

U9. Aplicacions de les reaccions redox

1. A partir dels valors dels potencials estàndard de reducció a 25 °C, indica quines frases són correctes.

Dades:

$$E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}; E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = + 0,96 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}; E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}; E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0,80 \text{ V}; E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$$

a) El ferro metàl·lic reacciona amb l'àcid nítric, però no amb l'àcid clorhídric.

És falsa: el ferro metàl·lic reacciona amb tots dos.

$$E^{\circ} = E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,96 - (-0,44) = 1,4 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}(\text{H}^+/\text{H}_2) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0 - (-0,44) = 0,44 \text{ V}$$

b) En afegir ferro metàl·lic a una dissolució que conté Ni(II), Zn(II) i Cd(II), es formen Ni_(s), Zn_(s) i Cd_(s).

És falsa, perquè no es forma Zn_(s):

$$E^{\circ} = E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,23 - (-0,44) = 0,21 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,76 - (-0,44) = -0,32 \text{ V}$$

$$E^{\circ} = E^{\circ}(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ V}$$

c) Una dissolució de nitrat de ferro(II) es pot guardar en un recipient d'estany.

És correcta, ja que:

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

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ}(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,44 - (-0,14) = -0,3 \text{ V}$$

$E^{\circ}_{\text{pila}} < 0$ i no es produeix la reducció del ferro.

d) Si es construeix una pila amb un elèctrode de plata i un altre de ferro, el ferro actua com a ànode.

És correcta, ja que:

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

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0,80 - (-0,44) = 1,24 \text{ V}$$

$E^{\circ}_{\text{pila}} > 0$ i la reacció redox és espontània en el sentit descrit.

2. Es fa circular una certa quantitat d'electricitat a través de tres cel·les electroquímiques connectades en sèrie que contenen dissolucions de nitrat de plata, clorur de crom (III) i sulfat de coure (II), respectivament. A la primera, s'hi diposita 1 g de plata. Calcula:

Dades: Cr = 52, Cu = 63,5 i F = 96 500 C.

a) La quantitat d'electricitat que hi ha circulat.

$$1 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mole}^-}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mole}^-} = 894,35 \text{ C}$$

b) La massa dels metalls que s'han dipositat a les altres dues cel·les.

$$894,35 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mole}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mole}^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,29 \text{ g Cu}$$

$$894,35 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mole}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{3 \text{ mole}^-} \cdot \frac{52 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 0,16 \text{ g Cr}$$

3. Tenim dues electròlisi. Calcula per a cadascuna d'elles el que es demana:

a) La massa de zinc dipositada en el càtode quan fem passar per una dissolució de Zn^{2+} un corrent elèctric de 1,5 A durant 40 minuts.

Primer calcularem la quantitat de càrrega que hi ha circulat i després hi aplicarem la segona llei de Faraday:

$$Q = I \cdot t = 1,5 \text{ A} \cdot 2400 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

$$3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mole}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mole}^-} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 1,22 \text{ g Zn}$$

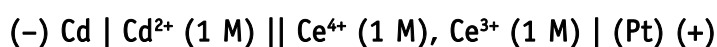
b) Temps necessari per a què es dipositin 0,75 g de plata si fem passar per una dissolució d' AgNO_3 un corrent de 1,5 A.

El procés ara és invers: primer ens cal calcular la càrrega aplicant-hi la segona llei de Faraday i, aleshores, podrem calcular el temps que se'ns demana.

$$0,75 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mole}^-}{107,8 \text{ g Ag}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mole}^-} = 671,38 \text{ C}$$

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{671,38 \text{ C}}{1,5 \text{ A}} = 447,56 \text{ s}$$

4. Es construeix la pila següent:

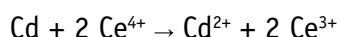


a) Dibuixa la pila i indica'n la polaritat i el nom dels dos elèctrodes.

b) Escriu les reaccions anòdica i catòdica. Calcula la FEM si $E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) = 1,49 \text{ V}$.

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

(+) Càtode semireacció de reducció: $(\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}) \cdot 2$



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

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ (\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}) - E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = 1,49 - (-0,40) = 1,89 \text{ V}$$

c) Si aquesta pila produeix un corrent de 0,02 A, calcula quant de temps funcionarà si l'ànode té una massa de 2 g.

$$2 \text{ g Cd} \cdot \frac{1 \text{ mol Cd}}{112,4 \text{ g Cd}} \cdot \frac{2 \text{ mole}^-}{1 \text{ mol Cd}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mole}^-} = 3434,16 \text{ C}$$

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{3434,16 \text{ C}}{0,02 \text{ A}} = 171708 \text{ s}$$