

Fabrication d'une pile à «l'air»

par Michel FAGET
T.A. Bordeaux - 33700 Mérignac

RÉSUMÉ

Cet article propose la conception d'une pile zinc-air, ainsi que quelques pistes pédagogiques qui pourraient en découler.

1. ÉTUDE DE LA PILE

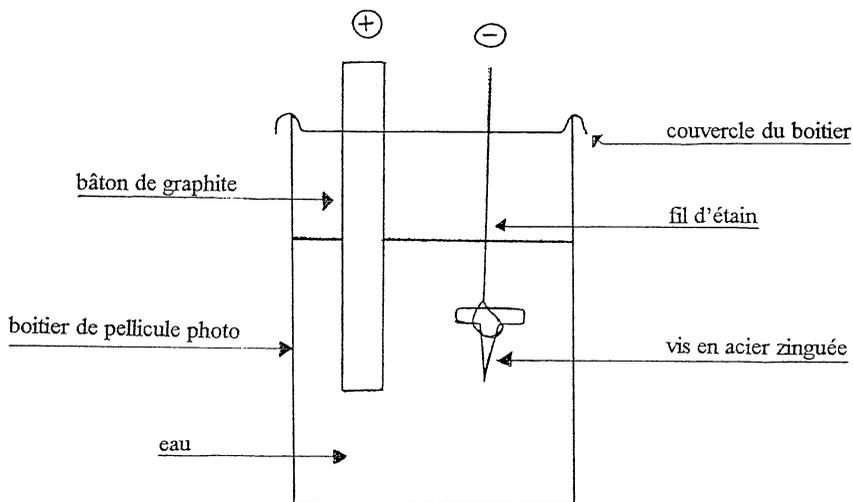
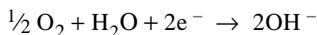


Schéma de la pile.

A l'anode, borne négative de la pile, le zinc est oxydé suivant :



La cathode, borne positive de la pile, est le siège de la réduction du dioxygène de l'air :



La pile est le siège d'une réaction électrochimique dont le bilan s'écrit :



1.1. Performances modestes de la pile

La tension aux bornes de la pile peut varier de 1,0 V à 1,3 V suivant l'état de la vis : plus la vis sera oxydée (faible éclat métallique), moins la tension sera grande ; l'intensité du courant électrique demeure faible (inférieure à 5 mA en court-circuit).

En associant deux piles en série, on allume une diode électroluminescente (son éclat est très visible).

En associant quatre piles en série, on fait fonctionner un petit réveil à quartz à aiguilles, qui utilise normalement une pile 1,5 V de type LR6.

Remarque : Bien qu'elle génère une tension de l'ordre de 1,2 V, l'intensité du courant fourni par cette pile reste très faible car sa résistance interne est très grande. Quatre piles associées en série sont donc nécessaires pour atteindre une intensité suffisante pour entraîner la rotation de l'aiguille de la trotteuse du réveil.

1.2. Le matériel

En utilisant des matériaux de récupération (fort peu onéreux en l'occurrence), l'élève voit qu'il peut lui-même réaliser une pile, ce qui :

- démystifie cet objet, à la fois si courant et si mystérieux pour l'enfant,
- motive l'élève, qui peut reproduire l'expérience chez lui.

Pourquoi du graphite ?

Il est utilisé chaque fois qu'un des constituants (oxydant et/ou réducteur) de la réaction électrochimique est un très mauvais conducteur d'électricité : ici, c'est le dioxygène de l'air, alors que dans une pile de type Leclanché par exemple, c'est le dioxyde de manganèse.

Le graphite permet donc qu'il y ait contact entre dioxygène et électrons, provoquant ainsi la réduction du gaz.

La cathode pourra être réalisée par exemple à partir des barreaux de charbon présents dans les piles usagées.

L'utilisation d'une vis (ou bien d'un écrou, clou, ...) en acier *zingué* comme anode et d'eau du robinet comme électrolyte sera discutée dans le paragraphe traitant de l'analyse pédagogique.

L'étain a un double rôle : il maintient la vis zinguée immergée dans l'électrolyte, et assure le contact électrique entre le zinc et le circuit extérieur à la pile. D'autre part, ce métal ne perturbe pas la réaction (1), car le potentiel standard du couple Sn/Sn^{2+} est supérieur à celui du couple Zn/Zn^{2+} .

Enfin, l'habitacle de la pile est formé d'un boîtier de pellicule photo en matière plastique, que l'on trouve gratuitement chez tous les photographes ; il est préférable d'utiliser les boîtiers translucides au lieu des noirs opaques, car l'élève peut ainsi voir s'il ne court-circuite pas accidentellement la pile en mettant, au moment du montage de la pile, anode et cathode en contact.

2. ANALYSE PÉDAGOGIQUE

a - Le premier avantage de cette pile, est qu'elle est fabriquée à partir d'objets quotidiens dans l'environnement de l'élève ; celui-ci est de ce fait plus réceptif car il ne s'agit pas d'une manipulation que l'on ne peut faire qu'au laboratoire. D'autre part cela rassure a priori l'élève : «si ça marche avec si peu de chose, c'est que c'est pas si compliqué que ça» m'a dit une élève avant la manipulation. Enfin, cela aiguise la curiosité de l'élève, qui :

– d'une part s'interroge vraiment sur cette pile un peu «gadget» : marchera ou marchera pas ?

