

EX 08

Les électrolyses

EX1

On effectue l'électrolyse de l'iodure d'hydrogène (H^+ ; I^-). On observe un dégagement de dihydrogène sur une des électrodes et une coloration jaune, caractéristique du diiode au niveau de la seconde électrode.

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -)



Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

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

EX2

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$; $2 \text{Br}^-_{(\text{aq})}$) dans un tube en U.

Les électrodes sont en graphite et inattaquables.

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^-



On observe un dépôt métallique orange-rosé sur une électrode. A l'autre borne, la solution devient brune.

Nature des électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -)



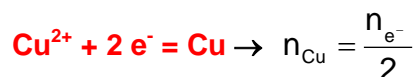
Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

Réaction de l'électrolysed.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.

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



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

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

EX3

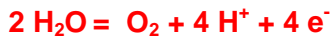
On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$; $2 \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$). Les électrodes sont inattaquables et les ions nitrate ne réagissent pas.

Il se forme un dépôt de plomb sur une électrode



Réduction à la cathode (électrode reliée -)

Sur l'autre électrode, se dégage un gaz qui ravive une allumette incandescente.



Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

Dégagement de dioxygène qui rallume une buchette incandescente

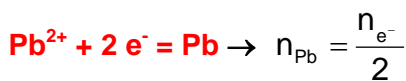
Réaction de l'électrolyse



L'électrolyse dure **25 min** et l'intensité du courant est maintenue égale à **0,85 A**

Quantité de plomb qui se dépose sur l'une des électrodes

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

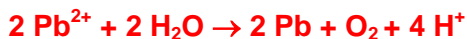


$$n_{\text{Pb}} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{0,85 \times 25 \times 60}{2 \times 96500} = \boxed{6,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

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



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

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_{\text{M}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \times 25 = \mathbf{0,0825 \text{ L}}$$

$$= \boxed{83 \text{ mL}}$$

EX4

On désire réaliser un dépôt de nickel sur un objet en fer. Pour cela, on réalise l'électrolyse d'une solution de sulfate de nickel (Ni^{2+} ; SO_4^{2-}). L'objet à recouvrir constitue l'une des électrodes. L'autre électrode est inattaquable: on y observe un dégagement gazeux de dioxygène.

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -)



Le dépôt métallique se forme à la cathode

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

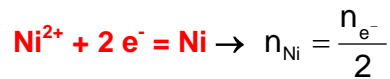


Réaction de l'électrolyse



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

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



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

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

Masse de dioxygène produite



$$\rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Ni}}}{2} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{2} = \boxed{1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times M_{\text{O}_2} = 1,3 \cdot 10^{-2} \times 32 = \boxed{0,42 \text{ g}}$$

EX5

Pour argenter un objet métallique, on le place dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+ ; NO_3^-) où il joue le rôle d'une des électrodes ; l'autre est en **argent**

Electrolyse à anode soluble

L'anode en argent réagit au cours de la réaction.

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

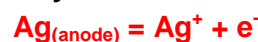
L'objet à recouvrir doit recouvrir la cathode

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -)



Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)

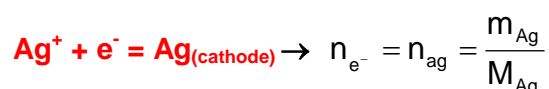


Réaction de l'électrolyse



On souhaite déposer une masse égale à **3,00 g** d'argent sur l'objet. L'intensité du courant électrique utilisé pour l'électrolyse est de **650 mA**.

Durée de l'électrolyse



$$n_{\text{e}^-} = \frac{3}{108} = \boxed{2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

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

$$\Delta t = \frac{2,8 \cdot 10^{-2} \times 96500}{0,65} = 4157 \text{ s}$$

$$= \boxed{1 \text{ h } 9 \text{ min } 17 \text{ s}}$$

EX6

Certains métaux sont préparés par électrolyse d'une solution aqueuse les contenant à l'état de cations. Plus de 50 % de la production mondiale de zinc sont obtenus par électrolyse d'une solution de sulfate de zinc acidifiée à l'acide sulfurique.

