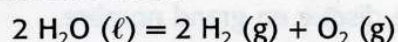


# EXO CORRIGER TP COURS CHIME : L'ELECTROLYSE

## 11. Électrolyse de l'eau

La production de dihydrogène en vue d'une utilisation énergétique semble avoir de l'avenir, que ce soit avec les piles à combustibles ou les moteurs à combustion interne. Le dihydrogène peut être produit par électrolyse. La cellule d'électrolyse est constituée de deux électrodes et d'un électrolyte ; un générateur de tension continue maintient une tension voisine de 2 V permettant d'avoir une intensité du courant électrique de plusieurs kiloampères.

L'équation de la réaction s'écrit :



### 1. Étude de l'électrolyse

a. La réaction qui a lieu dans l'électrolyseur est-elle une réaction spontanée ? Justifier.

b. Les couples d'oxydoréduction qui participent à l'électrolyse sont :  $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$  et  $\text{H}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2 (\text{g})$ . Écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondant à la formation du dihydrogène.

c. À quelle électrode se dégage le dihydrogène, cathode ou anode ?

d. À quel pôle du générateur cette électrode est-elle branchée ?

### 2. Intensité du courant dans l'électrolyseur

À l'instant  $t_0 = 0$ , on démarre l'électrolyse. On veut déterminer l'intensité  $I$  du courant qui doit circuler dans l'électrolyseur pour assurer une production horaire de dihydrogène de  $5 \text{ m}^3$ . À un instant, la valeur absolue de la charge électrique  $Q$  qui a été transportée entre  $t_0$  et  $t$ , dans l'électrolyseur est donnée par la relation :  $Q = I \cdot (t - t_0)$

a. On appelle  $x$  l'avancement à l'instant  $t$  de la demi-équation traduisant la formation du dihydrogène. Donner la relation entre la quantité de dihydrogène formé  $n(\text{H}_2)$  et l'avancement  $x$ . **SOS**

b. Donner la relation entre la quantité  $n_e$  d'électrons mis en jeu et l'avancement  $x$ .

c. Exprimer la valeur absolue de la charge électrique  $Q$  en fonction de l'avancement  $x$ .

d. En utilisant les relations précédentes, montrer que l'intensité  $I$  du courant qui a circulé dans l'électrolyseur pour produire la quantité

$$n(\text{H}_2) \text{ est : } I = \frac{2F \cdot n(\text{H}_2)}{t - t_0}$$

où  $F$  représente la constante de FARADAY.

e. Calculer la valeur de l'intensité  $I$  du courant.

**n°11**

**1) Etude de l'électrolyse**

a) Non c'est le générateur qui impose l'évolution

b)  $\frac{1}{2}$  équation de formation de  $H_{2(g)}$

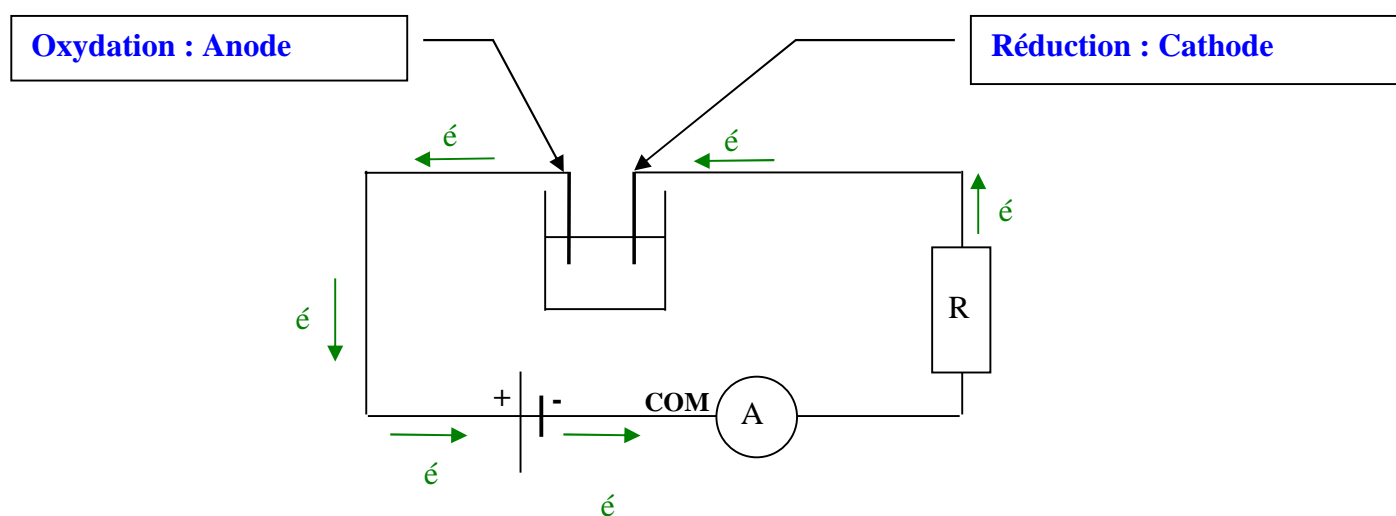
Couple  $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$



