

## Exercices sur l'électrolyse

URL source du document

<http://www.chimix.net/>

### exercice 1: électrolyse d'une saumure préparation Cl<sub>2</sub>

Une saumure est une solution concentrée de chlorure de sodium. Les électrodes sont inattaquables. A l'anode les ions chlorures s'oxydent en dichlore Cl<sub>2</sub>. A la cathode l'eau est réduite en dihydrogène.

H=1; O=16 ;Na=23 ; Cl=35,5 g mol<sup>-1</sup>. volume molaire 30 L mol<sup>-1</sup>.

- Ecrire les réactions aux électrodes puis la réaction de fonctionnement.
- Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu si I=50000 A et t=1 heure?
- Quelles sont les masses et volumes des gaz ?
- Quelle est l'énergie consommée par tonne de dichlore formé ? (U=4 V)

#### corrigé

à l'anode oxydation des ions chlorures



à la cathode réduction de l'eau



Danger !!! dans le bilan, les électrons n'apparaissent pas



Quantité d'électricité mise en jeu

intensité en ampère fois temps en seconde

$$5 \cdot 10^4 \cdot 3600 = 1,8 \cdot 10^8 \text{C} = 5 \cdot 10^4 \text{Ah}$$

masses et volumes des gaz

la charge d'une mole d'électrons est égale à 96500 C.

Donc  $1,8 \cdot 10^8 \text{C}$  correspondent à  $1,8 \cdot 10^8 / 96500 = 1865,2 \text{ mol}$  d'électrons

Qté de matière de dichlore ou de dihydrogène  $1865,2 / 2 = 932,6 \text{ mol}$

masse de dichlore:  $932,6 \cdot 71 = 66,2 \text{ kg}$

masse de dihydrogène:  $932,6 \cdot 2 = 1,86 \text{ kg}$

volume H<sub>2</sub> ou Cl<sub>2</sub> :  $932,6 \cdot 30 = 28 \text{ m}^3$

énergie consommée par tonne de dichlore

Qté matière dichlore dans 1 tonne =  $10^6 / 71 = 14084$  mol  $\text{Cl}_2$

Qté de matière d'électrons =  $14084 \cdot 2 = 28169$  mol électrons

Qté électricité :  $28169 \cdot 96500 = 2,72 \cdot 10^9$  C

énergie consommée (J) : Qté électricité (C) fois tension (V)

$2,72 \cdot 10^9 \cdot 4 = 1,08 \cdot 10^7$  kJ = 3020 kWh

d'autres données  $I = 40000$  A;  $U = 3,5$  V

réponses:  $1,44 \cdot 10^8$  C ; 746 mol  $\text{H}_2$  ; 22,4 m<sup>3</sup> ;

## exercice 2: nickelage dépôt de nickel sur un autre métal

$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  0,34 V et  $\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$  -0,23 V

$\text{Ni} = 58,7$  g mol<sup>-1</sup>. masse volumique du nickel 8900 kg m<sup>-3</sup>

- Peut-on obtenir un dépôt de nickel sur le cuivre par simple trempage dans une solution de sulfate de nickel ?
- On procède par électrolyse. Décrire le dispositif.
- L'aire de l'objet à nickeler est  $S = 400$  cm<sup>2</sup>. l'épaisseur du dépôt est  $e = 20$  microns. Quelle est la masse de nickel nécessaire ?
- Quelle est la quantité de matière d'électrons ?
- Quelle est la durée du nickelage si  $I = 2$  A ?

