

SÈRIE 3

L'alumne ha de respondre 5 preguntes. Obligatòriament ha de respondre la 1, 2 i 3 i escull una entre la 4 i la 5 i escull 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 una subpregunta 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 aquella subpregunta, com s'explicita en la pauta. En cap cas una subpregunta pot tenir una puntuació "negativa".

Pregunta 1

- a) L'ordre de reacció respecte al peròxid d'hidrogen és 1, i l'ordre de reacció respecte al iodur és també 1. Això vol dir que l'equació de velocitat serà:

$$v = k [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-] \quad [0,2 \text{ p}]$$

L'ordre total de la reacció és igual suma dels ordres parcials respecte a cada espècie.
Per tant: ordre total = 1 + 1 = 2

L'ordre total de la reacció és 2 [0,2 p]

Els ions iodur tenen la funció de catalitzar la reacció de descomposició de l'aigua oxigenada, és a dir **augmentar la seva velocitat**. Ens diuen que la reacció descomposició és **molt lenta** (sense iodur) i que **es veu facilitada** en presència de iodur. [0,2 p]

(opcional)

A més, com es veu en el mecanisme de la reacció, els ions iodur no es consumeixen en la reacció; estan com a reactius en l'etapa 1 i com a producte en l'etapa 2.

Per deduir les unitats de la constant de velocitat, k , cal tenir en compte les unitats de la velocitat, de les concentracions i els ordres parcials de reacció:

Velocitat (v): $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$

Concentracions: mol L^{-1}

$$v = k [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-]$$

$$k = v / [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-] \Rightarrow k: (\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}) / [(\text{mol L}^{-1}) \times (\text{mol L}^{-1})]$$

Les unitats de la constant de velocitat (k) són: $\text{mol}^{-1} \text{L s}^{-1}$ [0,4 p]

- Si l'alumne indica correctament les unitats de la constant de velocitat, però no les dedueix es penalitza 0,2 p.

- b) **La figura 2 representa millor la descomposició del peròxid d'hidrogen en presència d'ions iodur, ja que en ser l'etapa 1 lenta és la que ha de tenir l'energia d'activació més gran ($A > B$).** [0,4 p]

Les lletres A, B i C representen:

A: Energia d'activació de l'etapa 1 (ó reacció elemental 1)

B: Energia d'activació de l'etapa 2 (ó reacció elemental 2)

C: Entalpia de la reacció

[0,3 p]

La reacció és exotèrmica, ja que l'energia dels productes és inferior a l'energia dels reactius ($\Delta H < 0$). [0,3 p]

Pregunta 2

a) Reacció: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ [0,2 p]

Expressió de la constant de solubilitat: $K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$ [0,2 p]

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

$$40 \text{ mg Ca}^{2+} / \text{L} \times (1 \text{ g Ca}^{2+} / 1000 \text{ mg Ca}^{2+}) \times (1 \text{ mol Ca}^{2+} / 40,0 \text{ g Ca}^{2+}) \\ = 0,001 \text{ mol / L Ca}^{2+}$$

[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:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}] \Rightarrow 4,8 \cdot 10^{-9} = (0,001) \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-9} / (0,001) \Rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Si la concentració de carbonat és una mica superior a $4,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ precipitaria el carbonat de calci. [0,4 p]

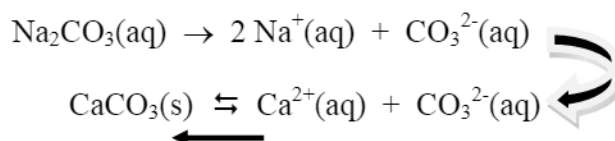
- *Acceptem com a correcte si l'alumne indica que la concentració mínima de carbonat és $4,8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.*
- *Si no indica les unitats (o són incorrectes) es penalitza 0,2 p.*

Pregunta 2

- b) Si es dissol $\text{CaCO}_3(\text{s})$ 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 $\text{CaCO}_3(\text{s})$ cap a l'esquerra, és a dir, cap a la formació del carbonat de calci sòlid.

[0,5 p]

(opcional)

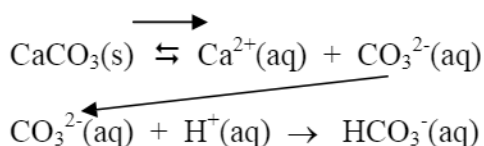


- No és obligatori escriure les reaccions, mentre el raonament sigui correcte.
- Si no fan cap raonament la puntuació és nul·la (0 p), encara que l'alumne digui que disminueix la solubilitat.

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)



- 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.

