

CONCEVOIR DES PILES

Disciplines de STEM²D :

science, technologie, chimie, mathématiques, conception

Tranche d'âge cible :

élèves de 14 à 18 ans



Smithsonian
Science Education Center



CONCEVOIR DES PILES fait partie de la série d'activités pour étudiants STEM²D. Le contenu et la présentation ont été développés par le Centre d'éducation scientifique du Smithsonian, dans le cadre de l'initiative WiSTEM²D de Johnson & Johnson (Women in Science, Technology, Engineering, Mathematics, Manufacturing, and Design – Les femmes dans les sciences, la technologie, l'ingénierie, les mathématiques, la fabrication et la conception) à l'aide d'un modèle fourni par FHI 360 et JA Worldwide. Cette série propose un ensemble d'activités interactives, stimulantes et pratiques destinées aux filles (et aux garçons) du monde entier et âgés de 5 à 18 ans.

© 2019 Smithsonian Institution
Tous droits réservés. Première édition 2019.

Déclaration concernant les droits d'auteur

Aucune partie ni aucune activité dérivée du présent module ne peut être utilisée ou reproduite pour quelque motif que ce soit, en dehors d'une utilisation équitable, sans l'accord écrit du Centre d'éducation scientifique Smithsonian.

Conception et illustration par Sofia Elian

CONCEVOIR DES PILES

**Disciplines : science, technologie, chimie
mathématiques, conception**

Tranche d'âge cible : élèves de 14 à 18 ans



DESCRIPTION DE L'ACTIVITÉ

Cette activité fait découvrir l'électrochimie aux élèves. Les élèves créent une pile multicellulaire à l'aide de matériaux domestiques courants. Pour préparer l'activité, les élèves découvriront l'inventeur de la pile ainsi que sa conception et sa chimie. Ils devront ensuite tenter d'assembler une pile reposant sur un concept similaire, capable de produire de l'électricité utilisable. Les élèves testeront leur pile à l'aide d'un multimètre électrique professionnel et démontreront la puissance produite en éclairant une ou plusieurs diodes électroluminescentes (LED).

L'activité propose de faire découvrir les principes des réactions d'oxydo-réduction. Les élèves découvriront comment différentes paires d'électrodes et d'électrolytes peuvent donner lieu à une grande variété de propriétés électriques. Cette expérience peut déclencher une brève discussion sur les défis auxquels les scientifiques sont confrontés lors de la conception de piles et de batteries pour répondre aux besoins spécifiques du consommateur et du stockage d'énergie à l'échelle industrielle. Enfin, les élèves découvriront les circuits en série et en parallèle en assemblant leur pile multicellulaire et apprendront les principes de base et les relations de la loi d'Ohm.

DURÉE PRÉVUE :

L'introduction et l'activité devraient durer environ 60 minutes.

APPRENTISSAGES DES ÉLÈVES

Les élèves :

- assembleront et décriront les composants d'une pile standard, sa fonction et sa chimie générale ;
- décriront les pièces d'un circuit complet et expliqueront le chemin du courant électrique ;
- mesureront la tension d'une cellule électrochimique à l'aide d'un multimètre professionnel ;
- tenteront d'identifier l'électrolyte idéal (eau ou acide acétique) ;
- décriront ce qu'est la puissance et la relation entre le courant, la tension et la résistance en utilisant la loi d'Ohm.

PRÉPARATION

Matériel :

- 1 guide d'activité de l'élève par élève
- 1 multimètre électrique par groupe
- 1 bac à glaçons avec 16 compartiments par groupe
- 1 gobelet de vinaigre (acide acétique) d'environ 180 ml par groupe
- 1 gobelet d'eau de 180 ml par groupe
- Des gobelets (environ 270 ml jusqu'à la ligne, pas le bord) pouvant contenir environ 180 ml de vinaigre/d'eau
- 7 clous galvanisés (enveloppés de zinc) par groupe
- 7 fils de cuivre monobrin (environ 7,6 cm de long) par groupe
- 2 LED à basse consommation/tension par groupe
- Échantillon de piles alcalines AA ou AAA pour le test de référence
- 2 rouleaux d'essuie-tout par classe



entre 5 et 25 \$ (ou plus)

5 \$

entre 3 et 5 \$

–

entre 1 et 5 \$

entre 5 et 10 \$

entre 5 et 10 \$

entre 5 et 10 \$

5 \$

–

INFORMATIONS POUR L'ANIMATEUR

Comment utiliser ce guide :

Ce guide vous aidera à présenter les réactions chimiques à l'œuvre dans cette activité et vous fournira des informations utiles pour expliquer les concepts clés. En tant qu'animateur, nous vous encourageons à vous approprier la leçon, à vous appuyer sur vos propres connaissances et sur votre personnalité unique pour communiquer les informations de cette leçon. Le vocabulaire clé est surligné tout au long du guide, et les définitions figurent dans la feuille de vocabulaire. Les définitions doivent être transmises aux élèves si nécessaire en posant des questions pertinentes, telles que : « Selon vous, qu'est-ce que X ? »

Conseils utiles supplémentaires :

- En raison des contraintes de temps, il est fortement recommandé de mettre en place le matériel avant que les élèves n'arrivent dans la salle de classe.
- Les animateurs doivent passer les 20 à 30 premières minutes à créer du lien avec les élèves, en partageant, par exemple, leur histoire personnelle et professionnelle, la manière dont ils ont débuté dans leur profession, les raisons pour lesquelles ils sont passionnés par les STEM²D. Vous trouverez des conseils supplémentaires dans le guide Spark WiSTEM²D.
- Essayez de présenter les concepts scientifiques sur une période de 20 minutes afin de garder 40 minutes pour l'activité pratique et la discussion.
- Avancez rapidement et à un rythme régulier. Le guide d'activité de l'élève fournit un résumé imprimé des sujets abordés. Les élèves peuvent le consulter ultérieurement si le temps est limité.
- Des questions vont nécessairement être posées et il est recommandé que tous les animateurs se familiarisent avec les concepts de cette activité au préalable. Les élèves doivent également être encouragés à noter leurs questions pour en discuter ultérieurement.
- D'autres conseils et références sont disponibles tout au long de ce guide d'enseignement.

