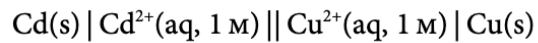


7. Una pila electroquímica és un dispositiu experimental amb el qual es pot generar electricitat mitjançant una reacció química d'oxidació-reducció. Es construeix una pila amb la notació següent:



- a)** Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció global de la pila. En quin elèctrode es produeix la reacció de reducció? Calculeu la força electromotriu estàndard de la pila. Feu un dibuix del muntatge experimental de la pila i indiqueu-hi el material i els reactius que es necessitaran, la polaritat de cada elèctrode i la direcció en què circulen els electrons.

[1,25 punts]

- b)** Si aquesta pila produeix un corrent elèctric de 0,02 A, calculeu quantes hores funcionarà, si l'ànode té una massa de 2,00 g. Considereu que hi ha coure suficient per a dur a terme el procés. Indiqueu quan serà espontani un procés redox.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció: $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.
Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.
Masses atòmiques relatives: $\text{Cd} = 112,4$; $\text{Cu} = 63,5$.

Solució:

Pregunta 7.a)

Escriure les semireaccions i la reacció global

Ànode reacció d'oxidació $\text{Cd (s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^-$ [0,10 p]

Càtode reacció de reducció $\text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$ [0,10 p]

reacció global $\text{Cd (s)} + \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} \text{(aq)} + \text{Cu (s)}$ [0,20 p]

- No és necessari que explicitin els estats físics de les substàncies.

La reacció de **reducció** es produeix en el **càtode**.

[0,10 p]

Càlcul FEM estàndard de la pila

$$E (\text{cel}\cdot\text{la}) = E^{\circ} \text{càtode} - E^{\circ} \text{ànode} = 0,34 - (-0,40 \text{ V}) = + 0,74 \text{ V}$$

[0,20 p]

$$\Rightarrow \quad E (\text{cel}\cdot\text{la}) > 0$$

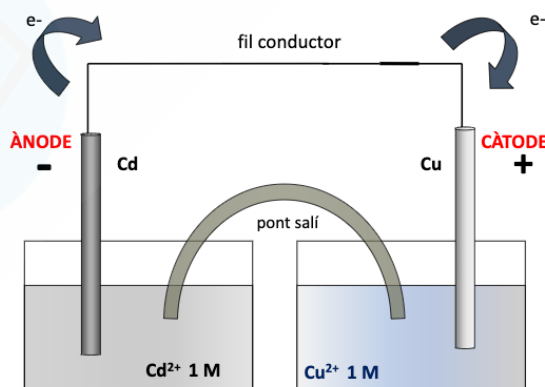
Muntatge experimental de la pila

[0,30 p]

- Caldrà disposar de dos vasos de precipitats: en un s'hi posarà la solució de Cd^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cd (ànode, a l'esquerra), l'altre s'omplirà de la solució de Cu^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cu (càtode, a la dreta).
- Es connectaran la làmina de Cd i la de Zn amb un fil conductor.
- El circuit es tancarà col·locant un pont salí: tub que connecta els vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit.

- Dibuix esquemàtic:

[0,25 p]



- Es considera correcte (però no es necessari fer-ho) si es col·loca un voltímetre (potenciostat) en el fil conductor que uneix l'elèctrode de Cd i l'elèctrode de Cu

Pregunta 7.b)

Calculem la càrrega produïda

El nombre d'electrons intercanviats en el procés redox és 2 electrons:

[0,10 p]

- Càrrega obtinguda per 2,00 g de Cd

$$2,00 \text{ g de Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,4 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{9,65 \times 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 3434,16 \text{ C} \Rightarrow \mathbf{Q = 3434,16 \text{ C}}$$

[0,30 p]

- Hores de funcionament

Sabem que $Q = I \cdot t$, i que $I = 0,02 \text{ A}$

[0,10 p]

Per tant, $3434,16 \text{ C} = 0,02 \text{ A} \cdot t \text{ (s)}$ i el temps $t = 3434,16 / 0,02 \text{ A} = \mathbf{171708 \text{ s}}$

[0,40 p]

Passem el temps a hores $t = 171708 \text{ s} / 3600 \text{ s h}^{-1} = 47,70 \text{ h} \Rightarrow \mathbf{t = 47,70 \text{ h}}$

[0,10 p]

Condicció reacció redox espontània

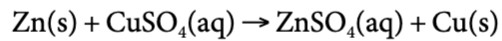
- Una reacció redox serà espontània quan doni una **FEM positiva ($E^0 > 0$)**.
 - *Opcional: si $E^0 > 0$ la variació d'energia lliure (ΔG^0) serà negativa.*
- Una reacció redox serà espontània si el potencial de l'espècie que es redueix és més gran que el potencial de l'espècie que s'oxida.

$$\Rightarrow \mathbf{E^0 \text{ càtode} > E^0 \text{ ànode}}$$

[0,25 p]

- *Només han de indicar una de les dues explicacions.*

1. En una activitat experimental realitzada a l'aula de ciències, un grup d'alumnes estudien la reacció redox següent:



- a) Expliqueu un procediment experimental que podrien seguir al laboratori per a muntar una pila en què es produís la reacció anterior, i indiqueu els reactius i materials que necessitarien.

[1,25 punts]

- b) Calculeu la variació d'energia de Gibbs estàndard d'aquesta reacció redox a 25 °C i raoneu si la reacció és espontània o no en aquestes condicions.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C:

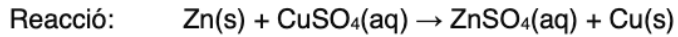
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}.$$

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

Solució:

Pregunta 1a

Procediment experimental per muntar una pila (indicant reactius i material)



Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de ZnSO_4 i en l'altra la solució de CuSO_4 . Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Zn i una làmina de Cu parcialment submergits (elèctrodes).