c) Il y a réduction donc c'est une cathode

d) **Borne :**

Les électrons arrivent à la cathode C'est le pole -



et 2. a)

	$2H^+_{(aq)}$	$+ 2e^-$	$=$	$H_{2(g)}$
EI	$n_0(H^+_{(aq)})$	$n_0(e^-) = 0$		$n_0(H_{2(g)}) = 0$
EC	$n(H^+_{(aq)}) = n_0(H^+_{(aq)}) - 2x$	$n(e^-) = -2x$		$n(H_{2(g)}) = x$

d)

**II. Intensité du courant**

a) **Relation entre  $n(H_{2(g)})$  et  $x$  :**

cf avant :

$$n(H_{2(g)}) = x$$

b) **Relation entre  $n(e^-)$  et  $x$  :**

$$n(e^-) = -2x$$

Donc comme ça ne peut pas être négatif,

$$n(e^-) = 2x$$

**c) Relation avec Q :**

$$Q = n(\dot{e}).F$$

$$Q = 2x.F$$

**d) Trouvons la relation :**

On a  $Q = I.\Delta t = I.(t-t_0)$

or on a aussi  $Q = 2x.F$

d'où :

$$2.x.F = I.(t-t_0)$$

or

$$n(\text{H}_2(\text{g})) = x$$

d'où :

$$2.n(\text{H}_2(\text{g})).F = I.(t-t_0)$$

$$I = \frac{2.n(\text{H}_2(\text{g})).F}{(t-t_0)}$$

**e) Calcul de I :**

$$I = \frac{2 \frac{V(\text{H}_2)}{V_m}.F}{(t-t_0)}$$

$$I = \frac{2 \frac{5000}{25}.96500}{3600} = 10,7.10^3 \text{ A}$$

**Données :**  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 volume molaire des gaz :  $V_m = 25 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

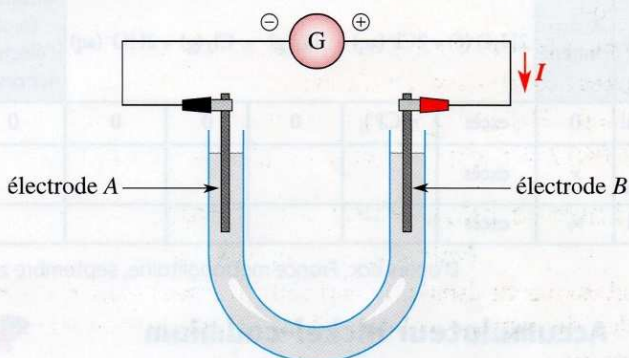
D'après bac, Centres étrangers, 2005

## 12. Traitement de l'eau d'une piscine



### I. Électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium au laboratoire

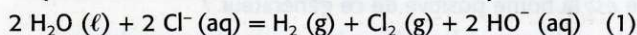
Pour déterminer les produits de l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium, on réalise l'expérience suivante au laboratoire (voir figure ci-après). Un tube en U contient une solution de chlorure de sodium,  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ . Deux électrodes A et B sont reliées chacune à l'une des bornes, positive ou négative, d'un générateur de tension continue G.



Après plusieurs minutes de fonctionnement, on effectue des tests d'identification des produits formés.

- À une électrode, il s'est formé un dégagement de dichlore.
- À l'autre électrode, il s'est formé un dégagement de dihydrogène et il est apparu des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$ .