Pregunta 3

a) Reacció: $\text{C}(\text{grafit}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{diamant})$

La variació d'energia lliure de la reacció es pot calcular a partir de la variació d'entalpia i entropia de la reacció: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$ [0,1 p]

Calculem la entalpia de la reacció en funció de les entalpies de formació:

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

$$\Delta H^\circ(\text{reacció}) = \Delta H^\circ_f(\text{C, diamant}) - \Delta H^\circ_f(\text{C, grafit})$$

$$\Delta H^\circ(\text{reacció}) = (1,9) - (0,0)$$

$$\Delta H^\circ(\text{reacció}) = 1,9 \text{ kJ} \quad (\text{ó } 1,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats de la entalpia de reacció (o són incorrectes) es penalitzarà 0,1 p

Calculem la variació d'entropia de la reacció, a partir de les entropies absolutes:

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = (n_p \sum S^\circ_p) - (n_r \sum S^\circ_r)$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = S^\circ(\text{C, diamant}) - S^\circ(\text{C, grafit})$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = (2,4) - (5,7)$$

$$\Delta S^\circ(\text{reacció}) = -3,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad (\text{ó } -3,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats de l'entropia de reacció (o són incorrectes) es penalitzarà 0,1 p

Homogeneïtzem les unitats, passant de kJ ó a J (entalpia) o de J a kJ (entropia):

$$\Delta H^\circ(\text{reacció}) = 1,9 \text{ kJ} = 1900 \text{ J}$$

Calculem la variació d'energia lliure de la reacció:

$$\Delta G^\circ(\text{reacció}) = (1900) - [298 \times (-3,3)]$$

$$\Rightarrow \Delta G^\circ(\text{reacció}) = 2883,4 \text{ J} \quad (\text{ó } 2883,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}) \quad [0,3 \text{ p}]$$

- És correcte si ho expressen com a 2,8834 kJ (ó 2,8834 kJ·mol⁻¹)
- Si no indiquen les unitats de l'energia lliure de reacció (o són incorrectes) es penalitzarà 0,1 p.

L'espontaneïtat depèn de l'energia lliure de la reacció, ΔG° .

Si $\Delta G^\circ < 0 \Rightarrow$ la reacció és espontània

$$\Delta G^\circ(\text{reacció}) = 2883,4 \text{ J} > 0 \Rightarrow \text{reacció no espontània} \quad [0,2 \text{ p}]$$

Pregunta 3

b) Reacció de combustió del carboni grafit:



- *Acceptem com a correcte:* $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

Càlcul de la calor que es necessita per escalfar l'aigua: $q = C_e \cdot m \cdot \Delta T$ [0,1 p]

$$C_e = \text{calor específica de l'aigua} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$m = \text{massa de l'aigua} = 2 \text{ L} \times (1000 \text{ mL} / 1 \text{ L}) \times (1,0 \text{ g} / \text{mL}) = 2000 \text{ g}$$

$$\Delta T = \text{increment de temperatura} = 100 - 10 = 90 ^\circ\text{C}$$

[0,1 p]

$$q = 4,18 \times 2000 \times 90 \Rightarrow q = 752400 \text{ J} = 752,4 \text{ kJ} \quad [0,2 \text{ p}]$$

A partir de l'entalpia de combustió del carboni grafit:

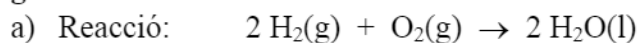
$$\Delta H^\circ_{\text{comb}} = q (\text{pressió constant}) = -395,5 \text{ kJ/mol}$$

Càlcul de la massa mínima de carboni grafit:

$$\begin{aligned} & 752,4 \text{ kJ} \times (1 \text{ mol C}(\text{grafit}) / 395,5 \text{ kJ}) \times (12,0 \text{ g C}(\text{grafit}) / 1 \text{ mol C}(\text{grafit})) = \\ & = 22,83 \text{ g de C}(\text{grafit}) \end{aligned}$$

$$\text{Massa de carboni (grafit)} = 22,83 \text{ g} \quad [0,4 \text{ p}]$$

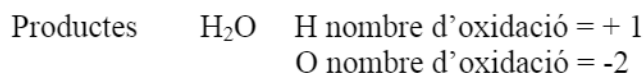
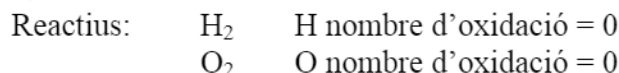
- *Es penalitzarà 0,2 p si no indiquen les unitats (o són errònies)*

Pregunta 4

Justificació que es tracta d'una reacció redox. Indicar quin reactiu és l'oxidant i quin el reductor:

Raonament 1

Nombres d'oxidació:



L'àtom d'H augmenta de nombre d'oxidació (0 a +1): s'oxida

L'àtom d'O disminueix de nombre d'oxidació (0 a -2): es redueix

$\Rightarrow$ es tracta, per tant, d'una reacció d'oxidació-reducció (redox).

[0,4p]

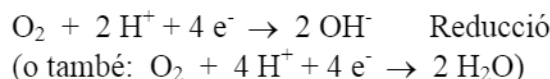
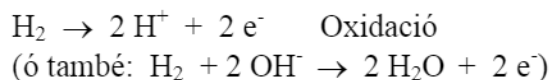
Reactiu oxidant: O_2

Reactiu reductor: H_2

[0,1 p]

Raonament 2

Escrivim les semireaccions:



$\Rightarrow$ Es una reacció redox ja que es produeix una transferència d'electrons.

