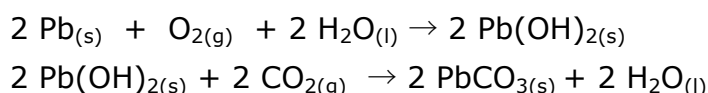


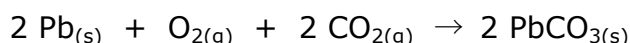
CÒMPLICES... la química i l'art

1. Busca com es fabricava el blanc de plom a l'antiguitat. Intenta escriure les reaccions

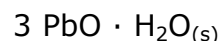
Es preparava a partir de l'òxid de plom que apareixia en la superfície d'un tros de plom i vinagre. Després es col·locava aquest òxid amb vapors de vinagre i s'enterrava en un ferner, que proporcionava CO₂ diòxid de carboni (obtingut al per la descomposició de fems). En alguns textos addicionen altres productes com substàncies fermentades o most de raïm.



Reacció global:



Tot i que alguns textos proposen que en realitat és:



2. Per què creus que es va trigar tant a la seva prohibició a causa de la toxicitat del plom? Creus que darrera de les prohibicions hi poden haver altres interessos?

Aquesta pregunta està formulada perquè els alumnes estableixin un criteri sobre els interessos econòmics i la salut. Es pot proposar debatre la situació del canvi climàtic i l'economia mundial.

3. Descriu els efectes negatius ambientals del plom.

Les sals de plom estaven en l'atmosfera degut a la seva presència en les gasolines. També per processos industrials, per degradació de pintures que contenen plom.... Aquest plom acaba en el terra o l'aigua superficial, el plom s'acumula en els organismes com el fitoplàncton i entra en la cadena tròfica acumulant-se, fins provocar la malaltia de saturnisme o plumbosi en l'home.

4. Per què creus que s'han de recollir selectivament les bateries de cotxe?

Les bateries dels cotxes de combustió estan formades per la connexió en sèrie de sis acumuladors de plom. Avui en dia es coneix la toxicitat d'aquest element per tant, la seva eliminació i reciclatge s'han de fer en llocs específics, evitant la contaminació ambiental.

5. On hi ha plom en l'actualitat?

El plom es troba present en el medi ambient, tant en l'aigua, aire com en el sòl, degut al seu ús generalitzat que es va fer fins fa relativament pocs anys. La presència de plom es va veure molt incrementada degut a l'ús de benzines que contenien plom com additiu, des del 1 d'agost de 2001 en el territori espanyol es va prohibir l'ús de plom en les benzines.

Fins a mitjans de segle XX el plom també es feia servir en les canonades de les cases i en les pintures així doncs, una casa antiga hi ha més probabilitat que contingui plom.

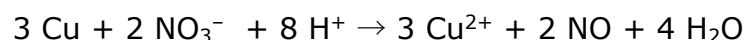
La seva presència en joguines també era habitual (recordar el conte: El soldadet de plom). També hi ha presència de plom en ceràmiques i vitralls.

Per tant, la presència de plom degut a tots aquest usos encara es present en el nostre entorn.

6. Escriu i iguala la reacció del coure amb la de l'àcid nítric, sabent que es produeix O.

(-) Ànode: $(\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}) \cdot 3$

(+) Càtode: $(\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e} \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}) \cdot 2$



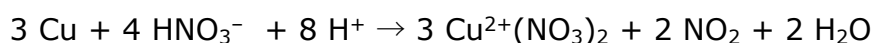
La fem estàndard de la pila val:

$$E^0_{\text{pila}} = E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) - E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,96 - 0,34 = 0,62 \text{ V}$$

En ser $E^0_{\text{pila}} > 0$ i $\Delta G^0_{\text{reacció}} < 0$, el procés és, en efecte, espontani.

Concretament, el valor de ΔG^0 per a aquesta reacció val:

$$\Delta G^0 = -n F E^0 = -6 \cdot 96\,500 \cdot 0,62 = -358\,980 \text{ J} = -358,98 \text{ kJ}$$

**7. Creus que els artistes eren conscients del perill de les reaccions?**

Resposta oberta

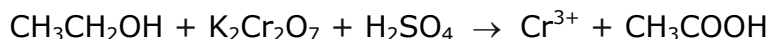
8. Estàs d'acord amb la frase «El perill més gran és el desconeixement»?

Resposta oberta

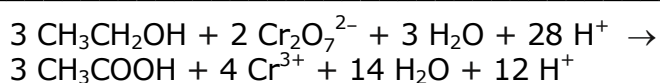
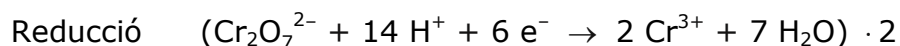
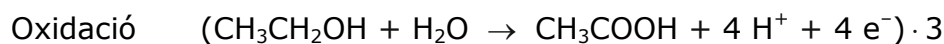
Activitats

1. Podem obtenir àcid acètic fent reaccionar l'etanol amb el dicromat de potassi en medi àcid i s'obté una sal de crom(III). Iguala la reacció, considerant que el medi àcid prové de l'àcid sulfúric.

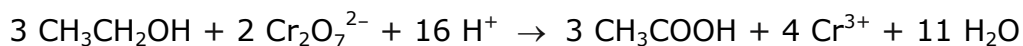
La reacció que es produeix és la següent:



La iguaem pel mètode de l'ió-electró:



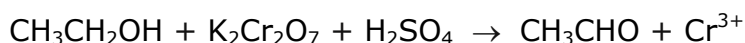
Simplifiquem:



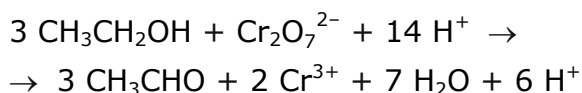
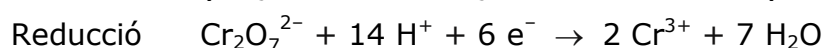
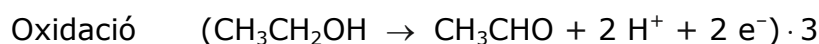
I escrivim la reacció en forma molecular:

2. En les proves d'alcoholèmia, la reacció que hi té lloc és l'oxidació de l'etanol a etanal de l'aire que es bufa. L'oxidant són els cristalls taronges de dicromat de potassi en medi àcid, que es redueixen a una sal de crom(III) de color verd. Escriu la reacció que es produeix, tenint en compte que el medi àcid ve donat per l'àcid sulfúric.

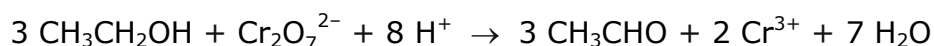
La reacció que es produeix és la següent:



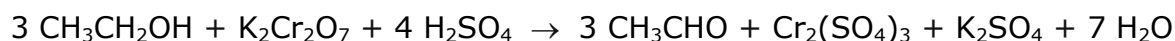
La iguaem pel mètode de l'ió-electró:



Simplifiquem:



I escrivim la reacció en forma molecular:



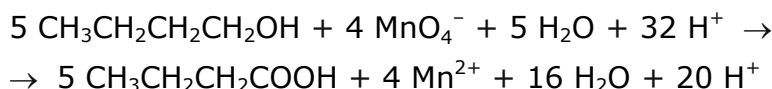
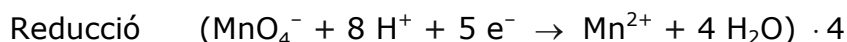
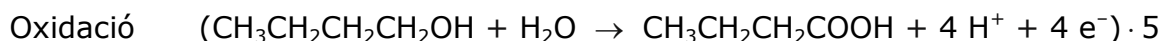
3. Si fem reaccionar l'1-butanol amb el permanganat de potassi obtenim àcid butanoic i sulfat de manganès(II), tenint en compte que el medi àcid ve donat per l'àcid sulfúric. Iguala la reacció.

La reacció que es produeix és la següent:

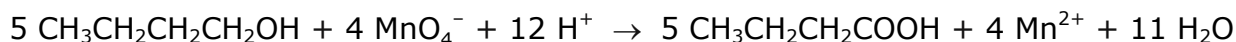


L'ió permanganat es redueix en disminuir el nombre d'oxidació de VII a II, mentre que l'1-butanol s'oxida.

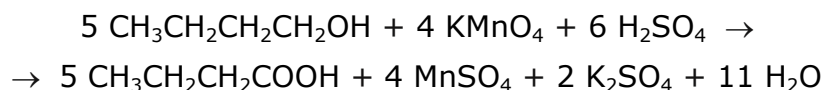
Igualem la reacció pel mètode de l'ió-electró:



Simplifiquem:



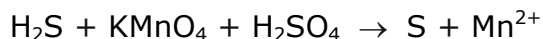
I escrivim la reacció en forma molecular:



4. El sulfur d'hidrogen és un gas d'olor desagradable, que es produeix en el clavegueram per putrefacció de la matèria orgànica en absència d'oxigen. La dissolució de sulfur d'hidrogen en aigua és l'àcid sulfhídric, que es pot oxidar a sofre si el fem reaccionar en medi àcid amb el permanganat de potassi, que es redueix a ió manganès(II).

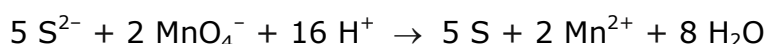
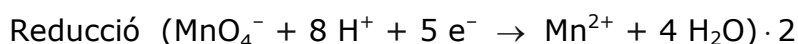
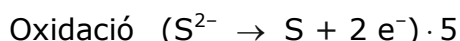
a) Igualar la reacció.

La reacció que es produeix és la següent:

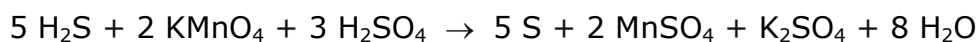


L'ió permanganat es redueix en disminuir el nombre d'oxidació de VII a II, mentre que l'ió sulfur s'oxida.

Igualem la reacció pel mètode de l'ió-electró:



I escrivim la reacció en forma molecular:



b) Determina la concentració de l'àcid sulfúric si 10 mL han necessitat 5 mL d'una dissolució 0,05 M de permanganat de potassi per reaccionar.

Per estequiometria, podem calcular la concentració de l'àcid sulfúric:

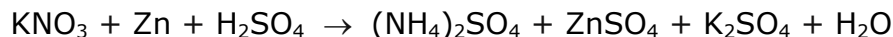
$$5 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4 \cdot \frac{0,05 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{3,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{10 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0375 \text{ M}$$

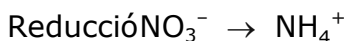
5. El nitrat de potassi en àcid sulfúric reacciona amb el zinc i es produeixen sulfat d'amoni, sulfat de zinc, sulfat de potassi i aigua.

a) Igualar la reacció.

