

Électrolyse

Niveau :

Durée

Prérequis : oxydation, réduction
oxydant, réducteur
demi équation électronique
équation de dissolution

Objectifs : savoir définir une électrolyse
savoir réaliser une électrolyse (électrolyse de l'eau, électrolyse à anode soluble)
savoir faire un électrolyseur

matériels : des électrolyseurs avec des électrodes en graphite, en cuivre
des fils de cuivre
des tubes à essai
un générateur (pile, batterie d'accumulateur)
un électrolyseur ou si on n'en a pas du matériel pour le fabriquer : bouteille en plastique, bougie pour le rendre étanche au niveau des électrodes)
ampèremètre

Produits : eau distillée
solution d'acide sulfurique concentrée
solution de sulfate de cuivre(II)
solution de sulfate de zinc

Mots clés : anode, cathode, anion, cation, électrode, électrolyse, électrolyseur, électrolyte, oxydation, réduction

Déroulement:

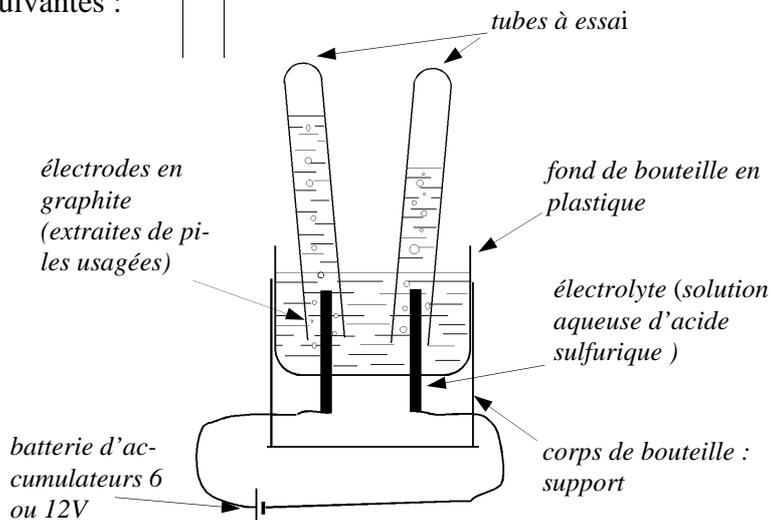
Activités du professeur

1° Electrolyse de l'eau :

- le professeur met les élèves en groupe
- Le professeur présente un électrolyseur : il demande à chaque groupe d'élève de réaliser son électrolyseur en se référant aux explications suivantes :

Couper le fond de la bouteille et une partie du corps de la bouteille. Percer deux trous au fond de la bouteille puis y enfoncer de force les deux électrodes de graphite. Percer deux trous de part et d'autre du corps de la bouteille pour passer les fils de connexion. Poser le fond de la bouteille sur le corps de la bouteille

Activités des élèves



Le professeur demande aux élèves de faire le montage suivant avec

- un électrolyseur
- un générateur G
- un ampèremètre A
- et un interrupteur K
- Le professeur demande aux élèves de remplir au $\frac{3}{4}$ du volume, l'électrolyseur avec de l'eau distillée et de recouvrir ensuite les deux électrodes par deux tubes à essai remplis d'eau et enfin de fermer l'interrupteur K

Qu'est ce que vous observez ?

Quand vous ajoutez quelques millilitres de solution d'acide sulfurique dans l'électrolyseur et que vous homogénéisez la solution, qu'est ce que vous observez ?

Remarques :

- 1 L'électrolyse demande un temps assez long. Le professeur doit la laisser fonctionner tout en demandant aux élèves de recopier le schéma du circuit.
- 2 Il faut utiliser un générateur de f.e.m. d'au moins 6 V
- 3 Pour que l'expérience marche bien, il ne faut pas que les tubes à essai touchent le fond de l'électrolyseur



Quel est le sens du courant dans le circuit extérieur ?

Quel est le sens de parcours des électrons dans le circuit ?

