

**SÈIRE 1**

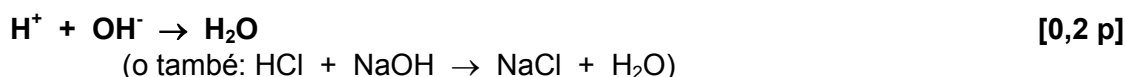
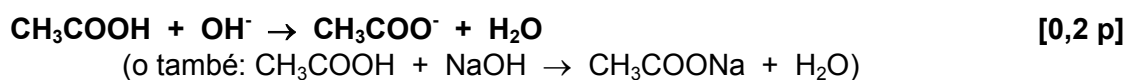
*L'alumne ha de respondre 5 preguntes (qüestions). Obligatòriament ha de respondre la 1, la 2 i la 3; escollir una entre la 4 i la 5, i escollir una entre la 6 i la 7.*

*Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si un càlcul necessita un resultat anterior, i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, i tenir en compte el procediment de resolució (sempre que els valors emprats i/o els resultats no siguin absurds).*

*Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat, com s'explicita en la pauta. En cap cas un apartat pot tenir una puntuació "negativa".*

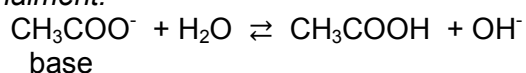
**Pregunta 1.a)****Formulació. Àcid acètic:  $\text{CH}_3\text{COOH}$** **Àcid clorhídric:  $\text{HCl}$** **[– 0,5 p si no formulen bé els DOS compostos]**

- *Es penalitza 0,5 p tant si s'equivoquen en la formulació d'un compost ( $\text{HCl}$  o  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) o en els dos.*
- *La formulació incorrecta només penalitzarà en l'apartat "a" o en l'apartat "b".*

**Reaccions de valoració****Valoració de l'àcid acètic:**

En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base ( $\text{NaOH}$ ) perquè tot l'àcid acètic reaccioni, sense que sobri  $\text{NaOH}$ . Tenim en la solució: ió acetat, ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), ió sodi i aigua. **El pH serà bàsic, ja que l'ió acetat és la base conjugada de l'àcid acètic (àcid feble) i amb aigua genera ions  $\text{OH}^-$ .** [0,3 p]

*Opcionalment:*



- *És correcte si dedueixen que el pH en el punt d'equivalència és bàsic a partir de l'observació del gràfic A (meitat del salt brusc de pH en la corba de valoració). Puntuació d'aquest subapartat: 0,3 p.*

**Valoració de l'àcid clorhídric:**

En el punt d'equivalència hem afegit una quantitat de base ( $\text{NaOH}$ ) perquè tot l'àcid clorhídric reaccioni, sense que sobri  $\text{NaOH}$ . Tenim en la solució: ió clorur ( $\text{Cl}^-$ ), ió sodi i aigua. **El pH serà neutre, ja que l'ió clorur no actua de base ja que amb aigua no pot formar l'àcid clorhídric perquè és un àcid fort (no s'hidrolitza).**

**[0,3 p]**

- *És correcte si dedueixen que el pH en el punt d'equivalència és neutre a partir de l'observació del gràfic B (meitat del salt brusc de pH en la corba de valoració). Puntuació d'aquest subapartat: 0,3 p.*

**Pregunta 1.b)****Material i reactius per dur a terme la valoració****[0,4 p]**

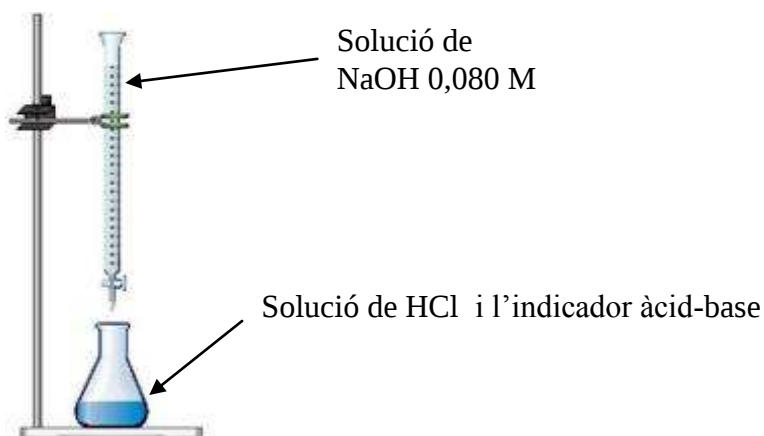
(a part de la solució de HCl i de la solució de NaOH 0,080 M).

