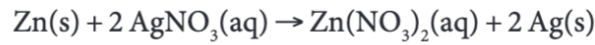


2. Hem muntat una pila al laboratori emprant una solució concentrada de nitrat de potassi com a pont salí. La reacció redox global que hi té lloc és la següent:



- a) Escriviu les semireaccions que es produeixen en cada elèctrode, i especifiqueu quin és l'ànode i quin el càtode. Escriviu també la notació de la pila.

[1 punt]

- b) Raoneu cap a on es mouen els ions del pont salí. Calculeu la força electromotriu (FEM) de la pila en condicions estàndard i a 298 K.

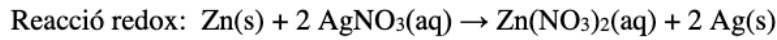
[1 punt]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 298 K:

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}; E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}.$$

## Solució:

### Pregunta 2a

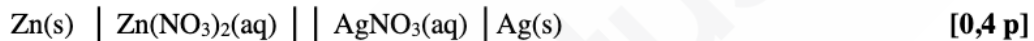


### Semireaccions en cada elèctrode

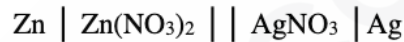


- *Es considera correcte, encara que no s'expliciti l'estat físic de les substàncies (sòlids o solucions aquoses).*

### Notació de la pila



- *Es considera correcte, encara que no expliciten l'estat físic de les substàncies (sòlids o solucions aquoses):*



- *Es considera correcte si enlloc de les sals  $\text{AgNO}_3$  i  $\text{Zn(NO}_3)_2$  escriuen només els ions  $\text{Ag}^+$  i  $\text{Zn}^{2+}$ , indicant l'estat físic o no:*



### Pregunta 2b

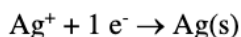
**Formulació.** Nitrat de potassi  $\text{KNO}_3$  **[- 0,5 p si no el formulen bé]**

- *No és obligatori formular-lo, però si ho fan i la fórmula és incorrecta es penalitzarà 0,5 p en aquesta pregunta 2b.*

### Justificar el moviment dels ions del pont salí

Pont salí:  $\text{KNO}_3$      $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$

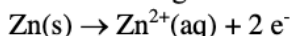
En el càtode disminueixen les càrregues positives per la reacció:



Per tant: **els ions  $\text{K}^+$  es mouen cap el càtode** per compensar el dèficit de càrregues positives (i així la solució seguirà sent elèctricament neutra).

**[0,3 p]**

En l'ànode augmenten les càrregues positives per la reacció:



Per tant, **els ions  $\text{NO}_3^-$  es mouen cap a l'ànode** per compensar l'excés de càrregues positives (i així la solució continuarà sent elèctricament neutra).

**[0,3 p]**

- *La puntuació és de 0 p (sobre 0,6 p) si no justifiquen el moviment dels ions.*

### Càlcul de la força electromotriu de la pila

$$E^{\circ} = E^{\circ} \text{CÀTODE} - E^{\circ} \text{ÀNODE}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \quad \text{[0,2 p]}$$

$$E^{\circ} = (+0,80) - (-0,76)$$

$$E^{\circ} = 1,56 \text{ V} \quad \text{[0,2 p]}$$

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

6. El magnesi s'utilitza per a protegir les canonades subterrànies de la corrosió. Aquest procediment químic, anomenat *protecció catòdica*, es duu a terme soldant trossos de magnesi a les canonades de ferro.

a) En què consisteix el procés de corrosió d'un metall? Justifiqueu per què el magnesi protegeix les canonades de ferro subterrànies.

[1 punt]

b) El magnesi metàl·lic es pot obtenir mitjançant l'electròlisi de clorur de magnesi fos. Justifiqueu quina substància gasosa es produeix a l'ànode en aquest procés electrolític. Quin volum d'aquest gas obtindrem, mesurat a 2,0 atm i 25 °C, si es fa passar un corrent de 2,50 A durant 550 minuts a través del clorur de magnesi fos?

[1 punt]

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

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

Potencials estàndard de reducció a 298 K:  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;

$E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$ .

## Solució:

### Pregunta 6a

#### En què consisteix el procés de corrosió d'un metall

[0,3 p]

S'entén per *corrosió* l'oxidació indesitjable dels metalls a causa d'una reacció redox espontània causada per factors ambientals (oxigen i aigua).