[0,4 p]

Reactiu oxidant: O_2

Reactiu reductor: H_2

[0,1 p]

Espontaneïtat de la reacció:

Raonament 1

La reacció redox serà espontània si la força electromotriu és positiva: $E^\circ > 0$

$$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}} = E^\circ(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) - E^\circ(\text{H}^+ / \text{H}_2) =$$

$$E^\circ = (1,23) - (0,00) = 1,23 \text{ V}$$

$$E^\circ > 0 \Rightarrow \text{Reacció espontània}$$

[0,5 p]

Raonament 2

Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció de l'espècie que es redueix ($\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$) sigui més gran que el de l'espècie que s'oxida (H^+ / H_2).

$$E^\circ(\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) > E^\circ(\text{H}^+ / \text{H}_2) \Rightarrow \text{Reacció espontània}$$

[0,5 p]

Pregunta 4

b) Calculem l'energia (en J) que caldrà donar-li a un enllaç O-H per trencar-lo:

$$(463 \text{ kJ} / 1 \text{ mol enllaços OH}) \times (1 \text{ mol enllaços OH} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ enllaços OH}) \times (1000 \text{ J} / 1 \text{ kJ}) =$$
$$= 7,691 \cdot 10^{-19} \text{ J / enllaç OH} \quad [0,4 \text{ p}]$$

La radiació que arriba a la superfície terrestre té una energia màxima que es pot calcular a partir de la seva freqüència màxima ($5,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$). Calculem l'energia del fotó de radiació amb l'equació de Planck:

$$E = h \nu \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 5,0 \cdot 10^{14} \Rightarrow E (\text{fotó}) = 3,315 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\text{Tenim: } 3,315 \cdot 10^{-19} \text{ J} < 7,69 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Donat que l'energia d'aquest fotó de radiació és inferior a l'energia que es necessita per a trencar un enllaç, **no es trencarà l'enllaç O-H de la molècula d'aigua**

[0,2 p]

Pregunta 5

a) Formulació:

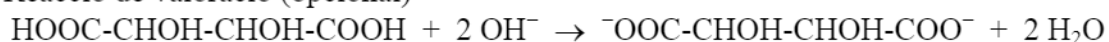
Hidròxid de sodi: NaOH

[– 0,5 p si no formulen bé]

- Una mateixa fórmula errònia només penalitzarà en una subpregunta (a ó b)

[En cap cas les subpreguntes 5a o 5b poden tenir una puntuació negativa]

Reacció de valoració (opcional)



$$\text{NaOH} \quad V = 18,6 \text{ mL} = 0,0186 \text{ L}$$

$$(0,0186 \text{ L}) \times (0,150 \text{ mol / L}) = 0,00279 \text{ mol NaOH gastats} \quad [0,1 \text{ p}]$$

L'estequiometria de la reacció entre l'àcid tartàric i el NaOH és 1 a 2, degut a la reacció igualada, o tenint en compte que necessitem 2 OH[–] perquè reaccionin els dos grups àcid (COOH) de la molècula orgànica.

$$\text{mol inicials d'àcid tartàric} = (1/2) \times \text{mol de NaOH gastats}$$

$$\text{mol inicials d'àcid tartàric} = (1/2) \times 0,00279 = 0,001395 \quad [0,3 \text{ p}]$$

Ho transformem a grams:

$$\text{Massa molecular de l'àcid tartàric} = 150 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} 0,001395 \text{ mol àcid tartàric} \times (150 \text{ g àcid tartàric} / 1 \text{ mol àcid tartàric}) = \\ = 0,20925 \text{ g àcid tartàric} \end{aligned} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\text{Beguda} \quad 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

$$\text{Concentració d'àcid tartàric} = (0,20925 \text{ g}) / (0,025 \text{ L})$$

$$\text{Concentració d'àcid tartàric} = 8,37 \text{ g/L} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- Es penalitzarà 0,1 p si no indiquen les unitats de la concentració d'àcid tartàric

La concentració d'àcid tartàric a la beguda és més petita de 9,0 g /L, per tant **aquesta beguda es troba dins del marc legal**. [0,2 p]

Pregunta 5

a) **Material** per a dur a terme la valoració

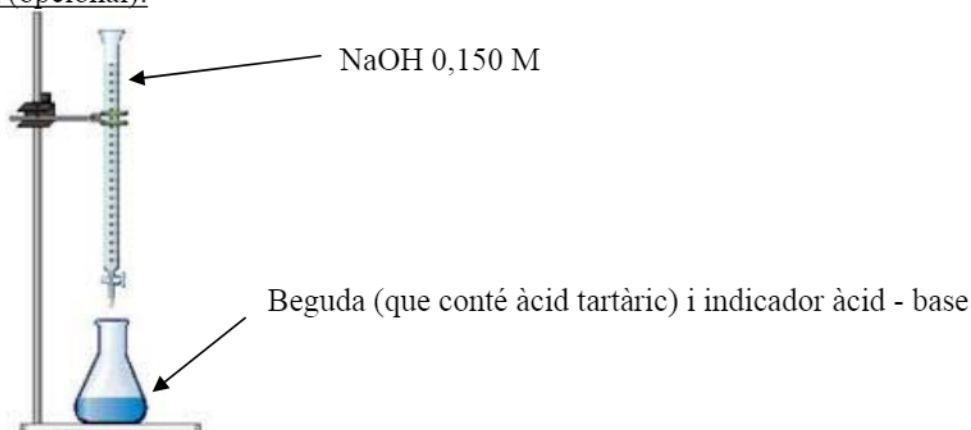
[0,4 p]

- ✓ Bureta, amb un peu i pinça per subjectar-la.
- ✓ Pipeta aforada (o pipeta) de 25 mL, amb pera d'aspiració
- ✓ Erlenmeyer
- ✓ Indicador àcid - base que viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple)

Procediment per a dur a terme la valoració.

