

Fiche 12 :

Les électrolyses

Exercice 1

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $\text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

Electrolyse observée est-elle celle qui était prévisible ?

La solution de départ contient les espèces H^+ , I^- et H_2O

Les oxydants : H^+

Les réducteurs : H_2O et I^- ; I^- est meilleur réducteur que H_2O

↳ La réaction se fait avec les couples contenant le meilleur oxydant et le couple contenant le meilleur réducteur ; donc avec les couples H^+/H_2 et I_2/I^-

Réaction de l'électrolyse : $\text{H}^+ + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$

Exercice 2

Espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur : La solution de départ contient les espèces Cu^{2+} , Br^- et H_2O

Les oxydants : Cu^{2+}

Les réducteurs : H_2O et Br^- ; Br^- est meilleur réducteur que H_2O

Réactions aux électrodes

La réaction se fait avec les couples contenant le meilleur oxydant et le couple contenant le meilleur réducteur ; donc avec les couples Cu^{2+}/Cu et Br_2/Br^-

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$; $2 \text{Br}^- = \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$

Nature des électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $2 \text{Br}^- = \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$

Réaction de l'électrolyse : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Cu} + \text{Br}_2$

d.d.p. théorique minimale qu'il faut appliquer pour réaliser cette électrolyse

Il faut appliquer au moins une tension supérieure à $1,08 - 0,34 = 0,74 \text{ V}$

Masse du dépôt orange-rosé obtenu au bout de 30 min sous un courant de 0,40 A.

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$$

$$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} \rightarrow n_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{0,40 \times 30 \times 60}{2 \times 96500} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} = 3,7 \cdot 10^{-3} \times 63,5 = 0,23 \text{ g}$$

Exercice 3

Dépôt de plomb sur une électrode : $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$

Réduction à la cathode (électrode reliée -)

Dégagement d'un gaz sur l'autre électrode : $2 \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

Dégagement de dioxygène qui rallume une buchette incandescente

Réaction de l'électrolyse : $2 \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Pb} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$

Quantité de plomb qui se dépose sur l'une des électrodes : $Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$

$$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb} \rightarrow n_{\text{Pb}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{0,85 \times 25 \times 60}{2 \times 96500} = \boxed{6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$\text{Masse de plomb déposé} : m_{\text{Pb}} = n_{\text{Pb}} \times M_{\text{Pb}} = 6,6 \cdot 10^{-3} \times 207 = \boxed{1,4 \text{ g}}$$

Volume de gaz formé : $2 \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Pb} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$

$$\rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Pb}}}{2} = \frac{6,6 \cdot 10^{-3}}{2} = \boxed{3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_M = 3,3 \cdot 10^{-3} \times 25 = \boxed{0,0825 \text{ L}} = \boxed{83 \text{ mL}}$$

Exercice 4

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}$

Le dépôt métallique se forme à la cathode

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $2 \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Réaction de l'électrolyse : $2 \text{Ni}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Ni} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$

Masse de nickel déposée sur l'objet en fer après 45 minutes d'électrolyse sous 1,8 A

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$$

$$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni} \rightarrow n_{\text{Ni}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{1,8 \times 45 \times 60}{2 \times 96500} = \boxed{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Ni}} = n_{\text{Ni}} \times M_{\text{Ni}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \times 58,7 = \boxed{1,5 \text{ g}}$$

$$\text{Rendement de l'électrolyse} : \text{rendement} = \frac{m_{\text{Ni}}(\text{expérimentale})}{m_{\text{Ni}}(\text{théorique})} = \frac{0,95}{1,5} = 0,63 = \boxed{63\%}$$

Masse de dioxygène produite : $2 \text{Ni}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Ni} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$

$$\rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Ni}}}{2} = \frac{m_{\text{Ni}}(\text{exp})}{M_{\text{Ni}} \times 2} = \frac{0,95}{58,7 \times 2} = \boxed{8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times M_{\text{O}_2} = 8,1 \cdot 10^{-3} \times 32 = \boxed{0,26 \text{ g}}$$

Exercice 5

Electrolyse à anode soluble : L'anode en argent réagit au cours de la réaction.

