

Exercices sur l'électrolyse

URL source du document

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

exercice 1: électrolyse d'une saumure préparation Cl₂

Une saumure est une solution concentrée de chlorure de sodium. Les électrodes sont inattaquables. A l'anode les ions chlorures s'oxydent en dichlore Cl₂. A la cathode l'eau est réduite en dihydrogène.

H=1; O=16 ;Na=23 ; Cl=35,5 g mol⁻¹. volume molaire 30 L mol⁻¹.

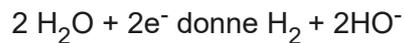
- Écrire les réactions aux électrodes puis la réaction de fonctionnement.
- Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu si I=50000 A et t=1 heure?
- Quelles sont les masses et volumes des gaz ?
- Quelle est l'énergie consommée par tonne de dichlore formé ? (U=4 V)

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

Quantité 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 H₂ ou Cl₂ : $932,6 \cdot 30 = 28 \text{ m}^3$

énergie consommée par tonne de dichlore

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

Quantité de matière d'électrons = $14084 \cdot 2 = 28169 \text{ mol électrons}$

Quantité électricité : $28169 \cdot 96500 = 2,72 \cdot 10^9 \text{ C}$

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

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

d'autre données $I = 40000\text{A}$; $U = 3,5 \text{ V}$

réponses: $1,44 \cdot 10^8 \text{ C}$; 746 mol H_2 ; $22,4 \text{ m}^3$;

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

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

- 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 $S = 400 \text{ cm}^2$. l'épaisseur du dépôt est $e = 20 \text{ microns}$. Quelle est la masse de nickel nécessaire ?
- Quelle est la quantité de matière d'électrons ?
- Quelle est la durée du nickelage si $I = 2 \text{ A}$?

corrigé

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

En plongeant une lame de cuivre dans une solution contenant des ions 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

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

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

durée du nickelage

$$\text{Quantité de matière de nickel} = 7,12 / 58,7 = 0,121 \text{ mol}$$

$$\text{Quantité de matière d'électrons : } 0,12 \cdot 2 = 0,242 \text{ mol}$$

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

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

d'autre données aire = 6 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

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

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

- Écrire 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 $I=40000A$?
- 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 $U=5V$.

corrigé



Quantité d'électricité mise en jeu

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

masse de manganèse

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

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

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

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

masse de dihydrogène

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

Quantité 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^+ : $35813 - 25500 = 10313 \text{ mol}$
- Quantité 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) = $3,456 \cdot 10^9 \cdot 5 = 1,728 \cdot 10^{10} \text{ joules} = 4800 \text{ kWh}$

$1 \text{ kWh} = 3600 \cdot 1000 \text{ J}$

d'autre données $50\,000 \text{ A}$; $3,5 \text{ V}$; $m = 650 \text{ kg}$

réponses: $4,3 \cdot 10^9 \text{ C}$; 1229 kg Mn ; $20,8 \text{ kg H}_2$; 5375 kWh

exercice 4: électrolyse de l'alumine

La bauxite contient environ 55 % en masse d'alumine Al_2O_3 . A 950°C l'électrolyse de l'alumine fondue (électrodes en carbone) donne:

à l'anode : O^{2-} donne $0,5 \text{ O}_2 + 2 \text{ e}^-$

et

à la cathode : $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ donne Al.

$\text{Al}=27$; $\text{H}=1$ $\text{O}=16$; $\text{Cl}=35,5 \text{ g mol}^{-1}$.

volume molaire= 100 L mol^{-1}

- Écrire 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 $U=4,5 \text{ V}$?

corrigé

3fois { O^{2-} donne $0,5 \text{ O}_2 + 2 \text{ e}^-$ }

2fois { $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ donne Al }

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

$3 \text{ O}^{2-} + 2 \text{ Al}^{3+}$ donne $2 \text{ Al} + 1,5 \text{ O}_2$

volume de dioxygène

à une mole d'aluminium correspond $0,75 \text{ mol}$ de dioxygène

volume du gaz $0,75 \cdot 100 = 75 \text{ L}$

masses de bauxite

Quantité de matière d'aluminium : $10^6 / 27 = 37037 \text{ mol}$

Quantité de matière d'alumine : $37037 / 2 = 18518 \text{ mol}$

masse d'alumine Al_2O_3 : $18518 \cdot (27 \cdot 2 + 16 \cdot 3) = 1,88 \text{ tonnes}$

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

masse de bauxite : $1,88 / 0,55 = 3,43 \text{ tonnes}$

énergie (J) et capacité (coulomb)

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

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

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

1 wattheure = 3600 J

énergie (J) = Quantité d'électricité (C) fois tension(V)

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

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 $e=60 \text{ microns}$.

masse volumique de l'argent 10500 kg m^{-3} ; de l'or 19300 kg m^{-3} (Ag=108 ; Au = 197 g mol^{-1});

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 Ag^+ .

le seau est relié à la borne négative du générateur

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

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

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

masse de métal

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

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

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

durée de l'électrolyse

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

$$\text{Quantité de matière d'électrons : } 0,805 \text{ mol}$$

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

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

$$\text{Quantité d'électricité (C)} = \text{intensité(A)} \text{ fois durée (s)}$$

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

mêmes questions dans le cas d'une dorure $e = 20$ microns;

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