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
  - ✓ Pipeta aforada de 25 mL, amb pera d'aspiració.
  - ✓ Erlenmeyer (o vas de precipitats).
  - ✓ Indicador àcid-base.
- Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.
- L'alumne pot afegir altres materials o reactius: embut per omplir la bureta, vas de precipitats per recollir el NaOH quan s'enrasa o aigua destil·lada. No penalitzem cap dècima de punt si no els indiquen.

**Procediment per dur a terme la valoració****[0,6 p]**

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,080 M, evitant que es formin bombolles d'aire dins de la bureta.
  - ✓ S'enrasa el volum de NaOH de la bureta (a zero o a un altre volum).
  - ✓ Amb la pipeta aforada (i la pera) agafem 25,0 mL de la solució de HCl i els transvasem a l'ermeneyer (o vas de precipitats). Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'ermeneyer.
  - ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'ermeneyer.
  - ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'ermeneyer, fins a observar un canvi de color de la solució.
  - ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH gastat.
- Es penalitzarà 0,1 p per cada un dels ítems que no hagin posat.

*Dibuix (opcional):*



**Pregunta 2.a)**

Tenim la longitud d'ona:  $\lambda = 589 \text{ nm}$

**Freqüència de la radiació:**

$$\nu = c / \lambda$$

**[0,2 p]**

Transformem les unitats de la longitud d'ona:

$$\lambda = 589 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm}) = 5,89 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu = (3,00 \times 10^8) / (5,89 \times 10^{-7})$$

$$\nu = 5,09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \quad (\text{o Hz})$$

**[0,3 p]**

- Si no transformen els nm a m es penalitza 0,2 p.
- Si no indiquen les unitats de la freqüència (o són errònies) es penalitza 0,2 p.

**Energia de la radiació:**

$$E = h \nu$$

**[0,2 p]**

$$E = (6,63 \times 10^{-34}) \cdot (5,09 \times 10^{14})$$

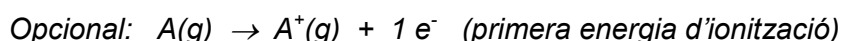
$$E = 3,37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

**[0,3 p]**

- Cal acceptar el valor de freqüència trobada en l'apartat anterior (encara que sigui erroni).
- Si no indiquen les unitats de l'energia (o són errònies) es penalitza 0,2 p.
- També es pot calcular a partir de l'equació:  $E = h c / \lambda$ .

**Pregunta 2.b)****Definició de primera energia d'ionització****[0,4 p]**

**La primera energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró:**



- *Es penalitzarà 0,1 p pel fet de no explicitar que l'àtom ha d'estar en estat gasós.*

**Configuració electrònica del sodi****[0,2 p]**

Abans de la descàrrega d'alta energia: àtom de sodi (Na)

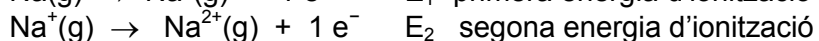
**Na (Z=11, 11 electrons):  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$**

Després de la descàrrega d'alta energia: ió de sodi (Na<sup>+</sup>)

**Na<sup>+</sup> (10 electrons):  $1s^2, 2s^2, 2p^6$**

**Comparació primera i segona energia d'ionització del sodi****[0,4 p]**

La segona energia d'ionització d'un element és l'energia que cal subministrar a un ió atòmic monopositiu (en estat gasós) per arrencar-hi un electró. Així, per al sodi tenim:



Arrencar l'electró del Na<sup>+</sup>(g) és més difícil que del Na(g), ja que l'electró del Na<sup>+</sup>(g) està en un orbital més intern (orbital 2p enlloc de 3s), de radi més petit, i, per tant, molt més atret pels protons del nucli.