[0,6 p]

- ✓ S'omple la bureta amb la solució de NaOH 0,150 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 mL de la beguda i els transvasem a l'erenmeyer. *Es pot afegir una mica d'aigua destil·lada per rentar les parets de l'erenmeyer.*
- ✓ Afegim 2-3 gotes de l'indicador àcid-base a l'erenmeyer.
- ✓ Obrim la clau de la bureta i anem afegint NaOH, tot agitant contínuament l'erenmeyer, fins observar un canvi de color de la solució (per exemple d'incolore a rosat, si empren fenolftaleïna).
- ✓ Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de NaOH.

Dibuix (opcional):

Pregunta 6

Constant d'equilibri de concentracions: $K_c = [\text{N}_2]^3$ [0,3 p]

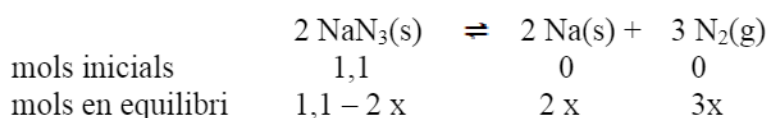
Calculem la massa molecular de l'azida de sodi:

$$\text{Massa molecular del NaN}_3 = (23,0) + (14,0 \times 3) = 65 \text{ g/mol}$$

$$\text{Mols inicials de NaN}_3 = 71,5 \text{ g NaN}_3 \times (1 \text{ mol NaN}_3 / 65 \text{ g NaN}_3) = 1,1 \text{ mols de NaN}_3$$

$$\text{Mols en equilibri de NaN}_3 = 6,5 \text{ g NaN}_3 \times (1 \text{ mol NaN}_3 / 65 \text{ g NaN}_3) = 0,1 \text{ mols NaN}_3$$
[0,1 p]

Plantejament de l'equilibri i càlcul de "x":



$$\text{mols de NaN}_3 \text{ en equilibri} = 0,1 = 1,1 - 2x$$

$$\Rightarrow x = (1,1 - 0,1) / 2 = 0,50$$
[0,2 p]

Calculem la concentració de N_2 en equilibri sabent que: $V = 1,0 \text{ L}$

$$[\text{N}_2] = 3x / 1,0 = (3 \times 0,50) / 1,0$$

$$\Rightarrow [\text{N}_2] = 1,5 \text{ M}$$
[0,2 p]

Càlcul de la constant d'equilibri:

$$K_c = [\text{N}_2]^3 \Rightarrow K_c = (1,5)^3$$

$$K_c = 3,375$$
[0,2 p]

- Es penalitzarà 0,1 p, si expressen la constant d'equilibri amb unitats.

Pregunta 6

- b) Per descompondre més azida de sodi cal que la reacció es desplaci cap a la dreta.

Augment de la temperatura (V= constant).

[0,5 p]

Raonament:

La reacció és endotèrmica ($\Delta H > 0$). Això vol dir que necessita absorbir calor per formar productes (desplaçar-se cap a la dreta).

Si augmentem la temperatura, estem subministrant més calor i afavorim la reacció cap a la dreta, descomponent més azida de sodi.

Augment del volum (T=constant).

[0,5 p]

Raonament 1

Una modificació del volum, quan s'ha assolit l'equilibri, modifica la pressió total en el recipient que conté tots els compostos en forma gasosa, i això pot afectar a l'equilibri.

Si el volum augmenta, la pressió total del recipient disminueix, i la reacció es desplaça cap a on hi ha més mols de gasos.

En la reacció de descomposició de l'azida de sodi, en els productes tenim més mols de gasos (3) que en els reactius (0). Per tant la reacció es desplaça cap a la dreta (productes), i **es descompon més azida de sodi.**

Raonament 2

Una modificació del volum fa variar les concentracions dels reactius i productes en equilibri.