Reacció opcional:



#### Per què el magnesi protegeix les canonades de ferro subterrànies?

[0,7 p]

Tots els metalls amb un potencial estàndard de reducció baix s'oxiden, és a dir, es corroeixen.

Opcional

*Potencial estàndard de reducció baix: potencial inferior al potencial estàndard de reducció de l'oxigen (l'oxigen fa de càtode, es redueix, i el metall fa d'ànode, s'oxida-)*

⇒ Com més baix (considerant el signe) sigui el potencial de reducció d'un metall, més susceptible serà aquest metall de ser oxidat (ser corroït).

Tenim:  $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$ .

$$E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) < E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$$

⇒ **El magnesi és més fàcil d'oxidar (corroïr) que el ferro, i per això en soldar trossos de magnesi a una canonada de ferro es protegeix aquest metall de la corrosió, ja que s'oxida abans el magnesi que el ferro.**

### Pregunta 6b

**Formulació.** Clorur de magnesi  $MgCl_2$  [- 0,5 p si no el formulen bé]

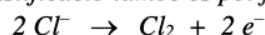
- No és obligatori formular-lo, però si ho fan i la fórmula és incorrecta es penalitzarà 0,5 p en aquesta pregunta 6b.

### Substància que es produeix a l'ànode en l'electròlisi de $MgCl_2$ fos (justificació)

La sal fosa conté els ions  $Mg^{2+}$  i  $Cl^-$ . A l'ànode **es produeix el clor gasós ( $Cl_2$ )**, per la oxidació de l'ió clorur a clor.

[0,2 p]

- La justificació també es pot fer escrivint la reacció d'oxidació:



### Quin volum d'aquest gas obtindrem

Primer, calculem el nombre de mol de clor que obtenim:

Dades: Intensitat.  $I = 2,5 A$  (o  $2,5 C/s$ )  
Temps.  $t = 550 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) = 33000 \text{ s}$   
Faraday.  $F = 9,65 \times 10^4 C/mol$   
Reacció:  $2 Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2 e^-$

$33000 \text{ s} \times (2,5 C / 1s) \times (1 \text{ mol } d'e^- / 9,65 \cdot 10^4 C) \times (1 \text{ mol } Cl_2 / 2 \text{ mol } d'e^-) =$   
**= 0,42746 mol de  $Cl_2$**

[0,5 p]

- És correcte si ho calculen per passos:
  - primer la càrrega elèctrica ( $Q = I \cdot t$ ) [0,1 p]
  - després els mols d'electrons amb el Faraday [0,1 p]
  - després els mols de clor amb l'estequiometria de la reacció [0,3 p]

Després, calculem el volum format de clor gasós a partir de l'equació dels gasos ideals:

Dades: Pressió,  $p = 2,0 \text{ atm}$   
Temperatura,  $T = 25^\circ C = 298 \text{ K}$   
Constant dels gasos ideals,  $R = 0,082 \text{ atm L/K mol}$

Equació dels gasos ideals:  $pV = n R T$

$$V = (n R T / p) = (0,42746 \times 0,082 \times 298) / (2)$$

$$V = 5,22 \text{ L}$$

[0,3 p]

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

2. Uns estudiants que fan un experiment al laboratori han volgut comprovar si el magnesi i el coure poden generar hidrogen quan cadascun d'aquests metalls reacciona separatament amb una solució aquosa d'àcid clorhídric diluït. Els experiments que han dut a terme demostren que només un dels dos metalls reacciona amb l'àcid.

a) Justifiqueu els resultats experimentals, identifiqueu el metall que reacciona amb l'àcid i escriviu la reacció.

[1 punt]

b) En un altre experiment construeixen, en condicions estàndard i a 25 °C, una pila formada pels parells redox  $Mg^{2+}/Mg$  i  $Cu^{2+}/Cu$ . Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció iònica global de la pila. Calculeu també la força electromotriu (FEM) d'aquesta pila.

[1 punt]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C:  $E^{\circ}(Mg^{2+}/Mg) = -2,37 \text{ V}$ ;  
 $E^{\circ}(H^+/H_2) = 0,00 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$ .