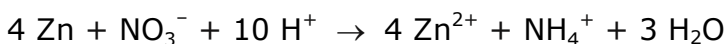
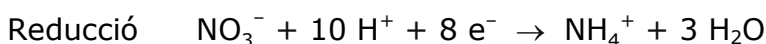
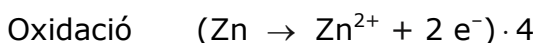
La reacció que es produeix és la següent:



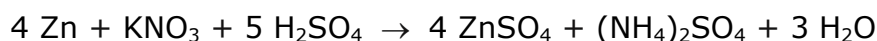
L'ió nitrat es redueix en disminuir el nombre d'oxidació de V a -III, mentre que el zinc s'oxida i augmenta el nombre d'oxidació de 0 a II.



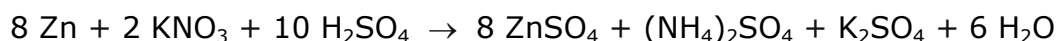
Igualem la reacció pel mètode de l'ió-electró:



Escrivim la reacció en forma molecular:



Finalment, acabem d'igualar la reacció:



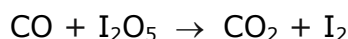
b) Calcula quin volum de nitrat de potassi 0,1 M necessites per fer reaccionar 3,27 g de zinc.

$$3,27 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{2 \text{ mol KNO}_3}{8 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{0,1 \text{ mol KNO}_3} = 0,125 \text{ dm}^3$$

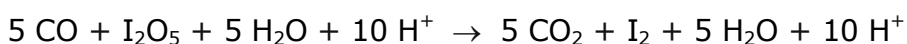
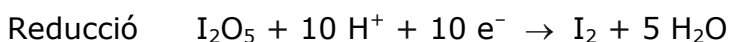
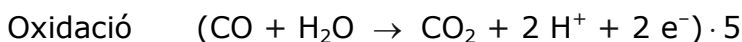
6. El monòxid de carboni és un gas molt tòxic produït en les combustions amb deficiència d'oxigen. L'òxid de iode(V) és capaç d'oxidar-lo a diòxid de carboni en absència d'aigua i es redueix a iode.

a) Igualar la reacció.

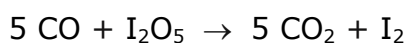
La reacció que es produeix és:



Igualem la reacció pel mètode de l'ió-electró:



Finalment, simplifiquem:



- b) **Calcula la massa de I_2O_5 necessària per oxidar 5 dm^3 de monòxid de carboni mesurats a $1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ i 20°C .**

A partir de l'equació dels gasos ideals, calculem quants mols de monòxid de carboni volem oxidar:

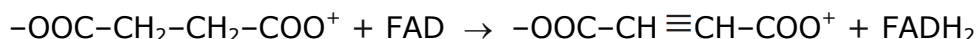
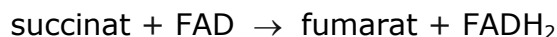
$$pV = nRT \rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

Finalment, per estequiometria calculem la massa de I_2O_5 que es necessita:

$$0,2 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5}{5 \text{ mol CO}} \cdot \frac{334 \text{ g I}_2\text{O}_5}{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5} = 13,36 \text{ g I}_2\text{O}_5$$

7. **Un dels processos oxidants més importants, energèticament parlant, del nostre organisme és el cicle de l'àcid cítric o cicle de Krebs. Una de les reaccions redox d'aquest cicle és la transformació del succinat a fumarat mitjançant la reacció amb un enzim transportador d'electrons anomenat flavina adenina dinucleòtid, FAD. Escriu la reacció i indica quina espècie química es redueix i quina s'oxida.**

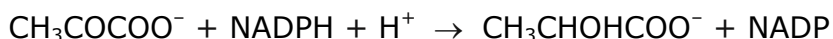
Esquemàticament podem escriure la reacció de la manera següent:



El FAD es redueix a FADH_2 . S'oxida el succinat, ja que perd dos hidrògens.

8. **Quan hi ha una disposició limitada d'oxigen en les cèl·lules del nostre organisme, per exemple quan el múscul realitza una activitat física intensa, el piruvat, $\text{CH}_3\text{COCOO}^-$, es transforma en àcid làctic. L'acumulació d'aquest àcid causa el cruiximent. Busca informació de la reacció que es produeix i indica quina és la molècula oxidant i quina la reductora.**

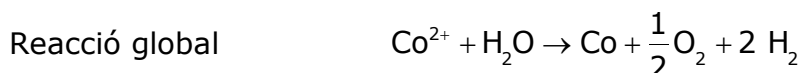
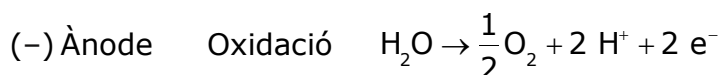
La reacció que es produeix és:



El piruvat és l'oxidant, ja que es redueix a àcid làctic, mentre que el reductor és el NADPH, ja que perd un hidrogen.

9. **Si fem passar un corrent elèctric per una dissolució aquosa de nitrat de cobalt(II) es desprèn oxigen i cobalt.**

- a) **Indica les reaccions que hi ha en cada elèctrode.**



- b) Calcula la intensitat de corrent que es necessita per dipositar 10,72 g de cobalt en 33 minuts.**

Per estequiometria:

$$10,72 \text{ g Co} \cdot \frac{1 \text{ mol Co}}{58,933 \text{ g Co}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Co}} \cdot \frac{96\,500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 35\,106,99 \text{ C}$$

Apliquem la fórmula següent:

$$Q = I \cdot t \rightarrow I = \frac{Q}{t} = \frac{35\,106,99 \text{ C}}{1980 \text{ s}} = 17,74 \text{ A}$$

- c) Calcula el volum d'oxigen gasós mesurat a 25 °C i $9,5 \cdot 10^4 \text{ Pa}$.**

Per estequiometria, primer, i a partir de l'equació dels gasos ideals, després, esbrinem el volum d'oxigen que es desprèn:

$$10,72 \text{ g Co} \cdot \frac{1 \text{ mol Co}}{58,933 \text{ g Co}} \cdot \frac{0,5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol Co}} = 0,09 \text{ mol O}_2$$

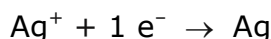
$$pV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{0,09 \text{ mol} \cdot 8031 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 298 \text{ K}}{9,5 \cdot 10^4 \text{ Pa}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

10. Volem conèixer la quantitat d'electricitat que circula a través de dues cel·les electrolítiques connectades en sèrie. La primera conté una dissolució de nitrat de plata, mentre que la segona conté una dissolució de clorur de ferro(II). Si en el càtode de la primera s'han dipositat 1,3 g de plata:

- a) Determina el corrent elèctric que hi ha circulat.**

En el càtode de la primera cel·la electrolítica es produeix la reacció de reducció següent:



Per estequiometria:

$$1,3 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{96\,500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1\,162,65 \text{ C}$$

- b) Calcula l'augment de massa de la segona cel·la.**

En el càtode de la segona cel·la electrolítica es produeix la reacció de reducció següent:



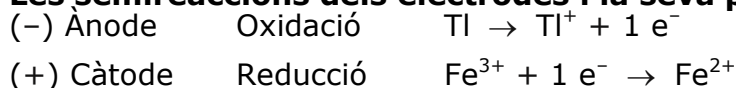
Per estequiometria:

$$1\,162,65 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96\,500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{58 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,34 \text{ g Fe}$$

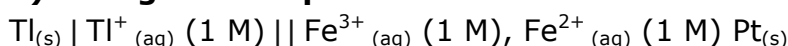
Per tant, el càtode ha augmentat 0,34 g.

11. El tal·li és un element verinós que es troba present en raticides. Construïm una pila amb un elèctrode de tal·li submergit en una dissolució de tal·li(I) i el càtode és de platí submergit en una dissolució de sulfat de ferro(II) i sulfat de ferro(III). Indica:

a) Les semireaccions dels elèctrodes i la seva polaritat.

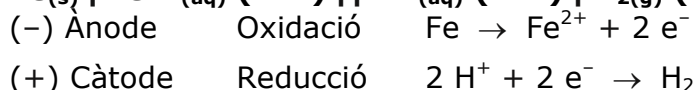


b) El diagrama de pila.

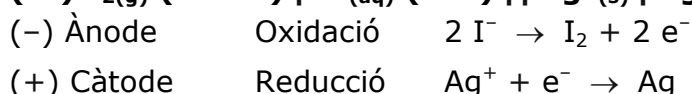


12. D'acord amb les notacions de piles següents, indica les semireaccions dels elèctrodes i la seva polaritat:

a) $\text{Fe}_{(\text{s})} | \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} (1 \text{ M}) || \text{H}^+_{(\text{aq})} (1 \text{ M}) | \text{H}_{2(\text{g})} (1 \text{ atm}) (\text{Pt})$



b) $(\text{Pt}) \text{I}_{2(\text{g})} (1 \text{ atm}) | \text{I}^-_{(\text{aq})} (1 \text{ M}) || \text{AgI}_{(\text{s})} | \text{Ag}_{(\text{s})}$



13. Al laboratori disposem de magnesi, alumini, or i àcid nítric.

a) Quines espècies escolliries per construir una pila amb el potencial més alt?

Per construir la pila amb el potencial més alt escollim l'or i el magnesi:

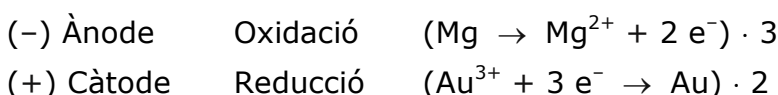
$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}} > 0$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) - E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = 1,50 \text{ V} - (-2,34 \text{ V}) = 3,84 \text{ V}$$

b) Indica les semireaccions que es produiran a cada elèctrode, el sentit dels electrons i la reacció global de la pila.

Les reaccions que es produeixen en cada elèctrode són:



Dades: $E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$; $E^\circ (\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$

14. D'acord amb els potencials estàndard de reducció següents, indica:

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}; E^{\circ}(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}; E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$$

a) Quina és l'espècie més oxidant?

El clor és l'espècie més oxidant, perquè el seu potencial estàndard de reducció és més gran i, per tant, té més tendència a reduir-se.

b) La reacció entre l'ió clorur i el iode molecular és espontània?

Per tal que la reacció sigui espontània, cal que es compleixi la condició següent:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{càtode}} - E^{\circ}_{\text{ànode}} > 0$$

L'ió clorur només es pot oxidar; per tant, ha d'actuar com a ànode:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 0,54 \text{ V} - 1,36 \text{ V} = -0,82 \text{ V}$$

Per tant, la reacció no és espontània.

c) La reacció entre el clor molecular i l'ió bromur és espontània?