La constant d'equilibri només depèn de la concentració de N_2 :

$$K_c = [N_2]^3 = (n / V)^3 = n^3 / V^3$$

Si augmentem el volum (V), i la K_c no ha de variar ja que només depèn de la temperatura, el nombre de mols de nitrogen (n) han d'augmentar. Per tant, la reacció es desplaça cap a la dreta, i **es descompon més azida de sodi.**

Pregunta 7

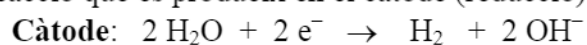
a) Procés d'electròlisi:

Càtode: polaritat negativa (–)

Ànode: polaritat positiva (+)

[0,3 p]

Semireacció que es produeix en el càtode (reducció):



(també acceptem com a correcte: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$)

[0,3 p]

La coloració rosada en la zona del càtode es deu al fet que es generen ions hidròxid, OH^- , en la reacció de reducció de l'aigua, que basifiquen el medi i augmenten el pH. La fenolftaleïna, com a indicador àcid - base, ens dóna el color rosat ja que la solució s'ha basificat força ($\text{pH} > 10,0$)

[0,4 p]

Opcionalment: si en la reacció de reducció han escrit la reducció dels ions H^+ a H_2 , cal raonar que la disminució d'ions H^+ fa augmentar el pH. La fenolftaleïna, com a indicador àcid - base, ens dóna el color rosat ja que la solució s'ha basificat força ($\text{pH} > 10,0$).

Pregunta 7

b) Semireacció que es produeix en l'ànode (oxidació):



Dades inicials i transformació d'unitats:

$$\text{intensitat} = I = 500 \text{ mA} = \mathbf{0,5 \text{ A}} \quad (\text{ó } 0,5 \text{ C / s})$$

$$\text{temps} = t = 40 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) = \mathbf{2400 \text{ s}}$$

$$\text{Massa molecular } \text{I}_2 = (2 \times 126,9) = 253,8 \text{ g/mol} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Calculem la massa de iode (I_2) formada. Cal tenir en compte l'estequiometria de la reacció per relacionar els mols d'electrons i els mols de I_2 (2 a 1), així com el valor del Faraday:

$$2400 \text{ s} \times (0,5 \text{ C} / 1 \text{ s}) \times (1 \text{ mol d'e}^- / 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol } \text{I}_2 / 2 \text{ mol d'e}^-) \times (253,8 \text{ g } \text{I}_2 / 1 \text{ mol } \text{I}_2) = 1,58 \text{ g } \text{I}_2$$

$$\text{La massa de iode (I}_2\text{) formada és } \mathbf{1,58 \text{ g}} \quad [0,7 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.
- Es correcte si ho calculen en quatre passos:
 - primer la càrrega elèctrica ($Q = I \cdot t$)
 - després els mols d'electrons amb el Faraday
 - després els mols de iode amb l'estequiometria de la reacció,
 - i finalment els grams de iode.

SÈRIE 4

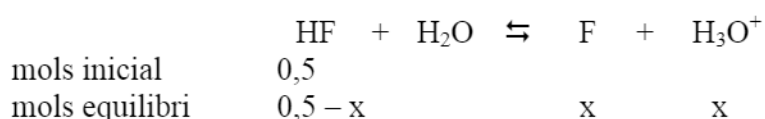
L'alumne ha de respondre 5 preguntes. Obligatòriament ha de respondre la 1, 2 i 3 i escull una entre la 4 i la 5 i escull una entre la 6 i la 7.

Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si una subpregunta 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 aquella subpregunta, com s'explicita en la pauta. En cap cas una subpregunta pot tenir una puntuació "negativa".

Pregunta 1

a) Reacció de l'HF en aigua (volum 1 litre)



[0,2 p]

$$K_a = [\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HF}]$$

[0,2 p]

$$6,6 \cdot 10^{-4} = [(x) \cdot (x)] / [0,5 - x]$$

$$6,6 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,5 - x)$$

$$\text{Si considerem: } 0,5 - x \approx 0,5 \Rightarrow 6,6 \cdot 10^{-4} = x^2 / (0,5)$$

$$x = (6,6 \cdot 10^{-4} \cdot 0,5)^{1/2} = 0,01817 \text{ mols}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 0,01817 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,01817 \text{ M}$$

[0,3 p]

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

$$\text{pH} = -\log 0,01817 \Rightarrow \text{pH} = 1,7$$

[0,3 p]

- *Es considerarà correcte si l'alumne no fa l'aproximació. S'obté una equació de segon grau i la solució és la mateixa: pH = 1,7*

Pregunta 1

b) Elecció dels pictogrames, entre els 6 proposats:

Pictogrames A, D i F

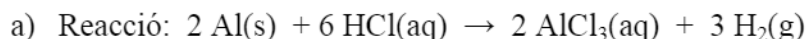
[0,2 p]

Els perills que ens indiquen aquests pictogrames són:

- **Pictograma F: irritant.** En contacte breu, perllongat o repetitiu amb la pell, o les mucoses, pot provocar una reacció inflamatòria. **[0,2 p]**
- **Pictograma D: tòxic.** Per inhalació, ingestió o penetració cutània, en petites quantitats, pot provocar efectes aguts o crònics i inclús la mort. **[0,2 p]**
- **Pictograma A: corrosiu.** En contacte amb teixits vius pot exercir una acció destructiva. **[0,2 p]**

Les precaucions que caldria prendre en la seva manipulació al laboratori serien:

Cal treballar amb bata, ulleres i guants per evitar el contacte amb el cos i les mans. Cal treballar en una campana extractora de gasos per evitar la inhalació dels vapors. **[0,2 p]**

Pregunta 2**Justificació que la reacció és espontània:**Raonament 1:

Per saber si la reacció redox és espontània es pot calcular la força electromotriu de la pila on tingués lloc aquesta reacció en condicions estàndard (E°). Tenim:

$$\text{Si } E^\circ > 0 \Rightarrow \text{reacció redox espontània} \quad [0,3 \text{ p}]$$

(opcionalment: $\text{Si } E^\circ > 0 \Rightarrow \Delta G^\circ < 0 \Rightarrow \text{reacció redox espontània}$)

Calculem el valor de E° .