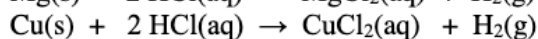
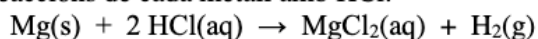
## Solució:

### Pregunta 2a

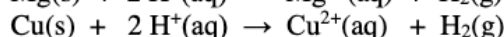
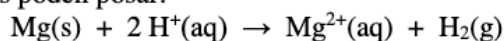
**Formulació: Àcid clorhídric: HCl**

**[- 0,5 p si no el formulen bé]**

Possibles reaccions de cada metall amb HCl:



O també es poden posar:



### Justificació de si alguna de les dues reaccions són espontànies

Per saber si la reacció redox és espontània es pot calcular la força electromotriu de la pila on tinguis lloc aquesta reacció en condicions estàndard ( $E^0$ ). Tenim:

**Si  $E^0 > 0 \Rightarrow$  reacció redox espontània [0,2 p]**

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

Calculem el valor de  $E^0$ .

El càtode és  $\text{H}^+/\text{H}_2$  (reducció). L'ànode és o el parell  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  o el parell  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  (oxidació)

Reacció del Mg amb HCl:

$$E^0 = E^0_{\text{CATODE}} - E^0_{\text{ANODE}} = E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = (0,00) - (-2,37) = + 2,37 \text{ V}$$

**$E^0 > 0 \Rightarrow$  La reacció del Mg amb HCl és espontània [0,3 p]**

Reacció del Cu amb HCl:

$$E^0 = E^0_{\text{CATODE}} - E^0_{\text{ANODE}} = E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = (0,00) - (0,34) = - 0,34 \text{ V}$$

**$E^0 < 0 \Rightarrow$  La reacció del Cu amb HCl no és espontània [0,3 p]**

- *No és necessari que obtinguin el valor concret de potencial ( $E^0$ ); és suficient que diguin que aquest valor surt positiu o negatiu en fer la resta dels dos potencials.*

### Justificació alternativa.

Es pot raonar que la reacció espontània amb HCl és la del Mg, i no la del Cu, sense calcular els potencials de la pila. Es pot raonar indicant que **el potencial de reducció del parell que es redueix ( $\text{H}^+/\text{H}_2$ , càtode) hauria de ser més gran que el que s'oxida ( $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  o  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ , ànode) perquè la reacció sigui espontània.**

**[0,4 p]**

Tenim:  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) > E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$  ó  $E^0_{\text{càtode}} > E^0_{\text{ànode}}$

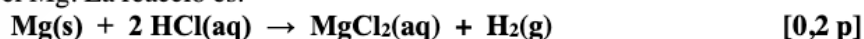
**$\Rightarrow$  La reacció del Mg(s) amb HCl és espontània. [0,2 p]**

Tenim:  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) < E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$  ó  $E^0_{\text{càtode}} < E^0_{\text{ànode}}$

**$\Rightarrow$  La reacció del Cu(s) amb HCl no és espontània. [0,2 p]**

### Reacció

Queda justificat que NOMÉS UNA reacció té lloc (és espontània), i que el metall que reacciona amb l'àcid és el Mg. La reacció és:



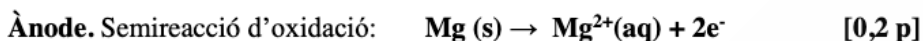
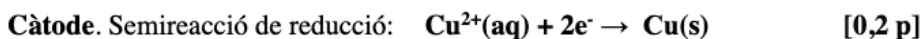
També es poden posar:  $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+\text{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$



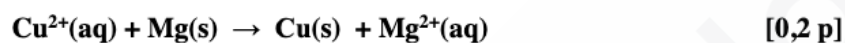
- *No és necessari que explicitin els estats "aquós, "sòlid" o "gasós" de reactius i productes.*

### Pregunta 2b

#### Reaccions de la pila



Sumant les dues semireaccions s'obté la **reacció iònica global**:



- *No és necessari que explicitin els estats "aquós o "sòlid" de reactius i productes, tant en les semireaccions com en la reacció iònica global.*

#### Càlcul de la força electromotriu de la pila

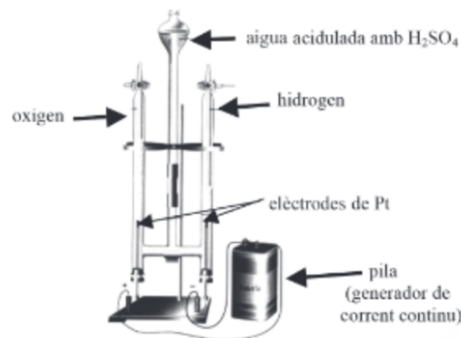
$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}} = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = (0,34) - (-2,37) = 2,71 \text{ V}$$