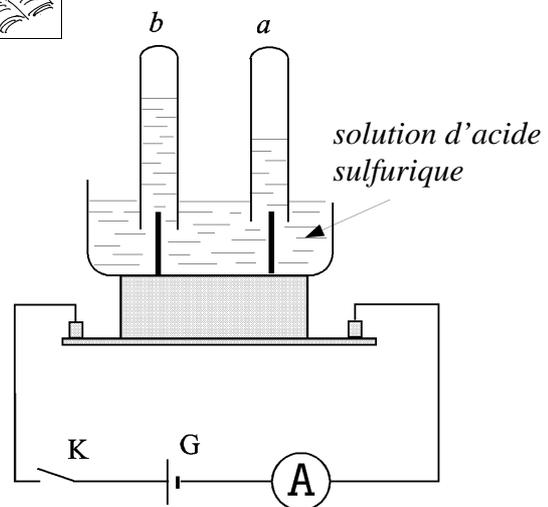
Quand vous versez de l'acide sulfurique dans de l'eau, quelle est la réaction qui se produit ? Ecrivez la

A quoi correspond le courant électrique dans l'électrolyte ?



L'aiguille de l'ampèremètre dévie, il y a un faible courant d'intensité inférieure à 1mA

L'intensité du courant est plus grande
Des bulles de gaz se dégagent aux électro-

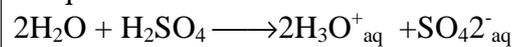


Le courant passe de la borne positive à la borne négative.

Les électrons passent de la borne négative à la borne positive du générateur par l'extérieur du générateur.

C'est la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau .

L'équation s'écrit :



le courant électrique correspond à la circulation des ions

Le professeur explique que l'ensemble des phénomènes observés constitue l'électrolyse. On l'obtient en imposant le passage d'un courant électrique dans un électrolyte (dans notre exemple, c'est la solution d'acide sulfurique).



Vous bouchez le tube (b), le renversez et l'approchez d'une allumette enflammée. Qu'entendez-vous ?

Quel est ce gaz ?

Vous bouchez le tube (a), le renversez et vous plongez une allumette incandescente qu'est-ce que vous observez ?

Quel est ce gaz ?

Le dihydrogène se dégage à quelle électrode ?

Indiquez la réaction de formation du dihydrogène à cette électrode.

Comment s'appelle cette réaction ?



L'électrode où se fait la réduction s'appelle la cathode

Le dioxygène se dégage à quelle électrode ?

Le professeur précise que les ions SO_4^{2-} n'interviennent pas dans cette réaction : ce sont des ions spectateurs

Quelle est la réaction qui se produit à cette électrode ?

Indiquez la réaction de formation de dioxygène



L'électrode où se fait l'oxydation s'appelle l'anode

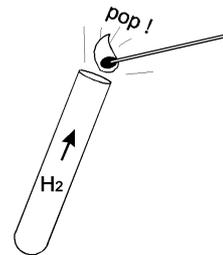
Ecrivez le bilan de l'électrolyse à partir des deux demi équations précédentes ?



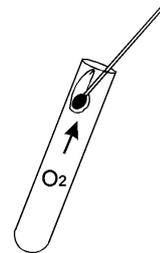
Les phénomènes observés lorsqu'on impose le passage du courant électrique dans un électrolyte s'appelle électrolyse.

L'électrolyte est une solution qui laisse passer le courant électrique

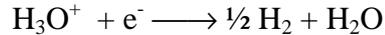
- On entend une faible détonation
C'est le dihydrogène



- la combustion reprend
- C'est le dioxygène



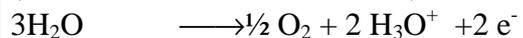
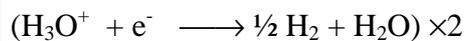
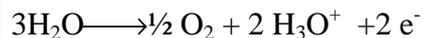
le dihydrogène se dégage à l'électrode reliée à la borne négative du générateur



C'est la réduction des ions hydronium H_3O^+ en dihydrogène

le dioxygène se dégage à l'électrode reliée à la borne positive du générateur

C'est une oxydation (les électrons partent dans le circuit de cette électrode)



Que donne l'électrolyse de l'eau ?

Elle donne du dihydrogène et du dioxygène



Conclusion :

L'électrolyse de l'eau donne du dihydrogène à la cathode et du dioxygène à l'anode ?