El càtode és H^+/H_2 (reducció) i l'ànode és el Al^{3+}/Al (oxidació).

$$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}} = E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$$

$$E^\circ = (0,00) - (-1,66) = +1,66 \text{ V} > 0$$

$$E^\circ > 0 \Rightarrow \text{Reacció espontània.} \quad [0,3 \text{ p}]$$

Raonament 2:

També es pot raonar indicant que el potencial de reducció del parell que es redueix (H^+/H_2 , càtode) hauria de ser més gran que el que s'oxida (Al^{3+}/Al , ànode) perquè la reacció sigui espontània. [0,3 p]

$$\text{Tenim: } E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) > E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) \quad \text{ó} \quad E^\circ_{\text{càtode}} > E^\circ_{\text{ànode}}$$

$$\Rightarrow \text{Reacció espontània.} \quad [0,3\text{p}]$$

Reactiu oxidant i reactiu reductor:

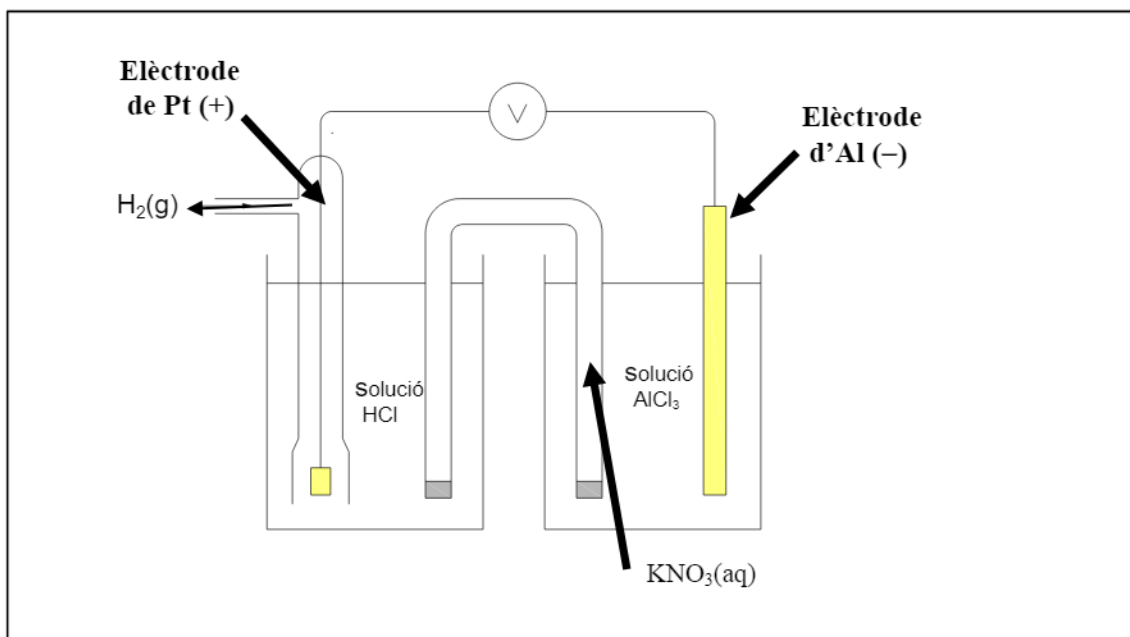
- El reactiu oxidant és el HCl ja que oxida l'alumini (Al a Al^{3+}) i ell es redueix (H^+ a H_2).
- El reactiu reductor és el Al ja que redueix l'HCl (H^+ a H_2) i ell s'oxida (Al a Al^{3+}). [0,4 p]

Pregunta 2

- b) Dibuix, aproximat, de la pila:
Polaritats dels elèctrodes:

[0,4 p]

[0,2 p]



- Es correcte si la fletxa de l'hidrogen és al revés (entrada a la solució) ja que inicialment cal posar-ne, tot i que la reacció en generarà posteriorment.
- En el dibuix és també correcte si la semicel·la on hi ha el parell redox H^+/H_2 es posa a l'esquerra i la semicel·la on hi ha el parell redox Al^{3+}/Al està a la dreta.

Justificació del moviment dels ions del pont salí:

[0,4 p]

Els ions del pont salí es mouen per aconseguir que en ambdues semicel·les hi hagi sempre el mateix nombre de càrregues positives i negatives (electroneutralitat):

- Els ions K^+ es mouen cap a l'elèctrode de Pt perquè en aquesta semicel·la disminueixen les càrregues positives de la solució, en passar els ions H^+ a H_2 .
- Els ions NO_3^- es mouen cap a l'elèctrode d'Al perquè en aquesta semicel·la augmenten les càrregues positives de la solució, en passar l'Al a ions Al^{3+} .