**⇒ La segona energia d'ionització (E<sub>2</sub>) del sodi és més gran que la seva primera energia d'ionització (E<sub>1</sub>).**

**Pregunta 3.a)**

Reacció:  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = -1249 \text{ kJ}$

Dades: Massa d'etanol = 1,38 g

Variació d'entalpia de la reacció (tal com està igualada) = -1249 kJ

**Càlcul de la calor alliberada:**

$\Delta H^\circ = q_p$  (on  $q_p$  és la calor de la reacció a pressió constant)

[0,1 p]

$1,38 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \times (1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} / 46 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) \times (-1249 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = -37,47 \text{ kJ}$

$\Rightarrow$  **Calor despesa = 37,47 kJ** (o 37470 J)

[0,3 p]

- *No cal que en els factors de conversió escriguin la calor amb signe negatiu.*
- *És correcte si el resultat l'expressen en kJ o en J.*
- *Si no apliquen correctament la relació estequiomètrica entre els mols del reactiu i la calor alliberada es penalitza 0,3 p.*

**Càlcul de la temperatura final de l'aigua:**

Càlcul de la calor que es necessita per escalfar l'aigua:  $q = C_e \cdot m \cdot \Delta T$

[0,2 p]

$q = 37,47 \text{ kJ} \times (1000 \text{ J} / 1 \text{ kJ}) = 37470 \text{ J}$

(és la calor alliberada per la combustió d'1,38 g d'etanol)

$C_e$  (aigua líquida) =  $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

massa d'aigua =  $m = V \times d = 300 \text{ cm}^3 \times (1,00 \text{ g} / 1 \text{ cm}^3) = 300 \text{ g}$

$\Delta T = (T_{\text{final}} - 15)$

Substituint a l'equació:

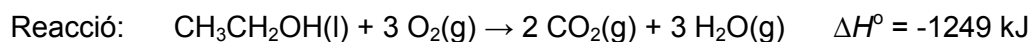
$37470 = 4,18 \times 300 \times (t_{\text{final}} - 15)$

$37470 = 1254 t_{\text{final}} - 18810$

$\Rightarrow$  **Temperatura final:  $t_{\text{final}} = 44,9 \text{ } ^\circ\text{C}$**

[0,4 p]

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

**Pregunta 3.b)**

L'entalpia estàndard d'aquesta reacció està relacionada amb l'entalpia (o energia) dels enllaços trencats (reactius) i l'entalpia (o energia) dels enllaços formats (productes):

$$\Delta H^\circ = (\sum n_r E_{\text{trencats}}) - (\sum n_p E_{\text{formats}}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

En els reactius cal trencar:

1 enllaç C-C

1 enllaç C-O

1 enllaç O-H

5 enllaços C-H

3 x 1 enllaç O=O

[0,2 p]

En els productes cal formar:

2 x 2 enllaços C=O

3 x 2 enllaços O-H

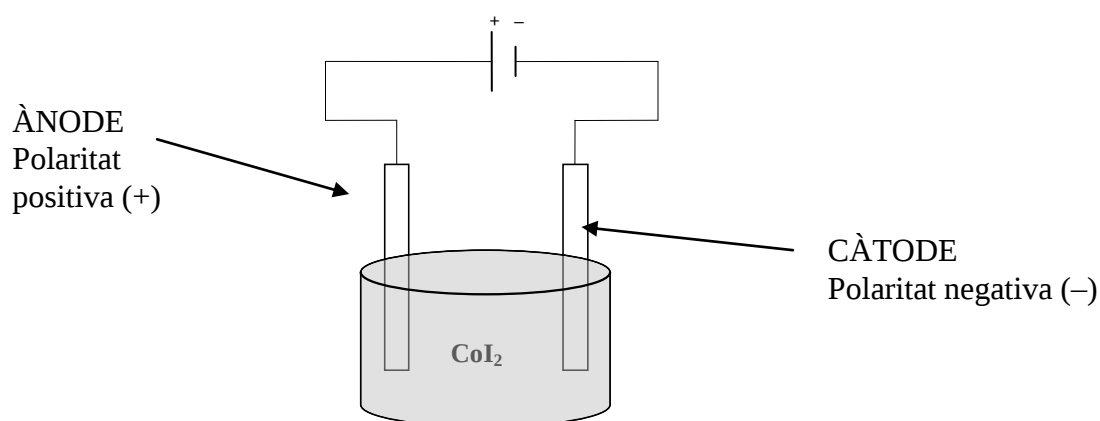
[0,2 p]

$$\Delta H^\circ = [1 E_{\text{C-C}} + 1 E_{\text{C-O}} + 1 E_{\text{O-H}} + 5 E_{\text{C-H}} + 3 E_{\text{O=O}}] - [4 E_{\text{C=O}} + 6 E_{\text{O-H}}]$$

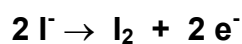
$$-1249 = [(1 \times 348) + (1 \times 360) + (1 \times 463) + (5 \times 412) + (3 \times E_{\text{O=O}})] - [(4 \times 797) + (6 \times 463)]$$

$$E_{\text{O=O}} = 495 \text{ kJ} \quad (\text{o } 495 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \quad [0,4 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.

