

Niveau : 1^{ères} CDE

Discipline : PHYSIQUE-
CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME : OXYDORÉDUCTION

TITRE DE LA LEÇON : ELECTROLYSE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Au cours d'un documentaire télévisé portant sur la fabrication de couverts de table, des élèves de la 1^{ère} C du Lycée Moderne Arsène Assouan Usher de Grand-Lahou apprennent que certains couverts (cuillères, fourchettes et couteaux) sont étamés par électrolyse d'une solution contenant des ions étain (Sn^{2+}). Pour comprendre ce phénomène, ils en parlent à leur Professeur de Physique-Chimie. Ensemble, ils se proposent d'interpréter l'électrolyse de quelques solutions, d'écrire les équations-bilans des réactions chimiques et de connaître quelques-unes de ses applications.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Électrolyse

L'électrolyse est l'ensemble des réactions chimiques qui se produisent lors du passage du courant électrique dans une solution.

La solution utilisée est appelée un électrolyte.

2. Électrolyse de la solution aqueuse d'acide sulfurique (H_2SO_4)

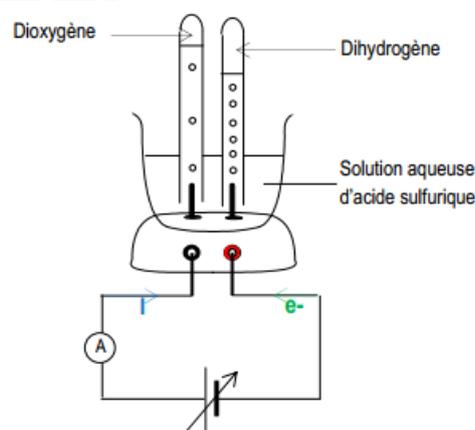
2.1. Expérience et observations.

Dans un électrolyseur à électrodes de platine, on verse une solution d'acide sulfurique.

Faisons passer un courant électrique dans l'électrolyseur.

Il se produit un dégagement gazeux à chaque électrode.

- A l'anode : le gaz recueilli rallume une bûchette présentant un point incandescent.
- A la cathode : le gaz qui se dégage brûle avec une petite détonation.

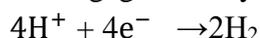


2.2. Interprétation

À l'anode, il se dégage du dioxygène O_2 obtenu par l'oxydation de l'eau



A la cathode, il se dégage du dihydrogène H_2 obtenu par la réduction de l'ion hydronium.



L'équation-bilan est donc : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

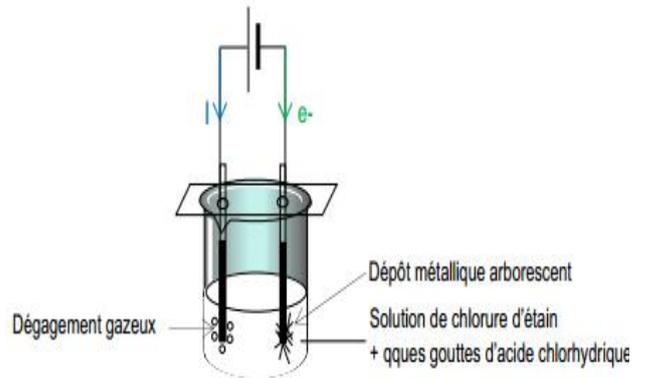
3. Électrolyse de la solution de chlorure d'étain (SnCl_2)

3.1. Expérience et observation

Dans un électrolyseur à électrodes de graphite, versons une solution acidifiée de chlorure d'étain. Faisons passer un courant électrique dans l'électrolyseur.

On observe :

- A l'anode : des bulles gazeuses apparaissent. Une goutte d'indigo versée se décolore.
- A la cathode : un dépôt métallique arborescent apparaît.



3.2. Interprétation

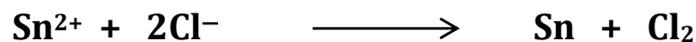
À l'anode : les ions chlorure Cl^- sont oxydés en dichlore Cl_2 en cédant des électrons.



