en el moment adequat. L'oxalat de sodi és un compost capaç de captar els ions calci, i així s'evita que aquests ions facin coagular la sang.

- 11. La contaminació de l'aigua per plom s'origina per les seves sals solubles en aigua, que són generades per les indústries que utilitzen sals de plom. Si el producte de solubilitat del clorur de plom(II) és $1,6 \cdot 10^{-5}$, a 298 K:**

- a) Determineu la solubilitat del clorur de plom(II) a 298 K.**



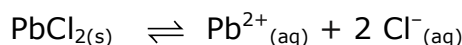
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] = [\text{Cl}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Si $K_s = 1,6 \cdot 10^{-5}$. Teniu que la $s = 7,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- b) Es barregen, a 298 K, 200 mL d'una solució $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 200 mL d'una solució de HCl de pH = 3. Suposant que els volums són additius, raoneu si precipitarà clorur de plom(II).**

Per al clorur de plom(II), l'equilibri és:



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^{-}]^2$$

En el cas que Q sigui més gran que K_s , es forma precipitat.

Així, doncs, un mol de nitrat de plom(II) aporta un mol d'ions Pb^{2+} .

$$\frac{200 \text{ mL nitrat de plom(II)} \cdot 1,0 \cdot 10^{-3}}{1\,000 \text{ mL nitrat de plom(II)}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1\,000 \text{ mL nitrat de plom(II)}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mols Pb}^{2+}$$

D'altra banda, la concentració d'ions clorur és la concentració de la dissolució d'àcid clorhídric, perquè està totalment dissociat:

$$\text{pH} = 3 \quad [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{En 200 mL: } \frac{200 \text{ mL} \cdot 10^{-3}}{1\,000 \text{ mL}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mols Cl}^-$$

Si es consideren els volums aditius, 200 ml + 200 ml (0,4 litres), teniu en els dos casos la mateixa concentració:

$$M = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mols}}{0,4 \text{ litres}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Substituint els valors a Q:

$$Q = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

$$Q = (5 \cdot 10^{-4}) \cdot (5 \cdot 10^{-4})^2 = 1,3 \cdot 10^{-10}$$

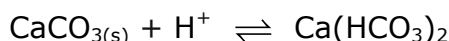
En la dissolució final, doncs, no hi hauria excés d'ions clorur i plom(II). Per tant, com que Q és inferior al producte de solubilitat, no precipitarà.

12. Quins dels precipitats que apareixen a la llista es podrien dissoldre en medi àcid? Raona-ho.

- a) **PbCl₂**
- b) **CaF₂**
- c) **Mg(OH)₂**
- d) **AgCl**
- e) **CaCO₃**
- f) **CuBr**

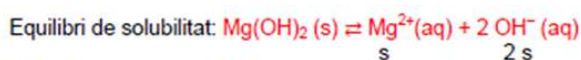
Els precipitats dels apartats c) i e).

- c) Els ions hidròxid, OH⁻, quan es posen en contacte amb substàncies àcides, reaccionen per formar aigua. La conseqüència és que la seva concentració disminueix i l'equilibri es desplaça cap a la dissolució de precipitat i així es compensa la disminució d'un dels ions.
- e) L'ió carbonat en dissolució en presència d'àcids forma l'hidro-gen carbonat de calci, que és una substància força soluble.



13. L'hidròxid de magnesi, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, és un antiàcid que s'utilitza per alleujar els símptomes d'indigestió o acidesa.

- a) Escriviu la reacció de l'equilibri de solubilitat de l'hidròxid de magnesi en aigua i calculeu-ne la solubilitat a 25 °C, en mg L^{-1} , si el pH de la solució saturada és igual a 11,4.



$$[\text{OH}^{-}] = 2s \Rightarrow s = [\text{OH}^{-}] / 2$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{Però també: } [\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_w / [\text{OH}^{-}] \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = K_w / 10^{-\text{pH}}$$

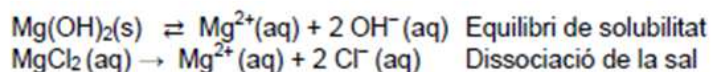
En conseqüència:

$$s = \frac{1}{2} K_w / 10^{-\text{pH}} = \left(\frac{1}{2}\right) (1,0 \times 10^{-14}) (10^{11,4}) = 1,2559 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$s = (1,2559 \times 10^{-3} \text{ mol/L}) (58,3 \text{ g/mol}) (1000 \text{ mg/1 g}) = 73,221489948 \text{ mg/L}$$

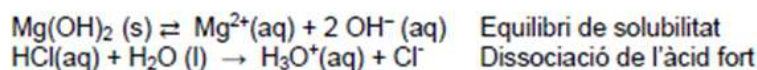
$$s = 73,2 \text{ mg/L}$$

- b) Quin efecte tindrà l'addició d'una solució aquosa de clorur de magnesi (MgCl_2) en la solubilitat de l'hidròxid de magnesi? I l'addició d'una solució aquosa d'àcid clorhídric (HCl)? Justifiqueu les respostes.

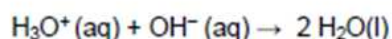


La solubilitat disminueix per efecte de l'ió comú.