### corrigé

**Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Ni et l'oxydant le plus fort  $\text{Cu}^{2+}$**

En plongeant une lame de cuivre dans une solution contenant des ions  $\text{Ni}^{2+}$ , **on n'observe pas de dépôt de nickel.**

En procédant par électrolyse:

solution de sulfate de nickel ; l'objet sert de cathode négative;



**l'anode est en nickel**

volume de l'objet

surface (m<sup>2</sup>) fois épaisseur (m) :  $4 \cdot 10^{-2} \cdot 20 \cdot 10^{-6} = 8 \cdot 10^{-7}$  m<sup>3</sup>

**masse de nickel:  $8 \cdot 10^{-7} \cdot 8900 = 7,12$  g**

durée du nickelage

Qté de matière de nickel =  $7,12 / 58,7 = 0,121$  mol

**Qté de matière d'électrons :  $0,12 \cdot 2 = 0,242$  mol**

Qté d'électricité =  $96500 \cdot 0,242 = 23410 \text{ C}$

durée (s) = Qté électricité (C) / intensité (A) =  $23410 / 2 = 3 \text{ h } 15 \text{ min}$

d'autre données aire =  $6 \text{ dm}^2$ ;  $e = 10 \text{ microns}$ ;  $I = 4 \text{ A}$

**réponses: 0,182 mol électrons; 5,34 g nickel ; 1 h 13 min**

### exercice 3: préparation du manganèse

Electrolyse d'une solution de sulfate de manganèse, acidifiée par l'acide sulfurique

$Mn = 54,9 \text{ g mol}^{-1}$ .

- Ecrire les réactions de réduction à la cathode, sachant que l'ion  $Mn^{2+}$  et les ions hydronium se réduisent.
- Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu chaque jour si  $I = 40000 \text{ A}$ ?
- Quelle est la masse maximale de manganèse obtenue par jour ?
- A la cathode on observe également un dégagement de  $H_2$  et la masse de manganèse produite chaque jour n'est que  $m = 700 \text{ kg}$ . Quelle est la masse de dihydrogène formé chaque jour ?
- Quelle est la consommation d'énergie chaque jour si  $U = 5 \text{ V}$ .

#### corrigé



#### Quantité d'électricité mise en jeu

intensité (A) fois durée (s) =  $40000 \cdot 24 \cdot 3600 = 3,456 \cdot 10^9 \text{ C}$

#### masse de manganèse

la charge d'une mole d'électrons est égale à  $96500 \text{ C}$ .

Donc  $3,456 \cdot 10^9 \text{ C}$  correspondent à  $3,456 \cdot 10^9 / 96500 = 35813 \text{ mol}$  d'électrons

Qté de matière de manganèse :  $35813 / 2 = 17907 \text{ mol}$

**masse de manganèse:  $17907 \cdot 54,9 = 983 \text{ kg}$**

#### masse de dihydrogène

Qté de matière de manganèse :  $700 \cdot 1000 / 54,9 = 12750 \text{ mol}$

#### Qté de matière d'électrons mise en jeu

- lors de la réduction de  $Mn^{2+}$  :  $12750 \cdot 2 = 25500 \text{ mol}$
- lors de la réduction de  $H_3O^+$  :  $35813 - 25500 = 10313 \text{ mol}$
- Qté de matière de dihydrogène:  $10313 / 2 = 5156 \text{ mol}$

**masse de dihydrogène :  $5156 \cdot 2 = 10,3 \text{ kg}$**

#### énergie

capacité (C) fois tension aux bornes (V) =  $3,456 \cdot 10^9 \cdot 5 = 1,728 \cdot 10^{10}$  joules = 4800 kWh

1 kWh =  $3600 \cdot 1000$  J

d'autres données 50 000 A; 3,5 V ; m = 650 kg

**réponses:  $4,3 \cdot 10^9$  C ; 1229 kg Mn ; 20,8 kg H<sub>2</sub> ; 5375 kWh**

## exercice 4: électrolyse de l'alumine

La bauxite contient environ 55 % en masse d'alumine Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. A 950°C l'électrolyse de l'alumine fondue (électrodes en carbone) donne:

à l'anode : O<sup>2-</sup> donne 0,5 O<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup>

et

à la cathode : Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> donne Al.