L'équation de la réaction modélisant l'électrolyse est :



**Données :** couples oxydant / réducteur :



1. À partir des indications de l'énoncé, identifier les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu dans l'équation (1).
2. En déduire l'espèce chimique oxydée.
3. Identifier l'électrode (A ou B) à laquelle se produit l'oxydation. Quel gaz se dégage à cette électrode ?

### 2. Étude d'un électrolyseur de piscine

Dans certaines piscines, on ajoute à l'eau de la piscine du chlorure de sodium. Après pompage, l'eau est traitée par électrolyse. L'électrolyseur peut être représenté par une cellule comprenant deux électrodes et un coffret d'alimentation électrique délivrant une tension continue d'environ 10 V. L'intensité du courant, considérée comme constante, vaut  $I = 20 \text{ A}$ .

**Aide au calcul :**  $N_A \cdot e = 1,0 \times 10^5 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  avec  $N_A$  constante d'AVOGADRO et  $e$  charge élémentaire.

1. Dans ce dispositif, l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium est modélisée par l'équation donnée en I.

- a. Recopier et compléter le tableau d'avancement donné ci-après.
- b. En déduire la relation entre la quantité  $n(e^-)$ , en mole, d'électrons échangés et la quantité  $n_1(\text{Cl}_2)$  de dichlore formé lors de la réaction d'équation (1).

2. Dans cet électrolyseur, les ions hydroxyde et le dichlore formé sont consommés lors d'une nouvelle transformation chimique, supposée rapide et totale, dont l'équation, dite équation (2), est la suivante :



Établir la relation entre la quantité  $n(\text{ClO}^-)$  d'ions hypochlorite formés et la quantité  $n_2(\text{Cl}_2)$  de dichlore consommé dans la réaction d'équation (2).

3. La transformation associée à l'équation (2) étant supposée totale et rapide, en déduire la relation entre  $n(e^-)$  et  $n(\text{ClO}^-)$ .

4. En déduire et calculer la quantité de matière maximale d'ions hypochlorite que peut fournir cet appareil en une heure de fonctionnement.

État	Avancement	$2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$				Quantité (mol) d'électrons échangés
initial	0	excès	$n(\text{Cl}^-)_i$	0	0	0
en cours	$x$	excès				
final	$x_f$	excès				

D'après bac, France métropolitaine, septembre 2005

## 12) I. Electrolyse ....



### 1) Couples :

A une des électrodes il y a dégagement de  $\text{Cl}_{2(g)}$

on a 2 couples avec du  $\text{Cl}_{2(g)}$ :



et



### le couple c'est



Car dans l'équation on a  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  et  $\text{Cl}_{2(g)}$

### 1/2 Equation :

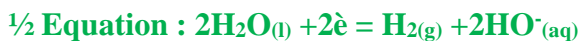


Rem :  $\text{Cl}_{2(g)}$  et le produit de la réaction

A l'autre électrode il y a dégagement de  $\text{H}_{2(g)}$

Couple qui correspond:  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{H}_{2(g)}$

(C'est le seul où il y a du  $\text{H}_{2(g)}$ )

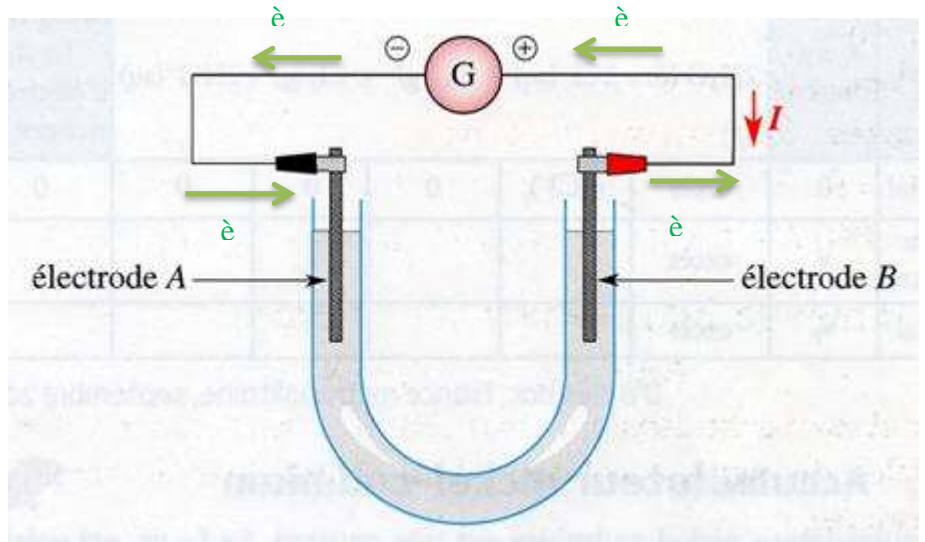


Rem :  $\text{H}_{2(g)}$  et le produit de la réaction

2) Une oxydation est une perte d'électron donc c'est  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  qui est oxydée