Les ions sulfate ne participent pas aux réactions électrochimiques.

On observe un dépôt métallique sur l'une des électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre. L'électrolyse a lieu sous **3,5 V**. l'intensité du courant peut atteindre **80 kA**. **Après 48 h** de fonctionnement, le dépôt de zinc est suffisamment épais. Il est alors séparé de l'électrode, fondu et coulé en lingots.

Equations des réactions aux électrodes

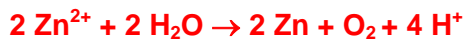
Réduction à la cathode (électrode reliée -)



Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)



Réaction de l'électrolyse



Transformation spontanée ou forcée ?

La transformation s'effectue entre les couples

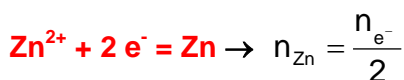


L'oxydant le plus fort est O_2 et le réducteur le plus fort est Zn

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

Masse de zinc produite en deux jours

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



$$n_{\text{Zn}} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{80 \cdot 10^3 \times 48 \times 3600}{2 \times 96500} =$$

$$\boxed{7,2 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

Masse de zinc déposé

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 7,2 \cdot 10^4 \times 65,4 = 4,7 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$= \boxed{4,7 \text{ tonnes}}$$

A l'autre électrode on récupère le dioxygène. Le rendement de la réaction qui le produit est de 80 % et le volume molaire est de **24 L·mol⁻¹**.

Volume théorique de dioxygène qui se dégage



$$\rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{Zn}}}{2} = \frac{7,2 \cdot 10^4}{2} = \boxed{3,6 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

$$V_{\text{O}_2(\text{théorique})} = n_{\text{O}_2} \times V_{\text{M}} = 3,6 \cdot 10^4 \times 24 =$$

$$\mathbf{864\ 000\ L} = \boxed{864 \text{ m}^3}$$

Volume pratique de dioxygène qui se dégage

$$V_{\text{O}_2(\text{pratique})} = 0,80 \times V_{\text{O}_2(\text{théorique})}$$

$$V_{\text{O}_2(\text{pratique})} = 0,80 \times 864 = \boxed{691 \text{ m}^3}$$

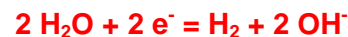
EX7

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium (**Na⁺ ; Cl⁻**) sous une tension de **3,8 V** et une intensité de **45 kA**.

On observe un dégagement de dichlore à l'anode et un dégagement de dihydrogène à la cathode, et l'apparition d'ions OH^- (le milieu devient basique).

Equations des réactions aux électrodes

Réduction à la cathode (électrode reliée -)

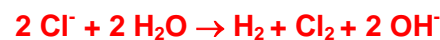


Le dépôt métallique se forme à la cathode

Oxydation à l'anode (électrode reliée au +)



Réaction de l'électrolyse

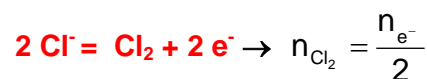


Formation de soude



Masse de dichlore produite en 1 jour (24 h)

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



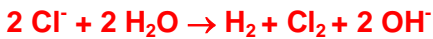
$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times F} = \frac{45 \cdot 10^3 \times 24 \times 3600}{2 \times 96500} =$$

$$\boxed{2,0 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \times M_{\text{Cl}_2} = 2,0 \cdot 10^4 \times 71 = 1,4 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$= \boxed{1,4 \text{ tonnes}}$$

Masse de dihydrogène produite en 1 jour



$$\rightarrow n_{\text{H}_2} = n_{\text{Cl}_2} = \boxed{2,0 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times M_{\text{H}_2} = 2,0 \cdot 10^4 \times 2 = \mathbf{4,0 \cdot 10^4 \text{ g}}$$
$$= \boxed{40 \text{ kg}}$$