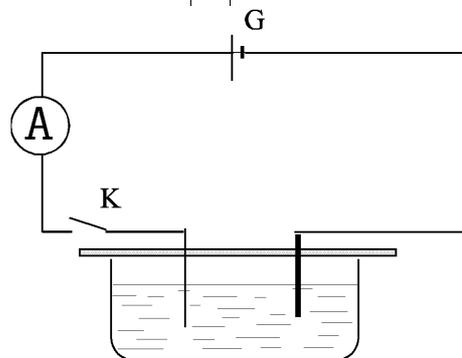
2° Electrolyse d'une solution de sulfate de cuivre avec anode en cuivre (anode soluble)

Remarques :

- 1 L'anode de l'électrolyseur est constituée d'un fil très fin (pour qu'il se détache facilement)
- 2 La cathode est en graphite
- 3 Une solution concentrée de sulfate de cuivre conviendra mieux pour cette expérience

Le professeur demande aux élèves de faire le montage ci dessous :

Electrode en fil de cuivre très fin (extraite de fil conducteur)



Electrode en graphite (extraite d'une pile usagée)

Après le montage, le professeur demande à chaque groupe de verser la solution de sulfate de cuivre dans l'électrolyseur jusqu'à environ les $\frac{3}{4}$ du volume et enfin de fermer l'interrupteur K .

?

Qu'observez-vous ?

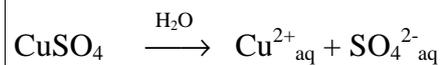
Pourquoi y a-t-il passage de courant électrique dans cette solution ?

Comment appelle-t-on cette solution où peut passer le courant électrique ?



L'aiguille de l'ampèremètre dévie, il y a passage d'un courant électrique

- Parce que le sulfate de cuivre est un composé ionique et dans la solution aqueuse, il se dissocie :



- On l'appelle un électrolyte



Quelques minutes après, qu'observez-vous dans l'électrolyseur ?

Quelle est la réaction qui se produit à l'anode ?

Qu'est ce qu'il se passe à l'anode

Ecrivez l'équation d'oxydation correspondante.

Quelle est la réaction qui se produit à la cathode ?

Vous observez qu'il y a un dépôt de cuivre à la cathode : écrivez la réaction de réduction

Ecrivez le bilan de l'électrolyse

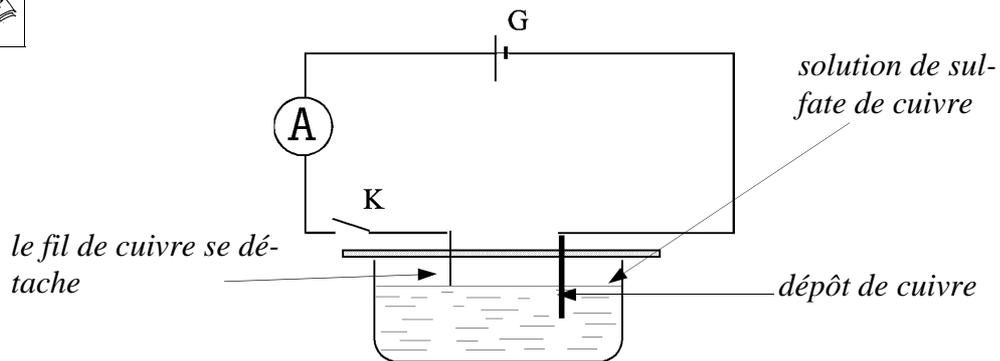
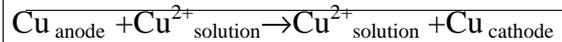
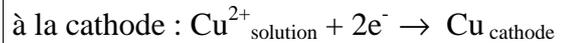
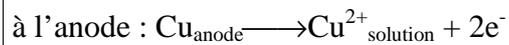
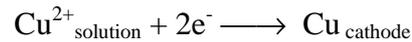
- Le fil de cuivre de l'anode a disparu et il y a un dépôt de métal cuivre à l'anode.

C'est une oxydation

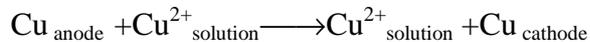
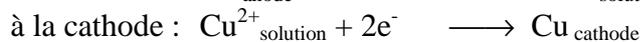
Le fil de cuivre a disparu



C'est une réduction.



par électrolyse de la solution de sulfate de cuivre, on a :



Il y a disparition du cuivre à l'anode et dépôt de métal cuivre à la cathode : c'est l'électrolyse à anode soluble.