Per tal que la reacció sigui espontània, cal que es compleixi la condició següent:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{càtode}} - E^{\circ}_{\text{ànode}} > 0$$

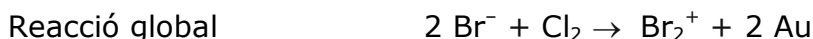
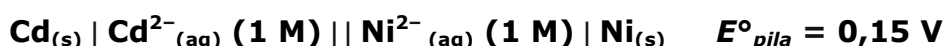
El clor només es pot reduir; per tant, ha d'actuar com a càtode:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) - E^{\circ}(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,36 \text{ V} - 1,06 \text{ V} = 0,30 \text{ V}$$

Per tant, la reacció és espontània.

d) Indica les semireaccions i les reaccions globals possibles.

La reacció que es produeix és:

15. Tenint en compte el potencial $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ i la força electromotriu de les piles següents:a) Dedueix $E^{\circ}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-})$.

De la FEM de la primera pila, deduïm el potencial estàndard de reducció del cadmi:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{càtode}} - E^{\circ}_{\text{ànode}}$$

$$0,15 \text{ V} = E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) - E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$$

$$0,15 \text{ V} = -0,25 \text{ V} - E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$$

$$E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,4 \text{ V}$$

A partir de la FEM de la segona pila, deduïm el potencial estàndard de reducció que ens demana l'enunciat:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{càtode}} - E^{\circ}_{\text{ànode}}$$

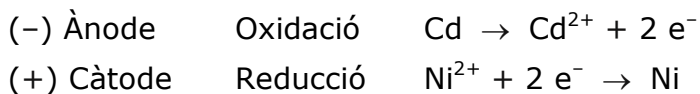
$$2,41 \text{ V} = E^{\circ}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) - E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$$

$$2,41 \text{ V} = E^{\circ}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) - (-0,4 \text{ V})$$

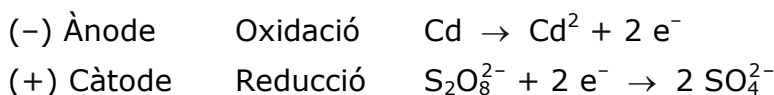
$$E^{\circ}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/\text{SO}_4^{2-}) = 2,01 \text{ V}$$

b) Escriu les semireaccions de les piles.

Les semireaccions de la primera pila són:



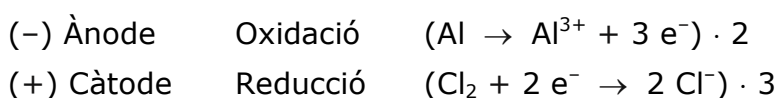
I les de la segona pila:

**16. Donada la pila següent:**

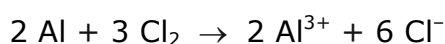
en condicions estàndards:

a) Indica les semireaccions dels elèctrodes i la seva polaritat.

Les semireaccions de la primera pila són:

**b) Indica la reacció global i calcula'n la FEM.**

La reacció global és:



En calculem la FEM:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}}$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) - E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = 1,36 \text{ V} - (-1,66 \text{ V})$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = 3,02 \text{ V}$$

c) Si aquesta pila produeix un corrent de 80 mA, calcula el temps que durarà si el metall de l'ànode pesa 3 g.

Per estequiometria:

$$3 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Al}} \cdot \frac{96 500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 32 166,67 \text{ C}$$

Apliquem la fórmula següent:

$$Q = I \cdot t \rightarrow t = \frac{Q}{I}$$

$$t = \frac{32 166,67 \text{ C}}{80 \cdot 10^{-3} \text{ A}} = 439 583,38 \text{ s} = 111,7 \text{ h}$$

Dades: $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

17. Explica què pot passar quan en una dissolució de sulfat de ferro(II) s'introdueix una làmina de:

- a) Níquel
- b) Zinc
- c) Alumini
- d) Plata

Dades: $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$;
 $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$;
 $E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$

El Fe^{2+} pot actuar com a càtode, reduint-se a Fe, i com a ànode, oxidant-se a Fe^{3+} :



Els metalls níquel, zinc, alumini i plata només poden oxidar-se i, per tant, actuen com a ànode. En conseqüència, el ferro actua com a càtode. Sempre s'ha de complir que:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode > 0$$

a) Níquel

Quan s'introdueix una làmina de níquel no hi ha reacció, ja que:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode$$

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,44 \text{ V} - (-0,25 \text{ V})$$

$$E^{\circ}pila = -0,19 \text{ V} < 0$$

b) Zinc

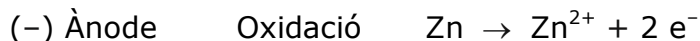
Quan s'introdueix una làmina de zinc hi ha reacció:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode$$

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,44 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

$$E^{\circ}pila = 0,32 \text{ V} > 0$$

La reacció global és:



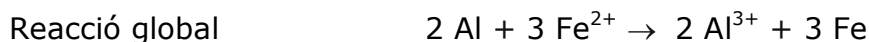
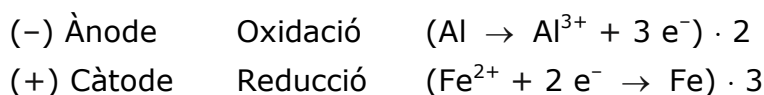
c) Alumini

Quan s'introdueix una làmina d'alumini hi ha reacció:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode$$

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ}(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -0,44 \text{ V} - (-1,66 \text{ V})$$

$$E^{\circ}pila = 1,22 \text{ V} > 0$$

**d) Plata**

Quan s'introdueix una làmina de plata no hi ha reacció, ja que:

$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} \text{càtode} - E^{\circ} \text{ànode}$$

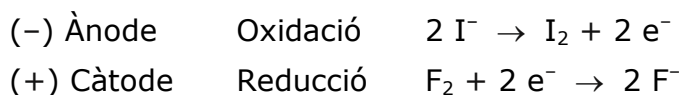
$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = -0,44 \text{ V} - 0,8 \text{ V}$$

$$E^{\circ} \text{pila} = -1,24 \text{ V} < 0$$

Dades: $E^{\circ} (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$;
 $E^{\circ} (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$;
 $E^{\circ} (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$

18. El fluor reacciona amb els iodurs per donar els fluorurs corresponents.**a) Escriu les equacions de les semireaccions que tenen lloc.**

La reacció que es produeix és:

**b) Si $E^{\circ} (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$, justifica quin dels tres valors de E° següents correspon a $E^{\circ} (\text{F}_2/\text{F}^-)$: 2,87 V; +0,52 V i -0,67 V.**

Sabem que perquè la reacció s'esdevingui, cal que es compleixi la condició següent:

$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} \text{càtode} - E^{\circ} \text{ànode} > 0$$

$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} (\text{F}_2/\text{F}^-) - E^{\circ} (\text{I}_2/\text{I}^-) = E^{\circ} (\text{F}_2/\text{F}^-) - 0,54 \text{ V} > 0$$

L'únic valor que compleix aquesta condició és 2,87 V:

$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} (\text{F}_2/\text{F}^-) - E^{\circ} (\text{I}_2/\text{I}^-) = 2,87 \text{ V} - 0,54 \text{ V} > 0$$

Per tant:

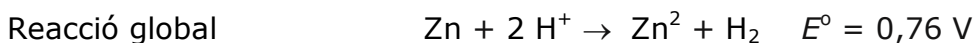
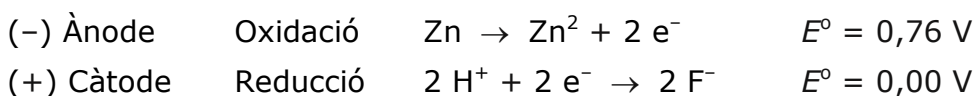
$$E^{\circ} (\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,87 \text{ V}$$

19. El llautó és un aliatge de zinc i coure. Una mostra de 10 g de llautó és atacada per àcid clorhídric i es desprenen 1,4 L d'hidrogen mesurats a $1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ i $25 \text{ }^{\circ}\text{C}$.**a) Escriu les reaccions que tenen lloc tenint en compte que: $E^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,00 \text{ V}$.**

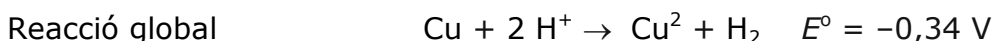
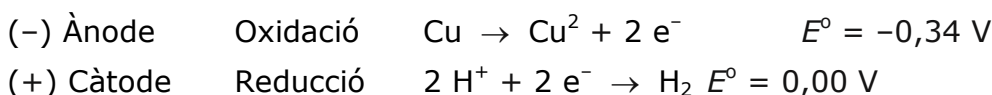
El zinc i el coure només es poden oxidar; per tant, els protons de l'àcid clorhídric s'han de reduir. S'ha de complir que:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode > 0$$

El zinc es redueix segons:

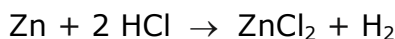


En el cas del coure:



El coure no reacciona, ja que $E^{\circ}pila < 0$.

Per tant:



b) Calcula el percentatge de cada metall present en l'aliatge.

Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals per esbrinar el nombre de mols d'hidrogen que s'han després:

$$pV = nRT \rightarrow n = \frac{pV}{RT}$$

$$n = \frac{1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 298 \text{ K}} = 0,057 \text{ mol } H_2$$

Per estequiometria:

$$0,057 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Zn}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{65,4 \text{ g } Zn}{1 \text{ mol } Zn} = 3,73 \text{ g } Zn$$

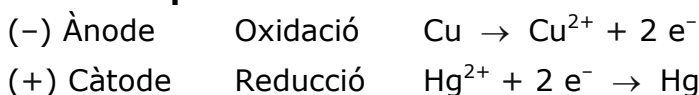
Calculem el percentatge de cada metall en la mostra de llautó:

$$\frac{3,73 \text{ g } Zn}{10 \text{ g mostra}} \cdot 100 = 37,3 \% Zn$$

El llautó té un 37,3 % de Zn i un 62,7 % de Cu.

20. Si $E^{\circ}(Hg^{2+}/Hg)$ 5 0,85 V; $E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu)$ = 0,34 V:

a) Indica quin és el càtode i quin és l'ànode i el sentit en què es mouen els electrons pel circuit exterior.



Al circuit exterior els electrons van de l'ànode al càtode.

b) Fes un diagrama de pila.



c) Calcula'n la FEM.

Calculem la FEM de la pila:

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode$$

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}(\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}) - E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,85 \text{ V} - 0,34 \text{ V}$$

$$E^{\circ}pila = 0,51 \text{ V}$$

d) Calcula l'energia lliure de Gibbs de la reacció.

