Química

Solubilitat, Precipitació

Solucions · 61 exercicis

Proves d'accés a la universitat (PAU) de Catalunya. Ordenats del més recent al més antic.
Retalls dels exàmens i pautes oficials (selecat.cat / universitats.gencat.cat).

1. PAU 2026 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 2

Exercici 2.1 [1,25 punts]

- **Reacció redox entre Fe^{2+} i Ce^{4+}**

Tenint en compte els potencials estàndard de reducció que es donen a l'exercici per a Fe^{2+} i Ce^{4+}, aquestes espècies es transformen per reacció redox en Fe^{3+} i Ce^{3+}. Per tant:

Semireacció de reducció: $Ce^{4+}_{(aq)} + 1\ e^- \rightarrow Ce^{3+}_{(aq)}$

[0,20 punts]

Semireacció d'oxidació: $Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + 1\ e^-$

[0,20 punts]

Reacció redox global: $Ce^{4+}_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ce^{3+}_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)}$

[0,20 punts]

El reductor d'aquesta reacció són els ions Fe^{2+}, ja que són l'espècie que s'oxida aportant electrons perquè es redueixin els ions Ce^{4+}.

[0,10 punts]

L'oxidant d'aquesta reacció són els ions Ce^{4+}, ja que són l'espècie que es redueix acceptant els electrons subministrats pels ions Fe^{2+} en oxidar-se.

[0,10 punts]

- **Espontaneïtat de la reacció redox**

L'espontaneïtat d'una reacció redox es pot avaluar sobre la base del seu potencial redox estàndard (E°_{redox}) segons el criteri següent:

$$E^\circ_{redox} > 0 \Rightarrow \text{reacció espontània a condicions estàndard}$$

[0,15 punts]

I E°_{redox} es pot calcular a partir dels valors tabulats dels potencials de reducció de les espècies implicades (E°_{red}) segons l'equació:

$$E^\circ_{redox} = E^\circ_{red,\text{semireacció de reducció}} - E^\circ_{red,\text{semireacció d'oxidació}}$$

[0,15 punts]

Utilitzant els valors donats a l'exercici per a $E^\circ_{red,Ce^{4+}/Ce^{3+}}$ i $E^\circ_{red,Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ a 25 ºC:

$$E^\circ_{redox} = E^\circ_{red,Ce^{4+}/Ce^{3+}} - E^\circ_{red,Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 1{,}44 - 0{,}77 = 0{,}67\ V > 0$$

Segons aquest càlcul, la reacció redox entre Fe^{2+} i Ce^{4+} serà espontània a condicions estàndard i 25 ºC.

[0,15 punts]

També es considerarà correcte arribar a la mateixa conclusió utilitzant com a criteri d'espontaneïtat que $E^\circ_{red,\text{semireacció de reducció}} > E^\circ_{red,\text{semireacció d'oxidació}}$.

Exercici 2.2 [1,25 punts]

- **Càlcul de la solubilitat del sulfur de ferro (II)**

  L'equilibri de solubilitat del sulfur de ferro (II) és:

  $$FeS_{(s)} \leftrightharpoons Fe^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

Concentracions inicials	0	0
Concentracions a l'eq.	x	x

  La concentració de sòlid dissolt quan s'arriba a l'equilibri és la solubilitat (s). Per tant, en el cas d'aquesta sal amb estequiometria 1:1 en què per cada mol de sòlid dissolt es forma un mol de cadascun dels ions Fe^{2+} i S^{2-}:

  $$x = [Fe^{2+}] = [S^{2-}] = s$$

  [0,30 punts]

  Aplicant aquestes identitats a l'equació del producte de solubilitat del sulfur de ferro (II):

  $$K_{ps} = [Fe^{2+}]\cdot[S^{2-}] = s\cdot s = s^2 = 8{,}00\cdot10^{-19} \Rightarrow s = \sqrt{K_{ps}} \Rightarrow s = 8{,}94\cdot10^{-10}\ M$$

  [0,35 punts]

- **Efecte de l'addició de sals a la solubilitat del sulfur de ferro (II)**

  - Addició de sulfur de sodi:

  El sulfur de sodi es dissol en aigua per donar ions Na^+ i S^{2-}:

  $$Na_2S_{(s)} \rightarrow 2\ Na^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

  Per tant, l'addició d'aquest compost augmentaria la concentració de sulfur, que és un dels productes de la reacció de solubilitat del sulfur de ferro. Segons el principi de Le Châtelier, per tal d'esmorteir aquest efecte, l'equilibri de solubilitat del FeS respondria induint la precipitació de més sulfur de ferro i disminuint així la concentració d'ions sulfur al medi. És a dir, la solubilitat del FeS disminuiria en lloc d'augmentar.

  [0,30 punts]

  - Addició de nitrat de plata:

  El nitrat de plata es dissol en aigua per donar ions Ag^+ i NO_3^-, sense aportar cap ió comú a la reacció de solubilitat del FeS:

  $$AgNO_{3\,(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

  Ara bé, l'addició de nitrat de plata aporta ions Ag^+, que poden reaccionar amb els ions sulfur per donar sulfur de plata (Ag_2S), que és una sal encara més insoluble en aigua (K_{ps} (Ag_2S) = $8{,}00\cdot10^{-51}$).

  $$Ag_2S_{(s)} \leftrightharpoons 2\ Ag^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

  Per tant, els ions plata reaccionarien amb el sulfur, fent precipitar el Ag_2S. Això faria desaparèixer els anions sulfur del medi, afavorint que l'equilibri de solubilitat del sulfur de ferro es desplacés cap a la formació de més productes pel principi de Le Châtelier. És a dir, s'afavoriria la dissolució de FeS, augmentant-ne la solubilitat.

  [0,30 punts]

Pregunta 7a

Càlcul de la solubilitat del iodur de plom (II)

Equilibri de solubilitat del iodur de plom(II):

$$PbI_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq$$

$$s \qquad\qquad 2\ s$$

[0,25 p]

Es calcula la solubilitat:

Kps (PbI2) = [Pb2+] [I-]2 = 7,9 x 10-9

Kps (PbI2) = [s] [2 s]2 = 4 s3

Kps (PbI2) = 7,9 x 10-9 = 4 s3

[0,30 p]

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

[0,30 p]

Comparació solubilitat de PbI2 en aigua vs. una solució de NaI

El NaI aporta ions iodur a la solució llavors si dissolem el PbI_2 en un solució de NaI, s'ha addicionat ions iodur (I^-), estem afegint un ió comú (efecte de l'ió comú), això farà que $Q_s > K_{ps}$:

$$Q_s\ (PbI_2) = [Pb^{2+}]\ [I^-]^2 \ \text{ i } \ Q_s > K_{ps}$$

⇒ 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_2 i augmentant la quantitat de sòlid, per tant, disminuirà la solubilitat del PbI_2.

⇒ La solubilitat del PbI_2 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 x 10^{-4} M

$KI(s) \rightleftarrows K^+(aq) + I^-(aq) \Rightarrow [I^-] = 2{,}0 \times 10^{-4}$ M

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

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

[0,35 p]

Dues solucions d'igual concentració KI i KCl

Solució 1: KI

$KI(s) \rightleftarrows K^+(aq) + I^-(aq)$

En afegir Pb^{2+}: $PbI_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$ $K_{ps} = 7{,}9 \times 10^{-9}$

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

[0,15 p]

Solució 2: KCl

$KCl(s) \rightleftarrows K^+(aq) + Cl^-(aq)$

En afegir Pb^{2+}: $PbCl_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ $K_{ps} = 1{,}7 \times 10^{-5}$

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

[0,15 p]

Justificació

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

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

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

[0,20 p]

Comparant,

$$\Rightarrow [Pb^{2+}]_{solució\ 1} = \frac{Kps\ (PbI_2)}{[I^-]^2} \quad < \quad [Pb^{2+}]_{solució\ 2} = \frac{Kps\ (PbCl_2)}{[Cl^-]^2}$$

[0,20 p]

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

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

[0,20 p]

- *Es considerarà correcte si diuen que les dues sals són del tipus 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 $[I^-]=[Cl^-]$ i el $K_{ps}(PbI_2) < K_{ps}(PbCl_2)$, serà més soluble el $PbCl_2$ que el PbI_2. Per tant, la solució de KCl necessitarà una quantitat més gran de Pb^{2+} per a precipitar que la solució de KI.*

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

Pregunta 6a

Càlcul de la solubilitat del sulfat de bari

A partir de l'equilibri de solubilitat del sulfat de bari:

$$BaSO_4\ (s) \rightleftarrows Ba^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

$$s \qquad\qquad s$$

0,10 p.]

$K_{ps}\ (BaSO_4) = [Ba^{2+}]\ [SO_4^{2-}] = 1{,}1 \times 10^{-10}$

$K_{ps}\ (BaSO_4) = [s]\ [s] = 1{,}1 \times 10^{-10}$

[0,25 p.]

$s^2 = 1{,}1 \times 10^{-10} \quad \Rightarrow \quad$ **$s = 1{,}05 \times 10^{-5}$ M**

[0,20 p.]

Càlcul de la quantitat d'ió bari en 200 mL d'una solució saturada

Aquest càlcul es pot resoldre per factors de conversió (a) o per factors successius (b).

(a) Per factors de conversió:

La solubilitat del $BaSO_4$ és d'$1{,}05 \times 10^{-5}$ mol L^{-1}. Per tant, en 200 mL (0,20 L) de solució saturada hi ha:

$$0{,}20\ L\ solució\ saturada \frac{1{,}05\ x\ 10^{-5} mol\ BaSO_4}{1\ L} \frac{1\ mol\ Ba^{2+}}{1\ mol\ BaSO_4} \frac{137{,}3\ g}{1\ mol\ Ba^{2+}} \frac{1000\ mg}{1\ g} =$$

$$= 0{,}288\ mg\ Ba^{2+}$$

⇒ En **200 mL** d'una **solució saturada de $BaSO_4$** hi ha **0,288 mg d'ió bari**.

[0,70 p.]

(b) Per factors successius:

En 200 mL (0,20 L) d'aigua només se solubilitzaran $2{,}1 \times 10^{-6}$ mols $BaSO_4$. Per tant, només hi hauran dissolts $2{,}1 \times 10^{-6}$ mols $Ba^{2+}(aq)$:

$$0{,}20\ L\ solució\ saturada \frac{1{,}05\ x\ 10^{-5} mol\ BaSO_4}{1\ L} \frac{1\ mol\ Ba^{2+}}{1\ mol\ BaSO_4} = 2{,}1\ x\ 10^{-6}\ mol\ Ba^{2+}$$

[0,35 p.]

Si transformen mols d'ió bari en mg d'ió bari, s'obté:

$$2{,}1\ x\ 10^{-6}\ mol\ Ba^{2+} \frac{137{,}3\ g}{1\ mol\ Ba^{2+}} \frac{1000\ mg}{1\ g} = 0{,}288\ mg\ Ba^{2+}$$

⇒ En **200 mL** d'una **solució saturada de $BaSO_4$** hi ha **0,288 mg d'ió bari.**

[0,35 p.]

Problema 6b

Addició de sulfat de sodi

Q_s ($BaSO_4$) = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}]

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

Si s'addiciona **sulfat de sodi** (Na_2SO_4), estem afegint l'ió comú (**SO_4^{2-}**), això farà que $Q_s > K_{ps}$.

Segons el principi de Le Châtelier, el sistema evolucionarà cap a **l'esquerra reduint la solubilitat de $BaSO_4$** i **augmentant la quantitat de sòlid**. Per tant, **disminuirà la quantitat de Ba^{2+} en solució**.

⇒ **Seria beneficiós** afegir sulfat de sodi **per a les persones al·lèrgiques al Ba^{2+}** perquè la **concentració d'ió bari serà menor**.

[0,50 p.]

Qui provoca més al·lèrgia: el sulfat de bari o el carbonat de bari?

Raonament 1. Càlcul de la solubilitat del carbonat de bari

$BaCO_3$ (s) ⇄ Ba^{2+} (aq) + CO_3^{2-} (aq)

s s

[0,10 p.]

K_{ps} ($BaCO_3$) = [Ba^{2+}] [CO_3^{2-}] = $3,2 \times 10^{-9}$

K_{ps} ($BaCO_3$) = [s] [s] = $3,2 \times 10^{-9}$

[0,25 p.]

$s^2 = 3,2 \times 10^{-9}$ ⇒ **$s = 5,65 \times 10^{-5}$ M**

[0,20 p.]

⇒ La concentració de l'ió Ba^{2+} en el carbonat de bari és $5,65 \times 10^{-5}$ M.

La concentració de l'ió Ba^{2+} en el sulfat de bari és $1,05 \times 10^{-5}$ M i la concentració de l'ió Ba^{2+} en el carbonat de bari és $5,65 \times 10^{-5}$ M.

⇒ El carbonat de bari serà més soluble en aigua. Per tant, hi haurà més ions Ba^{2+} en solució i provocarà més al·lèrgia.

[0,20 p.]

Raonament 2. Relació Kps i solubilitat

Les dues sals són del tipus AB amb estequiometria 1:1 i, per tant, la seva relació entre la K_{ps} i la solubilitat és la mateixa.

Així, el carbonat de bari, que té major K_{ps} serà més soluble en aigua i provocarà més al·lèrgia:

⇒ K_{ps} ↑ ⇒ $[Ba^{2+}]$ ↑ perquè són sals amb la mateixa estequiometria.

⇒ El carbonat de bari serà més soluble en aigua. Per tant, hi haurà més ions Ba^{2+} en solució i provocarà més al·lèrgia.

[0,75 p.]

4. PAU 2023 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 7

Pregunta 7a

Raonar, quantitativament, la possible dissolució del fosfat de calci

Càlcul de la solubilitat del fosfat de calci

Equilibri de solubilitat: (S és la solubilitat en mol/L)

$Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftarrows 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$

[0,3p]

Inicial	a		
Equilibri	a – S	3S	2S

L'expressió del producte de solubilitat és: $K_{ps} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$

[0,3 p]

D'aquí deduïm que: $K_{ps} = (3S)^3 \cdot (2S)^2 = 108\ S^5$
Aïllem: $S = (K_{ps} / 108)^{1/5} = (2{,}07 \times 10^{-33} / 108)^{1/5}$
$S = 1{,}1389 \times 10^{-7}$ mol·L^{-1}

⇒ **es poden dissoldre, com a màxim, $1{,}1389 \times 10^{-7}$ mol/L de fosfat de calci**

[0,3 p]

Calculem quina quantitat màxima podem dissoldre en 10,0 L:

Massa molecular fosfat de calci = (3 x 40,1) + (2 x 31,0) + (8 x 16,0) = 310,3 g/mol

10 L x ($1{,}1389 \times 10^{-7}$ mol / 1 L) x (310,3 g / 1 mol) x (1000 mg / 1 g) =
= 0,353 mg fosfat de calci

[0,2 p]

Comparació

Tenim 1,25 mg de fosfat de calci; aquest valor és superior a la quantitat màxima soluble en 10,0 L (**0,353 mg fosfat de calci**).

⇒ **no podem dissoldre 1,25 mg de fosfat de calci en 10,0 L d'aigua**

[0,15 p]

Pregunta 7b

$Ca_3(PO_4)_2(s)$ en contacte amb 10 mL de solució saturada.