– devient créateur d'idées de manipulation pour tester les capacités de la pile : les élèves ont d'excellentes idées pour peu qu'on leur permette de les exprimer.

b - Après quelques minutes de fonctionnement, la vis a perdu son bel éclat métallique qui était dû à la couche protectrice de zinc (la tension reste cependant stable car il y a encore présence de zinc) ; les élèves *voient* qu'il y a eu réaction chimique (un morceau de zinc pur comme anode, de la grenaille par exemple, n'aurait pas permis une telle observation).

Certains vont alors comprendre ce que signifie la demi-équation $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$: des atomes de zinc se transforment en ions zinc en perdant des électrons.

Remarque : Lorsque les élèves réalisent l'électrolyse de l'eau, ils observent qu'à la cathode (pôle négatif de l'électrolyseur) il se dégage *deux fois plus* de gaz qu'à l'anode (pôle positif de l'électrolyseur) ; après avoir identifié ces deux gaz (dihydrogène à la cathode et dioxygène à l'anode), l'écriture de l'équation-bilan de la réaction, $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$, leur permet de voir que le 2 placé devant le symbole chimique du dihydrogène rend compte de ce que l'expérience leur a permis d'observer : il se dégage deux fois plus de dihydrogène que de dioxygène. Ils comprennent que ce coefficient stoechiométrique (*stoikheion* = élément et *metron* = mesure (grec)) traduit une quantité, et que l'équation-bilan est l'image d'une réalité macroscopique.

c - Les élèves découvrent que c'est au pôle négatif d'une pile que les électrons sont libérés : ce peut être l'occasion de faire un peu d'histoire des sciences pour répondre à la grande interrogation des élèves «pourquoi les électrons se déplacent-ils dans un sens et le courant électrique en sens contraire ?».

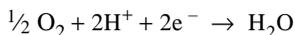
d - Les élèves disent souvent qu'une pile «c'est du charbon et de l'acide et que le charbon réagit avec l'acide pour donner l'énergie électrique» : ils pensent à ce moment là que la réaction qui a lieu dans une pile est de type acido-basique.

Utiliser de l'eau du robinet comme électrolyte permet à l'élève de comprendre que son modèle de pile était faux.

L'enfant construit ici par l'expérience son propre savoir ; la manipulation lui a permis d'acquérir une représentation plus proche de la réalité.

Remarque : Il peut être intéressant de partir de la représentation qu'a l'élève de la pile, et donc d'utiliser de l'acide comme électrolyte.

Là encore, le dioxygène est réduit, mais sous forme d'eau cette fois-ci et non d'ions hydroxyde, suivant :



Les performances de cette nouvelle pile et les observations faites restent identiques à celles de la pile précédemment décrite.

Néanmoins, si le pH de l'électrolyte est trop faible (acide chlorhydrique à 0,1 mol.L⁻¹ par exemple), les ions hydrogène de l'acide sont réduits en gaz dihydrogène par le métal zinc suivant :

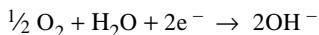


L'anode (vis en acier zingué) se recouvre alors d'une couche de gaz qui perturbe son potentiel.

L'utilisation de jus de citron ou de vinaigre limitera considérablement ce phénomène, qui ne ferait que susciter la confusion dans l'esprit des élèves.

Cette nouvelle pile «au citron» ou «au vinaigre» peut être alors le point de départ d'une réflexion sur le phénomène observé («pourquoi le zinc perd son éclat ?», «Est-ce l'acide qui l'attaque ?», «Comment le prouver ?») et susciter ainsi l'utilisation d'un nouvel électrolyte : l'eau par exemple.

On pourrait également construire une réflexion autour de l'histoire : c'est Charles Fery (1865-1965) qui réalisa en 1916 une des premières piles de type zinc-air, l'électrolyte étant constitué d'une solution de soude. Le dioxygène de l'air est toujours réduit à la cathode suivant :



Mais en présence de soude ou de potasse trop concentrée, on observe un dégagement de dihydrogène recouvrant l'anode, avec formation d'ions zincate, ce qui s'interprète par :



Là encore, la couche de gaz perturbe le potentiel de l'anode et l'esprit des élèves ; utiliser de l'eau savonneuse permettrait d'éviter ce dégagement gazeux.

e - Il peut être intéressant enfin d'amener l'élève à réfléchir sur le terme de *pile* : quelles sont les différentes significations qu'il lui donne ?

Se pencher sur l'origine scientifique du terme (la pile de Volta était un empilement de rondelles de cuivre et de zinc séparées par un chiffon imbibé d'acide) permettra un passionnant voyage dans l'histoire des sciences.

BIBLIOGRAPHIE

- C. DUBOC : «*Une pile, qu'y a-t-il à l'intérieur, ...*», in B.U.P. n° 633, p. 921, 1981.
- G. BORVON : «*De Dufay à Ampère, ...*», in B.U.P. n° 760, p. 27, 1994.
- F. GRENOUILHAT : «*La pile au citron*», in Revue du Palais de la Découverte, n° 203, 1992.
- J. SARRAZIN et M. VERDAGUER : «*L'oxydoréduction...*», chez Ellipses, 1991.
- P. ATKINS : «*Chimie générale*», p. 503, chez Interéditions, 1992.
- La Grande Encyclopédie Larrousse, Vol. 15, p. 9505, 1975.