Com que la sal subministra ions Mg^{2+} , la concentració d'ions Mg^{2+} augmenta. Segons el principi de Le Châtelier, aquesta concentració ha de disminuir i, per tant, l'equilibri de solubilitat s'ha de desplaçar cap a l'esquerra, amb la qual cosa augmenta la quantitat de precipitat $\Rightarrow$ **la solubilitat disminueix**.



Els ions H_3O^{+} que provenen de l'àcid fort reaccionen amb els ions OH^{-} que provenen de l'equilibri de solubilitat i es forma aigua.



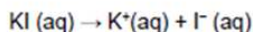
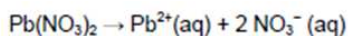
Llavors, la concentració de OH^{-} disminueix. Segons el principi de Le Châtelier, aquesta concentració ha d'augmentar. Això s'aconsegueix fent que l'equilibri de solubilitat es desplaci cap a la dreta, amb la qual cosa se solubilitza precipitat $\Rightarrow$ **la solubilitat augmenta**.

Dades: Masses atòmiques relatives: H = 1,0; O = 16,0; Mg = 24,3. Constant d'autoionització de l'aigua a 25 °C: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

14. El iodur de plom(II) (PbI_2) és una sal de color groc, força insoluble en aigua freda, que es pot obtenir mesclant dissolucions aquoses de nitrat de plom(II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) i de iodur de potassi (KI).

- a) Escriviu la reacció de precipitació del iodur de plom(II) i expliqueu raonadament, fent els càlculs necessaris, si precipitarà iodur de

plom(II) quan mesquem 0,25 L de dissolució aquosa 0,15 M de iodur de potassi amb 0,25 L de dissolució aquosa de nitrat de plom(II) 0,15 M, a 25 °C. Suposeu que els volums són additius.



Reacció de precipitació: $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PbI}_2(\text{s})$

$$Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}]_0 [\text{I}^{-}]_0^2$$

Hem de calcular les concentracions de Pb^{2+} i de I^{-} just en el moment de la mescla.

$$[\text{Pb}^{2+}]_0 = (0,15 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2/\text{L}) (1 \text{ mol Pb}^{2+} / 1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2) (0,25 \text{ L}) / (0,50 \text{ L}) = 0,075 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}^{-}]_0 = (0,15 \text{ mol KI/L}) (1 \text{ mol I}^{-} / 1 \text{ mol KI}) (0,25 \text{ L}) / (0,50 \text{ L}) = 0,075 \text{ mol/L}$$

$$Q_{ps} = (0,075) (0,075)^2 = 4,21875 \times 10^{-4}$$

$$Q_{ps} = 4,2 \times 10^{-4} > K_{ps} = 7,9 \times 10^{-9} \Rightarrow \text{precipita PbI}_2$$

- b) Expliqueu quin procediment seguiríeu al laboratori, esmenteu quins materials utilitzaríeu i feu els càlculs necessaris per preparar la dissolució aquosa, abans esmentada, de iodur de potassi a partir del producte sòlid.**

S'han de preparar 0,25 L de dissolució aquosa de KI de concentració 0,15 M.

$$(0,15 \text{ mol KI/L}) (0,25 \text{ L}) (166 \text{ g KI} / 1 \text{ mol KI}) = 6,225 \text{ g KI}$$

Material i reactius: balança digital, vidre de rellotge, espàtula, vas de precipitats de 250 mL, vareta de vidre, matràs aforat de 250 mL, comptagotes, flascó amb aigua destil·lada i iodur de potassi.

Procediment experimental:

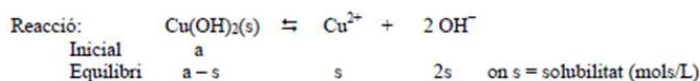
- Tarem un vidre de rellotge i pesem en una balança digital 6,225 g de KI.
- Agafem un vas de precipitats de 250 mL, hi posem uns 200 mL d'aigua destil·lada i a poc a poc hi afegim el iodur de potassi remenant amb una vareta fins a dissolució.
- Ho passem a un matràs aforat de 250 mL. Passem una mica d'aigua destil·lada pel vas de precipitats per recollir les possibles restes que hagin quedat de KI i ho afegim al matràs aforat.
- A poc a poc acabem d'afegir aigua destil·lada fins a la línia d'enrasament (les últimes gotes amb un comptagotes per no passar-nos de la línia d'aforament).
- Ho passem a una ampolla neta de vidre, tapem i remenem per homogeneïtzar la dissolució i etiquetem amb la fórmula de la dissolució, la seva concentració i la data de preparació.

Dades: Masses atòmiques relatives: K = 39; I = 127. Constant del producte de solubilitat del PbI_2 a 25 °C: $K_{ps} = 7,9 \cdot 10^{-9}$.

- 15. Les solucions parenterals són solucions farmacològiques que s'administren per mitjà d'una injecció. Quan s'utilitza en el tractament d'uns malalts determinats, aquesta solució ha de contenir oligoelements com, per exemple, l'ió Cu^{2+} ; en aquest cas, és molt important evitar la precipitació de l'hidroxid de coure(II) a la sang.**

- a) Escriu l'equilibri de solubilitat de l'hidròxid de coure(II) i calculeu-ne la solubilitat a 25 °C, expressada en mol·L⁻¹.