Reacció de solubilitat: $Ca_3(PO_4)_2(s) \rightleftarrows 3\ Ca^{2+}(aq) + 2\ PO_4^{3-}(aq)$

Què succeeix en el tub 1: afegim $CaCl_2(aq)$

[0,35 p]

Afegim una sal que ens aporta més ions Ca^{2+}. La reacció de solubilitat es desplaçarà cap a l'esquerra (reactius) per arribar a un nou estat d'equilibri.

⇒ **observarem la formació de més precipitat de fosfat de calci.**

Què succeeix en el tub 2: afegim HCl(aq)

[0,3 p]

Afegim un àcid. Aquest reaccionarà amb l'ió fosfat (base feble) per formar hidrogenfosfat. Aquesta reacció desplaça l'equilibri de solubilitat del fosfat de calci cap a la dreta (solubilització).

Reacció (opcional): $PO_4^{3-}(aq) + HCl(aq) \rightarrow HPO_4^{2-}(aq) + Cl^-(aq)$

⇒ **observarem que es dissolt una part del fosfat de calci (o tot)**

Què succeeix en el tub 3: afegim EDTA(aq)

[0,3 p]

Afegim un reactiu (lligand EDTA) que forma un complex soluble amb l'ió Ca^{2+}. El reactiu reacciona amb l'ió calci i desplaça l'equilibri de solubilitat del fosfat de calci cap a la dreta (solubilització).

Reacció (opcional): $Ca^{2+}(aq) + R(aq) \rightarrow CaR^{2+}(aq)$
(*R = EDTA; la càrrega del complex depèn de la càrrega del reactiu)*

⇒ **observarem que es dissolt una part del fosfat de calci (o tot).**

Què succeeix en el tub 4: afegim aigua

[0,3 p]

Afegim més aigua (dissolvent). La solubilitat ens diu la quantitat màxima de mols (o grams) que es pot dissoldre en un volum determinat de dissolvent. Com més dissolvent tinguem, més quantitat de fosfat de calci dissoldrem.

⇒ **observarem que es dissolt una part del fosfat de calci (o tot).**

5. PAU 2022 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 7

Pregunta 7a

Formulació. Nitrat de plata: $AgNO_3$

Clorur de plata: AgCl

Bromur de plata: AgBr

Iodur de plata: AgI

[–0,5 punts si no formulen bé qualsevol de les quatre sals]

- La penalització màxima és de –0,5 punts, només es penalitza una vegada encara que més d'una de les quatre fórmules sigui incorrecta.

Calculem la concentració de Br^-, I^-

- Els equilibris de les dues sals insolubles són:

$$AgBr\ (s) \rightleftarrows Ag^+\ (aq) + Br^-\ (aq)$$

[0,15 punts]

$$K_{ps} = [Ag^+]\,[Br^-]$$

$$AgI\ (s) \rightleftarrows Ag^+\ (aq) + I^-\ (aq)$$

[0,15 punts]

$$K_{ps} = [Ag^+]\cdot[I^-]$$

- Tenint en compte els valors del $\boldsymbol{K_{ps}}$, calculem la concentració de cada ió a l'equilibri:

  - Si $Q_{ps} > K_{ps}$, es formarà precipitat i si $Q_{ps} < K_{ps}$ no es formarà precipitat de AgBr ni de AgI.

Ió bromur

$K_{ps} = [Ag^+]\cdot[Br^-] = 7{,}7 \times 10^{-13}$

$$[Br^-] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} = \frac{7{,}7 \times 10^{-13}}{0{,}001\ M} = 7{,}7 \times\ 10^{-10}\ M$$

Perquè ↓ AgBr, $Q_{ps} > K_{ps} \Rightarrow [Br^-] > \mathbf{7{,}7 \times 10^{-10}\ M}$

[0,30 punts]

Ió iodur

$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [I^-] = 8{,}7 \times 10^{-17}$

$$[I^-] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} = \frac{8{,}7 \cdot 10^{-17}}{0{,}001\ M} = 8{,}7 \times 10^{-14}\ M$$

Perquè ↓ AgI, $Q_{ps} > K_{ps} \Rightarrow$ **$[I^-] > 8{,}7 \times 10^{-14}$ M**

[0,30 punts]

Ordre de precipitació

L'ordre de precipitació serà funció de la concentració d'ió necessària per obtenir el precipitat AgX ↓ 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.

$\Rightarrow [I^-] < [Br^-]$; primer precipitarà I^- (AgI) i després Br^- (AgBr).

[0,35 punts]

Pregunta 7b

Concentració de Cl^- en la mostra d'aigua

- La reacció de precipitació del AgCl és:

$$Ag^+ (aq) + Cl^- (aq) \rightarrow AgCl (s)$$

- Càlcul de $[Cl^-]$:

$[Ag^+] = 0{,}01$ M

$V\,Ag^+ = 30{,}0$ mL $= 0{,}030$ L

$V_{mostra}\,(Cl^-) = 25{,}0$ mL $= 0{,}025$ 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:

$$[Ag^+] \times V_{Ag+} = [Cl^-] \times V_{Cl-}$$

$$0{,}01\ \text{M}\ Ag^+ \times 0{,}030\ \text{L} = [Cl^-] \times 0{,}025\ \text{L}$$

$$[Cl^-] = \frac{0{,}01\ \text{M} \times 0{,}030\ \text{L}}{0{,}025\ \text{L}} = 0{,}012\ \text{M}$$

$$\Rightarrow\ \mathbf{[Cl^-] = 0{,}012\ M}$$

[0,50 punts]

- Canvi d'unitats:

$$0{,}012\ \text{M}\ Cl^- \frac{35{,}5\ \text{g}\ Cl^-}{1\ \text{mol}\ Cl^-} = 0{,}426\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow\ \mathbf{[Cl^-] = 0{,}426\ g \cdot L^{-1}}$$

[0,20 punts]

Solubilitat del AgCl

Les concentracions d'ambdós ions són determinades per l'equilibri:

$AgCl\ (s) \rightleftarrows Ag^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$ $\qquad K_{ps} = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$

s s s

$K_{ps} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-10}$

[0,20 punts]

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

$[Ag^+] = [Cl^-] = s$

$K_{ps} = s^2 = 1{,}8 \cdot 10^{-10} \quad \Rightarrow \boldsymbol{s = \sqrt{1{,}8 \cdot 10^{-10}} = 1{,}34 \cdot 10^{-5}\ M}$

$\Rightarrow$ La solubilitat del AgCl és $\boldsymbol{1{,}34 \cdot 10^{-5}}$ M

[0,35 punts]

6. PAU 2022 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 6

Pregunta 6.a)

Formulació. Hidròxid de calci: $Ca(OH)_2$

[– 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 $Ca(OH)_2$

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

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

[0,40 p]

Concentracions dels ions Ca^{2+} i OH^-

A partir de l'equilibri de la sal: $Ca(OH)_{2\,(s)} \rightleftarrows Ca^{2+}_{\,(aq)} + 2\ OH^-_{\,(aq)}$

S 2 S

[0,25 p]

Concentració de cada ió:

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

$[OH^-]$ = 2·S = 0,02 M $\Rightarrow$ **$[OH^-]$ = 0,02 M**

[0,30 p]

Pregunta 6b

Donat l'equilibri:

$$Ca(OH)_{2\,(s)} \rightleftarrows Ca^{2+}{}_{(aq)} + 2\ OH^-{}_{(aq)} \qquad K_{ps} = [Ca^{2+}]\,[OH^-]^2$$

- Quan **afegim aigua**, la solució deixarà d'estar saturada, la **concentració** dels ions **Ca^{2+} i OH^- 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 $Ca(OH)_2$ i, per tant, **disminueix** la massa de $Ca(OH)_2$.

[0,30 p]

- Quan **afegim NaOH**, estem **afegint un ió comú OH^-** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a **l'esquerra**, i **augmenta** la quantitat de $Ca(OH)_2$.

[0,30 p]

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

  $HCl + H_2O \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$

  L'**ió H_3O^+ reaccionarà amb els OH^-** de la solució (neutralització) fent que la **[OH^-] disminueixi**. L'**equilibri** es desplaçarà cap a la **dreta** fins que arribi de nou a la saturació i, per tant, **disminueix** la massa de $Ca(OH)_2$.

[0,35 p]

- Quan **afegim $CaCl_2$**, estem **afegint l'ió comú Ca^{2+}** (un producte) i el **sistema** evolucionarà cap a **l'esquerra, i augmenta** la quantitat de $Ca(OH)_2$.

[0,30 p]

7. PAU 2022 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

Pregunta 2a

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

Reacció: $CaF_2(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$

[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:

	$CaF_2(s)$	$\rightleftarrows$	$Ca^{2+}(aq)$	+	$2\ F^-(aq)$
Inicial	a				
Equilibri	a – s		s		2s

on s = solubilitat (mol/L)

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

[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:

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

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

$s = (3{,}2\cdot10^{-11} / 4)^{1/3}$

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

[0,25 punts]

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

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

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

[0,25 punts]

Comparem la concentració de F^- en equilibri d'aquesta aigua amb la concentració màxima recomanada de F^- en aigües de consum domèstic:

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

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

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

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 CaF_2:

$$CaF_2(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$$

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

$[Ca^{2+}]_o$ = 50 mg/L
$[Ca^{2+}]_o$ = 50 mg Ca / L x (1 g Ca / 1000 mg Ca) x (1 mol Ca / 40,0 g Ca)
$[Ca^{2+}]_o = 1{,}250 \times 10^{-3}$ mol/L

[0,25 punts]

$[F^-]_o$ = 1,5 mg/L
$[F^-]_o$ = 1,5 mg F^- / L x (1 g F^- / 1000 mg F^-) x (1 mol F / 19,0 g F^-)
$[F^-]_o = 7{,}895 \times 10^{-5}$ mol/L

[0,25 punts]

Càlcul de Q

$Q = [Ca^{2+}]_o ([F^-]_o)^2$
$Q = (1{,}250 \times 10^{-3}) \cdot (7{,}895 \times 10^{-5})^2$
$Q = 7{,}79 \times 10^{-12}$

[0,35 punts]

Comparació entre K_{ps} i Q

$K_{ps} = 3{,}2 \times 10^{-11}$
$Q = 7{,}79 \times 10^{-12}$ $(= 0{,}779 \times 10^{-11})$
Precipita CaF_2 si: $Q > K_{ps}$
$Q < K_{ps}$

No es formarà precipitat de fluorur de calci.

[0,40 punts]

8. PAU 2021 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5

Pregunta 5a

Formulació. Carbonat de calci: $CaCO_3$

[– 0,5 p si no formulen bé]

Justificar, a partir de càlculs, la formació del precipitat

Reacció de solubilitat del $CaCO_3$:

$CaCO_3(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

- *Opcionalment es pot escriure la reacció de precipitació*

El producte de solubilitat del $CaCO_3$ es pot escriure com:

$$\boldsymbol{K_{ps} = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}]}$$

[0,25 p]

Perquè una sal precipiti cal que el valor del quocient de reacció, Q (que incorpora les concentracions inicials) sigui superior a la K_{ps}:

Condició de precipitació: Q > Kps

[0,2 p]

Calculem les concentracions inicials en barrejar les dues solucions, tenint en compte que per cada mol de Na_2CO_3 tenim un mol de CO_3^{2-}, i per cada mol de $CaCl_2$ tenim un mol de Ca^{2+}. Suposem els volums additius.

$[Ca^{2+}]_o = (20\ mL \cdot 1{,}0\ x10^{-2}\ mols/L)\ /\ (20 + 80)\ mL = 2{,}0 \times 10^{-3}\ M$

$[CO_3^{2-}]_o = (80\ mL \cdot 2{,}0 \times 10^{-3}\ mols/L)\ /\ (20 + 80)\ mL = 1{,}6 \times 10^{-3}\ M$

[0,4 p]

$Q = [Ca^{2+}]_o \cdot [CO_3^{2-}]_o = (2{,}0 \times 10^{-3}) \cdot (1{,}6 \times 10^{-3})$

$Q = 3{,}2 \times 10^{-6}$

[0,2 p]

Dada: Kps = 4,8 x 10-9

Q > Kps

⇒ **Per tant, es formarà el precipitat de carbonat de calci**

[0,2 p]

Pregunta 5b

Formulació. Àcid clorhídric: HCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

- No és obligatori que el formulin. Però si ho fan, i la fórmula és incorrecta, ho penalitzem amb 0,5 p.

Separem, per filtració, i obtenim:

- un sòlid blanc: carbonat de calci,
- un líquid: solució aquosa saturada de carbonat de calci (conté Ca2+ i CO32+)

Agafem el filtrat (fase líquida) i en fem 4 parts (tubs d'assaig).

Afegim a una part del filtrat Na2CO3(aq)

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució aquosa de carbonat de sodi ens apareixerà un precipitat de carbonat de calci, ja que estem afegint ions carbonat que desplacen la reacció de l'equilibri de solubilitat del CaCO3 cap a la esquerra, és a dir cap a la formació del sòlid (per efecte de l'ió comú):

Reaccions (opcionals):

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$CaCO_3(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Afegim al filtrat Ca(NO3)2(aq)

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució aquosa de nitrat de calci, ens apareixerà un precipitat de carbonat de calci, ja que estem afegint ions Ca2+ que desplacen la reacció de l'equilibri de solubilitat del CaCO3 cap a la esquerra, és a dir, cap a la formació del sòlid (per efecte de l'ió comú):

Reaccions (opcionals):

$$Ca(NO_3)_2(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$

$$CaCO_3(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Afegim al filtrat HCl(aq)

[0,3 p]

Si a la solució aquosa saturada de carbonat de calci li afegim una solució de HCl (àcid), aquest reacciona amb els ions carbonat (base) per formar ions HCO3- o formar H2CO3. La concentració d'ions carbonat disminueix i la solució deixa d'estar saturada. **No ens apareixerà cap precipitat de carbonat de calci**.

Escalfem la solució a 70ºC

[0,35 p]

L'entalpia de dissolució del carbonat de calci és negativa. Això ens indica que la reacció és exotèrmica: $CaCO_3(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \quad \Delta H < 0$

La reacció desprèn calor quan es dissol el CaCO3(s) i absorbeix calor quan es forma el CaCO3(s). En augmentar la temperatura de 19 oC a 70 oC, estem donant calor, afavorint la reacció cap a l'esquerra (reactius). **Ens apareixerà, per tant, un precipitat de carbonat de calci**.

9. PAU 2021 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3

Pregunta 3a

Formulació. Hidròxid de magnesi: $Mg(OH)_2$

[– 0,5 p si no formulen bé]

Justificar si precipita Mg(OH)2

Reacció de solubilitat del $Mg(OH)_2$: (també poden escriure la reacció de precipitació)

$Mg(OH)_2(s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$

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

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

[0,25 p]

Perquè precipiti, cal que el valor Q sigui superior a la Kps:

Precipitació $\Rightarrow$ $\mathbf{Q > K_{ps}}$

[0,2 p]

- Concentració de Mg^{2+}

$5{,}0 \times 10^{-3}$ mol $MgCl_2$ / L x (1 mol Mg^{2+} / 1 mol $MgCl_2$) = $5{,}0 \times 10^{-3}$ mol Mg^{2+}/L

$[Mg^{2+}] = 5{,}0 \times 10^{-3}$ M

[0,1 p]

- Concentració de OH^-

pH = - log $[H_3O^+]$

Si pH = 8,3 $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 10^{-8,3}$ $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 5{,}01 \times 10^{-9}$ M

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

$[OH^-] = K_w / [H_3O^+]$ $\Rightarrow$ $[OH^-] = 1{,}00 \times 10^{-14} / 5{,}01 \times 10^{-9}$

$[OH^-] = 1{,}996 \times 10^{-6}$ M

[0,3 p]

Es correcte si calculen el pOH (pH + pOH = 14); i després calculen la concentració d'ions hidròxid (pOH = - log $[OH^-]$).