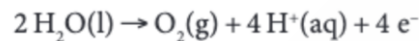
**Força electromotriu de la pila = 2,71 V** [0,4 p]

- *Si no indiquen les unitats de la força electromotriu (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p*

7. L'electròlisi de l'aigua es pot efectuar amb un voltàmetre de Hofmann, com es mostra a la figura:



En un dels elèctrodes s'obté oxigen segons la semireacció següent:



- a) Escriviu la semireacció que té lloc a l'altre elèctrode i indiqueu la polaritat de cada elèctrode. Quin gas es produeix a l'ànode i quin al càtode? En tots els processos electrolítics cal subministrar energia mitjançant una pila? Justifiqueu les respostes.  
[1 punt]
- b) El nombre d'Avogadro ( $N_A$ ), que indica el nombre de partícules que conté un mol de partícules, es pot obtenir de manera experimental mitjançant una electrolisi. Al laboratori hem dut a terme una electrolisi d'aigua; hem subministrat a la cella electrolítica un corrent elèctric de 2,0 A durant 60 minuts i hem obtingut 419 mL d'oxigen, mesurats a 1,0 atm i 273 K. Calculeu el nombre d'Avogadro.  
[1 punt]

DADES: Càrrega elèctrica: 1 electró =  $1,60 \times 10^{-19}$  C.  
Constant universal dels gasos ideals:  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

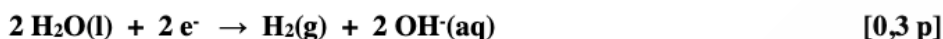
## Solució:

### Pregunta 7a

Electròlisi de l'aigua.

Equació subministrada (un elèctrode):  $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$

#### Semireacció que té lloc en l'altra elèctrode:



- *També és correcte:  $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$*
- *No és necessari que explicitin els estats "aquós", "gasós" o "líquid" de reactius i productes*

#### Polaritat de cada elèctrode

[0,2 p]

Ànode: polaritat positiva  
Càtode: polaritat negativa

#### Justificar quin gas que es produeix en l'ànode i en el càtode

[0,3 p]

Ànode: té lloc la semireacció que allibera electrons  
⇒ es produeix oxigen ( $\text{O}_2$ )

Càtode: té lloc la semireacció que necessita electrons  
⇒ es produeix hidrogen ( $\text{H}_2$ )

#### En tots els processos electrolítics cal una pila que ens aportí energia?

Si, ja que la reacció redox que es produeix en un procés electrolític és sempre una reacció no espontània.

Si no aportem energia, mitjançant una pila externa, la reacció no es produeix.

[0,2 p]

**Pregunta 7b**

Dades:

$$I = 2,0 \text{ A} = 2 \text{ C/s}$$
$$t = 60 \text{ min}$$

$$V_{\text{oxigen gasós}} = 419 \text{ mL} = 0,419 \text{ L}$$
$$p = 1,0 \text{ atm}$$
$$T = 273 \text{ K}$$
$$R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Calculem el nombre de mols d'O<sub>2</sub>(g)

$$pV = n R T \Rightarrow n = (p \cdot V) / (R \cdot T)$$

$$n = (1 \times 0,419) / (0,082 \times 273)$$

$$n = 0,0187170 \text{ mol O}_2$$

[0,2 p]

Calculem el nombre de mols d'electrons que s'alliberen

Semireacció en què es genera l'oxigen:  $2 \text{ H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{ H}^+\text{(aq)} + 4 \text{ e}^-$

$\Rightarrow$  Estequiometria: 4 mols d'electrons per cada 1 mol d'O<sub>2</sub>

$$0,0187170 \text{ mol O}_2 \times (4 \text{ mol e}^- / 1 \text{ mol O}_2) = 0,0748682 \text{ mol e}^-$$

[0,3 p]

Calculem els electrons que han circulat per generar 419 mL d'oxigen

$$60 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) \times (2 \text{ C} / 1 \text{ s}) \times (1 \text{ e}^- / 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}) = 4,5 \times 10^{22} \text{ e}^-$$

[0,2 p]

Calculem el nombre d'Avogadro (N<sub>A</sub>)

$$N_A = (\text{nombre d'electrons}) / (\text{mols d'electrons})$$

$$N_A = (4,5 \times 10^{22}) / (0,0748682)$$

$$N_A = 6,01 \times 10^{23} \quad (\text{ó } N_A = 6,01 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1})$$

[0,3 p]