Pregunta 3

a) Reaccions dels processos:

[0,2 p + 0,2 p + 0,2 p]

Energia d'ionització del cesi: $\text{Cs(g)} \rightarrow \text{Cs}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ Afinitat electrònica del clor: $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ Entalpia de formació del clorur de cesi: $\text{Cs(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CsCl(s)}$

Valor de l'entalpia de cada procés anterior:

[0,1 p + 0,1 p + 0,2 p]

Energia d'ionització del cesi: $\Delta H_3 = 376 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Afinitat electrònica del clor: $\Delta H_5 = -364 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ Entalpia de formació del clorur de cesi: $\Delta H_1 = -433 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ **Pregunta 3**b) La energia reticular correspon al valor ΔH_6 .

[0,2 p]

Si apliquem la llei de Hess tenim:

$$\Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 = \Delta H_1$$

(és correcte posar-ho d'altres formes)

[0,4 p]

$$\Delta H_6 = \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5$$

$$\Delta H_6 = (-433) - (79) - (376) - (121) - (-364)$$

$$\Delta H_6 = -645 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ (ó } -645 \text{ kJ)}$$

La energia reticular del CsCl té un valor de $-645 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

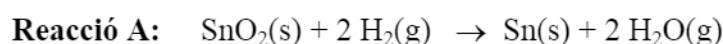
[0,4 p]

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

Pregunta 4

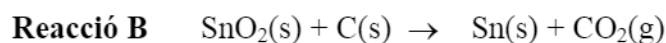
- a) La variació d'entropia està relacionada amb el grau de desordre de reactius i productes. Les molècules de gas tenen un grau de desordre més gran que les molècules de líquid o sòlid.

$$n^{\circ} \text{ molècules gas } \uparrow \Rightarrow \text{grau desordre } \uparrow \Rightarrow S \uparrow \quad [0,4 \text{ p}]$$



$$n^{\circ} \text{ molècules gas productes} = n^{\circ} \text{ molècules gas reactius}$$

$$S(\text{productes}) \approx S^{\circ}(\text{reactius}) \Rightarrow \Delta S \approx 0$$



$$n^{\circ} \text{ molècules gas productes} > n^{\circ} \text{ molècules gas reactius}$$

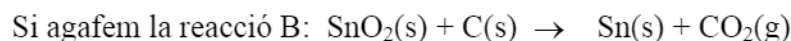
$$S(\text{productes}) > S^{\circ}(\text{reactius}) \Rightarrow \Delta S > 0$$

La reacció B tindrà una variació d'entropia més gran, en condicions estàndard i 298 K. [0,6 p]

Pregunta 4

- b) La variació d'energia lliure d'una reacció es pot calcular a partir de les energies lliures de formació de cada compost:

$$\Delta G^{\circ}(\text{reacció}) = (\sum n_p \Delta G^{\circ}_{f, \text{productes}}) - (\sum n_r \Delta G^{\circ}_{f, \text{reactius}}) \quad [0,3\text{p}]$$



$$\Delta G^{\circ}(\text{reacció B}) = [1x\Delta G^{\circ}_f(\text{Sn}) + 1x\Delta G^{\circ}_f(\text{CO}_2)] - [1x\Delta G^{\circ}_f(\text{SnO}_2) + 1x\Delta G^{\circ}_f(\text{C})] \quad [0,3\text{p}]$$

Substituïm, tenint en compte que la ΔG°_f dels elements carboni i estany és zero:

$$125,5 = [-399,4] - [\Delta G^{\circ}_f(\text{SnO}_2)]$$

$$\Rightarrow \Delta G^{\circ}_f(\text{SnO}_2) = -524,9 \text{ kJ} \quad (\text{ó } 524,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) \quad [0,4 \text{ p}]$$

- Si no indiquen les unitats es penalitza 0,2 p.

Pregunta 5

a) Reacció: α -D-glucopiranososa $\rightleftharpoons$ β -D-glucopiranososa

La constant d'equilibri a 20 °C és:

$$K_c = [\beta\text{-D-glucopiranososa}] / [\alpha\text{-D-glucopiranososa}] \quad [0,3 \text{ p}]$$

$$K_c = (\text{mols de } \beta\text{-D-glucopiranososa} / V) / ([\alpha\text{-D-glucopiranososa} / V])$$

$\Rightarrow$ El volum no afecta. Podem calcular la K_c amb el nombre de mols.