Calculem la variació d'energia lliure de Gibbs:

$$\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ} = -2 \cdot 96\,500 \cdot 0,51 = -98\,430 \text{ J} = -98,43 \text{ kJ}$$

21. Busca informació sobre els avantatges i els inconvenients de les piles fotovoltaïques. Quines aplicacions quotidianes en coneixes?

Resposta oberta.

22. El magnesi s'utilitza per 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.

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

Oxidació del metall: $\text{Me(s)} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n\text{e}^-$ (ànode)

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}càtode - E^{\circ}ànode > 0$$

$$E^{\circ}pila = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Me}^{n+}/\text{M}) = 0,34 \text{ V}$$

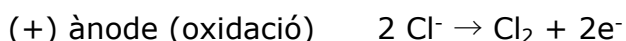
Tots els metalls amb un potencial estàndard de reducció baix s'oxiden, és a dir, es corroeixen.

Tots els metalls amb potencial estàndard de reducció menor que el potencial estàndard de reducció de l'oxigen poden ser oxidats per l'oxigen (fa de càtode), es redueix, i el metall fa d'ànode, s'oxida-)

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

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.

b) El magnesi metàl·lic es pot obtenir mitjançant l'electròlisi de clorur de magnesi fos. Justifica 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?



Substància que es produeix a l'ànode en l'electròlisi de MgCl_2 fos. 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.

$$t = 550 \text{ min} \times (60 \text{ s} / 1 \text{ min}) = 33000 \text{ s}$$

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

$$Q = I t = (2,5 \text{ A}) (33000 \text{ s}) = 82500 \text{ C}$$

$$82500 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol e}^- / 96500 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol Cl}_2 / 2 \text{ mol e}^- = 0,42746 \text{ mol de Cl}_2$$

$$pV = n R T$$

$$V = (n R T / p) = (0,42746 \cdot 0,082 \cdot 298) / (2) ; V = 5,22 \text{ L}$$

Dades: Constant de Faraday: $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$. Potencials estàndard de reducció a 298 K: $E^\circ (\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2,34 \text{ V}$. Constant universal dels gasos ideals: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

23. Per què els materials es rovellan més en zones costaneres que en zones d'interior?

Bàsicament, perquè la humitat relativa de l'aire és molt més gran que en zones d'interior.

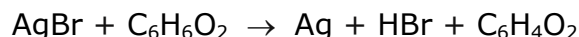
24. Quins són els principals factors atmosfèrics que afavoreixen la corrosió?

La humitat relativa alta i nivells elevats de diòxid de sofre i clorurs.

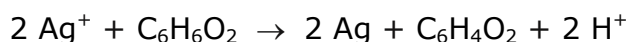
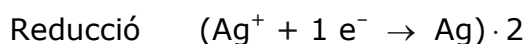
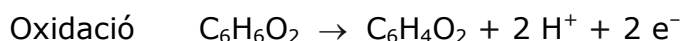
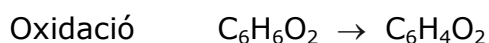
Activitats finals

1. En el revelatge de la pel·lícula fotogràfica en blanc i negre es produeix un procés redox entre l'emulsió de la pel·lícula, constituïda per bromur de plata, i el revelador d'hidroquinona, $C_6H_6O_2$. Aquest procés forma com a productes plata metàl·lica, àcid bromhídric i quinona, $C_6H_4O_2$. Escriu i iguala la reacció.

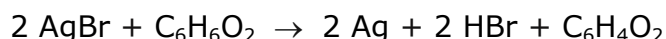
La reacció que es produeix és:



La plata es redueix de I a 0, mentre que la hidroquinona s'oxida perquè perd hidrogen.



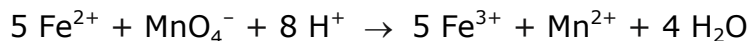
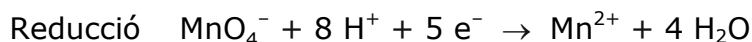
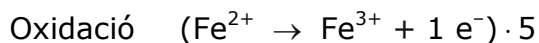
La reacció igualada és:



2. Al laboratori, es vol determinar la concentració de ferro(II) d'una dissolució mitjançant una volumetria amb permanganat. Quan el permanganat reacciona amb els ions ferro(II) en medi àcid, s'obtenen ions manganès(II), ions ferro(III) i aigua.

Si valorem 10 cm^3 d'una dissolució de sulfat de ferro(II) amb una dissolució $0,1 \text{ M}$ de permanganat, s'assoleix el punt d'equivalència quan han reaccionat $11,5 \text{ cm}^3$ de permanganat de potassi. Calcula la concentració de ferro(II) en la dissolució.

Primer escrivim la reacció redox i la iguaem:



Escrivim i iguaem la reacció en forma molecular:



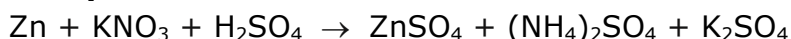
Finalment, per estequiometria, podem calcular la concentració d'ions ferro(II):

$$\begin{aligned} 0,0115 \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4 &\cdot \frac{0,1 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol FeSO}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} \\ &\cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 5,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+} \\ [Fe^{2+}] &= \frac{5,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}}{0,01 \text{ dm}^3} = 0,575 \text{ M} \end{aligned}$$

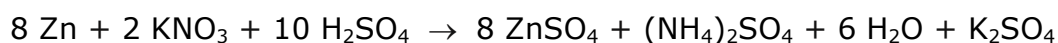
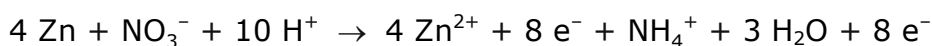
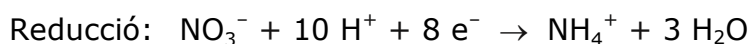
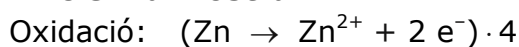
3. El zinc és un element essencial per al desenvolupament dels organismes. En els humans, afavoreix el creixement i ajuda a cicatritzar ferides. En la indústria, és utilitzat per recobrir metalls i protegir-los de l'oxidació. El procés pel qual el ferro o l'acer es recobreixen d'un bany de zinc es coneix amb el nom de *galvanitzat*.

El zinc pot ser atacat pel nitrat de potassi en presència d'àcid sulfúric i dona sulfat de zinc i amoni.

a) Ajusta la reacció pel mètode de l'ió-electró.



b) Tenim 5 g d'una mostra d'un metall que conté zinc. Si hem utilitzat 15 mL de dissolució de nitrat de potassi 1,2 M, quin era el percentatge de zinc en la mostra?



$$15 \text{ mL KNO}_3 \cdot \frac{1,2 \text{ mol KNO}_3}{1000 \text{ mL KNO}_3} \cdot \frac{8 \text{ mL Zn}}{2 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{65,38 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 4,71 \text{ g Zn}$$

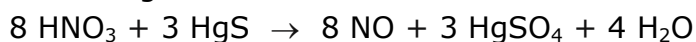
$$\frac{4,71 \text{ g Zn}}{5 \text{ g mostra}} \cdot 100 = 94,2 \%$$

4. El cinabri és un mineral que conté sulfur de mercuri(II). Una mostra de cinabri es fa reaccionar amb àcid nítric concentrat de manera que el sulfur de mercuri(II) present en el mineral reacciona amb l'àcid formant aigua, monòxid de nitrogen i sulfat de mercuri(II).

Dades: Masses atòmiques: Hg = 200,6; S = 32,1

a) Iguaieu la reacció pel mètode de l'ió-electró i indiqueu l'espècie que s'oxida i la que es redueix.

Reacció igualada:



El compost que s'oxida és el HgS (de fet, l'anió sulfur) i el que es redueix és el HNO₃ (de fet, l'anió NO₃⁻).

b) Calculeu el volum d'àcid nítric 13,0 M que reaccionarà amb el sulfur de mercuri(II) present en 10,0 g d'un cinabri que té un 92,5 % de sulfur de mercuri(II).

$$10 \text{ g cinabri} \cdot \frac{92,5 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabri}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{232,59 \text{ g HgS}} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{13 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 8,15 \text{ mL}$$

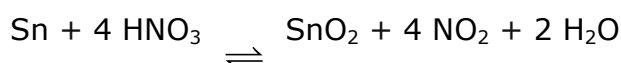
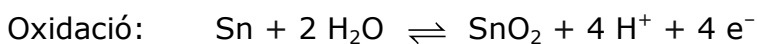
Per factors de conversió: $V = 8,15 \text{ mL}$ de dissolució d'àcid nítric.

5. L'estany metàl·lic reacciona amb l'àcid nítric concentrat i forma òxid d'estany(IV), diòxid de nitrogen i aigua.

Dades: Masses atòmiques: Sn = 118,7; H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0

a) Ajusteu la reacció que té lloc pel mètode de l'ió-electró.

Reaccions d'oxidació i reducció:



b) Calculeu el volum d'una solució d'àcid nítric del 16,0 % en massa i densitat 1,09 g·mL⁻¹, que reaccionarà estequiomètricament amb 2,00 g d'estany.

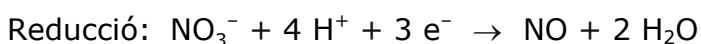
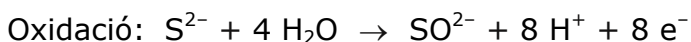
Massa molecular del HNO₃ = 63,0 g/mol

$$2,00 \text{ g Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol Sn}}{118,7 \text{ g Sn}} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Sn}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g diss.}}{16,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL diss.}}{1,09 \text{ g diss.}} = 24,35 \text{ mL}$$

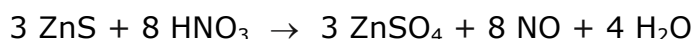
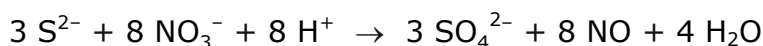
6. El ZnSO₄ es pot obtenir a partir del ZnS per oxidació amb HNO₃, una reacció en la qual es produeix, a més, NO.

Dades: Masses atòmiques: H = 1, O = 16, N = 14, S = 32, Zn = 65,4

a) Escriviu i ajusteu la reacció indicada, pel mètode de l'ió-electró.