**Pregunta 4a****Dibuix esquemàtic del procés d'electròlisi****[0,4 p]****Nom i polaritat dels elèctrodes****[0,2 p]**

- Al dibuix esquemàtic s'ha de visualitzar una cel·la amb iodur de cobalt(II), dos elèctrodes i una pila externa connectada als dos elèctrodes.
- No és necessari indicar en quin elèctrode es forma el  $\text{Co(s)}$  i en quin el iode.
- El iodur de cobalt(II) es pot escriure en forma de sal ( $\text{CoI}_2$ ) o en forma dissociada en ions ( $\text{Co}^{2+}$  i  $\text{I}^-$ ).

**Semireacció en l'elèctrode de polaritat positiva****[0,4 p]**

- Si la semireacció no està ben igualada es penalitza 0,3 p.
- Si indiquen la reacció que té lloc en l'altre elèctrode ( $\text{Co}^{2+}$  a  $\text{Co}$ ) no es puntuarà cap dècima (0 p de 0,4 p).

**Pregunta 4.b)**

Dades del procés electrolític:

Temps = 90 minuts

Intensitat de corrent = 1,8 A = 1,8 C / s

Reacció per dipositar el cobalt:  $\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Co(s)}$

**Procediment 1 (factors de conversió)****[1,0 p]**

$$90 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) \times (1,8 \text{ C} / 1 \text{ s}) \times (1 \text{ mol e}^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol Co} / 2 \text{ mol e}^-) \times (59,0 \text{ g Co} / 1 \text{ mol Co}) = 2,9713 \text{ g de Co}$$

**Massa de cobalt = 2,97 g**

- Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.
- Si no utilitzen la relació estequiomètrica 1 a 2 entre mol de Co i mol d'electrons, **es penalitza 0,5 p.**

**Procediment 2**

$$\text{càrrega elèctrica} = 90 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) \times (1,8 \text{ C} / 1 \text{ s}) = 9720 \text{ C}$$

**[0,3 p]**

$$\text{mols d'electrons} = 9720 \text{ C} \times (1 \text{ mol e}^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) = 0,1007253886 \text{ mols e}^-$$

**[0,2 p]**

$$\text{massa de cobalt} = 0,1007253886 \text{ mols e}^- \times (1 \text{ mol Co} / 2 \text{ mol e}^-) \times (59,0 \text{ g Co} / 1 \text{ mol Co}) = 2,9713 \text{ g de Co}$$

**Massa de cobalt = 2,97 g**

**[0,5 p]**

- Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.

**Pregunta 5.a)**

Reacció:  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

**Càlcul de la constant d'equilibri en pressions**

Dades en equilibri:

Pressió total = 2,00 bar

Pressió parcial CO = 0,017 bar

Pressió parcial  $\text{Cl}_2$  = 0,017 bar

Expressió de la constant d'equilibri:  $K_p = (p_{\text{CO}} \times p_{\text{Cl}_2}) / (p_{\text{fosgen}})$  [0,3 p]

La pressió total es pot posar en funció de la pressió parcial de tots els gasos:

$$p = p_{\text{fosgen}} + p_{\text{CO}} + p_{\text{Cl}_2} \Rightarrow p_{\text{fosgen}} = p - p_{\text{CO}} - p_{\text{Cl}_2}$$

$$p_{\text{fosgen}} = 2,00 - 0,017 - 0,017$$

$$p_{\text{fosgen}} = 1,966 \text{ bar}$$

**En equilibri, la pressió parcial del fosgen és 1,996** [0,2 p]

Substituint valors:  $K_p = (0,017 \times 0,017) / (1,966)$

$$K_p = 1,47 \times 10^{-4}$$
 [0,2 p]

- Si expressen la constant amb unitats es penalitza 0,1 p.