On peut dire que cette électrolyse provoque simplement le transport du cuivre de l'anode à la cathode.

Intérêts :

- affinage (purification des métaux) : le métal impur est utilisé comme anode. Au cours de l'électrolyse, le métal pur est déposé à la cathode et les impuretés restent dans la solution

-Galvanoplastie : technique utilisée pour recouvrir un métal par une couche mince et adhérente d'un autre métal



Nous voudrions recouvrir un fil de fer par du zinc. D'après ce que vous avez vu dans l'électrolyse à anode soluble, qu'est-ce que vous faites ?

Faites le montage.

- Après avoir fermé l'interrupteur K quelques minutes, qu'est-ce que vous observez ?

Ecrivez l'équation bilan de la dissolution du sulfate de zinc dans l'eau puis les équations des réactions aux électrodes

Le professeur explique:

La technique utilisée pour recouvrir un tel métal par du zinc s'appelle le zingage. On a aussi l'étamage (recouvrir par de l'étain), le nickelage (recouvrir par du nickel), l'argenture (recouvrir par de l'argent)

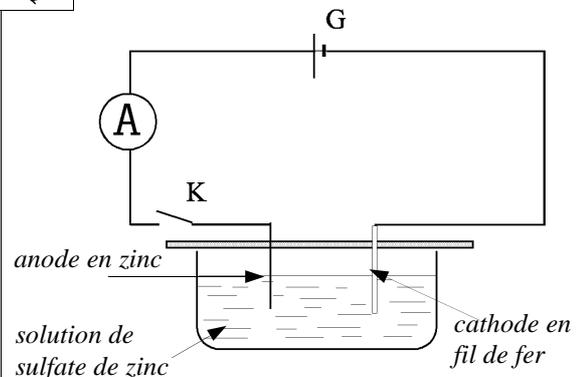


Si on remplace l'anode en zinc par du graphite, est-ce qu'on peut recouvrir aussi le fer par le zinc ?

Ecrivez l'équation de réduction à la cathode.

Que pensez-vous de la concentration en ions Zn^{2+} dans l'électrolyte ?

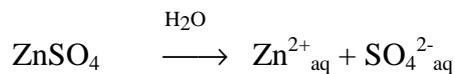
On va faire une électrolyse à anode soluble en zinc dans une solution contenant des ions Zn^{2+} (solution de sulfate de zinc) et une cathode en fil de fer qu'on veut recouvrir.



Il y a diminution de l'anode en zinc et dépôt de zinc à la cathode en fer.



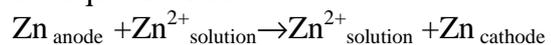
dissolution du sulfate de fer :



à l'anode : $Zn_{anode} \rightarrow Zn^{2+}_{solution} + 2e^-$
c'est une oxydation

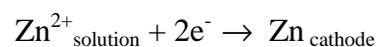
à la cathode : $Zn^{2+}_{solution} + 2e^- \rightarrow Zn_{cathode}$
c'est une réduction

et l'équation bilan :



Il y a un dépôt de zinc à la cathode : le fil de fer se recouvre de zinc

Oui, on peut recouvrir le fer par le zinc.



Dans l'électrolyte, la concentration des ions Zn^{2+} diminue

Remarque :

Pour l'équation de la réaction d'oxydation à l'anode, voir l'électrolyse de l'eau.

Le professeur demande aux élèves de nettoyer et de ranger le matériel



Les élèves nettoient et rangent le matériel

Exercices

1

Choisir la bonne réponse :

a Au cours d'une électrolyse, il y a échange de *protons/ électrons* aux électrodes.

b L'anode est l'électrode reliée à la borne *positive / négative* du générateur. C'est par l'anode que le courant électrique *sort/entre* dans la solution. A l'anode se déroule une *oxydation / réduction*

2

On effectue l'électrolyse d'une solution de nitrate de plomb(II) entre une cathode en plomb et une électrode inattaquable en graphite. On observe sur l'une des électrodes, un dépôt métallique et sur l'autre un dégagement gazeux.

a Quelle est l'électrode où se dépose le métal ? Ecrire l'équation de la réaction électrochimique correspondante.

b Quel est le gaz qui se forme à l'autre électrode ? Ecrire l'équation de la réaction électrochimique correspondante puis celle du bilan de l'électrolyse.