Total:



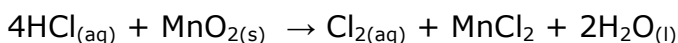
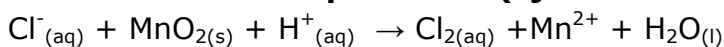
b) Calculeu el volum mínim de HNO₃ de concentració 6 M necessari per reaccionar amb una mostra de 8 g del mineral blenda, que conté un 70 % en massa de ZnS.

$$8 \text{ g blenda} \cdot \frac{70 \text{ g ZnS}}{100 \text{ g blenda}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,38 \text{ g ZnS}} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol ZnS}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{6 \text{ mol HNO}_3} = 25,56 \text{ mL} = 25,56 \text{ cm}^3$$

Per factors de conversió: 25,6 cm³ HNO₃

7. El clor s'obté al laboratori per oxidació de l'àcid clorhídric amb MnO_2 , procés del qual s'obté també clorur de manganès(II) i aigua.

a) Escriuiu la reacció que té lloc (ajustada convenientment).



b) Calculeu el volum de dissolució d'àcid clorhídric de densitat $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ i 30 % en massa que es necessita per obtenir 10 L de gas clor, mesurats a 30°C i $1,02 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

$$PV=nRT \quad 1,02 \cdot 10^5 \cdot 0,01 = n \cdot 8,31 \cdot 303 \quad n = 0,405 \text{ mols Cl}_2$$

$$0,405 \text{ mols Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mols HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{36,45 \text{ g}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g dissolució}}{30 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,15 \text{ g}} =$$

$$= 171,16 \text{ mL}$$

8. Una cel·la electrolítica conté una dissolució concentrada de clorur de potassi. Quan s'hi fa passar un corrent elèctric de 3 kA durant 1 h, a l'ànode s'obté clor i al càtode, hidrogen i ions hidròxid provinents de la reducció de l'aigua.

Calcula les masses d'hidròxid de potassi i de clor obtingudes.

Apliquem la fórmula següent:

$$Q = I \cdot t = 3000 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 1,08 \cdot 10^7 \text{ C}$$

$$1,08 \cdot 10^7 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} = 111,92 \text{ mol e}^-$$

$$111,92 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 3973,16 \text{ g Cl}_2$$

$$111,92 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 6267,52 \text{ g KOH}$$

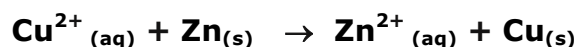
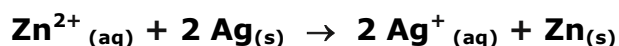
9. Dues cel·les electrolítiques contenen dissolucions aquoses de nitrat de plata i d'àcid sulfúric, respectivament. Si hi fem passar la mateixa intensitat de corrent durant el mateix temps, obtenim a la primera 0,12 g de plata.

Calcula els mols d'hidrogen alliberats a la segona cel·la.

$$0,12 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 107,32 \text{ C}$$

$$107,32 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol e}^-} = 5,56 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2$$

10. Donades les reaccions següents:



a) Justifica si es pot muntar una pila o no i calcula'n la FEM estàndard.

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag})$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = -0,76 \text{ V} - 0,80 \text{ V} < 0 \text{ no funciona}$$

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

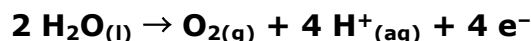
$$E^{\circ}_{\text{pila}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

b) Fes un esquema del muntatge experimental de la pila i indica el material, els productes i les dissolucions que empraries.

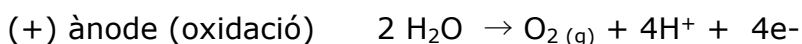
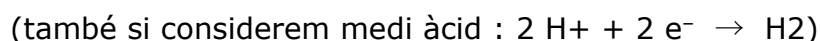
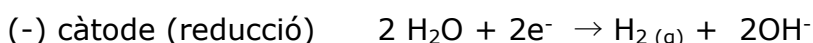
Consulteu la figura 7.17 de la pàgina 22 del llibre de text.

Dades: $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 20,76 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$;
 $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

11. L'electròlisi de l'aigua es pot efectuar amb un voltàmetre de Hofmann, com el que es mostra a la imatge. En un dels elèctrodes s'obté oxigen segons la semireacció següent:



a) Escriu la semireacció que té lloc a l'altre elèctrode i indica la polaritat de cada elèctrode. Quin gas es produeix a l'ànode i quin al càtode? Cal subministrar energia, mitjançant una pila, en tots els processos electrolítics? Justifica les respostes.



Ànode: té lloc la semireacció que allibera electrons, es produeix oxigen (O_2)

Càtode: té lloc la semireacció que necessita electrons, es produeix hidrogen (H_2)

En tots els processos electrolítics cal una pila, 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.

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 electròlisi.

Al laboratori hem dut a terme una electròlisi d'aigua; hem subministrat a la cel·la 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.

$$p V = n R T \quad ; \quad n = (p V)/(R T)$$

$$n = (1,0 \text{ atm} \cdot 0,419 \text{ L}) / (0,82 \text{ (atm L)} / (\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 273 \text{ K}) = 0,0187170 \text{ mol O}_2$$

$$0,0187170 \text{ mol O}_2 \cdot 4 \text{ mol e}^- / 1 \text{ mol O}_2 = 0,0748682 \text{ mol d' e}^-$$

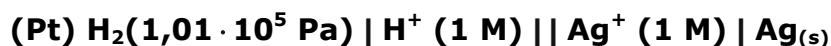
$$t = 60 \text{ minuts} = 3600 \text{ s} \quad ; \quad \text{Intensitat de corrent} = 2,0 \text{ A}$$

$$Q = I t = (2,0 \text{ A}) (3600 \text{ s}) = 7200 \text{ C}$$

$$1 \text{ mol d'e}^- \cdot 7200 \text{ C} / 0,074868 \text{ mol d'e}^- \cdot 1 \text{ e}^- / 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 6,010 \cdot 10^{-23} \text{ e}^-$$

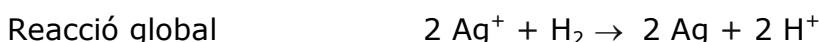
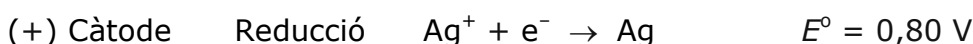
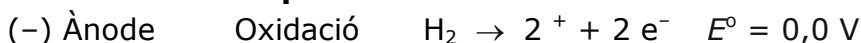
Dades: Càrrega elèctrica: 1 electró = $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. Constant universal dels gasos ideals: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

12. Una pila té la notació següent:



Indica:

a) La polaritat, el nom dels elèctrodes i les reaccions espontànies de cada elèctrode i de la pila.



b) El valor de la FEM de la pila.

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}} = 0,80 \text{ V} - 0 \text{ V} = 0,80 \text{ V}$$

c) El valor de la variació de l'energia lliure de Gibbs estàndard de la reacció.

$$\Delta G^\circ = -n F E^\circ = -2 \cdot 96\,500 \cdot 0,80 = -154\,400 \text{ J} = -154,4 \text{ kJ}$$

13. Al laboratori, disposem de plata, iode, ferro i fluor. Segons els potencials estàndard de reducció, quins dels compostos següents podem preparar mitjançant una reacció redox espontània? Justifica les respostes.

a) AgI b) FeI₃ c) AgF

Dades: $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$; $E^\circ (\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,87 \text{ V}$

Mitjançant una reacció redox espontània podem preparar el compost AgF. La resposta correcta és la c).

Perquè la pila funcioni, cal que es compleixi la condició següent:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}} > 0$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,54 \text{ V} - 0,80 \text{ V} < 0$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,54 \text{ V} - 0,77 \text{ V} < 0$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{F}_2/\text{F}^-) - E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 2,87 \text{ V} - 0,80 \text{ V} = 2,07 \text{ V}$$

14. Sabent que:

$$E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V i } E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

- a) **Calcula el potencial de la pila, indica'n el càtode i l'ànode i el sentit en què es mouen els electrons pel circuit exterior.**



$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ} \text{càtode} - E^{\circ} \text{ànode} > 0$$

$$E^{\circ} \text{pila} = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})$$

$$E^{\circ} \text{pila} = 0,34 \text{ V} - (-0,40 \text{ V}) = 0,74 \text{ V}$$

- b) **Justifica quin dels dos cations és més oxidant.**

El Cu^{2+} és més oxidant, perquè el seu potencial normal de reducció és més gran.

- c) **Si aquesta pila produeix un corrent de 4,6 mA, calcula el temps que durarà si el metall de l'ànode pesa 2 g.**

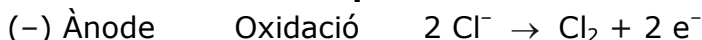
$$2 \text{ g Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,4 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^{-}}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{96\,500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^{-}} = 3\,434,16 \text{ C}$$

Apliquem la fórmula:

$$Q = I \cdot t \rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{3\,434,16 \text{ C}}{4,6 \cdot 10^{-3} \text{ A}} = 746\,556,5 \text{ s} = 207,4 \text{ h}$$

15. En electrolitzar una dissolució de clorur de coure(II) s'obté clor i coure. S'electrolitzen 500 mL d'una dissolució de clorur de coure(II) 0,1 M emprant un corrent de 5 A durant 30 min.

- a) **Escriu les reaccions que tenen lloc als elèctrodes.**



- b) **Calcula la massa de coure i el volum de clor mesurat a 27 °C i 1 atm.**

Apliquem la fórmula següent:

$$Q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 1\,800 \text{ s} = 9\,000 \text{ C}$$

Per estequiometria:

$$9\,000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96\,500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 2,96 \text{ g Cu}$$

$$9\,000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^{-}}{96\,500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^{-}} = 0,047 \text{ mol Cl}_2$$

Apliquem l'equació dels gasos ideals:

$$pV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{0,047 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,16 \text{ L}$$

c) Calcula la concentració en mol/L de la dissolució de coure(II) en acabar el procés d'electròlisi.

Per estequiometria, calculem els mols d'ió Cu^{2+} inicials:

$$0,5 \text{ dm}^3 \text{ CuCl}_2 \cdot \frac{0,1 \text{ mol CuCl}_2}{1 \text{ dm}^3 \text{ CuCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ mol CuCl}_2} = 0,05 \text{ mol Cu}^{2+}$$

Calculem el nombre de mols d'ió Cu^{2+} que reaccionen:

$$9\,000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96\,500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{2 \text{ mol e}^-} = 0,047 \text{ mol Cu}^{2+}$$

Ara ja podem calcular els mols d'ió Cu^{2+} finals:

$$0,05 \text{ mol Cu}^{2+} - 0,047 \text{ mol Cu}^{2+} = 0,003 \text{ mol Cu}^{2+}$$

I la concentració corresponent:

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{0,003 \text{ mol Cu}^{2+}}{0,5 \text{ dm}^3} = 0,006 \text{ M}$$

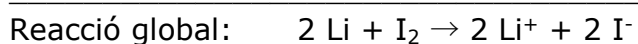
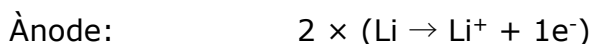
- 16. Els marcapassos són aparells que ajuden a salvar milers de vides a l'an mantenint el ritme del batec cardíac quan fallen els mecanismes del cor que tenen aquesta funció. Aquests aparells subministren un corrent elèctric al cor només en els moments en què necessita una estimulació. Alguns marcapassos estan formats per una pila de liti iode, on trobem com a elèctrodes el $\text{Li}_{(s)}$ en el pol negatiu i el $\text{I}_{2(s)}$ en el pol positiu. Escriu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la pila de liti iode. Escriu la reacció global i justifica que és espontània en condicions estàndard i a 25 °C.**

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

Raonament 1

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

$$E^0 \text{ pila} = E^0 \text{ càtode} - E^0 \text{ ànode} > 0$$

$$E^0 \text{ pila} = E^0 (\text{I}_2 / \text{I}^-) - E^0 (\text{Li}^+ / \text{Li}) = (0,54) - (-3,02) = 3,56 \text{ V}$$

$E^0 > 0 \Rightarrow$ Reacció espontània

Raonament 2

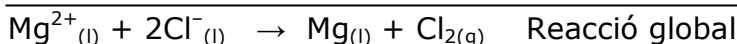
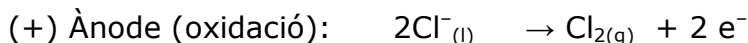
Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció del parell que es redueix (I_2 / I^-) sigui més gran que el que s'oxida (Li^+ / Li).