**Comparació entre  $K_p$  i  $K_c$** 

La relació entre  $K_p$  i  $K_c$  ve donada per l'expressió:  $K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$

$\Delta v$  = diferència entre els coeficients estequiomètrics de productes i reactius gasosos.

$$\Delta v = (1 + 1) - (1) = 1$$

**En ser  $\Delta v$  diferent de zero,  $K_p$  i  $K_c$  no tenen el mateix valor.** [0,3 p]

**Pregunta 5.b)****Efecte d'una disminució del volum del recipient en la dissociació del fosgen**

En disminuir el volum del recipient, augmenta la pressió en el seu interior. **La reacció es desplaçarà cap a on hi ha menys mols de gasos** (*coeficients estequiomètrics*) per tornar a una nova situació d'equilibri.

Mols de gasos reactius = 1

Mols de gasos productes = 1 + 1 = 2

Per tant, la reacció es desplaçarà cap l'esquerra (reactius), és a dir, es fabricarà més fosgen.

⇒ **La dissociació del fosgen serà menor.**

**[0,4 p]**

**Efecte de l'addició d'un catalitzador en la dissociació del fosgen**

En afegir el catalitzador, les concentracions en equilibri de reactius i productes no s'alteren. El **catalitzador només modifica la cinètica de la reacció (velocitat)**, però no altera l'equilibri de la reacció.

⇒ **Per tant la dissociació del fosgen serà la mateixa.**

**[0,4 p]**

**Efecte d'una disminució del volum del recipient o de l'addició d'un catalitzador en la constant d'equilibri**

La constant d'equilibri,  $K_p$ , **NOMÉS depèn de la temperatura.**

Si la temperatura es manté constant:

⇒ **la  $K_p$  no es modifica en cap dels dos casos.**

**[0,2 p]**

**Pregunta 6.a)****Formulació.** Hidròxid de coure(II):  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ **[– 0,5 p si no formulen bé]****Càlcul de la concentració de  $\text{OH}^-$ :**

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

$$\text{pH} = 6,0 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,00 \times 10^{-6} \text{ M}$$

*Reacció de l'aigua (opcional):*  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-14} / 1,00 \times 10^{-6}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-8} \text{ M}$$

**[0,3 p]**

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

**Càlcul de la concentració de la concentració de  $\text{Cu}^{2+}$** 

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

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

**[0,3 p]**

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

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,20 \times 10^{-20} / (1,00 \times 10^{-8})^2$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 2,20 \times 10^{-4} \text{ M}$$

**[0,2 p]****Càlcul de la massa de l'hidròxid de coure(II) dissolta**

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

$$1 \text{ L} \times (2,20 \times 10^{-4} \text{ mol Cu}^{2+} / 1 \text{ L}) \times (1 \text{ mol Cu}(\text{OH})_2 / 1 \text{ mol Cu}^{2+}) \times (99,5 \text{ g Cu}(\text{OH})_2 / 1 \text{ mol Cu}(\text{OH})_2) \times (1000 \text{ mg Cu}(\text{OH})_2 / 1 \text{ g Cu}(\text{OH})_2) = 21,89 \text{ mg}$$

$\Rightarrow$  Es poden dissoldre 21,89 mg de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

**[0,2 p]**

**Pregunta 6.b)****Solubilitat del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  en una solució de  $\text{CuCl}_2$** 

**Raonament.** La solubilitat de l'hidròxid de coure(II) disminuirà en presència de clorur de coure(II) ja que els ions  $\text{Cu}^{2+}$  que provenen de la dissociació del  $\text{CuCl}_2$  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):*



**$\Rightarrow$  La solubilitat del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  en aigua destil·lada serà més alta que en una solució aquosa de  $\text{CuCl}_2$ .**

**[0,2 p]****Solubilitat del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  en afegir amoníac (formació de complexos)**

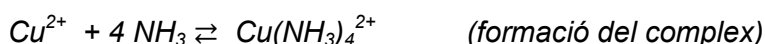
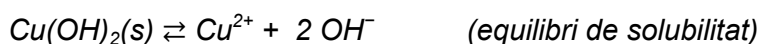
**Raonament.** La solubilitat de l'hidròxid de coure(II) augmentarà en presència d'amoníac, ja que aquest en reaccionar amb els ions  $\text{Cu}^{2+}$  provoca el desplaçament de l'equilibri de solubilitat cap a la dreta (productes), disminuint la quantitat de precipitat –hidròxid de coure(II)–.