Formulació: hidròxid de coure(II) Cu(OH)₂



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

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:
 $K_{ps} = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$

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

$$s = (2,2 \times 10^{-20} / 4)^{1/3}$$

$$\Rightarrow s \text{ (solubilitat)} = 1,77 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

- b) Si el pH de la sang és 7,4, calculeu quina és la concentració màxima d'ions coure(II) que hi pot haver a la sang per evitar que precipiti l'hidròxid de coure(II).

Càlcul de la concentració d'OH⁻

$$\text{pH} = 7,4$$

$$\text{Si } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,4} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{Ionització de l'aigua: } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 3,98 \times 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = 2,51 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Càlcul de la concentració màxima de Cu²⁺ per evitar-ne la precipitació com a hidròxid de coure(II)

$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = K_{ps} / [\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,2 \times 10^{-20} / (2,51 \times 10^{-7})^2$$

$$\Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = 3,49 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Dades: Constant del producte de solubilitat de l'hidròxid de coure(II) a 25 °C: $K_{ps} = 2,2 \cdot 10^{-20}$. Constant d'ionització de l'aigua a 25 °C: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

16. Per mantenir les piscines en condicions acceptables per al bany es fan servir diferents productes químics. Així, per eliminar-ne la matèria orgànica i els agents patògens es pot utilitzar NaClO, i per controlar el creixement de les algues es fan servir sals solubles de coure(II), com ara el CuSO₄.

- a) Omplim una piscina amb 80 m³ d'aigua. Quin seria el pH de l'aigua de la piscina si hi afegíssim 149 g de NaClO? Supposeu que l'aigua era inicialment neutra i que el volum de l'aigua es manté en afegir-hi la sal.

Dades:

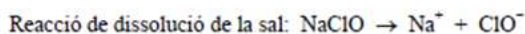
$$V = 80 \text{ m}^3 \times (1000 \text{ dm}^3 / 1 \text{ m}^3) \times (1 \text{ L} / 1 \text{ dm}^3) = 80000 \text{ L}$$

$$m = 149 \text{ g de NaClO}$$

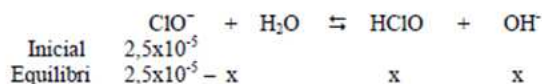
$$M(\text{NaClO}) = 23,0 + 35,5 + 16,0 = 74,5 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{mols de NaClO}) = 149 \text{ g NaClO} \times (1 \text{ mol NaClO} / 74,5 \text{ g NaClO}) = 2,0$$

$$\text{Concentració inicial de NaClO} = n / V = 2,0 / 80000 = 2,5 \times 10^{-5} \text{ M}$$



Reacció d'equilibri àcid – base de l'ió ClO^- :



$$K_b = [\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-]$$

$$3,3 \times 10^{-7} = [(x) \cdot (x)] / (2,5 \times 10^{-5} - x)$$

$$\text{Suposant que } 2,5 \times 10^{-5} - x \approx 2,5 \times 10^{-5}$$

$$\Rightarrow 3,3 \times 10^{-7} = x^2 / 2,5 \times 10^{-5}$$

$$x = (3,3 \times 10^{-7} \times 2,5 \times 10^{-5})^{1/2}$$

$$x = 2,87 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^-] = 2,87 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{Ionització de l'aigua: } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 2,87 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,48 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,48 \times 10^{-9})$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 8,5$$

- b) El pH d'una altra piscina és 7,2, un valor recomanat normalment per fer un ús eficient dels productes que hi afegim per mantenir l'aigua neta i lliure de microorganismes. Quina concentració màxima d'ions Cu^{2+} hi pot haver en aquesta piscina, si volem evitar que es produeixi la precipitació del $\text{Cu}(\text{OH})_2$ en afegir-hi una sal soluble de coure(II)?**

Càlcul de la concentració de OH^- :

$$\text{pH} = 7,2$$

$$\text{Si } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7,2} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$\text{Ionització de l'aigua: } K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 6,3 \cdot 10^{-8}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

Equilibri de solubilitat de l'hidròxid de coure(II):



$$K_{ps} = [\text{Cu}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Càlcul de la concentració màxima de Cu^{2+} per evitar la precipitació de l'hidròxid de coure(II)

$$[\text{Cu}^{2+}] = K_{ps} / [\text{OH}^-]^2$$

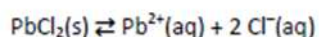
$$[\text{Cu}^{2+}] = 6,0 \cdot 10^{-20} / (1,6 \cdot 10^{-7})^2$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Dades: Supposeu que la temperatura és sempre 25 °C. L'hipoclorit de sodi, NaClO, és una sal soluble en aigua. Masses atòmiques relatives: O = 16,0; Na = 23,0; Cl = 35,5. Constant de basicitat de l'ió hipoclorit (ClO^-) a 25 °C: $K_b = 3,3 \cdot 10^{-7}$. Constant d'ionització de l'aigua a 25 °C: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$. Constant del producte de solubilitat del $\text{Cu}(\text{OH})_2$ a 25 °C: $K_{ps} = 6,0 \cdot 10^{-20}$.

- 1 . Un consum massa elevat de plom pot provocar la malaltia anomenada *saturnisme*, que genera anèmia en el malalt perquè el plom a la sang bloqueja la síntesi de l'hemoglobina. A les aigües potables, la concentració màxima permesa de l'ió Pb^{2+} és 0,05 mg L^{-1} .