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

- 17. Una de les utilitats de l'electròlisi és l'obtenció d'alguns metalls. Per exemple, el magnesi s'obté industrialment per electròlisi del clorur de magnesi (MgCl_2) procedent de salmorres o de l'aigua de mar. En aquesta electròlisi, el clorur de magnesi es troba en estat líquid o fos.**

- a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc en cadascun dels elèctrodes durant el procés d'electròlisi del clorur de magnesi fos, i també la reacció iònica global. Indiqueu el nom i la polaritat dels elèctrodes.**

Semireaccions:



- b) Calculeu la massa de magnesi que obtindrem si hi fem passar un corrent elèctric de 200 A durant 18 h.**

$$t = 18\text{h} \cdot 3600\text{s} = 64800\text{s}$$

$$Q = I \cdot t \quad Q = 200\text{A} \cdot 64800\text{s} = 1,296 \cdot 10^7\text{C}$$

$$1,296 \cdot 10^7\text{C} \cdot \frac{1\text{mol e}^-}{9,65 \cdot 10^4\text{C}} \cdot \frac{1\text{mol Mg}}{2\text{mol e}^-} \cdot \frac{24,3\text{g}}{1\text{mol Mg}} = 1631,75\text{ g de Mg, } 1632\text{g de Mg}$$

Dades: Massa atòmica relativa: Mg = 24,3. Constant de Faraday:

$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C (mol e}^-)^{-1}.$$

- 18. Quan es fabrica una reixa de ferro per col·locar-la a l'exterior d'un habitatge, es pinta freqüentment amb una capa de vermell de plom (mini) per evitar la corrosió del ferro.**

Dades: Supposeu que la temperatura ambiental és de 298 K.

Parell redox	$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$	$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	$\text{O}_2 \text{H}_2\text{O}$
Potencial estàndard de reducció, a 298 K, $E^0(\text{V})$	-0,76	-0,24	0,36	0,80	1,23

Taula 7.14.

- a) Si comparem els metalls ferro, níquel, plata i zinc, indiqueu quins són susceptibles de ser corroïts per les condicions ambientals.

Si la reacció entre l'oxigen i el metall (corrosió) es produís en una pila, el potencial de la cel·la seria:

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{càtode}} - E^{\circ}_{\text{ànode}} = E^{\circ}(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^{\circ}(\text{M}^{n+}/\text{M})$$

Segons l'equació: $\Delta G^{\circ} = -n \cdot F \cdot E^{\circ}$, quan E° és positiu tenim una variació d'energia lliure negativa i el procés és espontani.

Per tant, tots els metalls donats (Zn, Ni, Fe i Ag) són susceptibles de ser corroïts, ja que el potencial estàndard de reducció de l'espècie que es redueix (O_2) és més gran que el de l'espècie que s'oxida (el metall).

- b) Quin d'aquests metalls té més facilitat per dur a terme un procés de corrosió? Justifiqueu les respostes.

El metall que tingui el potencial estàndard de reducció més petit és el que donarà un potencial de cel·la (E°) més gran i és el que tindrà més facilitat per dur a terme el procés de corrosió. Amb les dades de la taula, el Zn és el metall amb més facilitat per dur a terme el procés de corrosió.

19. El procés electrolític de producció de Cl_2 i NaOH a partir de l'aigua de mar (solució salina constituïda principalment de NaCl) es basa en el següent esquema (fig. 9.27) i semireaccions:

Dades: $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa atòmica relativa del clor = 35,5

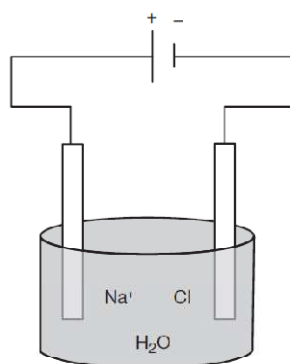
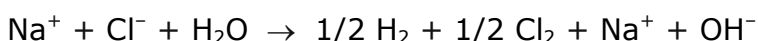
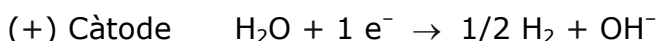
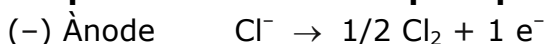


Fig. 9.27.

- a) Indica quina reacció té lloc a l'ànode i quina al càtode, i la polaritat d'aquests elèctrodes. Explica per què en aquest procés es forma NaOH .



En el procés es forma NaOH , ja que el potencial de reducció del sodi és més petit que el de l'hidrogen.

- b) Quina massa de $\text{Cl}_{2(g)}$ es produeix en la cel·la electrolítica si hi fem passar un corrent de 100 mA durant 1 hora?

$$Q = I \cdot t \quad Q = 0,1 \text{ A} \cdot 3600 \text{ s} = 360 \text{ C}$$

$$360 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1/2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{71 \text{ g}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,1324 \text{ g}$$

20. Les reaccions redox s'utilitzen en molts processos de la química: per generar energia elèctrica (pila), per provocar reaccions químiques que no són espontànies (electròlisi) o per obtenir substàncies de gran interès.

Un grup d'estudiants vol muntar una pila al laboratori, en condicions estàndard i a 25 °C. La pila té la notació següent:

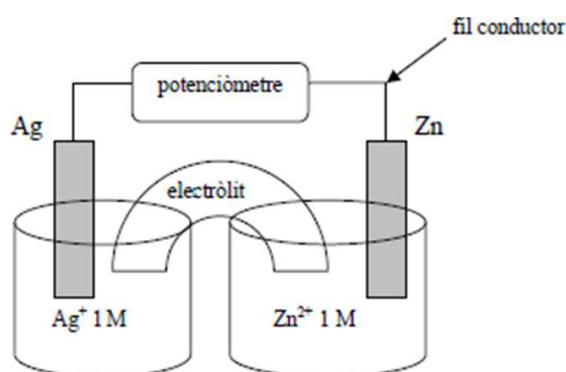


Expliqueu el procediment experimental que hauran de seguir per construir aquesta pila i mesurar-ne la força electromotriu, i indiqueu el material i els reactius que necessitaran.

Dades: Potencial estàndard de reducció a 25 °C: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

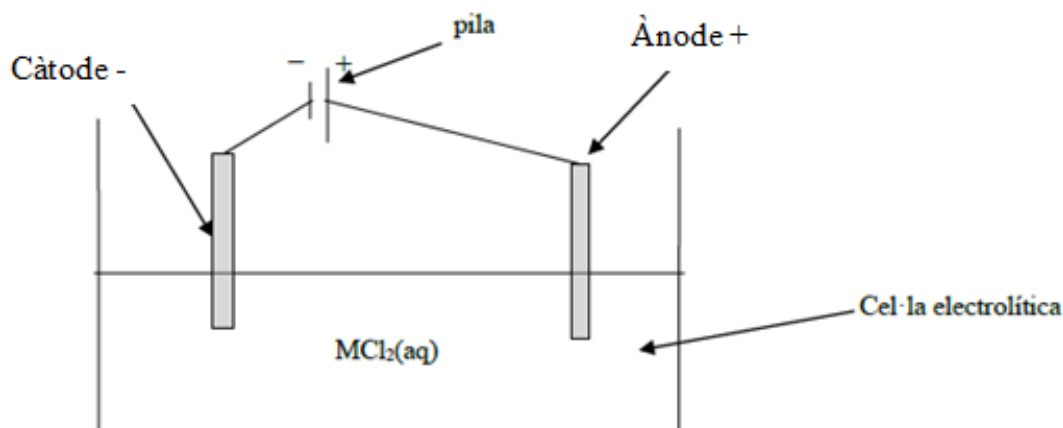
Procediment experimental per a construir la pila; material i reactius:

- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui una solució de Ag^+ 1 M i un altre que contingui una solució de Zn^{2+} 1 M.
- Hi col·loquem, respectivament, una làmina (o fil) de Ag i una làmina de Zn parcialment submergides (elèctrodes).
- Es connecten les làmines mitjançant un fil conductor a un potenciòmetre (o voltímetre).
- El circuit es tanca col·locant un pont salí: tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit inert (o una solució d'una sal soluble).



21. 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.



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 ?

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

$$t = 300 \text{ minuts} = 18\,000 \text{ s}$$

$$\text{Intensitat de corrent} = 3,25 \text{ A}$$

$$Q = I t = (3,25 \text{ A}) (18\,000 \text{ s}) = 58\,500 \text{ C}$$

Per la fórmula MCl_2 sabem que es tracta de M^{2+} . Per tant:



$$58\,500 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol } e^- / 96\,500 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol } M^{2+} / 2 \text{ mol } e^- = 0,303 \text{ mol M}$$

$$\text{Mols} = n = \text{massa} / (\text{M molar}) \rightarrow 0,303 = 19,820 / (\text{M molar})$$

$$M = 19,820 / 0,303 = 65,389 \text{ g/mol així doncs, correspon al Zn.}$$

22. 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:

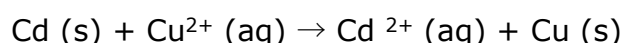


a) Escriuiu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció global de la pila. En quin elèctrode es produeix la reacció de reducció? Calculeu la força electromotriu estàndard de la pila. Feu un dibuix del muntatge experimental de la pila i indiqueu-hi el material i els reactius que es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

Ànode reacció d'oxidació: $\text{Cd (s)} \rightarrow \text{Cd}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^-$

Càtode reacció de reducció: $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$

Reacció global:

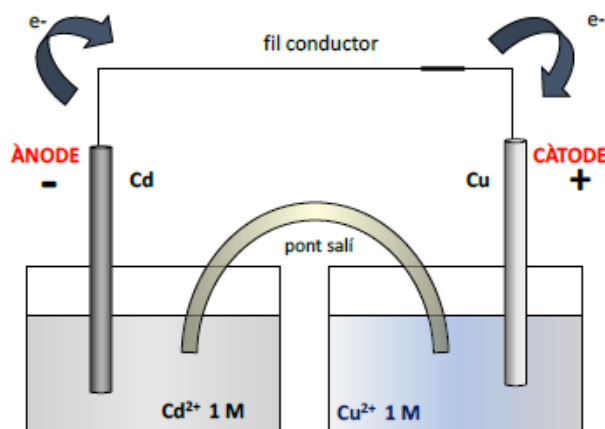


$$E^0 (\text{cel} \cdot \text{la}) = E^0 \text{ càtode} - E^0 \text{ ànode} = 0,34 - (-0,40) = + 0,74\text{V}$$

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

Muntatge experimental de la pila

- 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.