- Càlcul de Q i comparació amb K_{ps}

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

$Q = 1{,}99 \times 10^{-14}$[0,2 p]

Dada: $K_{ps} = 1{,}10 \times 10^{-12}$

Comparem:

$Q < K_{ps}$ $\Rightarrow$ No precipitarà l'hidròxid de magnesi

[0,2 p]

Pregunta 3b

Puresa de la mostra de $MgCl_2$

Reacció de valoració: $Cl^-(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NO_3^-(aq)$

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

$AgNO_3$ V (gastat) = 8,3 mL = 0,0083 L

0,0083 L x (0,1550 mol / L) = $1,2865 \times 10^{-3}$ mol de $AgNO_3$ gastats

Estequiometria de la reacció de valoració: 1 a 1

mol de $AgNO_3$ gastats = mol inicials de Cl^-

mol inicials de Cl^- = $1,2865 \times 10^{-3}$ (en els 10 mL)

[0,3p]

- Calculem els mols de Cl^-, en els 100 mL (en tota la mostra)

100 mL x ($1,2865 \times 10^{-3}$ mol Cl^- / 10 mL) = $1,2865 \times 10^{-2}$ mol Cl^-

[0,35p]

- Calculem la massa de $MgCl_2$ que hi ha a la mostra

Massa molecular (clorur de magnesi) = (1 x 24,3) + (2 x 35,5) = 95,3 g/mol

$1,2865 \times 10^{-2}$ mol Cl^- x (1 mol $MgCl_2$ / 2 mol Cl^-) x (95,3 g $MgCl_2$ / 1 mol $MgCl_2$) =

= 0,6130 g $MgCl_2$

[0,3 p]

- Calculem la puresa de la mostra:

Dada: massa mostra = 0,6225 g

Puresa = (massa de $MgCl_2$ / massa mostra) x 100

Puresa = (0,6130 / 0,6255) / 100

Puresa = 98,0 %

[0,3 p]

- *És correcte si fan els càlculs tots seguits emprant factors de conversió.*
- *És correcte si utilitzen la fórmula: M x V = M' x V' (l'estequiometria de la reacció de valoració és 1 a 1)*

10. PAU 2021 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

PREGUNTA 2a

Ordre de precipitació

Formulació.: clorur de plata AgCl; bromur de plata AgBr ; iodur de plata AgI.

[– 0,5p si no es formulen bé, ja siguin 1, 2 o 3 errors]

Les equacions de solubilitat es poden escriure (X anió halògen):

Kps (AgX) = [Ag+] [X-]

[0,3p]

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

[Ag+] = Kps (AgX) / 0,1

Kps: clorur de plata $1,8\times10^{-10}$; bromur de plata $7,7\times10^{-13}$; iodur de plata $8,3\times10^{-17}$

Pels tres anions:

Clorur: $[Ag^+] = 1,8\times10^{-10} / 0,1 = 1,8\times10^{-9}$ M

[0,2p]

Bromur: $[Ag^+] = 7,7\times10^{-13} / 0,1 = 7,7\times10^{-12}$ M

[0,2p]

Iodur: $[Ag^+] = 8,3\times10^{-17} / 0,1 = 8,3\times10^{-16}$ M

[0,2p]

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.

[0,35p]

PREGUNTA 2b

Efecte clorur sòdic a la de precipitació dels halurs de plata

Formulació: Clorur de sodi, NaCl.

[– 0,5p si no es formula bé]

Abans d'afegir clorur sòdic, 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.

[0,25p]

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

[Ag+] = Kps (AgCl) / [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.

[1p]

---

11. PAU 2020 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4

Pregunta 4a

Equació de l'equilibri de solubilitat del $BaSO_4$

$$BaSO_4(s) \rightleftarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$ **[0,4 p]**

Càlcul de la solubilitat del sulfat de bari

	$BaSO_4(s)$	$\rightleftarrows$	$Ba^{2+}(aq)$	+	$SO_4^{2-}(aq)$	
Inicial	a					
Equilibri	a – s		s		s	on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:

$K_{ps} = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$ **[0,25 p]**

Introduïm la solubilitat (s) a la $K_{ps,}$ i resolem l'equació:

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

$s = (K_{ps})^{1/2}$

$s = (1{,}08 \times 10^{-10})^{1/2}$

$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $1{,}04\cdot10^{-5}$ mol/L** **[0,6 p]**

Pregunta 4b

Justificar si es formaran incrustacions de sulfat de bari

El producte de solubilitat del sulfat de bari s'escriu $K_{ps} = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$

Condició: perquè una sal precipiti cal que el valor Q (amb les concentracions inicials) sigui superior a la *K*ps.

Precipitació $\Rightarrow$ Q > *K*ps **[0,2 p]**

Calculem les concentracions inicials en barrejar les dues solucions. Suposem els volums additius:

$[Ba^{2+}]_o = (4{,}0\text{ L} \times 1{,}96\cdot10^{-3}\text{ mols/L}) / (4{,}0 + 1{,}0)\text{ L} = 1{,}568\cdot10^{-3}$ M
$[SO_4^{2-}]_o = (1{,}0\text{ L} \times 3{,}08\cdot10^{-2}\text{ mols/L}) / (4{,}0 + 1{,}0)\text{ L} = 6{,}160\cdot10^{-3}$ M

[0,4 p]

$Q = [Ba^{2+}]_o \cdot [SO_4^{2-}]_o = (1{,}568\cdot10^{-3}) \cdot (6{,}16\cdot10^{-3}) = 9{,}659\cdot10^{-6}$ **[0,4 p]**

Comparem: $Q = 9{,}659\cdot10^{-6}$
$K_{ps} = 1{,}08\cdot10^{-10}$
$\Rightarrow$ **Q > K_{ps}**

$\Rightarrow$ **Es formarà precipitat (incrustacions) de sulfat de bari en el pou petrolífer**
[0,25 p]

12. PAU 2020 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

PREGUNTA 1a

Formulació
carbonat de calci $CaCO_3$
carbonat de magnesi $MgCO_3$

Solubilitat màxima

Les equacions de solubilitat es poden escriure:
$K_{ps}\ (CaCO_3) = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 4{,}50\times10^{-9}$
$K_{ps}\ (MgCO_3) = [Mg^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 3{,}50\times10^{-8}$ **[0,2 p]**

Per als dos metalls i donada l'estequiometria 1:1 d'ambdues sals, l'equació de solubilitat es pot simplificar:
$K_{ps} = S \cdot S$

La solubilitat del metall (S) es pot calcular:
$S = (K_{ps})^{1/2}$
$S\ (Ca^{2+}, CaCO_3) = (4{,}5\times10^{-9})^{1/2} = 6{,}71\times10^{-5}$ M
$S\ (Mg^{2+}, MgCO_3) = (3{,}5\times10^{-8})^{1/2} = 1{,}87\times10^{-4}$ M **[0,4 p]**

Precipitació

La concentració molar de carbonat:
$11{,}5\ mg\cdot L^{-1}\ CO_3^{2-}$ x (1 g / 10^3 mg) x (1 mol CO_3^{2-} / 60 g CO_3^{2-}) = $1{,}92\times10^{-4}$ M CO_3^{2-}

La solubilitat (M) de cada metall amb aquesta concentració de carbonat:
$[Ca^{2+}] = K_{ps}\ (CaCO_3) / 1{,}92\times10^{-4} = 2{,}34\times10^{-5}$ M Ca^{2+}
$[Mg^{2+}] = K_{ps}\ (MgCO_3) / 1{,}92\times10^{-4} = 1{,}82\times10^{-4}$ M Mg^{2+} **[0,3 p]**

La solubilitat (mg/L) de cada metall:
$[Ca^{2+}] = 2{,}34\times10^{-5}$ mols/L Ca^{2+} x (40,1 g / 1 mol) x (10^3 mg / 1 g) = 0,94 mg/L Ca^{2+}
$[Mg^{2+}] = 1{,}82\times10^{-4}$ mols/L Mg^{2+} x (24,3 g / 1 mol) x (10^3 mg / 1 g) = 4,44 mg/L Mg^{2+}
[0,25 p]

Quan la concentració de carbonat és 11,5 mg/L:
- A concentracions de calci superiors a 0,94 mg/L, el carbonat de calci precipita.
- A concentracions de magnesi superiors a 4,44 mg/L, el carbonat de magnesi precipita.

[0,1 p]

PREGUNTA 1b

Determinar l'efecte de la disminució de pH

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

(eq.1) $MCO_3(s) \rightleftarrows MCO_3(aq) \rightleftarrows M^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

Una disminució del pH del medi és conseqüència d'un augment de la concentració de H^+.
Ca^{2+}, Mg^{2+} no tenen propietats bàsiques per poder reaccionar amb els H^+.

CO_3^{2-} reacciona amb els H^+:

$CO_3^{2-} + H^+ \rightarrow HCO_3^-$
$HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3$
$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$

També és vàlid: $CO_3^- + 2H^+ \rightarrow H_2CO_3$

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 $MCO_3(s)$. **[0,85 p]**

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.

[0,4 p]

13. PAU 2019 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 2

Pregunta 2a

Reacció:	$Zn(OH)_2(s)$	$\leftrightarrows$	Zn^{2+}	+ $2\ OH^-$	**[0,2 p]**
Inicial	a				
Equilibri	$a - s$		s	$2s$	on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:
$K_{ps} = [Zn^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,2 p]**

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:
$K_{ps} = (s)\cdot(2s)^2 = 4s^3$ **[0,3 p]**

$s = (K_{ps} / 4)^{1/3}$
$s = (3{,}3 \times 10^{-17} / 4)^{1/3}$
$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = 2,02 x 10^{-6} mol/L** **[0,3 p]**

Pregunta 2b

Calculem la concentració màxima de Zn^{2+} (en mol/L) que volem en l'aigua residual

(800 mg Zn^{2+}) / (1 m^3 de solució) x (1 g Zn^{2+} / 1000 mg Zn^{2+}) x (1 mol Zn^{2+} / 65,4 g Zn^{2+}) x
x (1 m^3 solució /1000 dm^3 solució) x (1 dm^3 solució / 1 L solució) =

= $1{,}223 \cdot 10^{-5}$ mol / L de Zn^{2+} **[0,2 p]**

Calculem la concentració de OH^-

Reacció: $Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+} + 2\ OH^-$

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

Obtenim la concentració de OH^- perquè es compleixi la K_{ps} amb la concentrada màxima de Zn^{2+} que volem a la solució (la solució estaria saturada):

$[OH^-] = (K_{ps} / [Zn^{2+}])^{1/2} = (3{,}3 \text{ x } 10^{-17} / 1{,}223 \cdot 10^{-5})^{1/2}$

$[OH^-] = 1{,}6426 \text{ x } 10^{-6}$ mol/L **[0,5 p]**

Calculem el pH

Opcional. Reacció de l'aigua: $2\ H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$

$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

$\Rightarrow\ [H_3O^+] = K_w / [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / 1{,}6426 \cdot 10^{-6} = 6{,}088 \text{ x } 10^{-9}$ mol/L

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log 6{,}088 \text{ x } 10^{-9}$

pH = 8,2 **[0,3 p]**

- *És correcte si calculen el pOH a partir de la concentració d'ions hidròxid, i després el pH amb l'equació: pH + pOH = 14.*

14. PAU 2018 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 7

Pregunta 7*a*

Formulació. Carbonat de magnesi: $MgCO_3$ **[–0,5 p si no el formulen bé]**

Equilibri de solubilitat:

$$MgCO_3(s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$ **[0,3 p]**

- *Ho considerem correcte si no posen el subíndex «aq» (aquós), però cal que hi hagi el subíndex «s» en el carbonat de magnesi, que indica que es troba en estat sòlid.*

Càlcul de la solubilitat

	$MgCO_3(s)$	$\rightleftarrows$	$Mg^{2+}(aq)$ +	$CO_3^{2-}(aq)$	$K_{ps} = 1{,}0\text{x}10^{-5}$
Inicial	a				
Equilibri	a - s		s	s	on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:

$K_{ps} = [Mg^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$ **[0,2 p]**

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$K_{ps} = (s)\cdot(s) = s^2$ **[0,2 p]**

$s = (K_{ps})^{1/2}$

$s = (1{,}0\text{x}10^{-5})^{1/2}$

$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $3{,}16\text{x}10^{-3}$ mol/L** **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats, o són errònies, es descomptaran 0,2 p.*

Pregunta 7*b*

Formulació. Carbonat de calci: $CaCO_3$ [–0,5 p si no el formulen bé]
Carbonat de magnesi, $MgCO_3$: no ho penalitzem si ja ho hem fet en l'apartat 7a.

Dades. Mostra d'aigua: $[Mg^{2+}] = 9{,}1\text{x}10^{-4}$ M
$[Ca^{2+}] = 8{,}3\text{x}10^{-4}$ M

Possibles reaccions de precipitació:

$Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow MgCO_3(s)$
$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$

Productes de solubilitat de les dues sals:

$K_{ps}(MgCO_3) = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$ $K_{ps}(MgCO_3) = 1{,}0\text{x}10^{-5}$.
$K_{ps}(CaCO_3) = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$ $K_{ps}(CaCO_3) = 5{,}0\text{x}10^{-9}$

Perquè una sal precipiti cal que el valor Q (amb les concentracions inicials) sigui superior a la K_{ps}: $Q > K_{ps}$ [0,2 p]

Calculem les concentracions inicials en barrejar els 100 mL de mostra d'aigua amb 1 mL de Na_2CO_3 1,0 M:

$[Mg^{2+}]_o = (100\text{ mL} \cdot 9{,}1\text{x}10^{-4}\text{ mols/L}) / (100 + 1)\text{ mL} = 9{,}0099\text{x}10^{-4}$ M
$[Ca^{2+}]_o = (100\text{ mL} \cdot 8{,}3\text{x}10^{-4}\text{ mols/L}) / (100 + 1)\text{ mL} = 8{,}2178\text{x}10^{-4}$ M
$[CO_3^{2-}]_o = (1\text{ mL} \cdot 1{,}0\text{ mols/L}) / (100 + 1)\text{ mL} = 9{,}90099\text{x}10^{-3}$ M

[0,3 p]

- *<u>Considerem correcte</u> si s'assumeix que el volum final és de 100 mL (aproximació).*

<u>Comprovem si precipita el $MgCO_3$:</u>

$Q = [Mg^{2+}]_o \cdot [CO_3^{2-}]_o = (9{,}0099\text{x}10^{-4}) \cdot (9{,}90099\text{x}10^{-3}) = 8{,}92\text{x}10^{-6}$
$Q < K_{ps} \Rightarrow$ No es formarà precipitat de carbonat de magnesi. [0,2 p]

<u>Comprovem si precipita el $CaCO_3$:</u>

$Q = [Ca^{2+}]_o \cdot [CO_3^{2-}]_o = (8{,}2178\text{x}10^{-4}) \cdot (9{,}90099\text{x}10^{-3}) = 8{,}14\text{x}10^{-6}$
$Q > K_{ps} \Rightarrow$ Es formarà precipitat de carbonat de calci. [0,2 p]