3

On effectue l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre(II) entre des électrodes inattaquables en graphite. Le passage du courant dans la solution s'accompagne d'un dépôt de cuivre sur l'une des électrodes et d'un dégagement gazeux de dioxygène sur l'autre.

a Quelles sont les réactions qui se produisent aux électrodes ?

b On effectue l'électrolyse pendant 1h. L'intensité du courant étant fixée à 0,16 A

- quelle charge traverse l'électrolyseur pendant cette durée ?

- quelle est la quantité de matière d'électrons correspondante ?

c l'électrolyseur contenant initialement 100 mL d'une solution de concentration initiale égale à 0,5 mol L⁻¹, quelles sont après électrolyse les quantités de matière des différentes espèces présentes en solution.

d En déduire les concentrations correspondantes. (On négligera la variation de volume de la solution.

Réponses

1

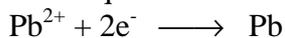
Au cours d'une électrolyse, il y a échange des **électrons** aux électrodes.

b L'anode est l'électrode reliée à la borne **positive** du générateur. C'est par l'anode que le courant électrique **entre** dans la solution. A l'anode se déroule une **oxydation**

2

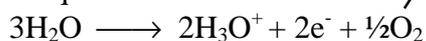
a L'électrode où se dépose le métal est la cathode.

L'équation de la réduction à la cathode est :



b Le gaz qui se forme à l'autre électrode est le dioxygène

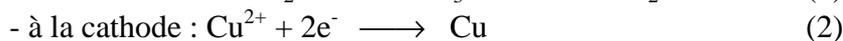
L'équation à l'anode est :



L'équation bilan :



3 a Les réactions qui se produisent aux électrodes :



b La charge qui traverse l'électrolyseur : $Q = I t$

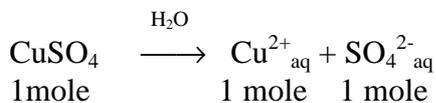
comme $I = 0,16 \text{ A}$
 $t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$
 $Q = 0,16 \times 3600$
 $Q = 576 \text{ C}$

quantité de matière d'électrons correspondante : $n_e = \frac{Q}{F}$ avec $Q = 576 \text{ C}$ et $F = 96500 \text{ C}$

$n_e = \frac{576}{96500}$
 soit $n_e = 0,006 \text{ mol}$

c Les quantités de matières des différentes espèces présentes en solution :

la dissolution du sulfate de cuivre s'écrit :



donc $n_{\text{CuSO}_4 \text{ dissoute}} = n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}}} = n_{\text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}}$

Les quantités de matière de Cu^{2+} et SO_4^{2-} dans la solution initiale : $n = C \cdot v$

$n = 0,5 \times 100 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{initial}}} = n_{\text{SO}_4^{2-}_{\text{initial}}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

En utilisant l'équation de la réaction à la cathode, on peut déterminer le nombre d'ions cuivre qui ont réagi : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$

$n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{réagi}}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2}$; $n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{réagi}}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

matière d'ions cuivre(II) présents dans la solution après 1 h d'électrolyse est

$n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{restant}}} = n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{initial}}} - n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{réagi}}}$

$n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{restant}}} = 5 \cdot 10^{-2} - 3 \cdot 10^{-3}$

$n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{restant}}} = 4,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Comme les ions sulfate ne réagissent pas : $n_{\text{SO}_4^{2-}_{\text{restant}}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

L'équation bilan de l'électrolyse : (1) et (2) : $\text{Cu}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \frac{1}{2}\text{O}_2$



$n_{\text{H}_3\text{O}^+_{\text{formé}}} = 2 \cdot n_{\text{Cu}^{2+}_{\text{réagi}}}$

$n_{\text{H}_3\text{O}^+_{\text{formé}}} = 2 \times 3 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

d Les concentrations de chaque espèce :

$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{4,7 \cdot 10^{-2}}{100 \cdot 10^{-3}}$; $[\text{Cu}^{2+}] = 4,7 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{SO}_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$