Al=27; H=1 O=16 ; Cl=35,5 g mol<sup>-1</sup>.

volume molaire=100 L mol<sup>-1</sup>

- Ecrire l'équation bilan de l'électrolyse.
- Quel est le volume de dioxygène par mole d'aluminium produit ?
- Quelle est la masse de bauxite à extraire pour produire 1 tonne d'aluminium ?
- Quelle est l'énergie consommée par tonne d'aluminium produite si U=4,5 V ?

### corrigé

3fois { O<sup>2-</sup> donne 0,5 O<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup> }

2fois { Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> donne Al }

Danger !!! dans le bilan, les électrons n'apparaissent pas

**3 O<sup>2-</sup> + 2 Al<sup>3+</sup> donne 2 Al + 1,5 O<sub>2</sub>**

volume de dioxygène

à une mole d'aluminium correspond 0,75 mol de dioxygène

volume du gaz 0,75\*100=75 L

masses de bauxite

Qté de matière d'aluminium :  $10^6 / 27 = 37037$  mol

Qté de matière d'alumine :  $37037 / 2 = 18518$  mol

masse d'alumine Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> :  $18518 \cdot (27 \cdot 2 + 16 \cdot 3) = 1,88$  tonnes

alumine (t)	bauxite (t)
55	100
1,88	x

masse de bauxite :  $1,88 / 0,55 = 3,43$  tonnes

énergie (J) et capacité (coulomb)

à 37037 mol aluminium correspondent  $37\,037 \cdot 3 = 1,11 \cdot 10^5$  mol électrons

la charge d'une mole d'électrons est égale à 96500 C.

Qté d'électricité :  $1,11 \cdot 10^5 \cdot 96500 = 1,07 \cdot 10^{10}$  C

1 wattheure = 3600 J

énergie (J) = Qté électricité (C) fois tension(V)

$1,07 \cdot 10^{10} \cdot 4,5 = 4,82 \cdot 10^{10}$  J = 13400 kWh

## exercice 5: argenture ou dorure

On souhaite argenter extérieurement un seau à champagne de surface  $S=1380 \text{ cm}^2$  par un dépôt uniforme d'épaisseur  $e=60$  microns .

masse volumique de l'argent  $10500 \text{ kg m}^{-3}$  ; de l'or  $19300 \text{ kg m}^{-3}$  (Ag=108 ; Au = 197 g mol<sup>-1</sup> ) ;

Comment faut il procéder (brève description)

Quel le réaction se produit à la cathode ?

Quelle est la masse d'argent à déposer?

Quelle est la durée de l'électrolyse?

### corrigé

le seau est immergé dans une solution contenant des ions argent  $\text{Ag}^+$ .

le seau est relié à la borne négative du générateur

à la cathode les ions  $\text{Ag}^+$  ou  $\text{Au}^{3+}$  se réduisent

$\text{Ag}^+ + e^-$  donne Ag

$\text{Au}^{3+} + 3e^-$  donne Au

masse de métal

volume = surface( $\text{m}^2$ ) . épaisseur(m) =  $1380 \cdot 10^{-4} \cdot 60 \cdot 10^{-6} = 8,28 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$

masse (kg) = volume( $\text{m}^3$ ) fois masse volumique ( $\text{kgm}^{-3}$ )

$8,28 \cdot 10^{-6} \cdot 10500 = 86,9 \text{ g}$

durée de l'électrolyse

Qté de matière d'argent :  $86,9 / 108 = 0,805 \text{ mol}$

Qté de matière d'électrons : 0,805 mol

la charge d'une mole d'électrons est égale à 96500 C.

Qté d'électricité :  $0,805 \cdot 96500 = 77682 \text{ C}$

Qté d'électricité (C) = intensité(A) fois durée (s)

durée =  $77682 / 2 = 38841 \text{ s} = 10 \text{ h } 47 \text{ min}$

mêmes questions dans le cas d'une dorure  $e = 20 \text{ microns}$ ;

réponses: 53,26 g ; 0,81 mol électrons; 10 h 52 min