$\Rightarrow$ **<u>El precipitat està format només per carbonat de calci</u> [0,1 p]**

15. PAU 2018 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 6

Pregunta 6.a)

Formulació. Hidròxid de coure(II): $Cu(OH)_2$ **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Càlcul de la concentració de OH^-:

$pH = - \log [H_3O^+]$
$pH = 6,0 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 1,00x10^{-6}$ M

Reacció de l'aigua (opcional): $2\ H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$

$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 1,0x10^{-14}$

$[OH^-] = 1,0x10^{-14} / [H_3O^+] = 1,00x10^{-14} / 1,00x10^{-6}$

$[OH^-] = 1,00x10^{-8}$ M **[0,3 p]**

- *És correcte si primer calculen el pOH (a partir de: pH + pOH = 14), i després calculen la concentració de OH^-.*

Càlcul de la concentració de la concentració de Cu^{2+}

Reacció: $Cu(OH)_2(s) \leftrightarrows Cu^{2+} + 2\ OH^-$

$K_{ps} = [Cu^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,3 p]**

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

$[Cu^{2+}] = 2,20x10^{-20} / (1,00x10^{-8})^2$

$[Cu^{2+}] = 2,20x10^{-4}$ M **[0,2 p]**

Càlcul de la massa de l'hidròxid de coure(II) dissolta

$Cu(OH)_2 \Rightarrow$ Massa molecular = 99,5 g/mol

1 L x ($2,20x10^{-4}$ mol Cu^{2+} / 1 L) x (1 mol $Cu(OH)_2$ / 1 mol Cu^{2+}) x
x (99,5 g $Cu(OH)_2$ / 1 mol $Cu(OH)_2$) x (1000 mg $Cu(OH)_2$ / 1 g $Cu(OH)_2$)) = 21,89 mg

$\Rightarrow$ **Es poden dissoldre 21,89 mg de $Cu(OH)_2$.** **[0,2 p]**

Pregunta 6.b)

Solubilitat del $Cu(OH)_2$ en una solució de $CuCl_2$

Raonament. La solubilitat de l'hidròxid de coure(II) disminuirà en presència de clorur de coure(II) ja que els ions Cu^{2+} que provenen de la dissociació del $CuCl_2$ provoquen el desplaçament de l'equilibri de solubilitat cap a l'esquerra (reactius), formant més precipitat –hidròxid de coure(II)–.

[0,3 p]

Opcional: Aquest fenomen s'anomena "efecte de l'ió comú".

Reaccions (opcional):

$Cu(OH)_2(s) \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\ OH^-$ *(equilibri de solubilitat)*

$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Cl^-$ *(dissociació de la sal soluble)*

⇒ La solubilitat del $Cu(OH)_2$ en aigua destil·lada serà més alta que en una solució aquosa de $CuCl_2$. **[0,2 p]**

Solubilitat del $Cu(OH)_2$ en afegir amoníac (formació de complexos)

Raonament. La solubilitat de l'hidròxid de coure(II) augmentarà en presència d'amoníac, ja que aquest en reaccionar amb els ions Cu^{2+} provoca el desplaçament de l'equilibri de solubilitat cap a la dreta (productes), disminuint la quantitat de precipitat –hidròxid de coure(II)–.

[0,3 p]

⇒ La formació de complexos de coure(II) augmenta la solubilitat del $Cu(OH)_2$
[0,2 p]

Reaccions: opcional

$Cu(OH)_2(s) \rightleftarrows Cu^{2+} + 2\ OH^-$ *(equilibri de solubilitat)*

$Cu^{2+} + 4\ NH_3 \rightleftarrows Cu(NH_3)_4^{2+}$ *(formació del complex)*

16. PAU 2017 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 3

Pregunta 3a

Formulació: hidròxid de coure(II) $Cu(OH)_2$ **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Reacció: $Cu(OH)_2(s) \leftrightarrows Cu^{2+} + 2\ OH^-$ **[0,2 p]**

	$Cu(OH)_2(s)$		Cu^{2+}		$2\ OH^-$	
Inicial	a					
Equilibri	a – s		s		2s	on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:
$K_{ps} = [Cu^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,2 p]**

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:
$K_{ps} = (s)\cdot(2s)^2 = 4s^3$ **[0,3 p]**

$s = (K_{ps} / 4)^{1/3}$
$s = (2{,}2 \times 10^{-20} / 4)^{1/3}$
$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $1{,}77\cdot10^{-7}$ mol/L** **[0,3 p]**

Pregunta 3b

Càlcul de la concentració d'OH^-

pH = 7,4

Si pH = – log $[H_3O^+]$ $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$[H_3O^+] = 10^{-7,4}$ $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 3,98 \times 10^{-8}$ M **[0,1 p]**

Ionització de l'aigua: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

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

$[OH^-] = 2,51 \times 10^{-7}$ M **[0,2 p]**

- *És correcte si calculen el pOH amb l'equació pH+pOH=14, i després la concentració d'hidròxid ($[OH^-] = 10^{-pOH}$).*

Càlcul de la concentració màxima de Cu^{2+} per evitar-ne la precipitació com a hidròxid de coure(II)

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

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

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

$\Rightarrow$ **$[Cu^{2+}] = 3,49 \times 10^{-7}$ M** **[0,7 p]**

17. PAU 2017 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 6

Pregunta 6.a)

Reacció de valoració: $Cl^-(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow AgCl(s) + NO_3^-(aq)$

A partir de la reacció igualada (estequiometria 1 a 1):

$AgNO_3$ V = 23,5 mL = 0,0235 L

(0,0235 L) x (0,265 mol / L) = 0,0062275 mol de $AgNO_3$ gastats

mol de $AgNO_3$ gastats = mol inicials de Cl^-

$\Rightarrow$ 0,0062275 mol de Cl^- **[0,4p]**

Transformem els mols de Cl^- en g de NaCl:

0,0062275 mol Cl^- x (1 mol NaCl / 1 mol Cl^-) x (58,5 g NaCl/ 1 mol NaCl)=
= 0,3643 g NaCl **[0,2 p]**

Ho transformem en concentració:

Volum de solució valorada = 20,0 mL = 0,0200 L

Concentració de NaCl = (0,3643 g) / (0,0200 L) = 18,2 g/L

$\Rightarrow$ **Salinitat** (concentració de NaCl) **= 18,2 g/L** **[0,4 p]**

Pregunta 6.b)

Equilibri de solubilitat:

$AgCl(s) \leftrightarrows Ag^+ + Cl^-$ **[0,2 p]**

Càlcul de la solubilitat

Expressió de la constant de solubilitat:

$K_{ps} = [Ag^+]\,[Cl^-]$ **[0,2 p]**

	$AgCl(s) \leftrightarrows$	Ag^+	+ Cl^-	
Inicial	a			
Equilibri	a – s	s	s	on s = solubilitat (M)

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$K_{ps} = (s)\cdot(s) = s^2$ **[0,1 p]**

$s = (K_{ps})^{1/2}$

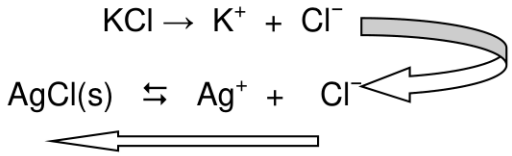
$s = (1{,}7\times10^{-10})^{1/2}$

$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $1{,}30\times10^{-5}$ mol/L** **[0,2 p]**

La solubilitat del AgCl disminuirà en una solució aquosa concentrada de KCl per efecte de l'ió comú (ió clorur) que desplaçarà la reacció de solubilitat cap a l'esquerra (reactius).

[0,3 p]

Opcional:



18. PAU 2017 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Pregunta 1

a) Equilibri de solubilitat: $Mg(OH)_2\ (s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-\ (aq)$ (0,3 punts)

s 2 s

$[OH^-] = 2\ s \Rightarrow s = [OH^-] / 2$ (0,2 punts)

$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$;
Però també: $[H_3O^+] = K_w / [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = K_w\ 10^{pH}$
(0,2 punts)

En conseqüència:
$s = ½\ K_w\ 10^{pH} = (½)\ (1{,}0 \times 10^{-14})\ (10^{11{,}4}) = 1{,}2559 \times 10^{-3}$ mol/L
$s = (1{,}2559 \times 10^{-3}$ mol/L) (58,3 g/mol) (1000 mg/1 g) = 73,221489948 mg/L
s = 73,2 mg/L (0,3 punts)

b) $Mg(OH)_2(s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-\ (aq)$ Equilibri de solubilitat
$MgCl_2\ (aq) \rightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$ Dissociació de la sal

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 ⇒ la solubilitat disminueix. (0,5 punts)

$Mg(OH)_2\ (s) \rightleftarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-\ (aq)$ Equilibri de solubilitat
$HCl(aq) + H_2O\ (l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-$ Dissociació de l'àcid fort

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.

$H_3O^+\ (aq) + OH^-\ (aq) \rightarrow 2\ H_2O(l)$ (0,2 punts)

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
⇒ la solubilitat augmenta. (0,3 punts)

19. PAU 2016 · Setembre · Sèria 1 · Exercici 5

5. SOLUBILITAT

a) $PbCl_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$ (0,25 punts)

$K_{ps\ PbCl2} = [Pb^{2+}]\ [Cl^-]^2 = (s)\ (2\ s)^2 = 4\ s^3$ (0,25 punts)

Llavors, $s = (K_{ps}/4)^{1/3} = (1{,}6 \times 10^{-5} / 4)^{1/3} = 1{,}587401059 \times 10^{-2}$ mol/L (0,25 punts)

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

(0,25 punts)

b) $Pb(OH)_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$ (0,25 punts)

$K_{ps} = [Pb^{2+}]\ [OH^-]^2 \Rightarrow [OH^-] = (K_{ps} / [Pb^{2+}])^{1/2}$ (0,25 punts)

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

(0,10 punts)

$[OH^-] = (1{,}2 \times 10^{-15} / 2{,}413127413 \times 10^{-7})^{1/2} = 7{,}051808279 \times 10^{-5}$ mol/L (0,15 punts)

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

(0,10 punts)

$pH = -\log [H^+] = -\log (1{,}418075989 \times 10^{-10}) = 9{,}8483$ pH > 9,85 (0,15 punts)

20. PAU 2016 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 1

1. PRECIPITACIÓ

a) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-\ (aq)$

$KI\ (aq) \rightarrow K^+(aq) + I^-\ (aq)$

Reacció de precipitació: $Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-\ (aq) \rightleftarrows PbI_2\ (s)$ (0,25 punts)

$Q_{ps} = [Pb^{2+}]_o\ [I^-]_o^2$ (0,25 punts)

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

$[Pb^{2+}]_o$ = (0,15 mol $Pb(NO_3)_2$/L) (1 mol Pb^{2+}/ 1 mol $Pb(NO_3)_2$) (0,25 L) / (0,50 L) = 0,075 mol/L

$[I^-]_o$ = (0,15 mol KI/L) (1 mol I^-/ 1 mol KI) (0,25 L) / (0,50 L) = 0,075 mol/L (0,25 punts)

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

$Q_{ps} = 4{,}2 \times 10^{-4} > K_{ps} = 7{,}9 \times 10^{-9} \Rightarrow$ precipita PbI_2 (0,25 punts)

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

(0,15 mol KI/L) (0,25 L) (166 g KI / 1 mol KI) = 6,225 g KI (0,25 punts)

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. (0,25 punts)

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. (0,5 punts)

21. PAU 2016 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 7

Pregunta 7a

Calculem les concentracions de clorur i de sulfat a l'aigua del riu Llobregat, en M:

$[Cl^-]$ = (298 mg Cl^- / L) (1 g Cl^- / 1000 mg Cl^-) (1 mol Cl^- / 35,5 g) = $8{,}394 \times 10^{-3}$ M

$[SO_4^{2-}]$ = (207 mg SO_4^{2-} / L) (1 g SO_4^{2-} / 1000 mg SO_4^{2-}) (1 mol SO_4^{2-} / 96 g SO_4^{2-}) =
= $2{,}156 \times 10^{-3}$ M

[0,1 punts]

Reaccions d'equilibri dels dos compostos insolubles:

$PbCl_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$

$PbSO_4(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ **[0,2 punts]**

Plantegem la constant de producte de solubilitat:

$K_{ps}\ (PbCl_2) = [Pb^{2+}]\ [Cl^-]^2$

$K_{ps}\ (PbSO_4) = [Pb^{2+}]\ [SO_4^{2-}]$ **[0,2 punts]**

Calculem la concentració de Pb^{2+} necessària perquè comenci a precipitar cada sal:

$PbCl_2 \quad \Rightarrow [Pb^{2+}] = K_{ps}\ (PbCl_2) / [Cl^-]^2 \Rightarrow [Pb^{2+}] = 1{,}6 \times 10^{-5} / (8{,}394 \times 10^{-3})^2 = 0{,}227$ M

$PbSO_4 \quad \Rightarrow [Pb^{2+}] = K_{ps}\ (PbSO_4)/[SO_4^{2-}] \Rightarrow [Pb^{2+}] = 1{,}6 \times 10^{-8}/2{,}156 \times 10^{-3} = 7{,}42 \times 10^{-6}$ M

[0,3 punts]

El precipitat blanquinós és el $PbSO_4$ ja que necessitem menys concentració de Pb^{2+} perquè comenci a precipitar aquesta substància.

[0,2 punts]

Pregunta 7b

Formulació: Hidròxid de calci: $Ca(OH)_2$ **[– 0,5 punts si no formulen bé]**

Plantegem l'equilibri de solubilitat de l'hidròxid de calci:

$Ca(OH)_2(s) \rightleftarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$ **[0,2 punts]**

Escrivim la constant de producte de solubilitat:

$K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,2 punts]**

Calculem la concentració d'ions hidròxid a partir del pH:

$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-12,6} \Rightarrow [H_3O^+] = 2,51 \times 10^{-13}$ M **[0,1 punts]**

A partir de la constant d'ionització de l'aigua (K_w) tenim:

$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = K_w / [H_3O^+]$

$\Rightarrow [OH^-] = 1,00 \times 10^{-14} / 2,51 \times 10^{-13}$

$\Rightarrow [OH^-] = 3,98 \times 10^{-2}$ M **[0,2 punts]**

- *És correcte si ho calculen a partir del pOH (pOH = 14 – pH).*

Calculem la concentració de calci a l'aigua del riu Llobregat, en M:

$[Ca^{2+}]$ = (128 mg Ca^{2+} / 1 L) (1 g Ca^{2+} / 1000 mg Ca^{2+}) (1 mol Ca^{2+} / 40,0 g) =
= $3,2 \times 10^{-3}$ M

[0,1 punts]

Calculem la constant de producte de solubilitat de l'hidròxid de calci:

$K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [OH^-]^2 = (3,2 \times 10^{-3})\ (3,98 \times 10^{-2})^2$

$K_{ps} = 5,07 \times 10^{-6}$ **[0,2 punts]**

- *Si indiquen la K_{ps} amb unitats es penalitza 0,1 punts.*

22. PAU 2015 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 5

Pregunta 5a

pH d'una solució de NaClO

Dades.