Masse de chlorure de sodium consommée quotidiennement

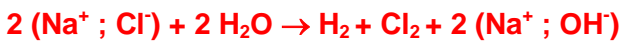


$$\frac{n_{\text{NaCl}}}{2} = n_{\text{Cl}_2} \rightarrow n_{\text{NaCl}} = 2 \times n_{\text{Cl}_2} = 2 \times 2,0 \cdot 10^4 =$$

$$\boxed{4,0 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \times M_{\text{NaCl}} = 4,0 \cdot 10^4 \times 58,5 =$$
$$\mathbf{2,3 \cdot 10^6 \text{ g}} = \boxed{2,3 \text{ tonnes}}$$

Masse d'eau consommée quotidiennement



$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{NaCl}} = \boxed{4,0 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \times M_{\text{H}_2\text{O}} = 4,0 \cdot 10^4 \times 18 =$$

$$\mathbf{7,2 \cdot 10^5 \text{ g}} = \boxed{720 \text{ kg}}$$

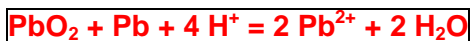
EX8

Un accumulateur au plomb (batterie de voiture) peut être schématisé par une électrode de plomb **Pb** et une électrode inerte recouverte de dioxyde de plomb **PbO₂** plongées dans une même solution contenant de l'acide sulfurique et du sulfate de plomb (**Pb²⁺** ; **SO₄²⁻**).

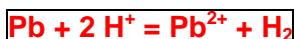
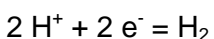
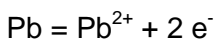
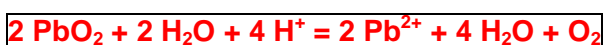
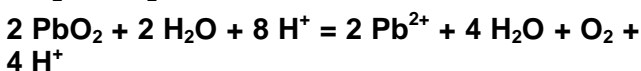
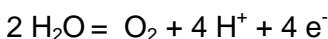
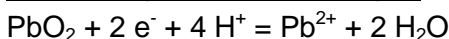
Equations des réactions aux électrodes



Réaction de la pile



Réactions parasites dans la pile



Cette batterie a une capacité de **133 A.h**

La capacité est de 133 A.h

↳ Elle est capable de débiter un courant de 133 A pendant 1 h

Quantité d'électricité

$$Q = I \times \Delta t = 133 \times 3600 = \mathbf{4,8 \cdot 10^5 \text{ C}}$$

Masse minimum de dioxyde de plomb

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



$$\rightarrow n_{\text{PbO}_2} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{Q}{2 \times F} = \frac{4,8 \cdot 10^5}{2 \times 96500} = \boxed{2,5 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{PbO}_2} = n_{\text{PbO}_2} \times M_{\text{PbO}_2} = 2,5 \times 239 = \mathbf{597,5 \text{ g}} =$$
$$\boxed{6,0 \cdot 10^2 \text{ g}}$$

Masse minimum de plomb



$$n_{\text{Pb}} = n_{\text{PbO}_2} = \boxed{2,5 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Pb}} = n_{\text{Pb}} \times M_{\text{Pb}} = 2,5 \times 207 = \mathbf{517,5 \text{ g}} =$$

$$\boxed{5,2 \cdot 10^2 \text{ g}}$$

Le moteur de la voiture est éteint, mais deux lampes de feux de croisement ont été oubliées allumées.

Les deux lampes (de **50 W** chacune) sont alors alimentées par la batterie délivrant une tension de **12 V**.

Puissance consommée par les lampes :

$$\mathbf{P = 100 \text{ W}}$$

Intensité du courant parcourant les lampes

$$P = U \times I \rightarrow I = \frac{P}{U} = \frac{100}{12} = \mathbf{8,3 \text{ A}}$$

Durée de la décharge

$$Q = I \times \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{4,8 \cdot 10^5}{8,3} = \mathbf{57831 \text{ s}} =$$

$$\boxed{16 \text{ h } 3 \text{ min}}$$

Après une décharge complète et accidentelle de la batterie, celle-ci peut être rechargée à l'aide d'un autre accumulateur d'une automobile dont le moteur fonctionne.

Équation de la réaction chimique se déroulant dans la batterie lorsqu'elle se recharge