L'objet doit-il constituer la cathode ou l'anode? : L'objet à recouvrir doit recouvrir la cathode

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}_{(\text{cathode})}$

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $\text{Ag}_{(\text{anode})} = \text{Ag}^+ + \text{e}^-$

Réaction de l'électrolyse : $\text{Ag}_{(\text{anode})} = \text{Ag}_{(\text{cathode})}$

Durée théorique de l'électrolyse : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}_{(\text{cathode})} \rightarrow n_{\text{e}^-} = n_{\text{ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = \frac{3}{108} = \boxed{2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$

$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow \Delta t = \frac{n_{\text{e}^-} \times F}{I} = \frac{2,8 \cdot 10^{-2} \times 96500}{0,65} = 4157 \text{ s} = \boxed{1 \text{ h } 9 \text{ min}}$

Durée réelle de l'électrolyse : $\Delta t(\text{réelle}) = \frac{\Delta t(\text{théorique})}{0,75} = \frac{4157}{0,75} = 5543 \text{ s} = \boxed{1 \text{ h } 32 \text{ min}}$

Exercice 6

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $2 \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Réaction de l'électrolyse : $\boxed{2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Zn} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+}$

Transformation spontanée ou forcée ?

La transformation s'effectue entre les couples $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ et $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$

L'oxydant le plus fort est O_2 et le réducteur le plus fort est Zn

La réaction est forcée car elle ne se fait pas entre O_2 et Zn

Masse de zinc produite en deux jours : $Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$

$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} \rightarrow n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{80 \cdot 10^3 \times 48 \times 3600}{2 \times 96500} = \boxed{7,2 \cdot 10^4 \text{ mol}}$

Masse de zinc déposé : $m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 7,2 \cdot 10^4 \times 65,4 = 4,7 \cdot 10^6 \text{ g} = \boxed{4,7 \text{ tonnes}}$

Rendement de l'électrolyse : $\text{rendement} = \frac{m_{\text{Zn}}(\text{expérimentale})}{m_{\text{Zn}}(\text{théorique})} = \frac{3,76}{4,7} = 0,8 = \boxed{80 \%}$

Volume théorique de dioxygène qui se dégage

$2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Zn} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Zn}}}{2} = \frac{m_{\text{Zn}}(\text{exp})}{M_{\text{Zn}} \times 2} = \frac{3,76 \cdot 10^6}{65,4 \times 2} = \boxed{2,9 \cdot 10^4 \text{ mol}}$

$V_{\text{O}_2(\text{exp})} = n_{\text{O}_2} \times V_M = 2,9 \cdot 10^4 \times 24 = 696 \text{ 000 L} = \boxed{696 \text{ m}^3}$

Exercice 7

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -) : $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$

Le dépôt métallique se forme à la cathode

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +) : $2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Réaction de l'électrolyse: $2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^-$

Formation de soude: $2 (\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 (\text{Na}^+ ; \text{OH}^-)$

Masse de dichlore produite en 1 jour (24 h)

$$Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{I \times \Delta t}{F}$$

$$2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow n_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{45.10^3 \times 24 \times 3600}{2 \times 96500} = \boxed{2,0.10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \times M_{\text{Cl}_2} = 2,0.10^4 \times 71 = \mathbf{1,4.10^6 \text{ g}} = \boxed{1,4 \text{ tonnes}}$$

Masse de dihydrogène produite en 1 jour

$2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^-$

$$\rightarrow n_{\text{H}_2} = n_{\text{Cl}_2} = \boxed{2,0.10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times M_{\text{H}_2} = 2,0.10^4 \times 2 = \mathbf{4,0.10^4 \text{ g}} = \boxed{40 \text{ kg}}$$

Masse de chlorure de sodium consommée quotidiennement

$2 (\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 (\text{Na}^+ ; \text{OH}^-)$

$$\frac{n_{\text{NaCl}}}{2} = n_{\text{Cl}_2} \rightarrow n_{\text{NaCl}} = 2 \times n_{\text{Cl}_2} = 2 \times 2,0.10^4 = \boxed{4,0.10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}} = 4,0.10^4 \times 58,5 = \mathbf{2,3.10^6 \text{ g}} = \boxed{2,3 \text{ tonnes}}$$

Masse d'eau consommée quotidiennement

$2 (\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 (\text{Na}^+ ; \text{OH}^-)$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{NaCl}} = \boxed{4,0.10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = 4,0.10^4 \times 18 = \mathbf{7,2.10^5 \text{ g}} = \boxed{720 \text{ kg}}$$