

COMPÉTENCES ATTENDUES

- Recueillir et exploiter des informations sur le stockage et conversion de l'énergie chimique.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement.
- Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes

I- CONVERSION ET STOCKAGE DE L'ÉNERGIE CHIMIQUE

L'énergie chimique est au cœur du défi énergétique auquel nous sommes confrontés. Où se trouve-t-elle ? Comment la convertir sous d'autres formes ? Comment la stocker ?

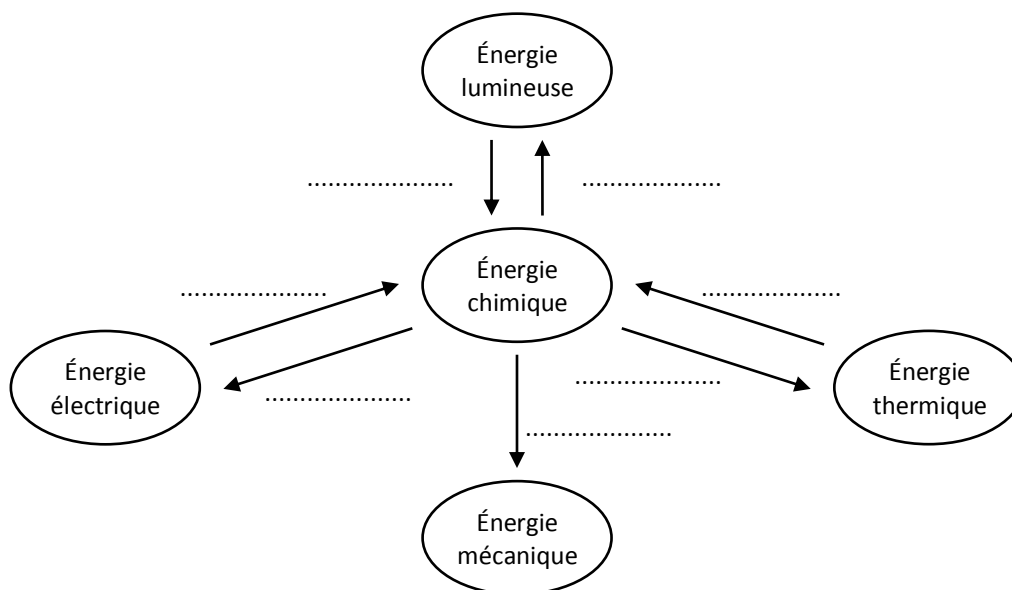
CONVERSIONS DE L'ÉNERGIE CHIMIQUE

1. Compléter les pointillés avec les convertisseurs suivants : fours à thermolyse, muscles, plantes, systèmes phosphorescents, piles, chaudières, accumulateurs.

thermolyse : décomposition chimique causée par la chaleur.

accumulateurs : "piles" rechargeables.

chaudière : système qui permet de transférer de l'énergie thermique à un fluide.



STOCKAGE DE L'ÉNERGIE CHIMIQUE

Il existe des réservoirs naturels d'énergie chimique : le charbon, le pétrole, le gaz, la biomasse ; d'autres ont été inventés par l'homme : **les piles et les accumulateurs.**

II- PILES ET ACCUMULATEURS

Qu'est-ce qu'une pile ? Comment fonctionne-t-elle ?

GÉNÉRALITÉS

Les piles et les accumulateurs sont des générateurs électrochimiques : ils convertissent de l'énergie chimique en énergie électrique.

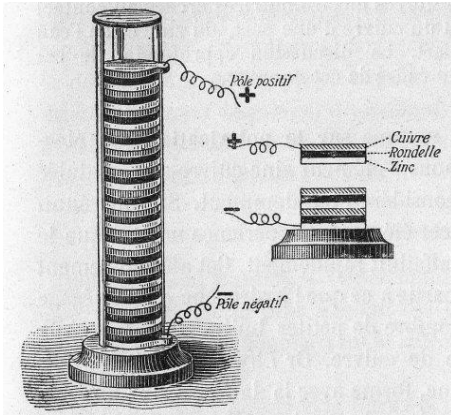
Ils sont constitués :

- de deux électrodes,
- les électrodes sont en contact d'un milieu conducteur comme une solution ionique, appelé électrolyte ou solution électrolytique.

Ils sont caractérisés par une force électromotrice E (f.é.m. en V) et une résistance interne r (en Ω).

A. La pile Volta

Dans une lettre qu'il adresse au président de la Société Royale de Physique à Londres, le 20 mars 1800, l'italien Alessandro Volta (1745 – 1827) décrit minutieusement les expériences qui lui ont permis de réaliser la pile qui porte son nom : c'est le premier générateur électrochimique qui a été proposé.