3) Les électrons vont du - vers le + donc ils partent de l'électrode B donc à la B il y a oxydation il se dégage donc du  $\text{Cl}_2(\text{g})$

½ Equation :



## II. Etude d'un électrolyseur

1) a)

	$2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$+2\text{Cl}^-(\text{aq})$	=	$\text{H}_2(\text{g})$	$+ \text{Cl}_2(\text{g})$	$+ 2\text{HO}^-(\text{aq})$	
EI	Excès	$n(\text{Cl}^-(\text{aq}))_i$		$n(\text{H}_2(\text{g}))_i = 0$	$n_1(\text{Cl}_2(\text{g}))_i = 0$	$n(\text{HO}^-(\text{aq}))_i = 0$	$n(\text{e}^-) = 0$
EC	Excès	$n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = n(\text{Cl}^-(\text{aq}))_i - 2x$		$n(\text{H}_2(\text{g})) = +x$	$n_1(\text{Cl}_2(\text{g})) = +x$	$n(\text{HO}^-(\text{aq})) = +2x$	$n(\text{e}^-) = 2x$
EF	Excès	$n(\text{Cl}^-(\text{aq}))_f = n(\text{Cl}^-(\text{aq}))_i - 2x_f$		$n(\text{H}_2(\text{g}))_f = +x_f$	$n_1(\text{Cl}_2(\text{g}))_f = +x_f$	$n(\text{HO}^-(\text{aq}))_f = +2x_f$	$n(\text{e}^-) = 2x_f$

b) Relation :

On a :  $n(\text{e}^-) = 2x$

et

$n_1(\text{Cl}_2(\text{g})) = x$

	$2\text{Cl}^-(\text{aq})$	=	$+ 2\text{e}^-$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
EI	$n_0(\text{Cl}^-(\text{aq}))$		$n_0(\text{e}^-) = 0$	$n_0(\text{Cl}_2(\text{g})) = 0$
EC	$n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = n_0(\text{Cl}^-(\text{aq})) - 2x$		$n(\text{e}^-) = 2x$	$n(\text{Cl}_2(\text{g})) = x$

Donc :

$n(\text{e}^-) = 2.n_1(\text{Cl}_2(\text{g}))$

2) Relation entre  $n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$  et  $n_2(\text{Cl}_2(\text{g}))$  (consommé) :

	$\text{Cl}_2(\text{g})$	$+ 2\text{HO}^-(\text{aq})$	=	$\text{ClO}^-(\text{aq})$	$+ \text{Cl}^-(\text{aq})$	$+ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
EI	$n(\text{Cl}_2(\text{g}))_i$	$n(\text{HO}^-(\text{aq}))_i$		$n(\text{ClO}^-(\text{aq}))_i = 0$	$n(\text{Cl}^-(\text{aq}))_i = 0$	Excès
EC	$n(\text{Cl}_2(\text{g})) = n(\text{Cl}_2(\text{g}))_i - x$	$n(\text{HO}^-(\text{aq})) = n(\text{HO}^-(\text{aq}))_i - 2x$		$n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = x$	$n(\text{Cl}^-(\text{aq})) = x$	Excès

On a :

$n(\text{Cl}_2(\text{g})) = n(\text{Cl}_2(\text{g}))_i - x$

(reste) = (départ) - (consommé)

Donc

$n_2(\text{Cl}_2(\text{g}))$  (consommé) = x

Or on a  $n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$  formé : (cf TA)

$n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = x$

D'où la relation demandée :

$$n_2(\text{Cl}_2(\text{g})) (\text{consommé}) = x = n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$$

$$n_2(\text{Cl}_2(\text{g})) (\text{consommé}) = n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$$