- a) Escriviu l'equilibri de solubilitat del clorur de plom(II) i calculeu la solubilitat d'aquest compost en aigua a 25 °C, expressada en g L^{-1} .

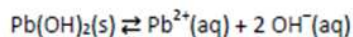


$$K_{ps} \text{ PbCl}_2 = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = (s) (2s)^2 = 4s^3$$

$$\text{Llavors, } s = (K_{ps} / 4)^{1/3} = (1,6 \times 10^{-5} / 4)^{1/3} = 1,587401059 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$(1,587401059 \times 10^{-2} \text{ mol/L}) (278,2 \text{ g} / 1 \text{ mol}) = 4,416149746 \text{ g/L} \quad s = 4,42 \text{ g/L}$$

- b) A partir de quin pH precipitarà, a 25 °C, l'hidròxid de plom(II) en una aigua potable que tingui la concentració màxima permesa de l'ió Pb^{2+} ?



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = (K_{ps} / [\text{Pb}^{2+}])^{1/2}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = (0,05 \text{ mg Pb}^{2+} / \text{L}) (1 \text{ g} / 1000 \text{ mg}) (1 \text{ mol} / 207,2 \text{ g}) = 2,413127413 \times 10^{-7}$$

$$[\text{OH}^-] = (1,2 \times 10^{-15} / 2,413127413 \times 10^{-7})^{1/2} = 7,051808279 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} / 7,051808279 \times 10^{-5} = 1,418075989 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,418075989 \times 10^{-10}) = 9,8483 \quad \text{pH} > 9,85$$

Dades: Masses atòmiques relatives: Pb = 207,2; Cl = 35,5. Constant d'autoionització de l'aigua a 25 °C: $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$. Constants del producte de solubilitat a 25 °C: $K_{ps}(\text{PbCl}_2) = 1,6 \cdot 10^{-5}$; $K_{ps}(\text{Pb}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-15}$.

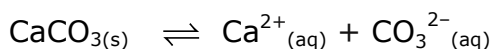
18. Les aigües dures són un problema en les llars ja que es formen compostos insolubles que provoquen avaries en conduccions i aparells electrodomèstics.

Dades: $K_{ps}(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$

Massa atòmica del Ca = 40,08 g/mol

- a) Si l'aigua analitzada conté 50 mg/L de Ca^{2+} , quina és la concentració de CO_3^{2-} necessària per precipitar CaCO_3 ?

Podem establir l'equilibri següent:



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

$$4,8 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

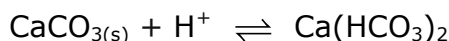
$$\frac{0,050 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{40,08 \text{ g Ca}^{2+}} = 1,2475 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$4,8 \cdot 10^{-9} = [1,2475 \cdot 10^{-3}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 3,85 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

- b) Expliqueu alguna manera de dissoldre aquest precipitat de CaCO_3 i com es podria aplicar a les llars.

L'ió carbonat en dissolució en presència d'àcids forma l'hidrogen carbonat de calci, que és una substància força soluble.



A casa es pot fer aplicant vinagre o suc de llimona als llocs amb incrustació de CaCO_3 . El sulfumant és més eficaç, però cal anar amb cura, perquè és una dissolució d'àcid clorhídric.

Prepara't per a la universitat

1. 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 mg L^{-1} .

Dades: Masses atòmiques relatives: $F = 19,0$; $Ca = 40,0$. Constant del producte de solubilitat: $K_{ps}(CaF_2) = 3,2 \times 10^{-11}$.

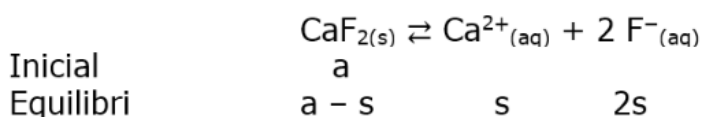
- a) Supposeu que l'aigua de consum domèstic conté ions fluorur només a causa de la solubilització del mineral fluorita (fluorur de calci, CaF_2). Escriviu l'equació de l'equilibri de solubilitat de la fluorita i raoneu, quantitativament, si la concentració d'ions fluorur en aquesta aigua serà superior o inferior a la concentració màxima recomanada.

Equació de l'equilibri de solubilitat de la fluorita (CaF_2)



Cal indicar que el fluorur de calci (reactiu) es troba en forma sòlida ("s").

Calculem la solubilitat de la fluorita en aigua:



on s = solubilitat (mol/L)

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

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior: $K_{ps} = (s) \cdot (2s)^2 = 4s^3$

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

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

Calculem la concentració de F^- en equilibri en aquesta aigua:

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

- b) L'aigua de consum domèstic d'un municipi és dura, ja que conté 50 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.

Reacció de solubilitat del CaF_2 : $\text{CaF}_{2(s)} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{F}^{-}_{(aq)}$

Perquè saber que 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:

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

$$[\text{Ca}^{2+}]^0 = 1,250 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$[\text{F}^{-}]^0 = 7,895 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Càlcul de Q

$$Q = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2$$

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

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

Comparació entre K_{ps} i Q

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

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

Precipitaria CaF_2 si $Q > K_{ps}$. Com que $Q < K_{ps}$, no es formarà precipitat de fluorur de calci.