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

$m = 149$ g de NaClO

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

n (mols de NaClO) = 149 g NaClO x (1 mol NaClO / 74,5 g NaClO) = 2,0

Concentració inicial de NaClO = $n / V = 2{,}0 / 80000 = 2{,}5 \times 10^{-5}$ M **[0,1 p]**

Reacció de dissolució de la sal: $NaClO \rightarrow Na^+ + ClO^-$

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

	ClO^-	+ H_2O	⇆	$HClO$	+	OH^-
Inicial	$2{,}5 \times 10^{-5}$					
Equilibri	$2{,}5 \times 10^{-5} - x$			x		x

[0,2 p]

$K_b = [HClO] \cdot [OH^-] / [ClO^-]$ **[0,2 p]**

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

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

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

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

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

$[OH^-] = 2{,}87 \cdot 10^{-6}$ M **[0,2 p]**

Ionització de l'aigua: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

$[H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / 2{,}87 \cdot 10^{-6}$

$[H_3O^+] = 3{,}48 \times 10^{-9}$ M **[0,1 p]**

$\Rightarrow$ $pH = - \log [H_3O^+] = - \log (3{,}48 \times 10^{-9})$

$\Rightarrow$ **pH = 8,5** **[0,2 p]**

- *Si l'equació 1 es resol sense cap aproximació s'arriba a una equació de segon grau que dóna aproximadament la mateixa solució: pH=8,4 (la dècima, 4 o 5, depèn de l'arrodoniment que s'efectuï en els càlculs).*

- *El procediment és correcte si, després de calcular la concentració d'ions hidròxid, calculen el pOH com: $pOH = - \log [OH^-]$, i seguidament calculen el pH amb l'equació: $pH = 14 - pOH$.*

Pregunta 5b

Càlcul de la concentració de OH^-

pH = 7,2

Si pH = – log $[H_3O^+]$ $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

$[H_3O^+] = 10^{-7,2}$ $\Rightarrow$ $[H_3O^+] = 6,3x10^{-8}$ M **[0,1 p]**

Ionització de l'aigua: $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

$[OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 6,3x10^{-8}$

$[OH^-] = 1,6x10^{-7}$ M **[0,2 p]**

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

$Cu(OH)_2(s) \leftrightarrows Cu^{2+} + 2\ OH^-$

$K_{ps} = [Cu^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,4 p]**

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

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

$[Cu^{2+}] = 6,0x10^{-20} / (1,6x10^{-7})^2$

$\Rightarrow$ **$[Cu^{2+}] = 2,3x10^{-6}$ M** **[0,3 p]**

23. PAU 2015 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 7

Pregunta 7a

Reacció d'equilibri de solubilitat:

$$AlPO_4(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$$ **[0,3 p]**

- *Ho considerem correcte si no posen el subíndex "aq" (aquós), però és imprescindible que hi hagi el subíndex "s" en el fosfat d'alumini indicant que es troba en estat sòlid.*

$$AlPO_4(s) \leftrightarrows Al^{3+} + PO_4^{3-}$$

Càlcul de la solubilitat

	$AlPO_4(s)$	$\leftrightarrows$	$Al^{3+}(aq)$	+	$PO_4^{3-}(aq)$
Inicial	a				
Equilibri	a – s		s		s

on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:

$K_{ps} = [Al^{3+}]\,[PO_4^{3-}]$ **[0,2 p]**

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$K_{ps} = (s)\cdot(s) = s^2$ **[0,2 p]**

$s = (K_{ps})^{1/2}$

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

$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $1{,}14 \cdot 10^{-10}$ mol/L** **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats, o són errònies, es penalitzen 0,2 p.*

Pregunta 7b

Expressió de la constant de solubilitat: $K_{ps} = [Al^{3+}]\,[PO_4^{3-}]$

Dades: $[Al^{3+}] = 2{,}6\text{x}10^{-15}$ M
$Kps\ (AlPO_4) = 1{,}3\text{x}10^{-20}$

Calculem la concentració de PO_4^{3-} perquè amb la concentració en equilibri es compleixi la K_{ps} (tenim la solució saturada, en equilibri amb el precipitat):

$K_{ps} = [Al^{3+}]\,[PO_4^{3-}] \Rightarrow [PO_4^{3-}] = K_{ps} / [Al^{3+}]$

$\Rightarrow [PO_4^{3-}] = (1{,}3\text{x}10^{-20}) / (2{,}6\text{x}10^{-15})$

$\Rightarrow$ **$[PO_4^{3-}] = 5{,}0\text{x}10^{-6}$ M** **[0,5 p]**

Transformem aquesta concentració a mg / L:
Massa molecular del PO_4^{3-} =(31,0) + (16,0 x 4) = 95 g / mol

$5{,}0\text{x}10^{-6}$ mol PO_4^{3-} / L solució x (95 g PO_4^{3-} / 1 mol PO_4^{3-}) x
x (1000 g PO_4^{3-} / 1 g PO_4^{3-}) = **0,475 mg / L de PO_4^{3-}** **[0,2 p]**

Comparem aquest valor amb el valor del límit legal: $[PO_4^{3-}]_{\text{limit legal}} = 0{,}20$ mg / L

$\Rightarrow$ **$0{,}475$ mg /L > $[PO_4^{3-}]_{\text{límit legal}}$**

$\Rightarrow$ **L'aigua residual tractada <u>no compleix</u> les exigències legals per abocar-la a l'aqüífer.**

[0,3 p]

24. PAU 2014 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 5

Pregunta 5

a) Reacció: $KHC_4H_4O_6(s) \leftrightarrows K^+(aq) + HC_4H_4O_6^-(aq)$ K_{ps} (a 25ºC) = $1{,}30 \cdot 10^{-3}$

Expressió de la constant del producte de solubilitat:

$\mathbf{K_{ps} = [K^+]\,[HC_4H_4O_6^-]}$ **[0,3 p]**

Transformem la concentració de potassi de g/L a mol / L:

$[K^+] = 1{,}0$ g/L

$1{,}0$ g K^+ / L x (1 mol K^+ / 39,1 g K^+) = $\mathbf{2{,}56 \cdot 10^2}$ **M** $\mathbf{K^+}$ **[0,1 p]**

Substituïm el valor d'aquesta concentració de potassi a la K_{ps} i calculem la concentració d'ions hidrogentartrat que pot haver-hi en equilibri perquè no precipiti l'hidrogentartrat de potassi:

$K_{ps} = [K^+]\,[HC_4H_4O_6^-] \Rightarrow 1{,}30 \cdot 10^{-3} = (2{,}56 \cdot 10^{-2}) \cdot [HC_4H_4O_6^-]$

$[HC_4H_4O_6^-] = 1{,}30 \cdot 10^{-3} / (2{,}56 \cdot 10^{-2})$

$\Rightarrow$ $\mathbf{[HC_4H_4O_6^-] = 5{,}08 \cdot 10^{-2}}$ **M** **[0,4 p]**

- *Si no indica les unitats (o són incorrectes) es penalitza 0,2 p.*

Transformem la concentració d'hidrogentartrat de mol/L a g/L:

Massa molar $HC_4H_4O_6^-$ = 1 + (12x4) +(4x1) +(16x6) =149 g/mol

$5{,}08 \cdot 10^{-2}$ mol $HC_4H_4O_6^-$ / L x (149 g $HC_4H_4O_6^-$/ 1 mol $HC_4H_4O_6^-$) =
= **7,57 g/L** $\mathbf{HC_4H_4O_6^-}$

La concentració màxima d'ions hidrogentartrat perquè no precipiti l'hidrogentartrat de potassi és 7,57 g/L.

[0,2 p]

Pregunta 5

b) Reacció àcid - base:

$H_2C_4H_4O_6(aq) + H_2O(l) \leftrightarrows HC_4H_4O_6^-(aq) + H_3O^+(aq)$ $\quad K_a$ (a 25°C)= $9{,}20\cdot10^{-4}$

Expressió de la constant d'acidesa:

$K_a = [HC_4H_4O_6^-]\cdot[H_3O^+]/\ [H_2C_4H_4O_6]$ **[0,3 p]**

Dades de la concentració en equilibri conegudes en el vi:

$[H_2C_4H_4O_6] = 3{,}3\cdot10^{-3}$M
$[HC_4H_4O_6^-] = 3{,}0\cdot10^{-2}$ M

Aïllem la concentració de $[H_3O^+]$ de l'expressió de la constant d'acidesa i substituïm els valors coneguts en el vi:

$[H_3O^+] = K_a\,([H_2C_4H_4O_6] / [HC_4H_4O_6^-]$

$\Rightarrow\ [H_3O^+] = 9{,}20\cdot10^{-4}\ (3{,}3\cdot10^{-3}\ /3{,}0\cdot10^{-2})$

$\Rightarrow$ **$[H_3O^+] = 1{,}012\cdot10^{-4}$ M** **[0,4 p]**

Calculem el pH de la solució:

$pH = -\log [H_3O^+]$

$\Rightarrow\ pH = -\log(1{,}012\cdot10^{-4})$

$\Rightarrow$ **pH = 4,0**

El pH del vi, a 25 °C, és 4,0. **[0,3 p]**

25. PAU 2014 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Reacció: $CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ **[0,2 p]**

Expressió de la constant de solubilitat: $K_{ps} = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}]$ **[0,2 p]**

$[Ca^{2+}] = 40$ mg / L $\Rightarrow$ Ho transformem a mol / L

40 mg Ca^{2+} / L x (1 g Ca^{2+} / 1000 mg Ca^{2+}) x (1 mol Ca^{2+} / 40,0 g Ca^{2+})
= **0,001 mol / L Ca^{2+}**

[0,2 p]

Substituïm el valor d'aquesta concentració de calci a la K_{ps} i calculem la concentració d'ions carbonat que pot coexistir en equilibri:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}]\,[CO_3^{2-}] \Rightarrow \quad 4{,}8\cdot10^{-9} = (0{,}001)\cdot[CO_3^{2-}]$$

$$[CO_3^{2-}] = 4{,}8\cdot10^{-9} / (0{,}001) \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[CO_3^{2-}] = 4{,}8\cdot10^{-6}\ M}$$

Si la concentració de carbonat és una mica superior a $4{,}8\cdot10^{-6}$ M precipitaria el carbonat de calci. **[0,4 p]**

- *Acceptem com a correcte si l'alumne indica que la concentració mínima de carbonat és $4{,}8\cdot10^{-6}$ M.*
- *Si no indica les unitats (o són incorrectes) es penalitza 0,2 p.*

Pregunta 2

b) Si es dissol $CaCO_3(s)$ en una solució aquosa de Na_2CO_3 **disminuirà la solubilitat** per efecte de l'ió comú. L'ió CO_3^{2-} que prové del Na_2CO_3 desplaça l'equilibri de solubilitat del $CaCO_3(s)$ cap a l'esquerra, és a dir, cap a la formació del carbonat de calci sòlid.

[0,5 p]

(opcional)

$$Na_2CO_3(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

- *No és obligatori escriure les reaccions, mentre el raonament sigui correcte.*
- *Si no fan cap raonament la puntuació és nul·la (0 p), encara que l'alumne digui que disminueix la solubilitat.*

Si es dissol en una solució aquosa d'HCl **augmentarà la solubilitat degut a la reacció àcid - base** entre els ions CO_3^{2-} (base) que provenen del $CaCO_3$ i el ions H^+ (àcid) que provenen de l'àcid clorhídric (HCl), per donar HCO_3^- (ó H_2CO_3). Això desplaça la reacció de solubilitat del carbonat de calci cap a la dreta.

[0,5 p]

(opcional)

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

$$CO_3^{2-}(aq) + H^+(aq) \rightarrow HCO_3^-(aq)$$

- *No és obligatori escriure les reaccions, mentre el raonament sigui correcte.*
- ***No és obligatori escriure la fórmula de l'àcid clorhídric (HCl), però si ho fan i la fórmula és incorrecte es penalitza 0,5 p.*** *En cap moment la puntuació de la subpregunta 2b pot ser negativa.*
- *Si no fan cap raonament la puntuació és nul·la (0 p), encara que l'alumne digui que augmenta la solubilitat.*

26. PAU 2014 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 6

Pregunta 6

c) **Formulació:**

sulfat de zinc: $ZnSO_4$ **[– 0,5 p si no formulen bé]**

[*En cap cas la subpregunta 6a pot tenir una puntuació negativa*]

Reacció: $Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+} + 2\ OH^-$ **[0,2 p]**

Inicial	a			
Equilibri	a – s	s	2s	on s = solubilitat (mols/L)

Expressió de la constant de solubilitat:

$K_{ps} = [Zn^{2+}]\ [OH^-]^2$ **[0,2 p]**

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

$K_{ps} = (s)\cdot(2s)^2 = 4s^3$ **[0,3 p]**

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

$s = (6{,}87\cdot10^{-17} / 4)^{1/3}$

$\Rightarrow$ **s (solubilitat) = $2{,}58\cdot10^{-6}$ mol/L** **[0,3 p]**

Pregunta 6

d) Calculem la concentració de Zn^{2+} (en mol/L) en la solució fertilitzant:

1,8 g $ZnSO_4$ / L solució x (1 mol $ZnSO_4$/ 161,4 g $ZnSO_4$) x (1 mol Zn^{2+}/1 mol $ZnSO_4$) =

= **$1{,}115\cdot10^{-2}$ mol / L de Zn^{2+}** **[0,2 p]**

Reacció: $Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+} + 2\ OH^-$

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

Calculem la concentració de OH^- perquè es compleixi la K_{ps} (la solució estaria saturada):

$[OH^-] = (K_{ps} / [Zn^{2+}])^{1/2} = (6{,}87\cdot10^{-17} / 1{,}115\cdot10^{-2})^{1/2}$

$[OH^-] = 7{,}84\cdot10^{-8}$ mol/L **[0,5 p]**

Reacció de l'aigua (opcional): $2\ H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$

$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = 1{,}0\cdot10^{-14}$

$\Rightarrow [H_3O^+] = 1{,}0\cdot10^{-14} / 7{,}84\cdot10^{-8} = 1{,}274\cdot10^{-7}$ mol/L

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 1{,}274\cdot10^{-7}$

pH = 6,9 **[0,3 p]**

27. PAU 2013 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 1

Pregunta 1

a) **Formulació: CaF_2 (fluorur de calci)** **[– 0,5 p si no formula bé]**

Reacció: $CaF_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2\ F^-$ **[0,2 p]**
Expressió de la constant de solubilitat: $K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2$ **[0,2 p]**

$[F^-] = 5{,}0 \cdot 10^{-5}$ M; substituïm el valor d'aquesta concentració de fluorur a la K_{ps} i calculem la concentració d'ions calci:

$K_{ps} = [Ca^{2+}]\ [F^-]^2 \Rightarrow \quad 3{,}9 \cdot 10^{-11} = [Ca^{2+}] \cdot (5{,}0 \cdot 10^{-5})^2$
$[Ca^{2+}] = 3{,}9 \cdot 10^{-11} / (5{,}0 \cdot 10^{-5})^2 \quad \Rightarrow \quad \mathbf{[Ca^{2+}] = 1{,}56 \cdot 10^{-2}\ M}$

La concentració màxima de calci perquè no precipiti el CaF_2 és $1{,}56 \cdot 10^{-2}$ M
[0,6 p]

b) Cal calcular la solubilitat del fluorur de calci:

Equilibri:	$CaF_2 \leftrightarrows$	Ca^{2+}	+	$2\ F^-$
Inicial	a	-		-
Equilibri	a – s	s		2s

