

OBJECTIFS

- Revoir le principe et la mise en œuvre d'une électrolyse.
- Étudier une deuxième étape de la production industrielle d'un métal à partir de son minerai.
- Découvrir plusieurs types d'électrolyse à objectifs différents.

I. PRINCIPE DE L'ÉLECTROLYSE

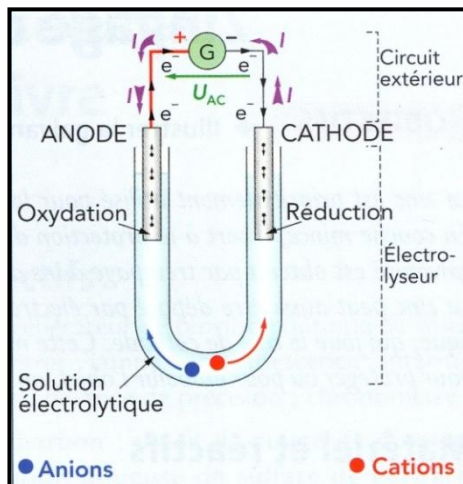
L'électrolyse est utilisée dans la métallurgie : elle permet de fabriquer des objets métalliques, de les embellir, mais aussi de les protéger de la corrosion.

Dans l'industrie chimique, elle permet de préparer des métaux à partir de solutions aqueuses (cuivre ou zinc), ou de mélanges fondus (sodium, aluminium), de récupérer certains métaux issus du recyclage d'objets métalliques (étain).

Lors d'une électrolyse, **on va forcer une réaction d'oxydoréduction non spontanée**, grâce à un générateur électrique qui impose une tension entre 2 électrodes.

Une demi-réaction rédox aura lieu à chacune des électrodes.

- ✓ L'électrode où se produit une **oxydation** est appelée **anode** : elle est reliée à la borne + du générateur ;
- ✓ L'électrode où se produit une **réduction** est appelée **cathode** : elle est reliée à la borne - du générateur.



Pour savoir quelles sont les réactions susceptibles de se produire aux électrodes, il faut faire l'inventaire de toutes les espèces présentes (solvant, soluté, ou même les électrodes métalliques qui peuvent réagir), et reconnaître à quel couple rédox elles appartiennent.

Si une espèce est réductrice, elle est susceptible d'être oxydée à l'anode, et si une espèce est oxydante, elle est susceptible d'être réduite à la cathode.

Lors d'une électrolyse, lorsque le générateur de tension continue débite un courant d'intensité constante I pendant la durée Δt , le système chimique sera traversé par la quantité d'électricité Q , telle que :

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

en Coulombs C
en Ampères
en secondes

Cette quantité d'électricité est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés, c'est à dire :

$$Q = n(e^-) \cdot F$$

en Coulombs C
Quantité d'électrons échangés en mole
en C.mol⁻¹

F est la constante de Faraday et vaut $9,65 \cdot 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$: c'est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons.

II. APPLICATIONS INDUSTRIELLES DE L'ÉLECTROLYSE

a. Electrozingage ou galvanisation d'un acier : procédé de recouvrement

On appelle « acier » tout alliage métallique ayant pour métal de base le fer. Sans traitement particulier, un acier sera oxydé peu à peu par les oxydants atmosphériques (corrosion). Pour protéger l'acier du dioxygène de l'air, une technique consiste à le recouvrir d'une fine pellicule protectrice : peinture, film plastique, déposition d'un autre métal.

L'électrozingage ou galvanisation consiste à provoquer, par électrolyse, le dépôt d'une fine couche de zinc sur un objet en acier afin de le protéger. Le zinc n'est pas un métal inoxydable, mais son oxyde (ZnO) a la propriété d'être imperméable à l'air. Une fois oxydé en surface, il protégera donc les couches internes de zinc et bien entendu l'acier.

b. Affinage d'un métal par électrolyse à anode soluble

Au cours de l'élaboration des métaux à partir de leurs minerais, lors de la séparation des ions (par précipitation par exemple), il est possible que certaines impuretés n'aient pas été éliminées.

Certaines de ces impuretés peuvent alors être prises dans le dépôt métallique lors de l'électrolyse : on obtient alors un métal qui n'est pas pur. Afin d'augmenter le degré de pureté du métal électrolysé, on effectue un affinage, c'est-à-dire une nouvelle électrolyse de ce métal.