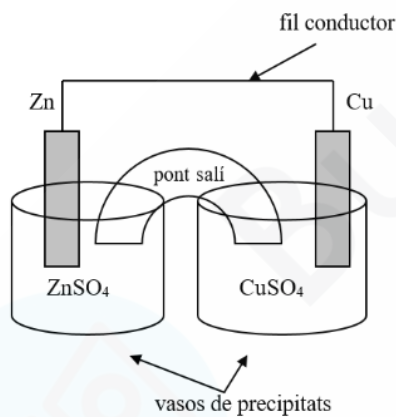
[0,60 punts]

Es connecten les làmines entre elles amb un fil conductor (*opcionalment es pot col·locar un voltímetre*). El circuit es tanca col·locant un pont salí (tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit –sal soluble–)

[0,65 punts]

- Si enlloc de ZnSO_4 indiquen solució de Zn^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si enlloc de CuSO_4 indiquen solució de Cu^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si no indiquen (breument) en què consisteix el pont salí es penalitza 0,20 punts.

Opcional: Esquema de la pila (dibuix):



Pregunta 1b

Expressió per calcular la **variació de l'energia** lliure estàndard de la reacció redox:

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$$

[0,20 punts]

On

n: nombre d'electrons intercanviats

F: constant de Faraday

E^o: potencial estàndard de la pila (a 25°C)

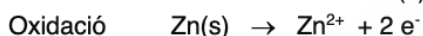
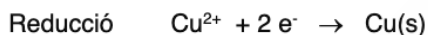
Nombre d'electrons intercanviats

En el procés redox s'intercanvien dos electrons $\Rightarrow n=2$

[0,20 punts]

Opcionalment:

Semireaccions:



Potencial de la pila

$$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$E^\circ = (+0,34) - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

[0,25 punts]

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

Càlcul de ΔG°

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ = -2 \times 9,65 \cdot 10^4 \times 1,10$$

$$\Delta G^\circ = -212300 \text{ J}$$

$$(\text{o } -212300 \text{ J/mol})$$

[0,30 punts]

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

Justifiqueu si la reacció és espontània o no en aquestes condicions

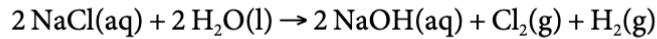
Perquè una reacció sigui espontània, a p i T constant, cal que: $\Delta G^\circ < 0$

$$\Delta G^\circ = -212300 \text{ J} < 0$$

La reacció redox proposada és espontània en condicions estàndard i 25°C

[0,30 punts]

5. La indústria d'obtenció de clor i hidròxid de sodi és, actualment, una de les indústries electroquímiques més importants de tot el món. Aquests dos compostos s'obtenen conjuntament com a productes principals de l'electròlisi de la salmorra (solució aquosa de clorur de sodi) segons la reacció global següent:



- a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i indiqueu la polaritat de cada elèctrode.

[1,25 punts]

- b) Calculeu quantes hores hauria de funcionar aquest procés electrolític per a poder omplir una bombona de 10 litres amb clor gasós, mesurat a 22 °C i 1,5 atm, si circula un corrent constant de 5,00 A per la cèl·lula electrolítica.

[1,25 punts]

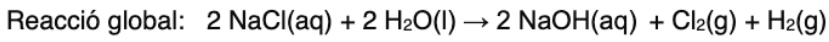
DADES: Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.

Constant universal dels gasos ideals: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

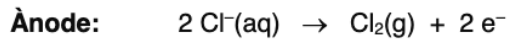
Solució:

Pregunta 5a

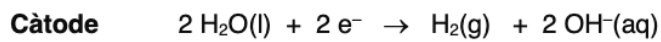
Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode



Semireaccions en cada elèctrode:



[0,50 punts]



[0,50 punts]

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

Indicar la polaritat de cada elèctrode

Procés d'electròlisi:

Càtode: polaritat negativa (-)

Ànode: polaritat positiva (+)

[0,25 punts]

Pregunta 5b

Calcular quantes hores hauria de funcionar aquest procés electrolític

Calquem els mols de clor gas (Cl_2) que volem obtenir

Dades:

$$\begin{aligned}V(\text{Cl}_2) &= 10 \text{ L} \\T &= 22 \text{ }^\circ\text{C} = 295 \text{ K} \\p &= 1,5 \text{ atm} \\R &= 0,082 \text{ atm L / K mol}\end{aligned}$$

Equació del gasos ideals: $p V = n R T$

[0,10 punts]

$$\begin{aligned}n &= P V / R T \\n &= (1,5 \times 10) / (0,082 \times 295) \\n &= \mathbf{0,620 \text{ mol de } \text{Cl}_2}\end{aligned}$$

[0,35 punts]

Calquem el temps del procés electrolític

Dades:

$$\begin{aligned}I &= 5 \text{ A } (= 5 \text{ C / s}) \\n(\text{Cl}_2) &= 0,620 \text{ mol} \\F &= 9,65 \times 10^4 \text{ C / mol}\end{aligned}$$

Semireacció: $\text{Cl}^- + 2 e^- \rightarrow \text{Cl}_2$

$$\begin{aligned}0,620 \text{ mol } \text{Cl}_2 \times (2 \text{ mols } e^- / 1 \text{ mol } \text{Cl}_2) \times (9,65 \times 10^4 \text{ C / 1 mol } e^-) \times (1 \text{ s / 5 C}) \times \\(1 \text{ h / 3600 s}) = 6,65 \text{ h}\end{aligned}$$

\Rightarrow Necessitem 6,65 hores per omplir la bombona de 10 L amb $\text{Cl}_2(\text{g})$

[0,80 punts]