À la cathode : l'arborescence métallique formée est l'étain Sn. Les ions étain Sn^{2+} sont réduits pour former l'étain Sn en captant des électrons



L'équation bilan de l'électrolyse de la solution de chlorure d'étain SnCl_2 produit les corps simples Sn et Cl_2 selon l'équation suivante :



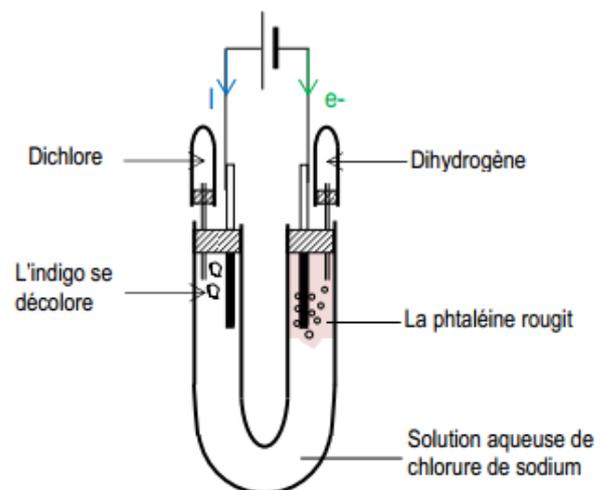
4. Électrolyse de la solution de chlorure de sodium (NaCl)

4.1. Expérience et observations

Versons dans un tube en U, une solution aqueuse de chlorure de sodium. Les électrodes utilisées sont en graphite.

On fait les observations suivantes :

- À l'anode: on observe une décoloration de l'indigo.
- À la cathode : il a y a un dégagement gazeux. Quelques gouttes de phénolphtaléine versées vire au rose, indiquant que le pH du compartiment cathodique est devenu basique.

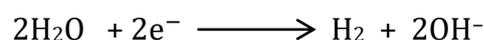


4.2. Interprétation

A l'anode : la décoloration de l'indigo indique la présence de dichlore (Cl_2). Les ions chlorure Cl^- sont oxydés en dichlore en cédant des électrons.



A la cathode, l'eau s'est réduite en dihydrogène et ions hydroxyde (basiques).



L'équation bilan de l'électrolyse de la solution de chlorure de sodium NaCl produit les corps simples H₂ et Cl₂ selon l'équation suivante :



5. Électrolyse et réaction d'oxydoréduction

La réaction d'oxydoréduction est spontanée, alors que celle de l'électrolyse ne l'est pas ; elle est provoquée ou forcée. L'énergie électrique absorbée permet d'inverser les sens des transformations naturelles du système formé par les couples oxydant-réducteurs.

6. Importance de l'électrolyse

L'électrolyse a un intérêt économique ; on la rencontre dans les industries chimiques. On l'utilise pour préparer certains produits non abondant dans la nature. Elle permet la protection des métaux par dépôt de couche métallique (galvanoplastie), la purification de certains métaux précieux comme l'or (électrolyse à anode soluble).

Situation d'évaluation

Un élève de 1^{ère} C du Lycée Moderne Arsène Assouan Usher de Grand-Lahou dispose d'une bague en cuivre. Après quelques années d'utilisation, la teinte de la bague est devenue terne. Pour la protéger contre la corrosion, l'élève sollicite un bijoutier qui décide de réaliser l'électrolyse d'une solution de chlorure d'argent avec cette bague.

L'élève te sollicite pour lui expliquer la démarche du bijoutier

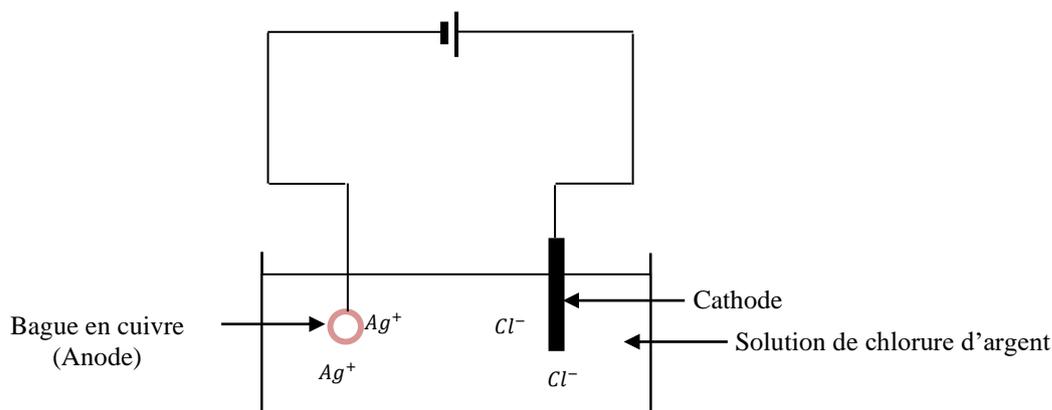
- 1- Nomme les électrodes qu'il doit utiliser.
- 2- Écris :
 - 2.1-les demi-équations qui ont lieu aux électrodes.
 - 2.2-l'équation-bilan de la réaction.
- 3- Explique comment le bijoutier protège la bague contre la corrosion.