Exemple du cuivre

La solution électrolytique utilisée contient des ions cuivre (II) et de l'acide sulfurique.

L'anode est constituée de minerai de cuivre traité par pyrométallurgie et contenant 98 à 99,5% de cuivre coulé sous forme de plaques (blister). La cathode est formée de feuilles minces de cuivre raffiné.

→ À l'anode (constituée de cuivre et d'impuretés), le cuivre métallique est oxydé en $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et ces ions passent en solution. Les impuretés métalliques, lorsqu'elles sont oxydées, passent en solution à l'état de cation et pourront être récupérées par précipitation. Lorsqu'elles sont insolubles (comme l'or, l'argent ou le platine), elles tombent au fond de l'électrolyseur.

→ À la cathode, le cuivre métallique se dépose selon l'équation : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$

Ce procédé (dit à anode soluble) permet d'obtenir une teneur en cuivre de 99,95 à 99,99% sur la cathode.

c. Récupération des métaux : protection de l'environnement

Au niveau industriel, l'électrolyse peut aussi être employée non plus comme moyen de production mais comme moyen de récupération et de recyclage. De nombreux effluents liquides rejetés par les industries contiennent des cations métalliques qui représentent des dangers plus ou moins importants pour l'environnement (plomb, étain...).

d. Obtention de différents produits chimiques

On peut, à l'aide d'une électrolyse, obtenir des oxydants courants, comme le permanganate de potassium et l'eau oxygénée mais aussi, de forme industrielle, du dichlore et de l'eau de Javel.

III. EXERCICE À CARACTÈRE EXPÉRIMENTAL

À l'échelle du laboratoire : on souhaite réaliser un dépôt de zinc sur une plaque de fer par électrozingage

Matériel à votre disposition

- un générateur continu 6V/12V ;
- un potentiomètre de 100 Ω ;
- des fils de connexion ;
- une électrode de fer ;
- une électrode de cuivre ;
- une électrode de zinc ;
- solution aqueuse de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) à 0,5 mol.L⁻¹ ;
- solution aqueuse de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) à 0,1 mol.L⁻¹ ;
- un bécher.

On imposera, grâce au potentiomètre, un courant électrique d'intensité de **150 mA** lue à l'ampèremètre. On observera un dépôt de zinc sur la plaque de fer et un dégagement gazeux au niveau de la plaque de zinc.

Faire une étude théorique préalable

Elle doit contenir :

- les demi-équations électroniques mises en jeu au niveau de chacune des électrodes, ainsi que l'équation chimique de la réaction d'oxydoréduction ayant lieu lors de l'électrolyse.

Pour aide :

- espèces chimiques présentes : Fe, Zn, SO_4^{2-} , H_2O
- couples redox possibles : Fe^{2+}/Fe ; Zn^{2+}/Zn ; $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$; $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
- le schéma du dispositif de l'électrolyse.
- la masse de zinc déposé si l'électrolyse fonctionne pendant 15 minutes.

Dispositif expérimental

- Mettre en œuvre l'électrolyse. Appeler le professeur pour observer son fonctionnement.

À l'échelle industrielle : dépôt de zinc sur des plaques d'acier pour les protéger de la corrosion

On protège les plaques d'acier de la corrosion en les recouvrant d'une couche de zinc par électrolyse. On effectue pour cela l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), de concentration massique en soluté apporté de **15 g.L⁻¹**. L'intensité du courant est maintenue constante à **I = 20,0 kA**. Le volume du bain est **V = 1000 L**.

Pour que le recouvrement d'une plaque soit correct, il faut déposer une épaisseur **e = 5,60 μm** de zinc. On souhaite recouvrir **20** plaques de **1,40 m²** chacune.

TRAVAIL

- ★ Réaliser le schéma légendé du dispositif d'électrozingage en précisant au niveau de la plaque d'acier la réaction chimique mise en jeu.
- ★ Quelle sera la concentration massique finale en ions zinc (II) du bain d'électrolyse ?
- ★ Combien de temps doit durer cette électrolyse ?

Données :

- les masses molaires atomiques se trouvent sur la classification périodique de la salle
- densité du zinc : $d = 7,10$