De 100 g de mescla tenim, en equilibri: 34 g de α -D-glucopiranososa i 66 g β -D-glucopiranososa.

$$\text{mols de } \beta\text{-D-glucopiranososa} = (66 \text{ g}) / (180 \text{ g/mol}) = 0,3666$$

$$\text{mols de } \alpha\text{-D-glucopiranososa} = (34 \text{ g}) / (180 \text{ g/mol}) = 0,1888$$

$$K_c = (0,3666) / (0,1888)$$

$$\Rightarrow K_c = 1,94$$

[0,3 p]

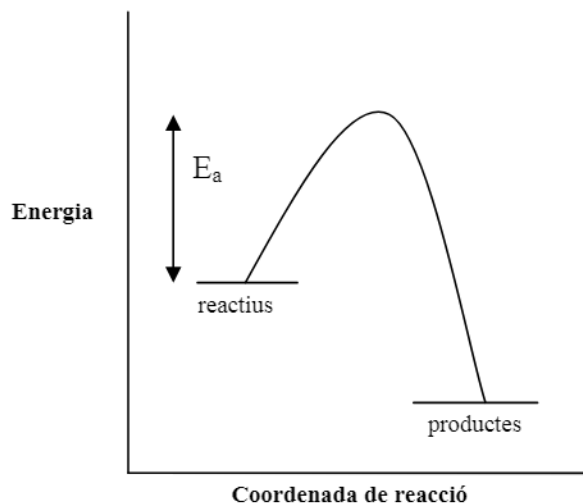
[0,4 p]

▪ Si indiquen la K_c amb unitats es penalitzarà 0,2 p.

Pregunta 5

b) Perfil de la reacció (dibuix aproximat).

[0,6 p]



- Quan la reacció es realitza en un medi fortament àcid ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M}$) la constant de velocitat augmenta, és a dir augmenta la velocitat de la reacció. El canvi és degut a que els ions ($[\text{H}_3\text{O}^+]$ catalitzen la reacció, canviant el seu mecanisme i disminuint el valor de l'energia d'activació (E_a). [0,4 p]

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

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

Expressió de la constant de solubilitat:

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

Introduïm la solubilitat a l'expressió anterior:

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

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

$$s = (6,87 \cdot 10^{-17} / 4)^{1/3}$$

$$\Rightarrow s \text{ (solubilitat)} = 2,58 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$
 [0,3 p]

Pregunta 6

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

$$1,8 \text{ g ZnSO}_4 / \text{L solució} \times (1 \text{ mol ZnSO}_4 / 161,4 \text{ g ZnSO}_4) \times (1 \text{ mol Zn}^{2+} / 1 \text{ mol ZnSO}_4) =$$

$$= 1,115 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L de Zn}^{2+}$$
 [0,2 p]

Reacció: $\text{Zn(OH)}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ Expressió de la constant de solubilitat: $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$ Calculem la concentració de OH^- perquè es compleixi la K_{ps} (la solució estaria saturada):

$$[\text{OH}^-] = (K_{ps} / [\text{Zn}^{2+}])^{1/2} = (6,87 \cdot 10^{-17} / 1,115 \cdot 10^{-2})^{1/2}$$

$$[\text{OH}^-] = 7,84 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$
 [0,5 p]

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

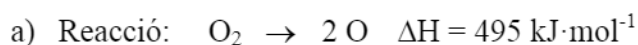
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 7,84 \cdot 10^{-8} = 1,274 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,274 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = 6,9$$

[0,3 p]

Pregunta 7

Per calcular l'energia de la radiació electromagnètica: cal passar l'entalpia molar d'aquesta reacció a entalpia per molècula. Es pot expressar-ho en J ó en kJ:
 $(495 \text{ kJ} / \text{mol}) \times (1000 \text{ J} / \text{kJ}) \times (1 \text{ mol} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molècula}) = 8,22 \cdot 10^{-19} \text{ J} / \text{molècula}$

$$\text{Energia} = 8,22 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad (\text{ó } 8,22 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}) \quad [0,3 \text{ p}]$$

A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència:

$$E = h \nu \quad \text{on } \nu \text{ és la freqüència} \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 8,22 \cdot 10^{-19} / 6,63 \cdot 10^{-34}$$

$$\text{Freqüència: } \nu = 1,24 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \quad (\text{ó } 1,24 \cdot 10^{15} \text{ Hz}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

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

La freqüència trobada ($1,24 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$) està fora de l'interval de la radiació infraroja (entre $4 \cdot 10^{14}$ i $3 \cdot 10^{11} \text{ Hz}$).

$$\nu = 1,24 \cdot 10^{15} = 12,4 \cdot 10^{14} \Rightarrow 12,4 \cdot 10^{14} > 4 \cdot 10^{14}$$

$\Rightarrow$ La radiació infraroja no podrà provocar el trencament de la molècula d'oxigen. [0,3 p]

Opcionalment: la radiació que es necessita per trancar la molècula d'oxigen està dins la zona de l'UV-Vis.

Pregunta 7

b) Un **orbital atòmic**, segons el model ondulatori de l'àtom, és una funció d'ona que ens descriu una regió de l'espai on hi ha una alta probabilitat de trobar un electró en un determinat estat energètic, fixats els nombres quàntics n , l i m . [0,4 p]

El nombre atòmic de l'àtom d'oxigen és: $Z = 8 \Rightarrow$ l'oxigen té 8 electrons

Configuració electrònica de l'oxigen: $1s^2, 2s^2, 2p^4$ [0,2 p]

L'electró més intern de l'àtom d'oxigen es troba en l'orbital $1s$.

Els seus nombres quàntics són:

$$n = 1$$

$$l = 0$$

$$m = 0$$

$$s = 1/2 \text{ ó } -1/2$$

[0,1 p per cada nombre quàntic. Total: 0,4 p]