3) Relation entre  $n(\text{e}^-)$  et  $n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$

$$\text{on a } n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = x$$

$$\text{Et On a } : n(\text{e}^-) = 2x$$

D'où :

$$n(\text{e}^-) = 2.n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$$

4) Calcul de  $n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$

Calcul de  $n(\text{e}^-)$

$$Q = I.\Delta t$$

$$\text{et } Q = n(\text{e}^-).F$$

Donc :

$$n(\text{e}^-).F = I.\Delta t$$

donc :

$$n(\text{e}^-) = \frac{I.\Delta t}{F}$$

Calcul de  $n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$

On a

$$n(\text{e}^-) = 2.n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$$

$$\frac{I.\Delta t}{F} = 2.n(\text{ClO}^-(\text{aq}))$$

$$n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = \frac{I.\Delta t}{2.F}$$

$$n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = \frac{I.\Delta t}{2.N_A.e}$$

A.N.

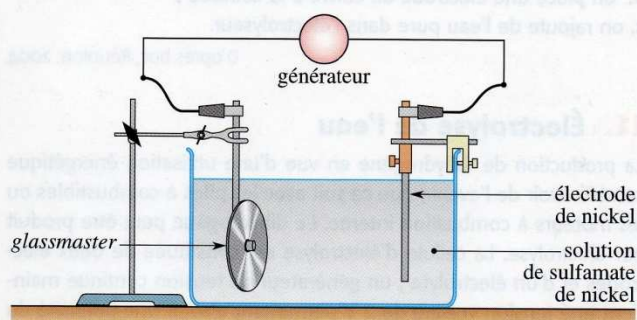
$$n(\text{ClO}^-(\text{aq})) = \frac{20.3600}{2.6,02.10^{23}.1,6.10^{-19}} = 0,36 \text{ mol}$$

## 14. Gravure d'un CD



La duplication en grande quantité d'un disque compact se fait par pressage de polycarbonate fondu à l'aide d'une matrice en nickel. Le procédé se déroule en trois étapes.

- La fabrication du *glassmaster* : on grave le disque de base, ou *glassmaster*, à partir duquel on va réaliser la fabrication en série. On le recouvre ensuite d'une fine couche d'argent et on obtient le *glassmaster* métallisé.
- La galvanoplastie : on crée une matrice, image symétrique du *glassmaster*. Ce dernier est devenu conducteur après le dépôt d'argent ; il est immergé dans une solution acide de sulfamate de nickel où il subit une électrolyse pendant deux heures, l'autre électrode étant en nickel. On crée ainsi un dépôt de nickel sur le *glassmaster*. On sépare ensuite cette couche de nickel et on obtient une matrice, dite le *père*, qui est l'image symétrique parfaite du *glassmaster*.



- Le pressage : on place le *père* dans le moule d'une presse qui permet de dupliquer le disque en grand nombre.

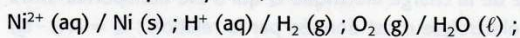
Les questions qui suivent ne portent que sur la galvanoplastie.

1. Sur le schéma précédent, préciser le sens du courant et la polarité des bornes du générateur en justifiant.
2. Nommer les électrodes et préciser les équations des réactions qui s'y déroulent.

3. Le « père » obtenu est un disque de nickel de 23,0 cm de diamètre et de 0,305 mm d'épaisseur.

- a. Vérifier que la masse du « père » est  $m = 113 \text{ g}$ .
  - b. En déduire la quantité de nickel déposé pendant l'électrolyse.
4. L'électrolyse dure deux heures. Quelle doit être l'intensité du courant, supposée constante, qui circule dans le circuit ?