Solution

1. Les électrodes à utiliser : A l'anode, il faut une électrode de graphite et à la cathode la bague en cuivre à argenter.
2.
 - 2.1 Les demi équations :
 - A l'anode : $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
 - A la cathode : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
 - 2.2 Equation-bilan : $2\text{Ag}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{Ag}$

3. Schéma annoté de l'électrolyse.

Au cours de l'électrolyse, l'argent métallique formé recouvre la bague.



III. EXERCICES

Exercice 1

Complète le texte ci-dessous avec les mots et groupes de mots suivants :

Réduction / l'inverse / oxydation / réducteur le plus fort / réduit / l'oxydant /

L'électrolyse est une réaction d'oxydoréduction provoquée par le courant électrique. Elle est(1)..... de la réaction d'oxydoréduction spontanée. Au cours d'une électrolyse, il se produit toujours une(2)..... à la cathode et une(3)..... à l'anode. Pour les espèces chimiques présentes dans l'électrolyte, c'est le(4)..... qui est oxydé et(5)..... le plus fort qui est(6).....

Solution

1. L'inverse
2. Réduction
3. Oxydation
4. Réducteur le plus fort
5. L'oxydant
6. Réduit.

Exercice 2

Recopie chacune des phrases ci-dessous en choisissant le terme correct parmi les deux qui sont proposés en gras.

- 1) Au cours de l'électrolyse, les cations migrent vers **l'anode** / **la cathode**.
- 2) Lors d'une électrolyse, il se produit une **oxydation** / **réduction** à la cathode.
- 3) La réaction chimique qui a lieu au cours d'une électrolyse est **naturelle** / **non naturelle**.

Solution

- 1) Au cours de l'électrolyse, les cations migrent vers **la cathode**.
- 2) Lors d'une électrolyse, il se produit une **réduction** à la cathode.
- 3) La réaction chimique qui a lieu au cours d'une électrolyse est **non naturelle**.

Exercice 3

Lors de l'électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure d'étain, on observe un dépôt métallique brillant sur la cathode et des bulles de gaz du côté de l'anode.

1. Interprète les résultats obtenus au cours de cette électrolyse.
2. Ecris :
 - 2.1. l'équation de la réaction qui a lieu à chaque électrode ;
 - 2.2. l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lors de l'électrolyse.

Solution

1. Interprétation :

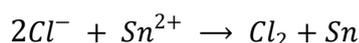
- à l'anode, le gaz est du dichlore obtenu par oxydation des ions chlorure (Cl^-);
- à la cathode, le dépôt métallique est de l'étain obtenu par réduction des ions étain II (Sn^{2+})

2.

2.1. Equations aux électrodes :

- à l'anode : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$;
- à la cathode : $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$

2.2. Equation-bilan



Exercice 4

Lors d'une sortie détente de votre classe dans une usine de production de plaques métalliques, un ouvrier vous présente son projet : Il veut déposer sur une plaque métallique, pour la protéger contre la corrosion, du cuivre, puis du nickel. Il vous décrit le processus opératoire ainsi :

Dans un électrolyseur, il verse :

$V_1 = 100$ mL d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration C_1 .

$V_2 = 250$ mL d'une solution de sulfate de nickel II de concentration C_2 et de l'acide sulfurique.

La pièce métallique constitue la cathode. L'électrolyse contrôlée (choix correct de la valeur de la tension U à appliquer entre les électrodes) donne à l'anode un dégagement de dioxygène et sur la pièce métallique un dépôt de cuivre pour une tension U_1 entre les électrodes, puis le nickel pour une autre tension U_2 . Pour U_1 , il s'est déposé $m_1 = 0,32$ g de cuivre et pour U_2 , se dépose $m_2 = 0,20$ g de nickel après la disparition totale des ions métalliques.

Donnés : $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0.34$ V ; $E^\circ(Ni^{2+}/Ni) = - 0.25$ V ; $E^\circ(O_2/H_2O) = 1.11$ V pour $pH = 2$.

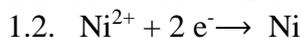
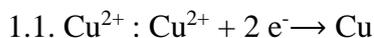
De retour en classe, votre professeur vous demande de déterminer les concentrations molaires des solutions utilisées et d'expliquer l'ordre de dépôt des métaux.

Etant élève de la classe, tu es invité pour déterminer les valeurs de C_1 et C_2 .