Substituïm el valor de la solubilitat (s) a la constant de solubilitat:

$K_{ps} = (s) \cdot (2s)^2$ **[0,3 p]**
$3{,}9 \cdot 10^{-11} = (s) \cdot (2s)^2 \Rightarrow \quad 3{,}9 \cdot 10^{-11} = 4s^3$

Calculem la solubilitat (s):

$s = (3{,}9 \cdot 10^{-11} / 4)^{1/3} \Rightarrow \quad \mathbf{s = 2{,}136 \cdot 10^{-4}\ mol / L}$ **[0,3 p]**

Per dissoldre $2{,}136 \cdot 10^{-4}$ mols de CaF_2 necessitem, com a mínim, un litre de solució (aigua).
Calculem el volum d'aigua que es necessita per a dissoldre 10,0 g de CaF_2:

Massa molecular de $CaF_2 = (40) + (2 \times 19) = 78$ g / mol

10,0 g CaF_2 x (1 mol CaF_2 / 78 g CaF_2) x (1 L aigua / $2{,}136 \cdot 10^{-4}$ mol CaF_2) =
= **600,2 L d'aigua**

Volum mínim d'aigua: 600,2 L, per a dissoldre un precipitat de 10,0 g de CaF_2.
[0,4 p]

28. PAU 2013 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 6

Pregunta 6

c) **Formulació: $Fe(OH)_2$** - hidròxid de ferro(II) **-** **[– 0,5 p si no formula bé]**

Reacció de solubilitat: $Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+} + 2\ OH^-$ **[0,1 p]**

Expressió de la constant de solubilitat:
$K_{ps} = [Fe^{2+}] \cdot [OH^-]^2$ **[0,2 p]**

Calculem la concentració de Fe^{2+} en M:
$[Fe^{2+}]$ = 0,3 mg Fe^{2+} / L x (1 g Fe^{2+} / 1000 mg Fe^{2+}) x (1 mol Fe^{2+} / 55,85 g Fe^{2+})
$[Fe^{2+}] = 5{,}3715 \cdot 10^{-6}$ M **[0,1 p]**

Calculem la $[OH^-]$, substituint la concentració de Fe^{2+} en l'expressió de la K_{ps}:
$[OH^-] = ((K_{ps} / [Fe^{2+}])^{1/2} \Rightarrow [OH^-] = ((4{,}1 \cdot 10^{-15} / 5{,}3715 \cdot 10^{-6})^{1/2}$
$[OH^-] = 2{,}76 \cdot 10^{-5}$ M **[0,2 p]**

Calculem la $[H_3O^+]$, a partir de la constant d' ionització de l'aigua (K_w) i la $[OH^-]$:

Opcional: reacció: $2\ H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + OH^-$

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] = K_w / [OH^-]$
$[H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / 2{,}76 \cdot 10^{-5} \Rightarrow [H_3O^+] = 3{,}623 \cdot 10^{-10}$

El pH es calcula amb l'expressió $pH = - \log [H_3O^+]$
$pH = - \log 3{,}623 \cdot 10^{-10} \Rightarrow$ **pH = 9,4** **[0,4 p]**

- *També seria correcte, a partir de la $[OH^-]$, calcular el pOH (4,6), i d'aquí el pH:*
  $pOH = - \log [OH^-] = - \log 2{,}76 \cdot 10^{-5} = 4{,}6$
  $pH = 14 - pOH = 14 - 4{,}6 = 9{,}4$.

Pregunta 6

d) Per solubilitzar l'hidròxid de ferro(II) ho podem fer:

Cal que <u>expliquin</u> DUES de les tres possibilitats: **[0,5 p + 0,5 p]**

- **Afegint un àcid.** L'àcid (HX) reaccionaria amb l'ió OH^- que prové de l'hidròxid de ferro(II) sòlid per formar aigua, desplaçant la reacció de solubilitat cap a la dreta.

Opcional: $Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+} + 2\ OH^-$

$OH^- + HX \rightarrow H_2O + X^-$

- **Afegint un lligand.** Aquest lligand (L) hauria de reaccionaria amb l'ió Fe^{2+} que prové de l'hidròxid de ferro(II) sòlid formant un complex molt estable i desplaçant la reacció de solubilitat cap a la dreta.

Opcional: $Fe(OH)_2(s) \leftrightarrows Fe^{2+} + 2\ OH^-$

$Fe^{2+} + L \rightarrow FeL^{2+}$

- **Modificant la temperatura.** Si la reacció de solubilitat és endotèrmica caldria augmentar la temperatura (donar calor), i si és exotèrmica caldria disminuir la temperatura (treure calor), per tal que la reacció de solubilitat es desplaci cap a la dreta.

29. PAU 2013 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Reacció de precipitació del $BaSO_4$ (opcionalment la reacció de solubilitat del $BaSO_4$):

$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \leftrightarrows BaSO_4(s)$ *(es pot posar sense equilibri)*

ó

$BaCl_2(aq) + H_2SO_4(aq) \leftrightarrows BaSO_4(s) + 2\ HCl(aq)$ *(es pot posar sense equilibri)*

El producte de solubilitat del sulfat de bari es pot escriure com:

$K_{ps} = [Ba^{2+}]\ [SO_4^{2-}]$ **[0,2 p]**

Perquè una sal precipiti cal que el valor Q (amb les concentracions inicials) sigui superior a la Kps:

Q > Kps **[0,2 p]**

Calculem les concentracions inicials en barrejar les dues solucions, tenint en compte que per cada mol de H_2SO_4 tenim un mol de SO_4^{2-}, i per cada mol de $BaCl_2$ tenim un mol de Ba^{2+}. Suposem els volums additius.

$[Ba^{2+}] = (160\ mL \cdot 5{,}0 \cdot 10^{-3}\ mols/L) / (160 + 40)\ ml = 4 \cdot 10^{-3}\ M$

$[SO_4^{2-}] = (40\ ml \cdot 1{,}0 \cdot 10^{-3}\ mols/L) / (160 + 40)\ ml = 2 \cdot 10^{-4}\ M$ **[0,2 p]**

$Q = [Ba^{2+}]_o \cdot [SO_4^{2-}]_o = (4 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 10^{-4}) = 8{,}0 \cdot 10^{-7}$ **[0,2 p]**

$Q > K_{ps}$ $\Rightarrow$ Per tant, **es formarà precipitat de sulfat de bari** **[0,2 p]**

Pregunta 2

b) Separem, per filtració, i obtenim:
- un sòlid blanc: sulfat de bari, i
- un líquid incolor: solució aquosa saturada de sulfat de bari.

Si a la solució aquosa saturada de sulfat de bari li afegim una mica d'una solució aquosa concentrada de sulfat de sodi ens **apareixerà un precipitat blanc de sulfat de bari,** ja que estem afegint ions sulfat que desplacen la reacció de l'equilibri de solubilitat del $BaSO_4$ cap a la esquerra, és a dir cap a la formació del sòlid (per efecte de l'ió comú):

Reaccions (opcionals):

$$Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

$$BaSO_4(s) \leftrightarrows Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

[0,6 p]

Si a la solució aquosa saturada de sulfat de bari li afegim una mica d'aigua destil·lada estem diluint la concentració de tots els ions; la solució deixarà d'estar saturada i **no ens apareixerà cap precipitat**.

[0,4 p]

30. PAU 2012 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4

Pregunta 4

a) L'equilibri que té lloc és

$$Ca(C_2O_4)(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + C_2O_4^{2-}(aq)$$ **[0,2 p]**

Inicial	a			
Equilibri	a – S	S	S	**[0,1p]**

L'expressió del producte de solubilitat és:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [C_2O_4^{2-}]$$ **[0,2 p]**

D'aquí deduïm que:

$$K_{ps} = (S) \cdot (S) = S^2$$ **[0,2 p]**

Aïllem la S:

$$S = (K_{ps})^{1/2} = (2{,}0 \cdot 10^{-9})^{1/2} = 4{,}47 \cdot 10^{-5}\ mol \cdot L^{-1}$$

La solubilitat de l'oxalat de calci és de $4{,}47 \cdot 10^{-5}$ mol L^{-1} **[0,3 p]**

- *Es penalitzarà 0,2 p si no indiquen les unitats (o són errònies).*

Pregunta 4

b) Maneres de solubilitzar l'oxalat de calci, sense modificar la temperatura:

Només cal explicar-ne DUES : **[0,5 p + 0,5 p]**

- **Afegir més aigua (dissolvent).** La solubilitat ens diu la quantitat màxima de mols (o grams) que es pot dissoldre en un volum determinat de dissolvent. Com més dissolvent tinguem més quantitat de mols dissoldrem.

- **Afegir un àcid**. Aquest reaccionarà amb l'ió oxalat (base feble) per formar l'àcid oxàlic (àcid feble). Aquesta reacció desplaça l'equilibri de solubilitat de l'oxalat de calci cap a la dreta (solubilització). La reacció (opcional) és:

$$C_2O_4^{2-}(aq) + 2\ HA(aq) \rightarrow H_2C_2O_4(aq) + 2\ A^-(aq)$$

- **Afegir un reactiu que formi un complex estable amb el calci.** El reactiu reacciona amb l'ió calci i desplaça l'equilibri de solubilitat de l'oxalat de calci cap a la dreta (solubilització). La reacció (opcional) és:

$$Ca^{2+}(aq) + R(aq) \rightarrow CaR^{2+}(aq)$$

31. PAU 2011 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 1

Pregunta 1

a) L'equilibri que té lloc és

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$ **[0,1 p]**

Inicial	a			
Equilibri	a – S	S	2S	**[0,1p]**

$K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$ **[0,2 p]**

$K_{ps} = (S) \cdot (2S)^2 = 4S^3$ **[0,2 p]**

$S = (K_{ps} / 4)^{1/3} = (1{,}2 \cdot 10^{-11} / 4)^{1/3} = 1{,}44 \cdot 10^{-4}\ mol \cdot L^{-1}$ **[0,3p]**

Massa molecular de l'hidròxid de magnesi = 58,3

$S = (1{,}44 \cdot 10^{-4}$ mol $Mg(OH)_2$ / L) x (58,3 g $Mg(OH)_2$ / 1 mol $Mg(OH)_2$) x

x (1000 mg $Mg(OH)_2$ / 1 g $Mg(OH)_2$)

solubilitat del $Mg(OH)_2 = 8{,}4\ mg \cdot L^{-1}$ **[0,1 p]**

Pregunta 1

b) Formulació: $Mg(NO_3)_2$ **[– 0,5 p si no formulen bé]**
HCl **[– 0,5 p si no formulen bé]**

- *No és obligatori que formulen els dos compostos, però si ho fan i alguna de les fórmules és incorrecte es penalitzarà.*

Si es dissol en una solució de nitrat de magnesi **disminuirà la solubilitat** per efecte de l'ió comú. L'ió Mg^{2+} que prové del $Mg(NO_3)_2$ desplaça l'equilibri de solubilitat del $Mg(OH)_2$ cap a l'esquerra, és a dir, cap a la formació de l'hidròxid de magnesi (sòlid).

(opcional)

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$

$$Mg(NO_3)_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq)$$ **[0,5 p]**

Si es dissol en una solució de HCl **augmentarà la solubilitat degut a la reacció àcid-base** entre els ions OH^- que provenen del $Mg(OH)_2$ i el ions H^+ de l'àcid clorhídric (HCl), per donar aigua.

(opcional)

$$Mg(OH)_2(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$$
$$OH^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l)$$ **[0,5 p]**

32. PAU 2011 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 6

Pregunta 6

a) Formulació: AgCl **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Reacció de precipitació (opcionalment la reacció de solubilitat del AgCl):

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$ **[0,1p]**
ó $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$

El producte de solubilitat del clorur de plata es pot escriure com:

$$K_{ps} = [Ag^+]\,[Cl^-]$$ **[0,1 p]**

Perquè una sal precipiti cal que el valor Q (amb les concentracions inicials) sigui superior a la Kps: Q > Kps **[0,2 p]**

Calculem les concentracions inicials en barrejar les dues solucions:

$[Ag^+] = (10\ ml \cdot 9{,}0 \cdot 10^{-4}\ mols/L)\ /\ (20 + 10)\ ml = 3 \cdot 10^{-4}\ M$

$[Cl^-] = (20\ ml \cdot 3{,}0 \cdot 10^{-7}\ mols/L)\ /\ (20 + 10)\ ml = 2 \cdot 10^{-7}\ M$ **[0,2 p]**

$$Q = [Ag^+]_o \cdot [Cl^-]_o = (3 \cdot 10^{-4}) \cdot (2 \cdot 10^{-7}) = 6{,}0 \cdot 10^{-11}$$
$$Q = 0{,}60 \cdot 10^{-10}$$ **[0,2 p]**

$Q < K_{ps}$ Per tant, no es formarà precipitat de clorur de plata.
No es detectarà clorurs en la solució problema. **[0,2 p]**

Pregunta 6

b) Pictogrames:



Perillós pel medi ambient. **[0,2 p]**

Substància que afecta de forma irreversible al medi ambient i, per tant, cal evitar la seva eliminació de forma incontrolada (no llençar-lo per la pica). **[0,3 p]**



Corrosiu. **[0,2 p]**

El contacte amb aquestes substàncies destrueix teixits vius i altres materials i, per tant, cal evitar la seva inhalació i el contacte amb la pell, els ulls i la roba (treballar amb bata, guants, ulleres i en una campana extractora). **[0,3 p]**

33. PAU 2009 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

Exercici 4-A

4.1 Concentració de F^- en l'aigua saturada de CaF_2

- Equilibri de solubilitat: $CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$
  s s 2s [0,3 punts]

- Producte de solubilitat: $K_{ps} = 4{,}0\cdot10^{-11} = [Ca^{2+}(aq)]\cdot[F^-(aq)]^2 = s\cdot(2s)^2$ [0,3 punts]

$s\cdot(2s)^2 = 4s^3 = 4{,}0\cdot10^{-11}$
$s = 2{,}15\cdot10^{-4}$ M [0,2 punts]
$[F^-(aq)] = 2s = 4{,}3\cdot10^{-4}$ M [0,2 punts]

- Contingut en fluorurs i idoneïtat de l'aigua:

$$\frac{4{,}3\cdot10^{-4}\ mol\ F^-}{1\ L}\cdot\frac{19{,}0\ g\ F^-}{1\ mol\ F^-}\cdot\frac{1000\ mg\ F^-}{1\ g\ F^-} = 8{,}2\ mg\ F^-\cdot L^{-1}$$

L'aigua, doncs, no s'ajusta a les recomanacions. [0,4 punts]

4.2 Solubilitat del CaF_2 en la solució 0,1 M de NaF

- Equilibri de solubilitat: $CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$
  s' s' 2s' + 0,1 [0,3 punts]

Si considerem que 0,1 >> 2s' i obtindrem:
$s'\cdot(2s' + 0{,}1)^2 = 4{,}0\cdot10^{-11}$
$s'\cdot0{,}1^2 = 4{,}0\cdot10^{-11}$
$s' = 4{,}0\cdot10^{-9}$ M [0,3 punts]

Atès que $4{,}0\cdot10^{-9}$ M << 0,1 M, podem concloure que a consideració feta en el pas anterior (s' << 0,1 M) és correcta.

34. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

Exercici 2

2.1 Carbonat més soluble i càlcul de la seva solubilitat

$$CaCO_3(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$
$$MgCO_3(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$$

Atès que ambdós carbonats són sals 1:1, el més soluble serà el que presenti un valor del K_{ps} més gran. En aquest cas, serà el $MgCO_3$.
[0,2 punt]

Càlcul de la solubilitat del carbonat de magnesi:

$MgCO_3(s) \leftrightarrows Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
s s s [0,2 punt]

$K_{ps} = 1{,}0\cdot10^{-5} = [Mg^{2+}(aq)]_{eq}\cdot[CO_3^{2-}(aq)]_{eq} = s^2$
d'on $s = 3{,}16\cdot10^{-3}$ M [0,2 punt]

$$\frac{3{,}16\cdot10^{-3}\ mol\ MgCO_3}{1\ L\ solució}\cdot\frac{84{,}3\ g\ MgCO_3}{1\ mol\ MgCO_3}\cdot\frac{1000\ mg\ MgCO_3}{1\ g\ MgCO_3} = 266{,}4\ mg\ MgCO_3\ /\ L$$ [0,2 punt]

2.2 Predicció de formació de precipitat:

Existirà precipitació si $Q_{ps} > K_{ps}$ on $Q_{ps} = [Mg^{2+}(aq)]\cdot[CO_3^{2-}(aq)]$

$$\left[Mg^{2+}\right] = \frac{(0{,}100\ L \cdot 0{,}012)\ mol}{(0{,}100 + 0{,}050)\ L\ solució} = 8{,}0{\cdot}10^{-3}\ M$$

[0,2 punt]

$$\left[CO_3^{2-}\right] = \frac{(0{,}050\ L \cdot 0{,}060)\ mol}{(0{,}100 + 0{,}050)\ L\ solució} = 2{,}0{\cdot}10^{-2}\ M$$

[0,2 punt]

$Q_{ps} = [Mg^{2+}(aq)]\cdot[CO_3^{2-}(aq)] = 8{,}0{\cdot}10^{-3} \cdot 2{,}0{\cdot}10^{-2} = 1{,}6{\cdot}10^{-4} > K_{ps}$

Hi haurà formació de precipitat [0,2 punt]

2.3 Preparació de la solució diluïda:

Càlcul del volum de la solució concentrada:

$$100\ mL\ só.dil. \frac{0{,}012\ mol\ MgCl_2}{1000\ mL\ só.dil.} \cdot \frac{1000\ mL\ só.conc.}{0{,}120\ mol\ MgCl_2} = 10{,}0\ mL\ só.conc.\ de\ MgCl_2$$

[0,2 punt]

Pipetejar 10 mL de la solució 0,120 M (pipeta aforada o graduada de 10 mL) emprant una pera de goma o un altre estri per a l'aspiració. Per no contaminar la solució es pot disposar una petita quantitat de la solució concentrada (uns 15-20 mL) en un vas de precipitats i, d'aquest, pipetejar els 10 mL de producte. El producte sobrant es pot llençar per l'aigüera.
Disposar en volum pipetejat en un matràs aforat de 100 mL i addicionar aigua fins la marca de l'enràs. Tapar el matràs i agitar el contingut per tal d'homogeneïtzar la solució.
Etiquetar o retolar el matràs.
Aquest procediment de preparar solucions s'anomena "procediment per dilució".

Per obtenir la puntuació màxima esmentar els 4 particulars subratllats. [0,4 punt]

35. PAU 2009 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció A)

Exercici 4A

4.1 Constant producte de solubilitat:

- Equilibri de solubilitat: $Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$ [0,1 punt]
  s s 2s [0,2 punt]

Atès que el pH = 8,5, el pOH serà = 5,5. [0,2 punt]

D'aquesta manera, la $[OH^-]$ serà: $10^{-pOH} = [OH^-] = 3{,}16\ 10^{-6}$ M [0,2 punt]

i $[Zn^{2+}] = 1{,}58\ 10^{-6}$ M [0,2 punt]

- Producte de solubilitat: $K_{ps} = [Zn^{2+}(aq)] \cdot [OH^-(aq)]^2$ [0,2 punt]

$K_{ps} = 1{,}58\ 10^{-6} \cdot (3{,}16\ 10^{-6})^2 = 1{,}58 \cdot 10^{-17}$ [0,2 punt]

Massa de $Zn(OH)_2$ dissolt en 5 litres de solució saturada:

$$5\ L\ só \cdot \frac{1{,}58\,10^{-6}\ mol\ Zn(OH)_2}{1\ L\ só} \cdot \frac{99{,}4\ g\ Zn(OH)_2}{1\ mol\ Zn(OH)_2} = 7{,}85 \cdot 10^{-4}\ g\ Zn(OH)_2$$

[0,2 punt]

4.2 Solubilitat del $Zn(OH)_2$ en la solució de $ZnCl_2$:

- Equilibri de solubilitat: $Zn(OH)_2(s) \leftrightarrows Zn^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
  s' s' + 1,5 10^{-2} 2s' [0,2 punt]

- Es pot acceptar la simplificació s' << 1,5 10^{-2} (efecte ió comú).

$K_{ps} = 1{,}58\ 10^{-17} = 1{,}5 \cdot 10^{-2}\ (2s')^2$ [0,2 punt]

s' = 1,6 10^{-8} M [0,1 punt]

36. PAU 2008 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.1 Solubilitat del fluorur de bari

- Equilibri de solubilitat: $CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2F^-(aq)$
  s s 2s [0,1 punts]

- Producte de solubilitat: $K_{ps} = 4{,}0 \cdot 10^{-11} = [Ca^{2+}(aq)] \cdot [F^-(aq)]^2$ [0,1 punts]

$s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4{,}0 \cdot 10^{-11}$ [0,2 punts]

s = 2,15·10^{-4} M [0,3 punts]

$$\frac{2{,}15 \cdot 10^{-4}\ mol\ CaF_2}{1\ L} \cdot \frac{78{,}1\ g\ CaF_2}{1\ mol\ CaF_2} \cdot \frac{1000\ mg\ CaF_2}{1\ g\ CaF_2} = 16{,}8\ mg\ CaF_2 \cdot L^{-1}$$

[0,3 punts]

4.2 Solubilitat del CaF_2 en l'aigua dura

Equilibri de solubilitat: $CaF_2(s) \leftrightarrows Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$
s' c + s' 2s' [0,1 punts]

Càlcul de la molaritat de $Ca^{2+}(aq)$ en l'aigua dura:

$$\frac{0{,}320\ g\ Ca^{2+}}{1\ L} \cdot \frac{1\ mol\ Ca^{2+}}{40{,}1\ g\ Ca^{2+}} = 7{,}98 \cdot 10^{-3}\ mol\ Ca^{2+} \cdot L^{-1} = c + s'$$

Atès que: $[Ca^{2+}(aq)] = 7{,}98 \cdot 10^{-3}$ M
$[Ca^{2+}(aq)] \cdot (2s')^2 = 7{,}98 \cdot 10^{-3} \cdot (2s')^2 = 4{,}0 \cdot 10^{-11}$
$s' = 3{,}54 \cdot 10^{-5}$ M [0,2 punts]
i $[F^-] = 7{,}08 \cdot 10^{-5}$ M [0,2 punts]

$$\frac{7{,}08 \cdot 10^{-5}\ mol\ F^-}{1\ L} \cdot \frac{19{,}0\ g\ F^-}{1\ mol\ F^-} \cdot \frac{1000\ mg\ F^-}{1\ g\ F^-} = 1{,}35\ mg\ F^- \cdot L^{-1}$$

[0,2 punts]

Per la qual cosa, l'aigua s'ajusta a les recomanacions.

37. PAU 2008 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.1 Càlcul del pH en el que precipita l'hidròxid d'alumini

- Equilibri de precipitació: $Al(OH)_3(s) \leftrightarrows Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$
s s 3s [0,2 punts]

- Producte de solubilitat: $K_{ps} = 3{,}7 \cdot 10^{-15} = [Al^{3+}(aq)] \cdot [OH^-(aq)]^3$ [0,1 punts]

$s \cdot (3s)^3 = 27s^4 = 3{,}7 \cdot 10^{-15}$
$s = 1{,}082 \cdot 10^{-4}$ M [0,3 punts]
$[OH^-(aq)] = 3s = 3{,}25 \cdot 10^{-4}$ M [0,4 punts]

- Càlcul de pH: $pOH = -\log 3{,}25 \cdot 10^{-4} = 3{,}49$
$pH = 14 - pOH = 14 - 3{,}49 = 10{,}51$ [0,5 punts]

4.2 Solubilització del precipitat d'hidròxid d'alumini
Els hidròxids reaccionen amb els àcids i formen sals.
El sulfat d'alumini (veure enunciat) és una sal d'alumini soluble en aigua.

El més lògic, doncs, serà dissoldre el precipitat d'hidròxid d'alumini addicionant una solució d'àcid sulfúric. També és pot emprar una solució d'HCl o de qualsevol altra àcid que doni lloc a una sal soluble .

[0,5 punts]

38. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.1 Solubilitat del carbonat de plom(II) i càlcul de la $[Pb^{2+}]$

- Equilibri de solubilitat: $PbCO_3(s) \leftrightarrows Pb^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
  s s s [0,2 punts]

- Producte de solubilitat: $K_{ps} = 1{,}5\cdot10^{-15} = [Pb^{2+}(aq)]\cdot[CO_3^{2-}(aq)]$

$s\cdot s = s^2 = 1{,}5\cdot10^{-15}$
$s = 3{,}87\cdot10^{-8}$ M
[0,3 punts]

$$\frac{3{,}87\cdot10^{-8}\ \text{mol PbCO}_3}{1\ \text{L}}\cdot\frac{1\ \text{mol Pb}^{2+}}{1\ \text{mol PbCO}_3}\cdot\frac{207{,}2\ \text{g Pb}^{2+}}{1\ \text{mol Pb}^{2+}} = 8{,}0\cdot10^{-6}\ \text{g PbCO}_3\cdot\text{L}^{-1}$$

[0,3 punts]

Atès que $8{,}0\cdot10^{-6}$ és més petit que $1{,}0\cdot10^{-5}$, l'aigua podria destinar-se al consum. [0,2 punts]

4.2 Predicció de la precipitació i efecte de l'àcid nítric diluït

Es produirà precipitació si: $Q_{ps} > K_{ps}$; on $Q_{ps} = [Pb^{2+}(aq)]\cdot[CO_3^{2-}(aq)]$ en la solució [0,1 punts]

Càlcul de les concentracions nominals en la solució:

$$[Pb^{2+}] = \frac{(0{,}150\cdot0{,}040)\ \text{mol Pb}^{2+}}{0{,}200\ \text{L}} = 3{,}0\cdot10^{-2}\ \text{mol Pb}^{2+}\cdot\text{L}^{-1}$$

[0,2 punts]

$$[O_3^{2+}] = \frac{(0{,}050\cdot0{,}010)\ \text{mol CO}_3^{2-}}{0{,}200\ \text{L}} = 2{,}5\cdot10^{-3}\ \text{mol CO}_3^{2-}\cdot\text{L}^{-1}$$

[0,2 punts]

Així, $Q_{ps} = [Pb^{2+}(aq)]\cdot[CO_3^{2-}(aq)] = 3{,}0\cdot10^{-2}\cdot 2{,}5\cdot10^{-3} = 7{,}5\cdot10^{-5}$
De manera que es produirà la precipitació de carbonat de plom(II) [0,1 punts]

Efecte de l'àcid nítric diluït:

El carbonat de plom(II) és una sal de l'àcid carbònic, un àcid feble que en presència d'un àcid fort dóna lloc a $CO_2(g)$, $H_2O(l)$ i la corresponent salt de plom(II) de l'àcid fort. En el nostre cas, doncs, es formarà nitrat de plom(II) que, tal com queda palès en l'enunciat és una sal soluble. D'aquesta manera, l'addició de l'àcid nítric diluït provocarà la dissolució del carbonat de plom(II) a través de la següent reacció: [0,2 punts]

$$2HNO_3(aq) + PbCO_3(s) \rightarrow Pb^{2+}(aq) + 2NO_3^-(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$ [0,2 punts]

39. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4B Equilibri de precipitació:

4.1 Càlcul de la $[OH^-]$ a pH = 12,0:

$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-2} = 0,01$ M [0,2 punts]

Expressió del K_{ps} $Mg(OH)_2$ (s) ⇆ Mg^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq)

$K_{ps} = [Mg^{2+}]\cdot[OH^-]^2 = 3,4\cdot10^{-11}$ [0,2 punts]

Molaritat del Mg^{2+} a pH = 12,0

$K_{ps} = [Mg^{2+}]\cdot[0,01]^2 = 3,4\cdot10^{-11}$

$[Mg^{2+}] = 3,4\ 10^{-7}$ M [0,4 punts]

Massa de $Mg(OH)_2$ precipitada en el si d'1 litre d'aigua de mar:

1 litre d'aigua: mols de Mg^{2+} que queden en dissolució: 3,4 10^{-7} mols

mols de Mg^{2+} que hi havia abans de la precipitació:
44,0 / 24,3 = 1,81 mols

Balanç de matèria ben plantejat i resolt: [0,4 punts]

D'aquesta manera, l'hidròxid de magnesi precipitat serà:

$$1,81\ mols\ de\ Mg^{2+} \cdot \frac{1\ mol\ Mg(OH)_2}{1\ mols\ de\ Mg^{2+}} \cdot \frac{58,3\ g\ Mg(OH)_2}{01\ mol\ Mg(OH)_2} = 105,5\ g\ Mg(OH)_2$$

[0,3 punts]

4.2 En l'enunciat es diu que en l'aigua de mar el magnesi es troba, principalment, sota la forma de clorur. Per aquesta raó, podem solubilitzar l'hidròxid de magnesi tractant-lo amb una dissolució d'HCl i formar la sal soluble corresponent:

$Mg(OH)_2$ (s) + 2 HCl (aq) → Mg^{2+} (aq) + 2 Cl^- (aq) + 2 H_2O (l) [0,5 punts]

5B Respostes a les preguntes (no cal justificació)

40. PAU 2007 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4B Equilibri de precipitació

4.1 Càlcul de la solubilitat en aigua:
$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 2{,}8.10^{-10} = s.s = s^2$ d'on solubilitat = s = $1{,}67.10^{-5}$ M [0,6 punt]

4.2 Càlcul de la solubilitat en NaCl 10^{-2} M
$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 2{,}8.10^{-10} = s´.(0{,}01 + s´)$
i com que s´ serà molt més petita que 0,01 M podem fer la següent aproximació:
$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 2{,}8.10^{-10} = 0{,}01.s´$ d'on obtenim que $s´ = 2{,}8.10^{-8}$ M [0,8 punt]
La disminució de la solubilitat d'una sal insoluble en una dissolució que conté una sal amb un ió comú s'anomena "efecte de l'ió comú" [0,2 punt]

4.3 Solubilitat en $CaCl_2$ 5.10^{-3} M

Donat que la concentració de Cl^- aportada pel $CaCl_2$ és 2 · 0,005 M = 0,01 M, i aquesta concentració és idèntica a la aportada per la de la dissolució 0,01 M de NaCl, hem de deduïr que l'efecte ió comú també idèntic en ambdues situacions.

