

2. L'electròlisi d'una solució aquosa que conté el clorur d'un metall divalent, MCl_2 , ens permet obtenir el metall, $M(s)$, amb un alt grau de puresa.

a) Feu un dibuix esquemàtic d'aquest procés electrolític, i indiqueu-hi el nom de les diferents parts de què consta i per a què serveixen.

[1,25 punts]

b) Efectuem l'electròlisi d'una solució aquosa de MCl_2 durant 300 min emprant un corrent constant de 3,25 A i obtenim 19,820 g de $M(s)$. Quin dels metalls de la taula conté la sal MCl_2 ?

[1,25 punts]

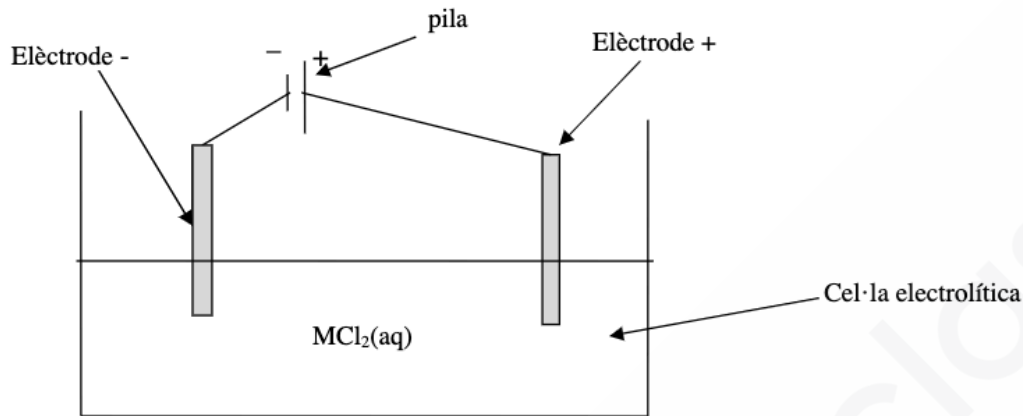
Nombre atòmic	→	24	25	26	27	28	29	30
Símbol	→	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Massa atòmica	→	52,00	54,94	55,85	58,93	58,69	63,55	65,38
		42	43	44	45	46	47	48
		Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
		95,95	97	101,07	102,91	106,42	107,87	112,41

DADA: Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solució:

Pregunta 2a

Dibuix esquemàtic del procés electrolític (i nom de les parts)



Dibuix esquemàtic:

[0,4 p]

Nom de les parts (cel·la, elèctrodes, pila)

[0,4 p]

Per a què serveixen les diferents parts

Cel·la electrolítica:

Conté la solució aquosa de MCl_2 .

[0,1 p]

Elèctrodes (positiu i negatiu) –opcionalment ànode i càtode–

Lloc on es produeixen les reaccions redox (oxidació i reducció), és a dir, les transferències d'electrons.

[0,1 p]

Pila:

Aporta energia (o corrent elèctric o electrons al procés redox).

Serveix per forçar que la reacció química es produeixi, ja que sense la pila no seria espontània.

[0,25 p]

Pregunta 2b

Quin metall de la taula conté MCl_2

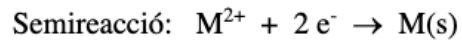
Dades:

Temps, $t = 300$ min

Intensitat, $I = 3,25$ A (3,25 C/s)

Massa de $M(s)$ obtinguda, $m = 19,820$ g

Constant de Faraday, $F = 9,65 \times 10^4$ C/mol



Per identificar el metall, M , cal saber quina és la seva massa molecular.

Calculem primer els mols de $M(s)$ obtinguts:

$$300 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) \times (3,25 \text{ C} / 1 \text{ s}) \times (1 \text{ mol } e^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol } M(s) / 2 \text{ mols } e^-) = 0,3031 \text{ mols obtinguts de } M(s)$$

[0,75 p]

Calculem la massa molecular de $M(s)$

Massa molecular de $M = \text{massa obtinguda} / \text{mols obtinguts}$

$$\text{Massa molecular de } M = 19,820 / 0,3031$$

Massa molecular de $M = 65,39$ g/mol

⇒ Segons la taula: **la sal MCl_2 conté el zinc (Zn)**

[0,5 p]

7. Els marcapassos són aparells que ajuden a salvar milers de vides a l'any mantenint el ritme del batec cardíac quan fallen els mecanismes del cor que tenen aquesta funció. Aquests aparells subministren un corrent elèctric al cor només en els moments en què necessita una estimulació. Alguns marcapassos estan formats per una pila de liti-iode, on trobem com a elèctrodes el Li(s) en el pol negatiu i el I₂(s) en el pol positiu.