1. Ecris l'équation-bilan qui a lieu à la cathode pour ;
 - 1.1. La tension U_1 ;
 - 1.2. La tension U_2 .
2. Détermine la quantité de matière de :
 - 2.1 de cuivre déposé ;
 - 2.2 de nickel déposé.
3. Détermine les valeurs des concentrations :

- 3.1 C₁ de la solution de sulfate de cuivre ;
- 3.2 C₂ de la solution sulfate de nickel.
4. Dis pourquoi le cuivre se dépose avant le nickel.

Solution



1.

2.1 $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{0,32}{63,5} = 5.10^{-3} \text{mol}$

2.2 $n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{0,2}{58,7} = 3,4.10^{-3} \text{mol}$

2.

3.1 $C_1 = \frac{n_1}{V_1} = 5.10^{-2} \text{mol/L}$

3.2 $C_2 = \frac{n_2}{V_2} = 1,36.10^{-2} \text{mol/L}$

3.

• la tension minimale à appliquer pour que le cuivre se dépose est donnée par la relation est :

$$U \geq E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \text{ soit } U \geq 0,77 \text{ V}$$

• La tension minimale pour que le nickel se dépose est donnée par la relation :

$$U \geq E^0(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) \geq 1,36 \text{ V}$$

Pour $0,77 \text{ V} \leq U \leq 1,36 \text{ V}$; il ne se dépose que du cuivre.

Pour $U \geq 1,36 \text{ V}$; il se dépose du nickel si tout le cuivre est déjà déposé.

Exercice 5

Lors d'une visite du club de physique dans une bijouterie proche de votre école, un groupe d'élèves trouve le bijoutier en train de déposer, par électrolyse, une couche d'épaisseur $h = 7 \text{mm}$ d'argent sur une plaque métallique de zinc de surface $S = 12 \text{ cm}^2$. L'opération se fait avec un générateur de courant qui délivre une intensité $I = 1 \text{ A}$ et une solution de chlorure d'argent. Le bijoutier informe le groupe que l'argent a une masse volumique $\rho_{\text{Ag}} = 8900 \text{ kg.m}^{-3}$.

Par contrainte de temps, le groupe retourne en classe avant la fin de l'opération.

Le professeur leur demande alors de déterminer la durée de l'expérience.

Données : N (nombre d'Avogadro) = $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$

Etant membre du groupe, tu sollicite pour cette détermination.

1. Donne la constitution des électrodes de l'électrolyseur.
2. Ecris :
 - 2.1 les équations aux électrodes ;
 - 2.2 l'équation bilan de la réaction d'électrolyse.
3. Détermine la masse d'argent métallique à déposer sur la plaque de zinc.
4. Détermine :
 - 4.1 la quantité d'électricité qui traverse le circuit pendant cette électrolyse
 - 4.2 la durée de l'opération d'électrolyse.

Solution

1. La cathode peut être en graphite mais l'anode doit être liée à la plaque de zinc.

2. A l'anode : $2\text{Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^{-}$

A la cathode : $\text{Ag}^{+} + e^{-} \rightarrow \text{Ag}$

2.2 Equation-bilan : $2\text{Ag}^{+} + 2\text{Cl}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{Ag}$

3. Masse d'argent : $m(\text{Ag}) = \rho_{\text{Ag}} \cdot S \cdot h = 7476 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$ soit 74,76 g

4. 4.1. A partir de la $\frac{1}{2}$ équation électronique à la cathode :

$$n_{\text{Ag}} = n_{e^-} \Rightarrow \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = \frac{q}{N \cdot e} \text{ soit } q = \frac{N \cdot e \cdot m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = 7200 \text{ C.}$$

4.2. On a $q = I \cdot \Delta t \Rightarrow \Delta t = \frac{q}{I} = 7200 \text{ s} = 20 \text{ h}$

IV. DOCUMENTATION

L'électrolyse un processus largement répandu. Malgré son coût énergétique, l'électrolyse est largement utilisée dans l'industrie chimique, notamment pour préparer et purifier des métaux et non-métaux. D'autres applications jouent également un rôle important dans l'industrie de l'électrolyse. Les procédés de fabrication d'aluminium Al, de dichlore Cl₂, de dihydrogène H₂ ou d'eau oxygénée H₂O₂ utilisent cette technologie. L'électrolyse trouve aussi sa place dans d'autres domaines comme ceux de la protection contre la corrosion ou de la conservation d'anciens objets (en archéologie notamment). Cette activité a pour but de décrire le fonctionnement d'une électrolyse et d'illustrer ses domaines d'applications.