

4. L'hidrogen és un element abundant que generalment no es troba com a gas pur (H_2), sinó unit a l'oxigen (H_2O) o al carboni (CH_4). En un article publicat per la revista *Nature Chemistry*, experts en nanotecnologia de Stanford i Aarhus expliquen com es pot alliberar l'hidrogen de l'aigua a escala industrial mitjançant l'ús de l'electròlisi, substituint l'elèctrode tradicional de platí (càtode) per un elèctrode de carboni grafit modificat químicament.

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode en l'electròlisi d'aigua lleugerament acidulada. Dibuixeu un esquema del muntatge experimental.

[1,25 punts]

b) Efectuem l'electròlisi de l'aigua durant vint hores emprant una intensitat de corrent de 3,0 A. Quina pressió exercirà l'hidrogen obtingut, si el considerem un gas ideal, en introduir-lo en un recipient de 0,10 L on la temperatura és de 200 K? Raoneu, mitjançant el model cineticomolecular dels gasos, per què la pressió real de l'hidrogen es desvia una mica d'aquest valor.

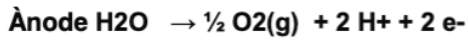
[1,25 punts]

DADES: Constant dels gasos ideals: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.
Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.

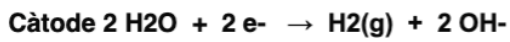
Solució:

Pregunta 4a

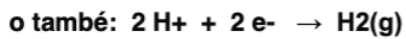
Escriure les semireaccions



[0,2 p]

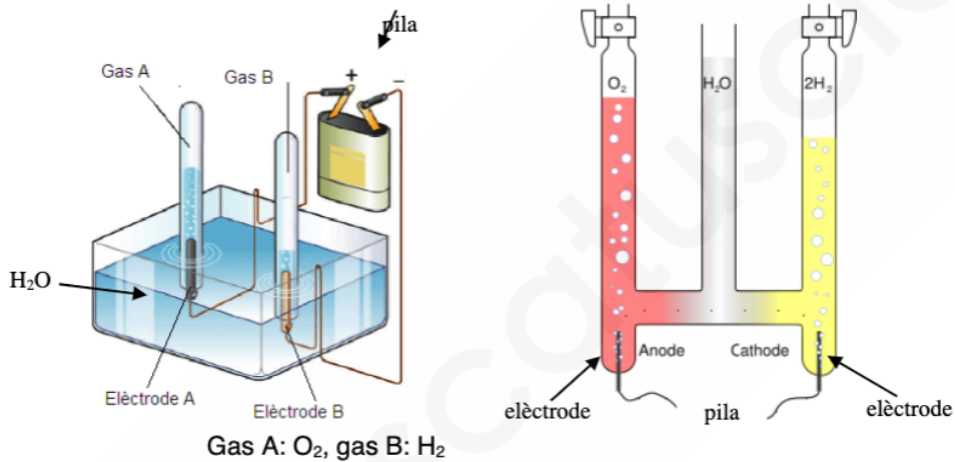


[0,2 p]



Dibuixar l'esquema del muntatge experimental de l'electròlisi

Possibles esquemes del muntatge experimental:



Gas A: O_2 , gas B: H_2

Cal que en el dibuix surti:

- Recipient que conté l'aigua lleugerament acidulada (per exemple, cubeta)
- Dos elèctrodes: càtode i ànode (no cal que indiquin de quin material són)
- Dos recipients que recullen els gasos: H_2 i O_2 (per exemple, tubs d'assaig)
- Pila o font d'alimentació (amb cables que s'uneixen als elèctrodes)

[0,1 p]

[0,2 p]

[0,2 p]

[0,35 p]

Pregunta 4b

Càlcul de la pressió de l'H₂(g)

Reacció (apartat a): $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-$ o $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

- Càlcul dels mols d'H₂

Dades.

$$\text{Temps} = 20 \text{ h} \times (3600 \text{ s} / 1 \text{ h}) = 72000 \text{ s}$$

$$\text{Intensitat} = 3 \text{ A} = 3 \text{ C} / \text{s}$$

Reacció. Estequiometria: 1 mol hidrogen necessita 2 mol d'electrons

$$72000 \text{ s} \times (3,0 \text{ C} / \text{s}) \times (1 \text{ mol e}^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ mol e}^-) = \mathbf{1,11917 \text{ mol H}_2}$$