[0,4 punt]

Els càlculs associats (que no cal fer-los) són:

$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 2{,}8.10^{-10} = s´´.(0{,}01 + s´´)$ donat que la concentració de Cl^- aportada pel clorur de calci és: 2.0,005 M = 0,01 M
i com que s´´ serà molt més petita que 0,01 M podem fer la següent aproximació:
$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 2{,}8.10^{-10} = 0{,}01.s´´$ d'on obtenim que $s´´ = 2{,}8.10^{-8}$ M

41. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4A Equilibri de solubilitat:

4.1 Solubilitat del BaF_2
Massa molecular de la sal = 175.3

$$solublitat = \frac{1{,}300\ g\ sal}{L} . \frac{1\ mol\ sal}{175{,}3\ g\ sal} = 7{,}416{\cdot}10^{-3}\ M$$

[0,4 punts]

4.2 Constant producte de solubilitat del BaF_2

$$BaF_2\ (s) \leftrightarrows \underset{s}{Ba^{2+}}\ (aq) + \underset{2s}{2\ Cl^-}\ (aq)$$

$$K_{ps} = [Ba^{2+}]{\cdot}[Cl^-]^2 = s{\cdot}(2s)^2 = 4\ s^3 = 4 \cdot (7{,}416{\cdot}10^{-3})^3 = 1{,}63{\cdot}10^{-6}$$

[1 punt]

4.3 Solubilitat en un dissolució 0,500 M de NaF

$$K_{ps} = [Ba^{2+}]{\cdot}[Cl^-]^2 = 1{,}63{\cdot}10^{-6} = s´{\cdot}(0{,}500 + 2s)^2$$

i donat que *s'* és molt més petita que 0,500, l'equació anterior queda de la següent forma:

$$K_{ps} = 1{,}63{\cdot}10^{-6} = s´{\cdot}(0{,}500)^2 \text{ d'on s'obté } s' = 6{,}52{\cdot}10^{-6}\ M$$

[0,6 punts]

42. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 1

1. Problema de l'hidròxid de calci
   a) A partir del valor del pH es pot calcular el pOH (14 – 12,35 = 1,65) i la $[OH^-]$ ($10^{-1,65}$ M). D'aquesta manera s'obté: $[OH^-] = 2{,}24\ 10^{-2}$ M [0,3 punts]
   La solubilitat del $Ca(OH)_2$ és la meitat de la $[OH^-]$. Així: solubliltat = s = $1{,}12\ 10^{-2}$ M [0,4 punts]
   Fent servir factors de conversió, expressem la solubilitat en g L^{-1}. s = 0,83 g L^{-1} [0,3 punts]
   b) $K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1{,}12\ 10^{-2} \cdot (2{,}24\ 10^{-2})^2 = 5{,}62\ 10^{-6}$ [0,6 punts]
   c) Els precipitats de $Ca(OH)_2$ es poden solubilitzar per addició d'un àcid com ara el HCl, HNO_3, àcid acètic, ... que donin lloc a una sal soluble (no és el cas del H_2SO_4) o bé per l'addició d'un agent complexant (com ara l'àcid EDTA o la seva sal sòdica). Qualsevol dels dos procediments és correcte. [0,4 punts]

43. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

3. Equilibri de solubilitat

   a) Per factors de conversió: solubilitat del $SrSO_4 = 5{,}66\ 10^{-4}$ M. [0,5 punts]
   b) $K_{ps} = 3{,}2\ 10^{-7}$ [0,5 punts]
   c) $[SO_4^{2-}] = 1{,}0\ 10^{-2}$; $[Sr^{2+}] = 5{,}0\ 10^{-3}$ [0,4 punts]
   $[SO_4^{2-}]\ [Sr^{2+}] = 5{,}0\ 10^{-5} > K_{ps}$ cosa que indica que es formarà precipitat [0,3 punts]
   d) El producte de solubilitat tan sols varia amb la temperatura. D'aquesta manera, el valor del producte de solubilitat serà el mateix que el calculat en l'apartat b). [0,3 punts]

44. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció A)

5. Equilibri de solubilitat
   a) Si el pH és 9,0 la concentració de OH^- serà 10^{-5} M [0,5 punts]
   b) Per saber si precipitarà la sal hem de calcular la concentració dels ions en la dissolució i comprovar si Q_{ps} és major o menor que K_{ps}.
   $[OH^-] = 10^{-5}$ M; $[Mg^{2+}] = 10^{-1}$ M; d'aquesta manera $Q_{ps} = 1{,}0\ 10^{-11} < K_{ps}$ la qual cosa en indica que no hi haurà formació de precipitat. [1,0 punts]
   c) Els precipitats de $Mg(OH)_2$ els podem solubilitzar disminuint el pH per addició d'un àcid. També es pot es acceptar la redissolució per addició d'un agent seqüestrant o quelatant com ara l'àcid EDTA. [0,5 punts]

45. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5. respostes a preguntes objectives (no cal justificació)

   5.5 resposta correcta: (a) [0,5 punts]
   5.6 resposta correcta: (c) [0,5 punts]
   5.7 resposta correcta: (a) [0,5 punts]
   5.8 resposta correcta: (d) [0,5 punts]

46. PAU 2005 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció A)

5. Solubilitat del clorur de magnesi (massa molecular = 95,3 g·mol^{-1})
   a) Precipita l'hidròxid de magnesi $Mg(OH)_2$ en medi bàsic [0,5 punts]
   b) $[Mg^{2+}] = 0{,}0567$ mol·dm^{-3} ; $[OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$
   $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 5{,}67 \cdot 10^{-12}$ [1 punt]
   c) Afegint algun àcid, per reduir la concentració d'ions OH^- [0,5 punts]

47. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

5. Dissolució saturada de $CaSO_4$ (massa molecular = 136 g·mol^{-1})
   a) 0,207 g $CaSO_4$? 0,0152 mol ? s = 0,0609 mol·dm^{-3} [0,5 punts]
   b) $K_{ps} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = s^2 = 3{,}71\cdot10^{-5}$ [0,5 punts]
   c) $Ca(NO_3)_2$ 0,001 M ? $[Ca^{2+}] = 0{,}0005$ mol·dm^{-3}
   Na_2SO_4 0,01 M ? $[SO_4^{2-}] = 0{,}005$ mol·dm^{-3}
   $[Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = 2{,}5\cdot10^{-6} < K_{ps}$? no precipitarà [1 punt]

48. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Solubilitat $Pb(NO_3)_2$
   a) A 25 ºC, la solubilitat és 60 g / 100 g aigua. Per tant, 600 g $Pb(NO_3)_2$ [0,5 punts]
   b) A 70 ºC la solubilitat és 105 g /100 g. Al 50 % implica 100 g solut /100 g aigua, per tant no és saturada.
   c) A 25 ºC es dissolen 120 g en 200 g d'aigua. Per tant, hi ha 30 g de sòlid no dissolt. [0,5 punts]
   d) L'equilibri de dissolució es desplaça cap a les espècies dissoltes en augmentar la temperatura, per tant el procés és endotèrmic. [0,5 punts]

49. PAU 2004 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció B)

5. respostes a preguntes objectives (no cal justificació)

   5.1 resposta correcta: (a) [0,5 punts]
   5.2 resposta correcta: (b) [0,5 punts]
   5.3 resposta correcta: (b) [0,5 punts]
   5.4 resposta correcta: (d) [0,5 punts]

50. PAU 2004 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. $BaCl_2 + Na_2CO_3$
   a) $BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\ Cl^-$
   $Na_2CO_3 \rightarrow 2\ Na^+ + CO_3^{2-}$ $\quad Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow BaCO_3$ (s) [0,5 punts]
   b) $[CO_3^{2-}] = 0{,}001$ mol / 1,0082 dm^3 = $9{,}92\cdot10^{-4}$ mol·dm^{-3}
   $[Ba^{2+}] = 8{,}2\cdot10^{-6}$ mol / 1,0082 dm^3 = $8{,}13\cdot10^{-6}$ mol·dm^{-3}
   K_{ps} ($BaCO_3$) = $8{,}07\cdot10^{-9}$ [1 punt]

   c) Els protons de l'àcid clorhídric reaccionen amb els ions carbonat per donar l'àcid carbònic, ja que és un àcid dèbil. L'equilibri es desplaça, doncs, cap a la redissolució del precipitat. [0,5 punts]

51. PAU 2004 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció A)

5. Precipitació $CaSO_4$ i $BaSO_4$
   a) K_{ps} ($BaSO_4$) = $[Ba^{2+}][SO_4^{2-}] \rightarrow 1{,}1\cdot10^{-10} = 1{,}0\cdot10^{-5}\cdot[SO_4^{2-}] \rightarrow [SO_4^{2-}] = 1{,}1\cdot10^{-5}$ mol·dm^{-3}
   K_{ps} ($CaSO_4$) = $[Ca^{2+}][SO_4^{2-}] \rightarrow 2{,}4\cdot10^{-5} = 2{,}0\cdot10^{-3}\cdot[SO_4^{2-}] \rightarrow [SO_4^{2-}] = 0{,}012$ mol·dm^{-3}
   Precipita primer el $BaSO_4$ [1 punt]
   b) Precipitarà $CaSO_4$ quan $[SO_4^{2-}] = 0{,}012$ mol·dm^{-3}, $\rightarrow [Ba^{2+}] = 9{,}2\cdot10^{-9}$ mol·dm^{-3} [1 punt]

52. PAU 2003 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Dissolució saturada d'hidròxid de zinc (massa molecular = 99,4 g·mol^{-1})

a) $[OH^-] = 10^{-5,5} = 3{,}16\cdot10^{-6}$ mol·dm^{-3}
$[Zn^{2+}] = ½\ [OH^-] = 1{,}58\cdot10^{-6}$ mol·dm^{-3} [0,5 punts]

b) $K_{ps}\ (Zn(OH)_2) = [Zn^{2+}][OH^-]^2 = 1{,}6\cdot10^{-17}$ [0,5 punts]

c) s = solubilitat $\rightarrow$ $K_{ps} = (2s)^2 s = 4s^3$ $\rightarrow$ $s = 1{,}58\cdot10^{-6}$ mol·dm^{-3}
en 200 cm^3 : $3{,}2\cdot10^{-7}$ mol $Zn(OH)_2 = 3{,}14\cdot10^{-5}$ g $Zn(OH)_2$ [0,5 punts]

d) Afegint un àcid, que neutralitzaria els ions OH^-, desplaçant l'equilibri cap a la dissolució del precipitat. [0,5 punts]

53. PAU 2003 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5. Dissolució saturada de clorur de plom(II). (massa molecular = 278)

a) $K_{ps}\ (PbCl_2) = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$
1,004 g / 250 cm^3 $\rightarrow$ $[Pb^{2+}] = 0{,}0144$ mol·dm^{-3}
$[Cl^-] = 0{,}0288$ mol·dm^{-3} $\Rightarrow$ $K_{ps} = 1{,}2\cdot10^{-5}$ [1 punt]

b) $[Cl^-] = 0{,}025$ mol·dm^{-3}
$[Pb^{2+}] = 7{,}5\cdot10^{-3}$ mol·dm^{-3} $\rightarrow$ $[Cl^-]^2[Pb^{2+}] = 4{,}69\cdot10^{-6} < K_{ps}$ $\Rightarrow$ no precipita [1 punt]

54. PAU 2003 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció B)

5. Carbonat de plata: Ag_2CO_3 , massa molecular = 276 g·mol^{-1}
Iodat de plata: $AgIO_3$, massa molecular = 283 g·mol^{-1}

a) $K_{ps}\ (Ag_2CO_3) = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3$ $\rightarrow$ $s = 1{,}27\cdot10^{-4}$ mol·dm^{-3} = 0,035 g·dm^{-3}
$K_{ps}\ (AgIO_3) = [Ag^+][IO_3^-] = s^2$ $\rightarrow$ $s = 1{,}76\cdot10^{-4}$ mol·dm^{-3} = 0,050 g·dm^{-3}

b) carbonat: $[Ag^+] = 2s = 2{,}54\cdot10^{-4}$ mol·dm^{-3}
iodat: $[Ag^+] = s = 1{,}76\cdot10^{-4}$ mol·dm^{-3}
Hi ha més ions al carbonat de plata.

55. PAU 2002 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 3

3. Ió calci: Ca^{2+} Ió sulfat: SO_4^{2-} (massa molar = 96 g·mol^{-1})

a) A partir de les masses molars: $[Ca^{2+}]$ = **0,0096 M**, $[SO_4^{2-}]$ = **0,0008 M** [0,5 punts]

b) $[Ca^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = 7{,}68\cdot10^{-6} < K_{ps}$ $\Rightarrow$ **no precipita** [0,5 punts]

c) Noves concentracions:
$[Ca^{2+}]$ = 0,0096 mol / 1,2 L = **0,008 M**
$[SO_4^{2-}]$ = (0,0008 mol + 0,2 mol·L^{-1} · 0,02 L) / 1,2 L = **0,004 M**
$[Ca^{2+}]\cdot[SO_4^{2-}] = 3{,}2\cdot10^{-5} > K_{ps}$ $\Rightarrow$ **precipita** [1 punt]

56. PAU 2002 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.

a) **$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + Na\ NO_3$** [0,5 punts]

b) Volum total = 1 L + 0,0018 L = 1,0018 L

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = \frac{1\cdot10^{-4}\ \text{mol}}{1{,}0018\ \text{L}} \cdot \frac{1{,}8\cdot10^{-3}\ \text{L}\cdot 0{,}001\ \text{mol·L}^{-1}}{1{,}0018\ \text{L}} = \mathbf{1{,}8\cdot10^{-10}}$$ [1 punt]

c) El precipitat de clorur de plata es **redissoldrà per complexació**:
$AgCl + 2\ NH_3 \rightarrow Ag(NH_3)_2^+ + Cl^-$ [0,5 punts]

57. PAU 2001 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Solubilitat de l'$Mg(OH)_2$ (massa molecular = 58,3 $g \cdot mol^{-1}$)
   a) $K_{ps} = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \rightarrow s = 1{,}12 \cdot 10^{-4}$ $mol \cdot dm^{-3} = 6{,}52 \cdot 10^{-3}$ $g \cdot L^{-1}$
   b) pH = 12 $\rightarrow$ $[OH^-] = 0{,}01$ $mol \cdot dm^{-3}$
   $K_{ps} = s'(2s' + 0{,}01)^2 \approx 10^{-4}s' \rightarrow s' = 5{,}6 \cdot 10^{-8}$ $mol \cdot dm^{-3}$ (aproximació vàlida) $= 3{,}26 \cdot 10^{-6}$ $g \cdot L^{-1}$
   c) Medi àcid $\rightarrow$ disminueix $[OH^-]_{total} \rightarrow$ augmenta $[Mg^{2+}] \rightarrow$ augmenta la solubilitat

58. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

59. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 5 (Opció A)

5.-

a) Es plantegen les equacions de Kps i es calcula en cada cas amb les concentracions de partida quina és la concentració necessària de ions OH^-. S'observa que precipitarà primer el $Mg(OH)_2$ per que necessita menys OH^-.

b) La concentració de OH^- a pH 10 no és suficient per arribar a precipitar el $Ca(OH)_2$ de la solució indicada.

60. PAU 2000 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

61. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4.- a) CaF_2 ---> Ca^{2+} + 2 F^-

b) a partir del valor del Kps es calcula la solubilitat: $x(2x)^2 = Kps$

c) Amb les dades de les concentracions petinents, es calcula el producte de solubilitat i s'observa que és més petit que el valor del Kps, per tant no precipitarà.