**Données :** couple oxydant / réducteur :



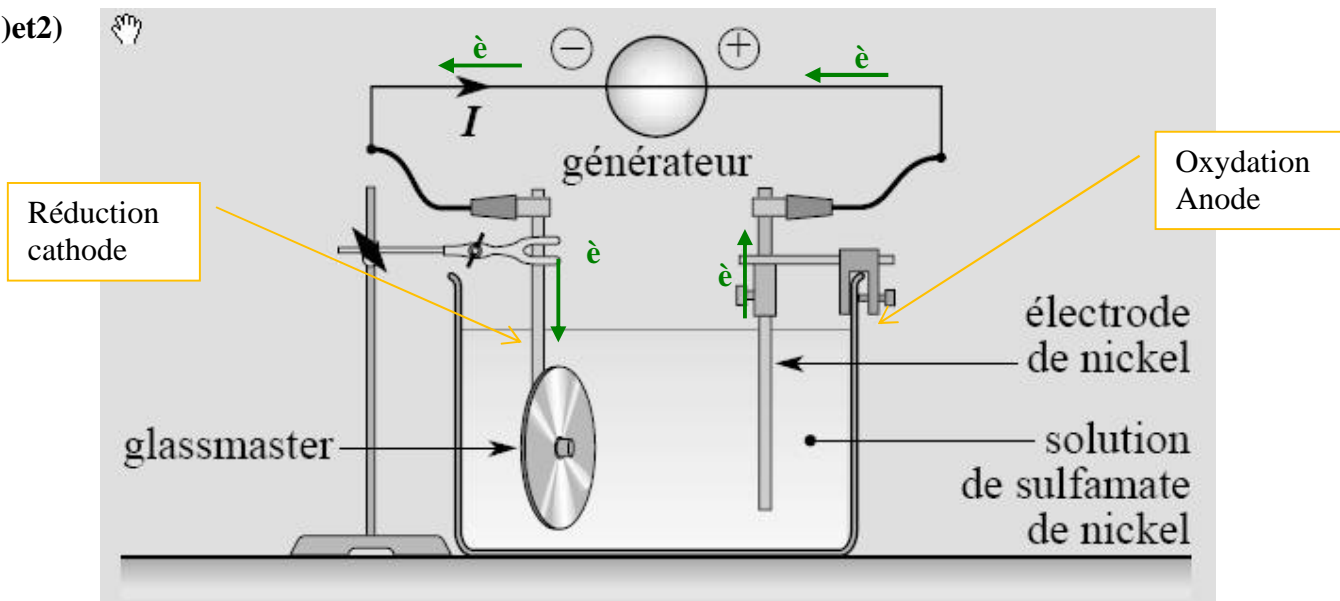
masse volumique du nickel :  $\rho = 8,90 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  ;

charge élémentaire :  $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$  ;

constante d'AVOGADRO :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

D'après bac, Polynésie, 2005

14) 1) et 2)

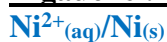


**A droite : Oxydation Anode**

on a perte d'électrons donc oxydation du nickel donc anode



**A gauche : Réduction donc cathode**

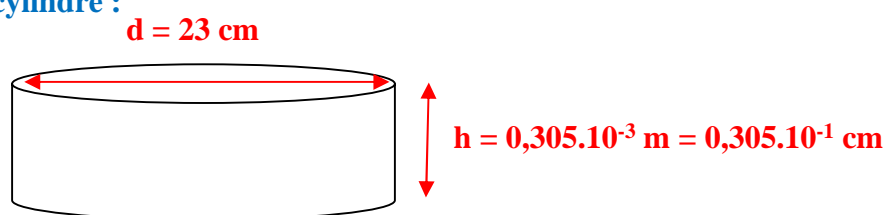


Il y a, il y a dépôt de nickel sur le CD donc :



**3) Calcul de la masse :**

On a un cylindre :



**Volume du cylindre :**

$$V = \pi \cdot R^2 \cdot h = \pi \cdot \left(\frac{d}{2}\right)^2 \cdot h$$

(on laisse les distances en cm pour avoir le résultat en cm<sup>3</sup>)

$$V = \pi \cdot \left(\frac{23}{2}\right)^2 \cdot 0,305 \cdot 10^{-1} = 1,27 \cdot 10^1 \text{ cm}^3$$

**Calcul de m :**

On a la masse volumique :

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{donnée en g. cm}^{-3})$$

donc

$$m = \rho \cdot V$$

$$m = 8,90 \cdot 1,27 \cdot 10^1 = 113 \text{ g}$$

**b) Calcul de  $n(\text{Ni}_{(s)})$  :**

$$n(\text{Ni}_{(s)}) = \frac{m}{M} = \frac{113}{58,7} = 1,92 \text{ mol.}$$

**4) Calcul de I :**

On a  $Q = I \cdot \Delta t$

et  $Q = n(\text{è}) \cdot F$

Donc :

$$I \cdot \Delta t = n(\text{è}) \cdot F$$

$$I = \frac{n(\text{è}) \cdot F}{\Delta t}$$

**Calcul de  $n(\text{è})$**

D'après les  $\frac{1}{2}$  équations :