[0,7 p]

- Ho podem fer per passos i/o emprant fórmules. La puntuació seria:

- o Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
- o Càlcul dels mol d'electrons: 0,2 p
- o Càlcul dels mol d'H₂: 0,3 p

- Càlcul de la pressió de l'H₂ (gas ideal)

Dades.

$$V = 0,10 \text{ L}$$

$$T = 200 \text{ K}$$

$$pV = nRT \Rightarrow p = (nRT / V) \Rightarrow P = (1,11917 \times 0,082 \times 200) / 0,10$$

$$\mathbf{p = 183,5 \text{ atm}}$$

[0,3 p]

Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.

Justificació de la pressió real amb el model cinèticomolecular dels gasos

[0,25 p]

El model cinèticomolecular dels gasos considera el gas ideal format per partícules puntuals (és a dir, sense volum propi), en constant moviment, que xoquen entre si elàsticament i no exerceixen forces d'interacció entre elles.

La pressió real de l'H₂ es desvia una mica de la pressió calculada com a gas ideal, a causa del fet que **no es poden negligir totalment:**

- **ni el volum ocupat** per les seves molècules,
- **ni les interaccions** entre elles.

3. Una estratègia per a reduir despeses en la fabricació de joies consisteix a dipositar un bany d'or sobre metalls més econòmics mitjançant l'electròlisi a partir d'una sal d'or en estat d'oxidació +3. D'aquesta manera, la joia sembla d'or però només està recoberta per una capa molt fina del metall preciós.

a) Suposant que un elèctrode és la joia i l'altre és una barra d'or metàl·lic, identifiqueu i justifiqueu l'ànode i el càtode, les seves polaritats i les reaccions que tenen lloc en el procés electrolític. Dibuixeu la cèl·lula electrolítica i identifiqueu-ne les parts.

[1,25 punts]

b) Determineu el rendiment d'aquesta cèl·lula si, quan fem passar un corrent de 2,5 A durant 7,5 min, només es dipositen 0,650 g d'or sobre la joia.

[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: $Au = 197,0$.
Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.

Solució:

PREGUNTA 3a

(Polaritat negativa -) Càtode Reducció: $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}(\text{s})$

Es produeix la reducció i per tant $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$ passa a or sòlid. En aquest elèctrode s'ha de col·locar la joia perquè es pugui recobrir d'or.

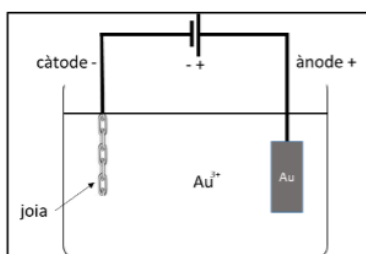
[0,5p]

(Polaritat positiva +) Ànode Oxidació:

$\text{Au}(\text{s}) \rightarrow \text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$

Es produeix l'oxidació i per tant l'or sòlid passa a $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$. En aquest elèctrode s'ha de col·locar la barra d'or.

[0,5p]



[0,25p]

PREGUNTA 3b

Per calcular la quantitat de càrrega aplicada:

$$I = 2,5 \text{ A}$$

$$t = 7,5 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) = 450 \text{ s}$$

$$Q = I \cdot t = 2,5 \text{ A} \cdot 450 \text{ s} = 1125 \text{ C}$$

[0,4p]

$$1125 \text{ C} \frac{1 \text{ mole}^-}{96500 \text{ C}} \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ mole}^-} \frac{197 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = 0,766 \text{ g Au}$$

[0,6p]

Si el rendiment hagués estat del 100% s'haurien dipositat 0,766 g d'or sobre la joia, però només s'han dipositat 0,650 g.

Per determinar el rendiment: $\frac{0,650 \text{ g Au}}{0,766 \text{ g Au}} \cdot 100 = 84,86 \% \text{ de rendiment}$

[0,25p]