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.

Calculem la càrrega produïda

$$2,00 \text{ g Cd} \cdot (1 \text{ mol Cd}) / (112,4 \text{ g Cd}) \cdot (2 \text{ mol e}^-) / (1 \text{ mol Cd}) \cdot (9,65 \cdot 10^4 \text{ C}) / (1 \text{ mol e}^-) = 3434,16 \text{ C} \Rightarrow Q = 3434,16 \text{ C}$$

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

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

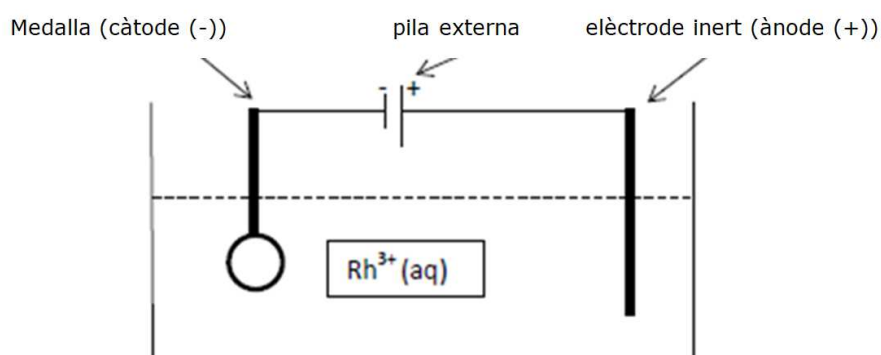
**Dades: Potencials estàndard de reducció: $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$;
 $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$. Constant de Faraday: $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$.
 Masses atòmiques relatives: $\text{Cd} = 112,4$; $\text{Cu} = 63,5$.**

Prepara't per a la universitat

1. En joieria s'utilitza freqüentment el bany de rodi, ja que les joies recobertes amb aquest metall brillen molt i, a més, és una alternativa menys cara que el recobriment amb platí. Volem recobrir una medalla de plata amb rodi mitjançant electròlisi.

- a) Dibuixeu el muntatge experimental per fer el recobriment de la medalla amb una capa de rodi, si disposeu d'una cel·la electrolítica, d'una dissolució aquosa de sulfat de rodi(III) ($\text{Rh}_2(\text{SO}_4)_3$) i d'un elèctrode inert. Anomeneu els elèctrodes i indiqueu-ne la polaritat, i escriviu la semireacció que fa que el rodi es dipositi sobre la medalla.

El dispositiu experimental seria:



Semireacció de reducció càtode (-): $\text{Rh}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Rh}_{(\text{s})}$

- b) Per obtenir un bon recobriment necessitem que es dipositi almenys 2,0 g de rodi. Si fem passar un corrent elèctric de 10 A durant 10 min, haurem dipositat prou rodi? Justifiqueu la resposta.

$$Q = I \cdot t$$

$$Q = 10\text{A} \cdot 600\text{s} = 6000\text{C}$$

$$6000\text{C} \cdot \frac{1\text{mol e}^-}{9.65 \cdot 10^4\text{C}} \cdot \frac{1\text{mol Rh}}{3\text{mol e}^-} \cdot \frac{102,9\text{g}}{1\text{mol Rh}} = 2,13\text{ g de Rh}$$

Com que s'ha dipositat $2,13\text{g} > 2,0\text{ g}$, podem dir que s'ha obtingut un bon recobriment.

Dades: Massa atòmica relativa: Rh = 102,9. Constant de Faraday: $F = 9,65 \cdot 10^4\text{ C (mol e}^-)^{-1}$.

2. Un grup d'estudiants ha muntat tres piles al laboratori i n'ha mesurat la força electromotriu, en condicions estàndard i a 298 K. Les dades experimentals que han obtingut són les següents:

Parells redox*			
Pila	Pol negatiu	Pol positiu	Força electromotriu (V)
1	Mg^{2+}/Mg	Zn^{2+}/Zn	+1,62
2	Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu	+1,10
3	H^+/H_2	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34

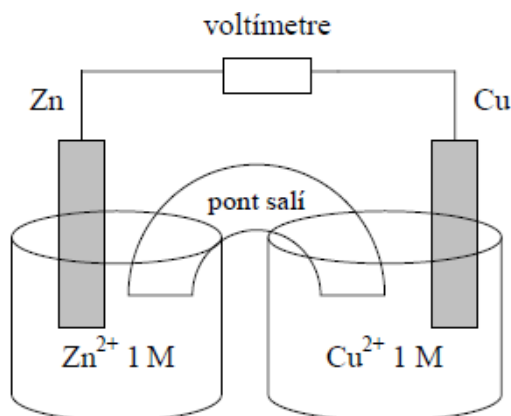
Taula 7.15.

* Els parells redox estan representats com a parells de reducció, independentment de si en la semicel·la es produeix una semireacció de reducció o d'oxidació.

a) Explica el procediment experimental que cal seguir per construir la pila 2 al laboratori i mesurar-ne la força electromotriu, i indica el material i els reactius que necessites.

Muntatge experimental de la pila, material i reactius:

- Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de Zn^{2+} 1 M i, en l'altre, la solució de Cu^{2+} 1 M. Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Zn i una de Cu parcialment submergits (elèctrodes).
- Es connecten les làmines amb un fil conductor, i es col·loca un voltímetre (potenciòmetre) entre les dues làmines.
- El circuit es tanca col·locant un pont salí; tub que connecta els dos vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit (sal soluble).



b) El potencial estàndard d'elèctrode (E°) mesura la tendència d'un elèctrode a generar un procés de reducció. Per conveni internacional, a l'elèctrode estàndard d'hidrogen a 298 K se li assigna un valor de zero; $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$.

A partir de les dades experimentals obtingudes, calcula el potencial estàndard de reducció de l'elèctrode de Mg, $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$, a una temperatura de 298 K.

Potencial estàndard d'un pila:

$$E^\circ = E^\circ \text{ càtode} - E^\circ \text{ ànode}$$

$$\text{Pila 1: } E^\circ = E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$$

$$1,62 = E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^\circ (\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$$

$$\text{Pila 2: } E^\circ = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$1,10 = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$$

$$\text{Pila 3: } E^\circ = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2)$$

$$0,34 = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2)$$

Calculem el potencial de l'elèctrode de magnesi, sabent que per conveni:

$$E^{\circ}(\text{H}^{+}/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$$

De la pila 3 podem deduir que:

$$0,34 = E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - 0,00 \quad E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

De la pila 2 podem deduir que:

$$1,10 = 0,34 - E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \quad E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V}$$

De la pila 1 podem deduir que:

$$1,62 = - 0,76 - E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) \quad E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = - 2,38 \text{ V}$$

3. En una activitat experimental, un grup d'alumnes disposen d'una làmina de níquel i una de plata per muntar una pila en condicions estàndard.

- a) Digueu quins altres reactius i quins materials necessitaran. Dibuixeu un esquema de la pila, i escriviu les semireaccions de cada elèctrode i la reacció global.**

Reactius i materials necessaris:

Dos vasos de precipitats

Fil conductor

Tub en forma de u invertida que connecta els dos vasos (pont salí)

Fil o làmina de níquel (ànode)

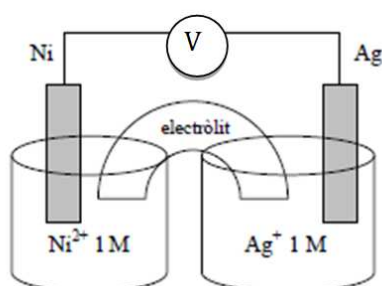
Fil o làmina de plata (càtode)

Dissolució de Ni^{2+} (1M)

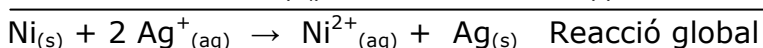
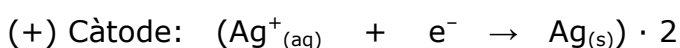
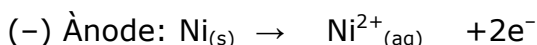
Dissolució de Ag^{+} (1M)

Dissolució saturada d'un electròlit inert per al pont salí

Potenciòmetre o voltímetre



Semireaccions:



- b) El voltatge de funcionament d'un LED va d'1,4 V a 2,2 V, aproximadament. A partir dels valors de la taula, justifiqueu que el LED no podrà emetre llum si munten la pila amb níquel i plata, i indiqueu quin canvi haurien de fer a la pila perquè el LED en pugui emetre.**

Parell redox	Ag ⁺ /Ag	Pb ²⁺ /Pb	Ni ²⁺ /Ni	Zn ²⁺ /Zn
Potencial estàndard de reducció, E° (V)	+0,80	-0,13	-0,23	-0,76

Taula 7.16.

$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} \text{ càtode} - E^{\circ} \text{ ànode}$$

$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ} (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = 0,80\text{V} - (-0,23\text{V}) = 1,03\text{V} < 1,4 \text{ V}$$

potencial mínim requerit perquè un LED emeti llum.

Amb els valors de la taula, veiem que podríem canviar l'elèctrode de níquel per un de plom o zinc.

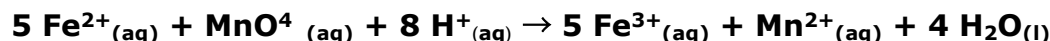
$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} \text{ càtode} - E^{\circ} \text{ ànode}$$

$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ} (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,80\text{V} - (-0,13\text{V}) = 1,56\text{V} < 1,4 \text{ V}$$

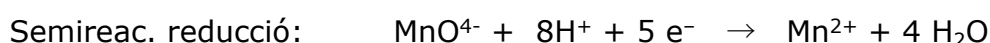
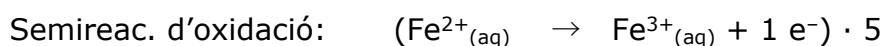
No té suficient potencial perquè el LED emeti llum.

