

A propos des piles

But : Production d'électricité d'origine chimique sans combustion – Pile à combustible.

Compétences : APP – REA – ANA

Doc 1 : La pile de Volta

S'opposant à Galvani qui pensait que l'électricité était d'origine animale, l'italien Alessandro Volta découvre en 1799 que deux métaux différents reliés par une solution conductrice comme de l'eau salée produisent de l'électricité. Pour amplifier cet effet, Volta empile (d'où le nom de pile) alternativement des disques de zinc, et de cuivre (ou d'argent) et de carton imbibé de solution salée. En touchant le dernier disque en haut de la pile et le premier en bas de la pile, il ressent un choc électrique. La première pile électrochimique est née !



Doc 2 : Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un transfert d'électrons. L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée « oxydant » et celle qui les cède, « réducteur ». Le réducteur subit alors une oxydation tandis que l'oxydant subit une réduction simultanément.

Les réactions d'oxydoréduction constituent une grande famille comprenant de nombreuses réactions chimiques, puisqu'elles interviennent dans les combustions, certains dosages métallurgiques, la corrosion des métaux, l'électrochimie ou la respiration cellulaire. Ces réactions jouent en particulier un rôle fondamental en biologie, dans la transformation de l'oxygène en eau (H₂O) au sein des organismes vivants. Elles sont également massivement utilisées par l'industrie humaine, à l'exemple de l'obtention de la fonte à partir de minerais composés d'oxyde de fer, par réduction, puis de fer et d'acier à partir de la fonte, par oxydation. Cette variété s'explique par la mobilité de l'électron, sa légèreté et son omniprésence dans toutes les formes de la matière.

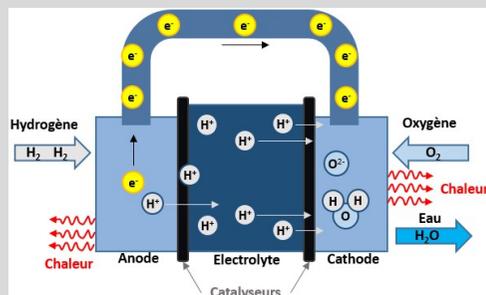
Source : <https://fr.wikipedia.org>

Doc3 : Piles à combustible

Une pile à combustible est un générateur dans lequel la fabrication de l'électricité se fait grâce à l'oxydation sur une électrode d'un combustible réducteur (par exemple le dihydrogène) couplée à la réduction sur l'autre électrode d'un oxydant, tel que le dioxygène de l'air. La réaction d'oxydation de l'hydrogène est accélérée par un catalyseur qui est généralement du platine. Si d'autres combinaisons sont possibles, la pile la plus couramment étudiée et utilisée est la pile dihydrogène-dioxygène ou dihydrogène-air, ceci s'expliquant notamment par l'abondance des ressources en hydrogène sur Terre et la facilité de production du dihydrogène.

La production de dihydrogène nécessite cependant de consommer de l'énergie électrique à partir de sources d'énergies ayant un impact écologique non négligeable. La fabrication de ces piles reste coûteuse, notamment à cause de la quantité non négligeable de platine nécessaire et au coût des membranes échangeuses d'ions.

En revanche, le fonctionnement d'une pile dihydrogène-dioxygène est particulièrement propre puisqu'il ne produit que de l'eau et consomme uniquement des gaz.



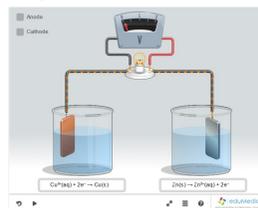
1. Pile Daniell ou principe de fonctionnement d'une pile

Le procédé électrochimique permettant d'obtenir une pile nécessite 2 électrodes (nommées anode et cathode) plongeant chacune dans une solution ionique adaptée dans 2 « compartiments » reliés par un pont salin. Il y a alors 2 réactions simultanées qui se déroulent : une oxydation à l'anode et une réduction à la cathode.

Ouvrir l'animation eduMedia : « Pile Daniell »

Dans l'ENT : Médiacentre/eduMedia/Menu/Recherche : taper « Pile »

Cliquer sur le bouton en dessous de l'animation pour afficher la légende.



Observer le fonctionnement de la pile au plan microscopique puis répondre aux questions suivantes.