Donc :

$$n(\text{è}) = 2x$$

et

$$n(\text{Ni}_{(s)}) = x$$

	$\text{Ni}^{2+}_{(aq)}$	$+ 2\text{è}$	$= \text{Ni}_{(s)}$
<b>EI</b>	$n_0(\text{Ni}^{2+}_{(aq)})$	$n_0(\text{è}) = 0$	$n_0(\text{Ni}_{(s)}) = 0$
<b>EF</b>	$n(\text{Ni}^{2+}_{(aq)}) =$ $n_0(\text{Ni}^{2+}_{(aq)}) - x$	$n(\text{è}) = -2x$	$n(\text{Ni}_{(s)}) = x$

D'où :

$$n(\text{è}) = 2 \cdot n(\text{Ni}_{(s)})$$

Enfin :

comme :

$$I = \frac{n(\text{è}) \cdot F}{\Delta t}$$

$$I = \frac{2 \cdot n(\text{Ni}_{(s)}) \cdot F}{\Delta t}$$

A.N.

$$I = \frac{2 \cdot 1,92 \cdot 96500}{2,3600} = 51,5 \text{ A}$$

**COMMENT RESTAURER UN CANON ANCIEN**

Après des siècles d'immersion dans l'eau de mer, les canons se recouvrent de concrétions marines formant une carapace très dure de quelques centimètres d'épaisseur appelée la « gangue ». Pour restaurer un canon ancien, une entreprise spécialisée réalise la première étape du traitement, une électrolyse d'environ 700 heures, en imposant un courant électrique constant  $I = 7,5$  ampères. Le canon, plongé dans une solution de chlorure de sodium, constitue la cathode de l'électrolyseur : il apparaît à sa surface un dégagement de gaz qui comprime la gangue, et il devient progressivement possible de séparer celle-ci de la surface du canon.

Le fait de restaurer le canon en retirant la gangue a pour conséquence de le rendre de nouveau sensible à la corrosion.

**Document 1. Couples rédox**

<i>Couples</i>	<i>Oxydant</i>	<i>Réducteur</i>
$\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$	dichlore (gaz toxique)	ion chlorure
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}_{(\text{s})}$	ion fer II	métal fer
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{H}_{2(\text{g})}$	eau	dihydrogène (gaz inflammable)
$\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	dioxygène	eau

**Document 2. Principe de l'électrolyse**

L'électrolyse est un processus au cours duquel de l'énergie électrique est convertie en énergie chimique. Les deux électrodes (conductrices), plongées dans une solution appelée électrolyte, sont reliées aux bornes d'un générateur de courant électrique. La cathode est l'électrode reliée au pôle négatif du générateur, et l'anode l'électrode reliée au pôle positif du générateur.

L'intensité du courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge électrique  $Q$  qui traverse le circuit pendant une durée  $\Delta t$  :  $I = \frac{Q}{\Delta t}$ .

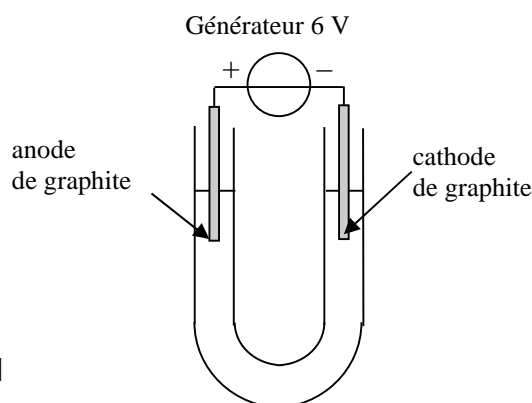
Dans le système international,  $I$  s'exprime en ampère (A),  $Q$  en coulomb (C) et  $\Delta t$  en seconde (s). La valeur absolue de la charge électrique portée par une mole d'électrons est  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

D'après : <http://www.lenntech.fr/electrolyse.htm>

**Document 3. : Que se passe-t-il lors de l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium ?**

On étudie l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium en laboratoire. On réalise le montage ci-contre :

- dès que le courant passe, on observe un dégagement gazeux aux deux électrodes ;
- après quelques minutes, on ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine à la cathode : elle devient rose ;
- de même, quand on ajoute une goutte d'indigo dans le compartiment anodique, on observe qu'il se décolore.