$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} (\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ} (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,80\text{V} - (-0,76\text{V}) = 1,56\text{V} > 1,4 \text{ V}$$

4. En la indústria farmacèutica sovint és necessari efectuar l'anàlisi de determinats metalls. Per exemple, per determinar quantitativament el ferro que conté un comprimit multivitamínic, es dissol aquest comprimit en àcid i es duu a terme la valoració de l'ió Fe²⁺ emprant una solució de permanganat de potassi (KMnO₄) de concentració coneguda. La reacció de valoració és la següent:



a) Justifica que és una reacció redox i que és espontània en condicions estàndard i a 25 °C. Quin és l'oxidant?



És una reacció redox ja que es produeix una transferència d'electrons, o bé és una reacció redox, ja que una espècie s'oxida i una altra es redueix.

Encara no sabem dir si és espontània o no.

L'oxidant és l'espècie que es redueix, per tant, l'ió permanganat MnO₄⁻.

Per poder dir que és espontània

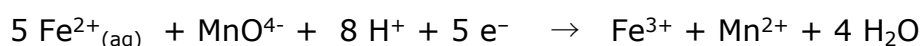
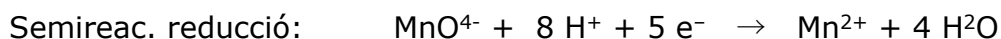
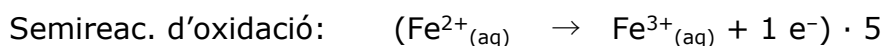
$$E^{\circ} \text{ pila} = E^{\circ} \text{ càtode} - E^{\circ} \text{ ànode} > 0$$

$$E^{\circ} = E^{\circ} (\text{MnO}_4^{-} / \text{Mn}^{2+}) - E^{\circ} (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 1,51 - 0,77 = 0,74 \text{ V}$$

$$\Delta G = -n F E^{\circ} = -5 \cdot 96\,500 \text{ C} \cdot 0,74 \text{ V} = -357\,050 \text{ J} = -357,05 \text{ kJ}$$

b) Al laboratori, dissolem un comprimit multivitamínic de massa 105,0 mg en un matràs d'Erlenmeyer amb una mica d'àcid. A continuació, valorem aquesta solució amb KMnO_4 0,0108 m, i en necessitem 30,1 mL perquè la solució passi d'incolora a lila (punt final de la valoració). Calcula el percentatge en massa de ferro en el comprimit.

La reacció global és:



$$30,1 \cdot 10^{-3} \text{ L MnO}_4^- \cdot \frac{0,0108 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ L}} \cdot \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,09069 \text{ g Fe}$$

Calculem el % en massa de Fe al comprimit:

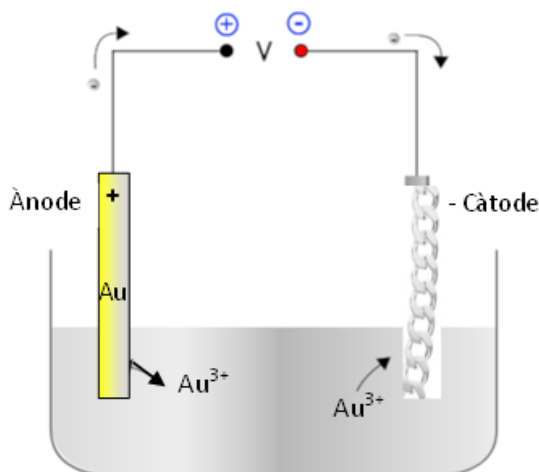
$$\% = [(\text{massa de Fe}) / (\text{massa comprimit})] \times 100$$

$$\% = (0,090697 / 0,1050) \times 100 ; \quad 86,4 \% \text{ en massa de ferro}$$

Dades: Massa atòmica relativa: Fe = 55,8. Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

5. Una estratègia per reduir despeses en la fabricació de joies és 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, identifica i justifica l'ànode i el càtode, les seves polaritats i les reaccions que tenen lloc en el procés electrolític. Dibuixa la cel·la electrolítica.





b) Determina el rendiment d'aquesta cel·la 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.

$$t = 7,5 \text{ minuts} = 450\text{s} \quad \text{Intensitat de corrent} = 2,5 \text{ A}$$

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

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

$$\eta = 0,650 / 0,766 \cdot 100 = 84,86; \text{ per tant, el rendiment és de } 84,86\%$$

Dades: Massa atòmica relativa: Au = 197,0. Constant de Faraday:

F = 9,65 · 10⁴ C mol⁻¹.

Desenvolupa les teves competències I tu, ho has fet...?

- **Cal tractar l'aigua d'una piscina? T'atreviries a anar a una piscina lliure de productes químics?**

Cal tractar l'aigua, doncs els banyistes amb restes de pell, fluids com la suor... introdueixen microorganismes patògens i cal evitar que proliferin i es puguin propagar per tots els usuaris de la piscina. Si no es tracta amb productes químics, cal que ens garanteixin una desinfecció acurada (UV, que tindria un alt cost).

- **Es pot dir que les reaccions de formació de cloroamines són reaccions redox?**

Si doncs hi hagut una variació en el nombre d'oxidació.

- **Prediu què pot passar amb les proteïnes que contenen aminoàcids que tinguin un grup amino lliure.**

En la reacció de formació de les cloroamines, el clor fa una reacció de substitució d'un hidrogen de l'amoniac, això es podria extrapolar que també es produiria aquesta reacció amb les proteïnes que continguin aminoàcids amb grups amines lliures (com la lisina).

- **Què pots deduir si entres en una piscina i notes una intensa olor de «clor», de cloramines?**

La deducció és que s'han format per la reacció del clor amb matèria orgànica, per tant si hi ha una alta concentració voldrà dir que en l'aigua hi havia molta matèria orgànica.

- **Esbrina els nombres d'oxidació dels compostos. En el cas de l'àcid úric, fes una cerca a pàgines web.**



1	-2	+2	+4	-3	-1	+3	-1	+1	-2	+4	-2
HOCl			CNCl			NCl ₃		H ₂ O		CO ₂	

- Si considerem que en la desinfecció de l'aigua només hi participa el potencial de reducció, justifica, a partir dels potencials de reducció següents, quina substància és més eficient per oxidar la matèria orgànica.

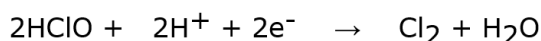
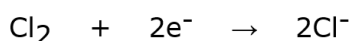
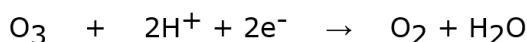
$$E^0(\text{O}_3/\text{O}_2) = 2,07 \text{ V}, E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,39 \text{ V}, E^0(\text{HClO}/\text{Cl}_2) = 1,63 \text{ V}$$

Si s'ha d'oxidar la matèria orgànica, vol dir que el clor, l'ozo i l'hipoclorit s'han de reduir, tenint en compte que:

$$E^0 \text{ pila} = E^0 \text{ càtode} - E^0 \text{ ànode} > 0$$

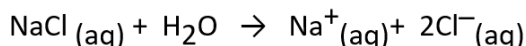
és a dir, tots ells han d'actuar com a càtode. El que té el potencial de reducció més elevat és el que té més poder oxidant, per tant l'ozó.

- **Escriu les reaccions de reducció anteriors.**

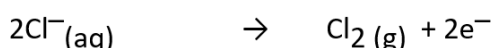


- **Planteja les reaccions qui hi ha en el càtode i en l'ànode en l'electròlisi d'una dissolució de clorur de sodi. Indica la polaritat de cada elèctrode.**

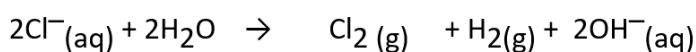
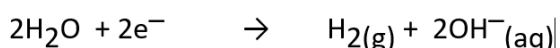
Les reaccions:



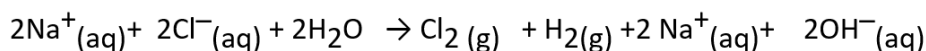
(+) Ànode: oxidació



(-) Càtode: reducció



Reacció global



- Una piscina semiolímpica té unes mides de 25 m de llarg per 12,5 m d'ample, mentre que la seva profunditat pot variar entre els 0,8 m i els 2,7 m, depenent de l'ús que se'n faci. En una piscina de 2 m de profunditat que utilitza cloració salina per desinfectar s'hi vol generar 0,2 mg · dm³ de clor per hora. Quina intensitat de corrent ha de passar per la cel·la electrolítica? Creus que és necessari afegir un corrector de pH en aquestes piscines?

$$\text{Volum piscina} = 25 \times 12,5 \times 2 = 625\text{m}^3 = 625\,000\text{ L}$$

$$625\,000\text{ L} \cdot \frac{0,2\text{ mg Cl}_2}{1\text{ L}} \cdot \frac{1\text{ g Cl}_2}{1000\text{ mg Cl}_2} \cdot \frac{1\text{ mol Cl}_2}{70,9\text{ g Cl}_2} \cdot \frac{2\text{ mol e}^-}{1\text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96\,500\text{ C}}{1\text{ mol e}^-} = 340\,267,98\text{C}$$

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{340\,267,98\text{C}}{3600\text{s}} = 94,52$$

Si el pH de l'aigua s'incrementa caldrà afegir correctors de pH.

- **Tenint en compte els següents potencials estàndard de reducció, justifica si les empreses tenen raó.**

$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,44\text{ V}, E^0(\text{C}/\text{CH}_4) = 0,13\text{ V}, E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = 0,76\text{V}$$

El metall que es corroeix, s'oxida, per tant, fa d'ànode.

Oxidació del metall: $\text{Me}_{(s)} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n\text{e}^-$ (ànode)

$$E^0 \text{ pila} = E^0 \text{ càtode} - E^0 \text{ ànode} > 0$$

Com més baix sigui el potencial de reducció d'un metall, més susceptible serà aquest metall de ser oxidat (ser corroït). Com més petit és E^0 ànode, més alt serà el valor de E^0 pila més alt, implica que serà més fàcil la corrosió.

$$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V} < E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{ V}$$

El zinc és més fàcil d'oxidar (corroïr) que el ferro, i per això en connectar zinc a les parts metàl·liques de la piscina, es protegeix el ferro de la corrosió, ja que s'oxida abans el zinc que el ferro.

- **Cal respectar les normes d'ús de la piscina?**

Resposta oberta. Per tal de fomentar el debat a l'aula sobre la necessitat d'un comportament cívic, respectuós i segur en les piscines.

- **Les piscines de cloració salina tenen més o menys corrosió?**

Tant en les piscines de sal com en les de cloració directa cal evitar el problema de la corrosió, en el cas de les piscines de cloració salina, l'aigua de la piscina és més conductora afavorint aquest procés.