- 2. I nitrat de plata és un sòlid cristal·lí de color blanc que té moltes aplicacions en fotografia i en la indústria química, i que també s'utilitza com a antisèptic. I catió plata forma sals insolubles amb molts anions. La formació dels precipitats de clorur de plata, bromur de plata i iodur de plata és la base de la determinació d'aquests anions en aigua mitjançant una valoració de precipitació.**

Dades: Constants del producte de solubilitat a 25 °C:

K_{ps} (clorur de plata) = $1,8 \cdot 10^{-10}$; K_{ps} (bromur de plata) = $7,7 \cdot 10^{-13}$;
 K_{ps} (iodur de plata) = $8,7 \cdot 10^{-17}$. Masses atòmiques relatives:
 $\text{Ag} = 107,87$; $\text{Cl} = 35,50$.

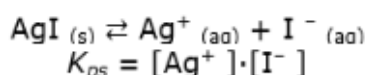
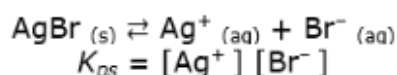
Nota: Considereu negligible l'increment de volum de la dissolució de nitrat de plata en afegir la dissolució de l'ió iodur i l'ió bromur.

- a) Tenim 25 mL d'una dissolució de nitrat de plata $0,001 \text{ mol L}^{-1}$ i hi afegim una dissolució que conté els anions bromur i iodur. Calcula quina serà la concentració de cada un d'aquests anions quan comenci la precipitació de la sal insoluble corresponent. Quin serà l'ordre de precipitació? Justifica la resposta.**

Primerament cal posar les fórmules correctament:

- Nitrat de plata: AgNO_3
- Clorur de plata: AgCl
- Bromur de plata: AgBr
- Iodur de plata: AgI

Calculem la concentració de Br^- , I^- . Els equilibris de les dues sals insolubles són:



Tenint en compte els valors del K_{DS} , calculem la concentració de cada ió a l'equilibri, sabent que si $Q_{DS} > K_{DS}$ es formarà precipitat i si $Q_{DS} < K_{DS}$ no es formarà precipitat de AgBr ni de AgI .

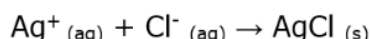
Ió bromur: $K_{DS} = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 7,7 \times 10^{-13}$
 $[\text{Br}^-] = K_{DS} [\text{Ag}^+] = 7,7 \times 10^{-13} \cdot 0,001 \text{ M} = 7,7 \times 10^{-16} \text{ M}$
 Perquè $\downarrow \text{AgBr}$, $Q_{DS} > K_{DS} \Rightarrow [\text{Br}^-] > 7,7 \times 10^{-16} \text{ M}$

Ió iodur: $K_{DS} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 8,7 \times 10^{-17}$
 $[\text{I}^-] = K_{DS} [\text{Ag}^+] = 8,7 \times 10^{-17} \cdot 0,001 \text{ M} = 8,7 \times 10^{-20} \text{ M}$
 Perquè $\downarrow \text{AgI}$, $Q_{DS} > K_{DS} \Rightarrow [\text{I}^-] > 8,7 \times 10^{-20} \text{ M}$

Pel que a l'ordre de precipitació serà funció de la concentració d'ió necessària per obtenir el precipitat $\text{AgX} \downarrow$ corresponent a cada ió. La concentració d'ió iodur és menor que la concentració d'ió bromur. Per tant, precipitarà primer el AgI i després el AgBr . $\Rightarrow [\text{I}^-] < [\text{Br}^-]$; primer precipitarà I^- a (AgI) i després Br^- (AgBr).

- b) Per determinar el contingut d'anió clorur en 25 mL d'una mostra d'aigua de l'estany de Banyoles, fem una valoració amb una dissolució de nitrat de plata 0,01 M. Es consumeixen 30 mL d'aquesta dissolució per aconseguir la precipitació completa de l'anió clorur com a clorur de plata. Quina és la concentració d'anió clorur en g L⁻¹ en aquesta aigua? Calcula la solubilitat molar del clorur de plata a 25 °C.**

La reacció de precipitació del AgCl és:



Càlcul de $[\text{Cl}^-]$: $[\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ M}$
 $V_{\text{Ag}^+} = 30,0 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$
 $V_{\text{mostra}} (\text{Cl}^-) = 25,0 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$

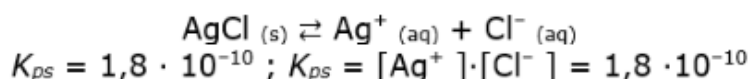
A partir de la reacció igualada o indicant que l'estequiometria és 1 a 1, es pot calcular la concentració d'ió clorur com:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+] \times V_{\text{Ag}^+} &= [\text{Cl}^-] \times V_{\text{Cl}} \\ 0,01 \text{ M Ag}^+ \times 0,030 \text{ L} &= [\text{Cl}^-] \times 0,025 \text{ L} \\ [\text{Cl}^-] &= 0,01 \text{ M} \times 0,030 \text{ L} / 0,025 \text{ L} = 0,012 \text{ M} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = 0,012 \text{ M} \end{aligned}$$

Fem un canvi d'unitats:

$$0,012 \text{ M Cl} \times 35,5 \text{ g Cl} / 1 \text{ mol Cl}^- = 0,426 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = 0,426 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Per determinar la solubilitat del AgCl, sabem que les concentracions d'ambdós ions són determinades per l'equilibri:



En l'equilibri, les concentracions d'ambdós ions seran les mateixes:

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+] &= [\text{Cl}^-] = s \\ K_{ps} = s^2 &= 1,8 \cdot 10^{-10} \Rightarrow s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M} \end{aligned}$$

Per tant, la solubilitat del AgCl és $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

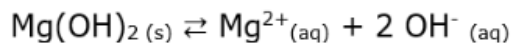
3. La reacció en cadena de la polimerasa (coneguda com a PCR) és una tècnica de biologia molecular que consisteix a sintetitzar moltes vegades un fragment de DNA utilitzant una polimerasa (enzim) que pot treballar a temperatures elevades. Quan fem una reacció de PCR, barregem en un tub d'assaig diferents ingredients, com, per exemple, la polimerasa i el DNA de l'organisme que volem estudiar, i, a més a més, fixem un pH i una concentració d'ions Mg^{2+} perquè l'enzim treballi adequadament.

Dades: Masses atòmiques relatives: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{Cl} = 35,5$. Producte de solubilitat de l'hidròxid de magnesi: $K_{ps} = 1,10 \cdot 10^{-12}$; Constant d'ionització de l'aigua: $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

- a) Suposem que en el tub on efectuem una PCR treballem amb una solució de MgCl_2 $5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$ i un pH fix de 8,3. Digues, a partir dels càlculs necessaris, si en aquestes condicions l'hidròxid de magnesi precipita i justifica la resposta.

Formulem l'hidròxid de magnesi: $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Escrivim la reacció de solubilitat del $\text{Mg}(\text{OH})_2$:



El producte de solubilitat de l'hidròxid de magnesi es pot escriure com:

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Per precipitar, el valor Q ha de ser superior a la K_{ps} : Precipitació $\Rightarrow Q > K_{ps}$

Concentració de $\text{Mg}^{2+} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2 / \text{L} \times (1 \text{ mol Mg}^{2+} / 1 \text{ mol MgCl}_2) = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol Mg}^{2+} / \text{L}$ $[\text{Mg}^{2+}] = 5,0 \times 10^{-3} \text{ M}$

Concentració de OH^- : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

Si $\text{pH} = 8,3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,3} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,01 \times 10^{-9} \text{ M}$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

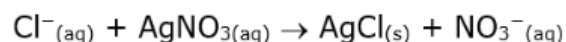
$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14} / 5,01 \times 10^{-9} [\text{OH}^-] = 1,996 \times 10^{-6} \text{ M}$

Calculem $Q = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = (5,0 \times 10^{-3}) \cdot (1,996 \times 10^{-6})^2$ $Q = 1,99 \times 10^{-14}$

A partir de la dada $K_{ps} = 1,10 \times 10^{-12}$, comparem i veiem que $Q < K_{ps} \Rightarrow$ No precipitarà l'hidròxid de magnesi

- b) Per determinar la puresa dd'una mostra que conté $\text{MgCl}_{2(\text{s})}$, podem efectuar una valoració de precipitació de l'ió clorur amb una solució de nitrat de plata: $\text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{AgNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl} (\text{s}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$. Pesem 0,6255 g de mostra i la dissolem en aigua fins a obtenir 100 mL de solució. En valorar 10 mL d'aquesta solució, hem necessitat 8,3 mL de nitrat de plata 0,1550 M per arribar al punt final de la valoració. Quina és la puresa de la mostra, expressada com a percentatge en massa de MgCl_2 ?**

Reacció de valoració:



Calculem els mols de Cl^- (en els 10 mL de mostra valorats) AgNO_3

$V (\text{gastat}) = 8,3 \text{ mL} = 0,0083 \text{ L}$ $0,0083 \text{ L} \times (0,1550 \text{ mol} / \text{L}) = 1,2865 \times 10^{-3} \text{ mol de AgNO}_3 \text{ gastats}$

Estequiometria de la reacció de valoració: 1 a 1 mol de AgNO_3 gastats = mol inicials de Cl^- , i mol inicials de $\text{Cl}^- = 1,2865 \times 10^{-3}$ (en els 10 mL)

Calculem els mols de Cl^- , en els 100 mL (en tota la mostra) $100 \text{ mL} \times (1,2865 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}^- / 10 \text{ mL}) = 1,2865 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}^-$

Calculem la massa de MgCl_2 que hi ha a la mostra

Massa molecular (clorur de magnesi) = $(1 \times 24,3) + (2 \times 35,5) = 95,3$
 g/mol $1,2865 \times 10^{-2} \text{ mol Cl}^- \times (1 \text{ mol MgCl}_2 / 2 \text{ mol Cl}^-) \times (95,3 \text{ g MgCl}_2 / 1 \text{ mol MgCl}_2) = 0,6130 \text{ g MgCl}_2$

Calculem la puresa de la mostra, amb la dada massa mostra = 0,6225 g

Puresa = $(\text{massa de MgCl}_2 / \text{massa mostra}) \times 100$ Puresa = $(0,6130 / 0,6255) / 100$; Puresa = 98,0 %

4. Els halurs de plata precipitats en forma de cristalls molt fins s'utilitzen en plaques i pel·lícules fotogràfiques, ja que són molt sensibles a la llum. Disposem de 100 mL d'una solució que conté els anions clorur, bromur i iodur, cadascun en la mateixa concentració 0,1 M. Hi afegim una solució molt concentrada de catió plata, lentament i amb agitació contínua. Les sals d'halur de plata, que són el clorur de plata, el bromur de plata i el iodur de plata, tenen molt baixa solubilitat i precipiten a mesura que augmenta la concentració del catió.