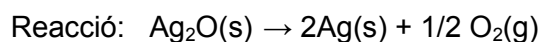
**[0,3 p]**

**$\Rightarrow$  La formació de complexos de coure(II) augmenta la solubilitat del  $\text{Cu}(\text{OH})_2$**

**[0,2 p]**

*Reaccions: opcional*



**Pregunta 7.a)****Càlcul de la variació d'entropia de la reacció**

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = (\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) - (\sum n_r S^\circ_{\text{reactius}}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = [2 \cdot S^\circ(\text{Ag(s)}) + 1/2 \cdot S^\circ(\text{O}_2\text{(g)})] - [1 \cdot S^\circ(\text{Ag}_2\text{O(s)})]$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = [(2 \cdot 42,7) + (1/2 \cdot 205,1)] - [(1 \cdot 127,8)] = 60,15 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = 60,15 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad [0,4 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.
- Si no expliciten la fórmula  $\Delta S^\circ(\text{reacció}) = (\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) - (\sum n_r S^\circ_{\text{reactius}})$  perquè directament substitueixen els valors d'entropia de cada substància, no es penalitza CAP dècima (puntuació d'aquest subapartat: 0,6 p).

**Significat del signe de la variació d'entropia****[0,4 p]**

A nivell microscòpic, l'entropia ens indica el grau de desordre d'un sistema.

Si:  $S \uparrow \Rightarrow$  **desordre**  $\uparrow$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = (\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) - (\sum n_r S^\circ_{\text{reactius}})$$

Si la variació d'entropia d'una reacció és positiva (com ha sortit en el càlcul anterior):

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) > 0 \Rightarrow (\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) > (\sum n_r S^\circ_{\text{reactius}})$$

$\Rightarrow$  **el desordre dels productes és superior al desordre dels reactius**

- És correcte si en el raonament indiquen que el desordre dels productes és superior al dels reactius perquè en la reacció es forma un gas (oxigen), a partir d'un sòlid.

**Pregunta 7.b)****Influència de la temperatura amb l'espontaneïtat de la reacció**

L'espontaneïtat, a p i T constant, depèn del signe l'energia lliure de la reacció,  $\Delta G^\circ$ :

**Si  $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$  reacció espontània** [0,2 p]

En el gràfic s'observa:

**A T baixes:  $\Delta G^\circ > 0 \Rightarrow$  reacció no espontània**

**A T altes:  $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$  reacció espontània**

[0,3 p]

**Reacció exotèrmica o endotèrmica: justificació****Justificació 1**

A p i T constants, la variació d'energia lliure d'una reacció,  $\Delta G^\circ$ , es pot calcular com:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$
 [0,2 p]

En el gràfic tenim representats  $\Delta G^\circ$  (ordenada) i T (abscissa); per tant, la variació d'entalpia seria l'ordenada a l'origen de la recta.

$\Rightarrow$  **segons el gràfic: ordenada a l'origen  $> 0$**

$\Rightarrow$   **$\Delta H^\circ > 0 \Rightarrow$  Reacció endotèrmica** [0,3 p]

**Justificació 2**

A p i T constants, la variació d'energia lliure d'una reacció,  $\Delta G^\circ$ , es pot calcular com:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$
 [0,2 p]

Del càlcul de la pregunta 7.a) hem vist que:  $\Delta S^\circ > 0$

I en el gràfic es pot veure que a temperatures altes  $\Rightarrow \Delta G^\circ < 0$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

Segon terme negatiu:  $T \Delta S^\circ < 0$  (T –en Kelvin– sempre és positiva)

Si el primer terme és positiu:  $\Delta H^\circ > 0$

$\Rightarrow$  A T altes aconseguirem que el segon terme sigui més gran que el primer (però negatiu) i que  $\Delta G^\circ < 0$  (reacció espontània)

$\Rightarrow$   **$\Delta H^\circ > 0 \Rightarrow$  Reacció endotèrmica** [0,3 p]

**Opcionalment:**

*Si tinguéssim  $\Delta H^\circ < 0$  (amb  $\Delta S^\circ > 0$ ), la reacció seria espontània per a qualsevol temperatura.*

*Això no concorda amb el gràfic, ja que observem que l'espontaneïtat ( $\Delta G^\circ < 0$ ) depèn de la temperatura.*

$\Rightarrow \Delta H^\circ > 0 \Rightarrow$  Reacció endotèrmica