- 1.1. A quelle condition la pile Daniell peut-elle produire du courant électrique ?
- 1.2. Quelle est la nature du pont salin ? Justifier qu'Alessandro Volta ait utilisé de l'eau salée.
- 1.3. Quel est le métal subissant une oxydation ?
- 1.4. Sur quelle électrode les électrons sont-ils produits ?
- 1.5. Que deviennent les électrons libérés dans le circuit électrique ?

Observer l'état des électrodes et l'indication du voltmètre au bout de 2 minutes de fonctionnement.

- 1.6. Quelles sont les espèces chimiques qui disparaissent au cours des réactions d'oxydoréduction.
- 1.7. Choisir parmi les 2 propositions, l'équation chimique faisant le bilan des deux réactions chimiques réalisées dans la pile.



- 1.8. Pourquoi la pile ne peut-elle pas produire de l'énergie électrique indéfiniment ?
- 1.9. Reproduire et compléter le schéma ci-contre pour rendre compte de la conversion d'énergie réalisée par une pile électrochimique.

2. Fabriquer une pile à la maison.

Voir la vidéo n°1 : « Fabrication d'une pile maison » (<https://www.youtube.com/watch?v=sYwIz09L4k>)

Fabrication d'une pile à la maison, si possible.

Matériel : un fil de cuivre (fil électrique dénudé) et un clou en fer – une demi-pomme de terre ou un agrume – un multimètre et ses fils de connexion.

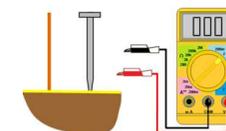
Mettre en contact avec les métaux les 2 fils du multimètre (calibre 2 V continu).

Noter U₁ la valeur de tension qui s'affiche.

Planter les deux métaux dans la patate ou l'agrumes.

Noter U₂, la valeur qui s'affiche. Identifier les pôles + et – de la pile ainsi créée.

Réaliser éventuellement des associations pour augmenter la tension produite.



2.1. Choisir la bonne réponse dans les propositions suivantes.

A : Une pile comme un alternateur produit un courant continu

B : Une pile comme un alternateur produit un courant alternatif

C : Une pile produit un courant alternatif contrairement à l'alternateur qui produit un courant continu

D : Une pile produit un courant continu contrairement à l'alternateur qui produit un courant alternatif

2.2. Quel est le pôle positif ? Quel est le pôle négatif ?

3. Pile à combustible dihydrogène-dioxygène

Voir la vidéo n°2 (Source Arte : <https://www.youtube.com/watch?v=7ZzVwI5zwV0>) puis s'aider de la vidéo n°3 eduMedia « Pile à combustible » (Source eduMedia) et du document 3 pour répondre aux questions suivantes.

3.1. Justifier qu'on puisse encore parler de « pile ».

3.2. Justifier que la pile est le siège de réactions d'oxydoréduction.

3.3. Quelle est la molécule oxydée, c'est-à-dire qui libère des électrons ?

3.4. Proposer l'équation chimique entre le dihydrogène et le dioxygène traduisant le bilan chimique de la pile.

3.5. A quelle condition cette pile peut-elle fonctionner en permanence ?

On parle de pile « à combustible » mais il n'y a aucune flamme.

3.6. Faire une recherche sur internet pour justifier que la pile puisse effectivement être ainsi nommée.

3.7. Comment peut-on définir une combustion en rapport avec le fonctionnement de la pile à combustible.

3.8. Préciser quelle molécule joue le rôle de combustible, laquelle peut être considérée comme le comburant.

3.9. Quel est l'avantage de ce type de « combustion » par rapport aux productions d'énergies à partir des ressources fossiles.

4. Production du dihydrogène pour la pile à combustible

Pour obtenir du dihydrogène pur, on peut réaliser une électrolyse de l'eau.

Voir les explications dans la vidéo n°4 (Source Arte : <https://www.youtube.com/watch?v=AFZzoMc8PjU>)

4.1. Quel est le type de réactions chimiques dans l'électrolyseur ?

4.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction permettant d'obtenir du dihydrogène à partir de l'eau.

4.3. Reproduire et compléter le schéma ci-contre pour rendre compte de la conversion d'énergie réalisée par l'électrolyseur.

4.4. Justifier que l'utilisation de piles à combustible pourrait ne pas être qualifiée de source d'énergie « verte ».