Dades: Productes de solubilitat: K_{ps} (clorur de plata) = $1,8 \cdot 10^{-10}$;

K_{ps} (bromur de plata) = $7,7 \cdot 10^{-13}$; K_{ps} (iodur de plata) = $8,3 \cdot 10^{-17}$.

Nota: considereu negligible l'augment de volum en afegir la solució del catió.

- a) Calcula a quina concentració del catió plata comencen a precipitar les tres sals d'halur de plata. Justifica l'ordre de precipitació de les tres sals.

Inicialment formulem:

- Clorur de plata: AgCl
- Bromur de plata: AgBr
- Iodur de plata: AgI

L'equació de solubilitat es poden escriure (X anió halògen):

$$K_{ps} (\text{AgX}) = [\text{Ag}^+] [\text{X}^-]$$

Donada la mateixa concentració d'anió $[X] = 0,1 \text{ M}$, la concentració mínima del catió per precipitar el corresponent halur de plata es pot simplificar:

$$[\text{Ag}^+] = K_{ps} (\text{AgX}) / 0,1$$

K_{ps} : clorur de plata $1,8 \times 10^{-10}$; bromur de plata $7,7 \times 10^{-13}$; iodur de plata $8,3 \times 10^{-17}$

Pels tres anions:

- Clorur: $[\text{Ag}^+] = 1,8 \times 10^{-10} / 0,1 = 1,8 \times 10^{-9} \text{ M}$
- Bromur: $[\text{Ag}^+] = 7,7 \times 10^{-13} / 0,1 = 7,7 \times 10^{-12} \text{ M}$
- Iodur: $[\text{Ag}^+] = 8,3 \times 10^{-17} / 0,1 = 8,3 \times 10^{-16} \text{ M}$

El iodur de plata necessita menys concentració de plata per precipitar, per tant precipitarà primer; a continuació precipitarà el bromur de plata i finalment ho farà el clorur de plata.

b) Com es veurà afectat l'equilibri de solubilitat de les tres sals si hi afegim una solució molt concentrada de clorur de sodi després de l'addició del catió plata?

Inicialment cal formular el Clorur de sodi: NaCl

Abans d'afegir clorur de sodi, la dissolució conté els següents ions: H^+ , OH^- , Ag^+ , Cl^- , Br^- , i l'addició de clorur sòdic incorpora els ions Na^+ i Cl^- .

El catió sodi podria reaccionar amb els halurs, però les sals d'halurs de sodi, com el NaCl , NaBr i NaI , presenten una alta solubilitat, per tant no precipiten. El catió sodi no reacciona amb l'anió hidroxil, perquè aquest últim és una base molt forta. L'anió clorur no reacciona amb el protó, perquè aquest últim és un àcid molt fort.

L'anió clorur només pot interferir l'equilibri de solubilitat del clorur de plata:

$$[\text{Ag}^+] = K_{ps} (\text{AgCl}) / [\text{Cl}^-]$$

A l'augmentar la concentració de clorur, la concentració mínima necessària de catió plata per què precipiti el clorur de plata disminueix, per tant afavorim la precipitació de clorur de plata.

5. La duresa és una qualitat de l'aigua relacionada amb el contingut en dissolució de cations alcalinoterris, principalment calci i magnesi. Un efecte de la duresa de l'aigua s'observa en les incrustacions de sals de carbonat que es produeixen dintre dels dipòsits que contenen aigua calenta.

Dades: K_{ps} (carbonat de calci) = $4,50 \cdot 10^{-9}$ (a 25 °C), K_{ps} (carbonat de magnesi) = $3,50 \cdot 10^{-8}$ (a 25 °C). Masses atòmiques relatives: H = 1; C = 12; O = 16; Mg = 24,3; Ca = 40,1.

- a) Quina és la solubilitat molar de les sals de carbonat de calci i de carbonat de magnesi a 25 °C? Quan la concentració de carbonat és $11,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, a partir de quina concentració de calci (en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$) precipita el carbonat de calci? A partir de quina concentració de magnesi (en $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$) precipita el carbonat de magnesi?

Primerament formulem:

- Carbonat de calci CaCO_3
- Carbonat de magnesi MgCO_3

Solubilitat màxima. Les equacions de solubilitat es poden escriure:

- $K_{ps} (\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4,50 \times 10^{-9}$
- $K_{ps} (\text{MgCO}_3) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 3,50 \times 10^{-8}$

Per als dos metalls i donada l'estequiometria 1:1 d'ambdues sals, l'equació de solubilitat es pot simplificar: $K_{ps} = S \cdot S$. Per tant, la solubilitat del metall (S) es pot calcular: $S = (K_{ps})^{1/2}$

- $S (\text{Ca}^{2+}, \text{CaCO}_3) = (4,5 \times 10^{-9})^{1/2} = 6,71 \times 10^{-5} \text{ M}$
- $S (\text{Mg}^{2+}, \text{MgCO}_3) = (3,5 \times 10^{-8})^{1/2} = 1,87 \times 10^{-4} \text{ M}$