- a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la pila de liti-iode. Escriviu la reacció global i justifiqueu que és espontània en condicions estàndard i a 25 °C.

[1,25 punts]

- b) Les característiques tècniques d'un marcapassos que acaben d'implantar a un pacient són:

Intensitat de corrent = 0,100 A Càrrega elèctrica màxima que pot subministrar = 6 480 C
--

Calculeu el temps, en hores, que podria funcionar sense interrupció aquest marcapassos. Quina massa mínima de liti ha de contenir la pila per a funcionar durant aquest temps?

[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: Li = 6,94.

Potencials estàndard de reducció a 25 °C:

$E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3,02 \text{ V}$.

Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solució:

Pregunta 7a

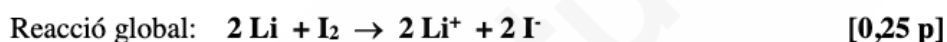
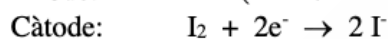
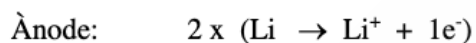
Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la pila liti-iode

Semireaccions en els elèctrodes:



Escriure la reacció global de la pila liti-iode

Multipliquem la reacció de l'ànode per 2 per a igualar el nombre d'electrons bescanviats, i sumem les dues semireaccions:



Justificar que és espontània en condicions estàndard i 25° C

[0,5 p]

Raonament 1

La reacció redox serà espontània si la força electromotriu de la pila és positiva: $E^0 > 0$.

$$E^0 = E^0_{\text{CÀTODE}} - E^0_{\text{ÀNODE}} = E^0(\text{I}_2 / \text{I}^-) - E^0(\text{Li}^+ / \text{Li})$$

$$E^0 = (0,54) - (-3,02) = 3,56 \text{ V}$$

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

Raonament 2

Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció del parell que es redueix (I_2 / I^-) sigui més gran que el que s'oxida (Li^+ / Li).

$$E^0(\text{I}_2 / \text{I}^-) > E^0(\text{Li}^+ / \text{Li}) \Rightarrow \text{Reacció espontània}$$

Pregunta 7b

Calcular el temps (hores) que el marcapassos podria funcionar sense interrupció

[0,5 p]

Dades:

Intensitat, $I = 0,100 \text{ A}$ (o $0,100 \text{ C/s}$)

Càrrega elèctrica (màxima), $Q = 6480 \text{ C}$

Raonament 1

$$6480 \text{ C} \times (1 \text{ s} / 0,100 \text{ C}) \times (1 \text{ h} / 3600 \text{ s}) = 18,0 \text{ h}$$

Raonament 2

$$I = Q / t \Rightarrow t = Q / I$$

$$t = 6480 \text{ C} / 0,100 \text{ A} = 64800 \text{ s}$$

$$t = 64800 \text{ s} \times (1 \text{ h} / 3600 \text{ s}) = 18 \text{ h}$$

\Rightarrow temps màxim que podria funcionar el marcapassos: 18 hores

Massa mínima de líti que ha de contenir la pila per funcionar durant aquest temps

Dades:

Càrrega elèctrica (màxima), $Q = 6480 \text{ C}$ (temps=18 h; Intensitat=0,100 A)

Faraday, $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C/mol}$

Reacció: $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1 \text{ e}^-$

Massa atòmica Li = 6,94 g/mol

$$6480 \text{ C} \times (1 \text{ mol d'e}^- / 9,65 \times 10^4 \text{ C}) \times (1 \text{ mol Li} / 1 \text{ mol d'e}^-) \times (6,94 \text{ g Li} / 1 \text{ mol Li}) = 0,466 \text{ g de Li}$$

[0,75 p]