« Oui, l'appareil dont je vous parle, et qui vous étonnera sans doute, n'est qu'un assemblage de bons conducteurs de différentes espèces, arrangés d'une certaine manière. Vingt, quarante, soixante pièces de cuivre, ou mieux d'argent appliquées chacune à une pièce d'étain, ou, ce qui est beaucoup mieux, de zinc, et un nombre égal de couches d'eau, ou de quelque autre humeur qui soit meilleure conductrice que l'eau, simple, comme l'eau salée, la lessive..... ou des morceaux de carton imbibé de ces humeurs ; de telles couches interposées à chaque couple ou combinaison des deux métaux différents ; une telle suite alternative, et toujours dans le même ordre, de ces trois espèces de conducteur, voilà tout ce que constitue mon nouvel instrument..... il est capable de donner la commotion toutes les fois qu'on le touche convenablement, quelque fréquents que soient ces atouchements. »

2. Décrire comment Volta a réalisé sa première pile et justifier ainsi le nom de « pile » donné à cet objet.
3. Que signifie le mot « humeur » dans ce texte ?
4. Comment peut-on s'assurer qu'il s'agit bien d'une pile ?
5. On reproduit l'expérience à l'aide du matériel disponible. Justifier la réponse précédente et noter vos observations.

B. La pile Daniell

En 1836, le physicien et chimiste anglais Daniell (1790-1845) améliore la pile Volta en utilisant des plaques de cuivre et de zinc, une solution de sulfate de cuivre (II) et une solution de sulfate de zinc.

Expériences préliminaires :

- Dans un bécher, introduire environ 30 mL d'une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).
- Ajouter de la limaille de zinc (Zn) et agiter quelques instants avec l'agitateur magnétique.
- Ajouter quelques gouttes de soude.

6. Qu'observe-t-on ? Interpréter les observations.

➤

➤

➤

7. En déduire à travers son équation la réaction chimique qui a eu lieu. À quoi correspond-elle ?

Réalisation de la pile Daniell :

↳ Le transfert d'électrons observé dans l'expérience précédente peut-il se faire indirectement à travers un circuit extérieur ?

Pour répondre à cette question, les réactifs de la réaction chimique précédente doivent se trouver dans deux compartiments séparés. Ceux-ci seront reliés par un pont salin, bande de papier filtre imbibée d'une solution ionique conductrice de chlorure de potassium ($K^+ + Cl^-$).

Chaque métal doit plonger dans une solution ionique contenant son cation métallique.

Pour le circuit extérieur, nous utiliserons un conducteur ohmique de résistance de 3Ω et un ampèremètre en mA.

Protocole expérimental :

À partir du matériel cité ci-après, réaliser une pile Daniell et vérifier son fonctionnement :

- plaque de cuivre,
- clou de zinc,
- bande de papier filtre,
- solution de sulfate de cuivre ($Cu^{2+} + SO_4^{2-}$),
- deux béchers,
- solution de sulfate de zinc ($Zn^{2+} + SO_4^{2-}$),
- solution de chlorure de potassium ($K^+ + Cl^-$),
- un multimètre,
- une résistance de 3Ω .

Interprétations

8. Schématiser cette pile. Préciser la polarité des électrodes, le sens de circulation du courant, le sens de déplacement des électrons.

9. A-t-on réalisé un transfert indirect d'électrons ?

ÉTUDE DES RÉACTIONS CHIMIQUES MISES EN JEU AU NIVEAU DE CHAQUE ÉLECTRODE

La réaction chimique qui a lieu lorsque la pile fonctionne est la même que celle dans l'expérience préliminaire, sauf que dans ce cas là les réactifs sont séparés, cette réaction est décomposée en deux demi-réactions, chacune se produisant dans un compartiment de la pile.

Les électrons sont produits dans un des compartiments et consommés dans l'autre. Une réaction qui produit des électrons se nomme une **oxydation** et celle qui les consomme s'appelle une **réduction**. L'ensemble des deux réactions, qui sont liées entre elles, se nomme une **oxydoréduction**.

10. Rappeler la réaction chimique d'oxydoréduction qui se produit lorsque la pile fonctionne.

11. En déduire les réactions d'oxydation et de réduction ayant lieu au niveau de chaque électrode :

- électrode de cuivre :
- électrode de zinc :

12. En additionnant les deux réactions aux électrodes (**attention !!! il ne doit pas rester d'électrons libres**), retrouver la réaction d'oxydoréduction.

- Brancher un voltmètre directement entre les bornes de cette pile et mesurer la f.é.m E de la pile Daniell.
- Enlever le pont salin et refaire la mesure. *Qu'observe-t-on ?*

Le courant électrique est un déplacement ordonné de charges électriques.

13. *Quelles sont les charges qui se déplacent à l'extérieur de la pile et celles qui sont en mouvement à l'intérieur de la pile ?*

14. *En déduire un des rôles du pont salin.*

C. Autre pile : la pile cuivre - fer (travail noté sur 10 pts)

Objectif : Fabriquer une pile cuivre - fer et connaître son fonctionnement

Protocole expérimental

- À l'aide du matériel disponible, construire une pile cuivre - fer et mesurer sa f.é.m E.

Interprétations

15. *Schématiser cette pile. Préciser la polarité des électrodes, le sens de circulation du courant, le sens de déplacement des électrons, les réactions ayant lieu à chaque électrode et leur nature (réduction/oxydation) et la réaction d'oxydoréduction de fonctionnement de la pile.*