**DONNEES :**

- Une solution de chlorure de sodium contient des ions sodium  $\text{Na}^+(\text{aq})$  et des ions chlorure  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ .
- Les ions sodium ne réagissent ni à la cathode ni à l'anode.
- La demi-équation électronique du couple  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{H}_2(\text{g})$  est :
 
$$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- = \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$$
- La phénolphtaléine est un indicateur coloré acido-basique, incolore pour un  $\text{pH} < 8,2$  ; elle est rose pour un  $\text{pH} > 10$  ( c'est-à-dire en présence d'un grand nombre d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-(\text{aq})$  )
- Une solution aqueuse de dichlore  $\text{Cl}_2(\text{aq})$  décolore l'indigo.
- On admet qu'au niveau de chaque électrode il ne se produit qu'une seule réaction chimique en même temps.
- Le volume molaire (volume d'une mole de gaz) est de  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$  dans les conditions de l'électrolyse.

**QUESTIONS :**

1. Déterminer les produits qui se forment aux électrodes ainsi que les couples oxydant/réducteur qui interviennent.
2. Ecrire les demi-équations électroniques correspondantes ainsi que l'équation de la réaction d'électrolyse.
3. Déterminer le volume d'un des gaz dégagés au cours de cette restauration.

**1. Les produits qui se forment aux électrodes ainsi que les couples oxydant/réducteur qui interviennent****Cathode**

La phénolphthaléine à la cathode : elle devient rose ; donc présence d'un grand nombre d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$

Donc :  $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})}$  (donnée par l'énoncé)

Le couple qui intervient est donc couple  $\text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{H}_{2(\text{g})}$  (donnée par l'énoncé)

**Anode,**

1 goutte d'indigo dans le compartiment anodique, se décolore.

Le dichlore  $\text{Cl}_{2(\text{aq})}$  décolore l'indigo

Le couple qui intervient est donc :  $\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$  (cf doc 1)

**2. Les demi-équations électroniques correspondantes ainsi que l'équation de la réaction d'électrolyse :**

A l'anode  $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$

A la cathode  $2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ . (donnée par l'énoncé)

Equation  $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})}$

**3. Évaluation du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse ,par exemple, à l'anode :**

Utilisons la demi-équation d'oxydation :

$2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$

	$2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2 \text{e}^-$		
<b>E.I</b>	$n_i(\text{Cl}^-)$	$n_i(\text{Cl}_2) = 0$	$n_i(\text{e}^-) = 0$
<b>EC</b>	$n(\text{Cl}^-) = n_i(\text{Cl}^-) - 2x$	$n(\text{Cl}_2) = x$	$n(\text{e}^-) = 2x$

**Calcul de  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$  formé**

Nombre de mole d'électrons échangés :

$n(\text{e}^-) = 2x$

Nombre de mole de  $\text{Cl}_{2(\text{g})}$  formé en fonction du nombre d'électrons échangés :

$n(\text{Cl}_{2(\text{g})}) = x$

D'où  $n(\text{Cl}_{2(\text{g})}) = \frac{n(\text{e}^-)}{2}$

Nombre de mole d'électrons formé en fonction de I, Δt et F

On a  $Q = I \cdot \Delta t$ ,

Et  $Q = n(\text{e}^-) \cdot F$

D'où :  $I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot F$

$$n(\text{e}^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

Nombre de mole de  $\text{Cl}_2(\text{g})$

$$n(\text{Cl}_2(\text{g})) = \frac{n(\text{e}^-)}{2}$$

$$\text{D'où : } n(\text{Cl}_2(\text{g})) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F}$$

$$n(\text{Cl}_2(\text{g})) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F}$$

Calcul du volume de  $\text{Cl}_2(\text{g})$

$$\text{On a } n(\text{Cl}_2(\text{g})) = \frac{V_{\text{Cl}_2(\text{g})}}{V_m}$$

$$V_{\text{Cl}_2(\text{g})} = n(\text{Cl}_2(\text{g})) \cdot V_m$$

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot V_m}{2 \cdot F}$$

AN

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{7,5 \times 700 \times 3600 \times 24,0}{2 \times 9,65 \cdot 10^4} = 2,4 \times 10^3 \text{ L} = 2,4 \text{ m}^3.$$