Precipitació:

La concentració molar de carbonat:

$$11,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \text{CO}_3^{2-} \times (1 \text{ g} / 103 \text{ mg}) \times (1 \text{ mol CO}_3^{2-} / 60 \text{ g CO}_3^{2-}) = 1,92 \times 10^{-4} \text{ M CO}_3^{2-}$$

La solubilitat (M) de cada metall amb aquesta concentració de carbonat:

- $[\text{Ca}^{2+}] = K_{ps} (\text{CaCO}_3) / 1,92 \times 10^{-4} = 2,34 \times 10^{-5} \text{ M Ca}^{2+}$
- $[\text{Mg}^{2+}] = K_{ps} (\text{MgCO}_3) / 1,92 \times 10^{-4} = 1,82 \times 10^{-4} \text{ M Mg}^{2+}$

La solubilitat (mg/L) de cada metall:

- $[\text{Ca}^{2+}] = 2,34 \times 10^{-5} \text{ mols/L Ca}^{2+} \times (40,1 \text{ g/mol}) \times (103 \text{ mg} / 1 \text{ g}) = 0,94 \text{ mg/L Ca}^{2+}$
- $[\text{Mg}^{2+}] = 1,82 \times 10^{-4} \text{ mols/L Mg}^{2+} \times (24,3 \text{ g/mol}) \times (103 \text{ mg} / 1 \text{ g}) = 4,44 \text{ mg/L Mg}^{2+}$

Quan la concentració de carbonat és $11,5 \text{ mg/L}$:

- A concentracions de calci superiors a $0,94 \text{ mg/L}$, el carbonat de calci precipita.
- A concentracions de magnesi superiors a $4,44 \text{ mg/L}$, el carbonat de magnesi precipita.

- b) Com es veurà afectat l'equilibri de solubilitat de les sals de carbonat a causa d'una disminució del pH del medi? Justifica la idoneïtat d'eliminar les incrustacions de sals de carbonat amb vinagre.**

Els ions involucrats en els equilibris de solubilitat són: Ca^{2+} , Mg^{2+} , CO_3^{2-} . En general M^{2+} representa el metall:



Una disminució del pH del medi és conseqüència d'un augment de la concentració de H^+ . Els cations Ca^{2+} , Mg^{2+} no tenen propietats bàsiques per poder reaccionar amb els H^+ . Però l'anió CO_3^{2-} reacciona amb els H^+ :

- $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{HCO}_3^-$
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ També és vàlid: $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

Una disminució del pH comportarà que els H^+ reaccionin amb els CO_3^{2-} , que són els productes de l'equilibri 1 (eq.1), en conseqüència l'equilibri es desplaçarà cap a la dreta i, per tant, disminuiran els reactius $\text{MCO}_3(\text{s})$.

Afegir vinagre equival a posar en contacte els carbonats de calci i magnesi amb una dissolució aquosa d'àcid acètic, que estarà en equilibri amb una certa quantitat de H^+ . Aquesta mesura és adequada atès que el vinagre dissol els carbonats.

Desenvolupa les teves competències

L'aigua, un bé escàs

Resposta suggerida

Breu informació adicional

Article del diari ARA 22 de març de 2023

El problema de l'aigua: de Catalunya al món

"La sobreexplotació de l'aigua, sumada a la contaminació i als efectes cada cop més devastadors de la crisi climàtica, que està portant extenses àrees del planeta a situacions extremes de sequera o d'inundacions, ens situa davant d'un "risc imminent d'una crisi mundial de l'aigua", segons un informe de l'ONU publicat aquest dimecres 22 de març de 2023.

La consciència popular sobre l'aigua i el medi ambient en general ha crescut molt, però està costant molt, massa, traduir l'alarma en fets, tant en el terreny polític com en l'econòmic, necessàriament vinculats.

S'ha trigat gairebé mig segle a tornar a convocar una cimera de les Nacions Unides sobre l'aigua.

I mentre això ens passa aquí, què s'està debatent i decidint a escala mundial? Fins divendres té lloc a Nova York la Conferència de les Nacions Unides sobre l'Aigua. L'última cita d'aquest tipus va ser l'any 1977. Gairebé mig segle, unes dècades durant les quals els recursos hídrics del planeta, tal com ens passa a Catalunya, han disminuït acceleradament. En l'actualitat, la meitat de la població mundial (3500 milions de persones) pateix "escassetat d'aigua durant almenys un mes a l'any". I si no s'actua per evitar-ho, l'any 2050, segons les previsions, entre 1700 i 2400 milions de persones patiran per manca d'aigua de manera habitual (ara això els passa a 930 milions).

Tot això suposa un problema sanitari i mediambiental immens, però també econòmic: tant des del punt de vista del negoci (amb grans pèrdues econòmiques) com des del punt de vista social (amb noves formes de pobresa vinculades a l'estrès hídric). No hi ha gairebé cap país del món que s'escapi dels problemes amb l'aigua. Ni del perill, per tant, de futures guerres de l'aigua. De la capacitat de concertació i ambició dels compromisos que es marquin a la Conferència de l'Aigua de Nova York, i de la voluntat dels governs del món per implementar-los, en depèn el futur col·lectiu.