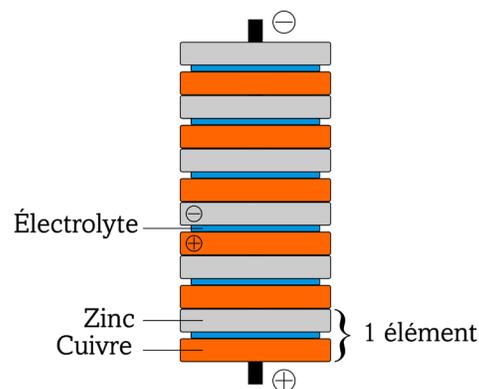
ACTIVITÉ ÉTAPE PAR ÉTAPE

CONCEVOIR DES PILES

1. Préparez chaque espace de travail des élèves à l'aide de la liste de matériel.
2. Distribuez le guide d'activité de l'élève et formez des groupes de quatre participants.
3. Présentez la pile électrique avec l'illustration 1, qui détaille l'invention de la première pile au monde, la pile voltaïque du physicien italien Alessandro Volta en 1799.

A. Présentez l'**anode en zinc** positive, la **cathode en cuivre** négative et les séparateurs imbibés d'eau salée utilisés comme **électrolyte**.

B. Expliquez pourquoi chaque élément est en fait une pile individuelle ou une **cellule électrochimique** qui, lorsqu'elle est câblée en circuit séquentiel (en série), produit une tension plus élevée [plus d'informations ultérieurement].



4. Présentez brièvement les piles et batteries modernes.

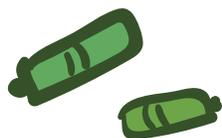
Remarque : si vous avez peu de temps, vous pouvez aborder ces points après l'activité, lors d'une discussion sur les questions que les scientifiques doivent régler pour rendre les piles et les batteries plus sûres, plus petites et plus durables.

Si les piles modernes fonctionnent de la même manière que les piles d'Alessandro Volta, de nombreuses recherches ont permis d'améliorer leur composition chimique. Lorsqu'ils choisissent les produits chimiques à utiliser, les concepteurs de piles et batteries doivent trouver un juste équilibre entre plusieurs caractéristiques telles que le poids, la **densité énergétique**, la longévité, la capacité de recharge, les conséquences sur l'environnement et les questions de sécurité. Indiquez que plusieurs téléphones mobiles et ordinateurs portables ont été rappelés en raison de batteries défectueuses ayant provoqué un incendie. Décrivez brièvement certains types de piles :

A. Pile alcaline : il s'agit d'une pile domestique courante. Elle est économique, mais pas rechargeable. Les **électrodes** sont constituées de zinc et d'oxyde de manganèse et sont associées à un électrolyte alcalin.

B. Batterie au nickel-cadmium : il s'agit d'une batterie rechargeable couramment utilisée. Les électrodes sont constituées d'hydroxyde de nickel et de cadmium, des produits toxiques pour l'environnement s'ils sont éliminés de manière incorrecte.

C. Batterie lithium-ion : ce type de batterie est utilisé dans des appareils gourmands en énergie nécessitant un bon rapport puissance/poids, notamment dans les ordinateurs portables et les téléphones portables. Elle est rechargeable, mais relativement chère et peut présenter un risque d'incendie très élevé si elle est endommagée.



5. Présentez la chimie en contexte :

A. Posez une question rhétorique sur la manière dont ces produits chimiques fonctionnent ensemble. Expliquez que la pile que les élèves créeront au cours de cette activité nécessite certains produits chimiques identiques à ceux de la pile d'Alessandro Volta, ils seront simplement présentés sous d'autres formes :

- Un clou galvanisé pour l'anode (« galvanisé » signifie qu'il dispose d'un revêtement en zinc résistant à la rouille). Le zinc présent dans ces clous fournit les électrons de votre pile.
- Un fil de cuivre sera utilisé pour la cathode, qui recevra les électrons.
- Un électrolyte soluble qui se dissociera en **ions** chargés négativement et positivement, appelés **anions** et **cations**. Nous utiliserons du vinaigre en guise d'électrolyte.

B. Évoquez la chimie. Le vinaigre est composé d'eau et d'acide acétique. L'acide acétique se dissocie ou **s'ionise** dans l'eau pour former de l'acétate chargé négativement et des ions hydrogène chargés positivement :

- Écrivez l'équation au tableau :



Lorsqu'un potentiel électrique est appliqué à la solution, les cations de la solution sont attirés vers l'électrode qui possède un surplus d'électrons, tandis que les anions sont attirés vers l'électrode présentant un déficit d'électrons.

Demandez aux élèves de réfléchir à la manière dont ce potentiel électrique est déclenché (catalysé).

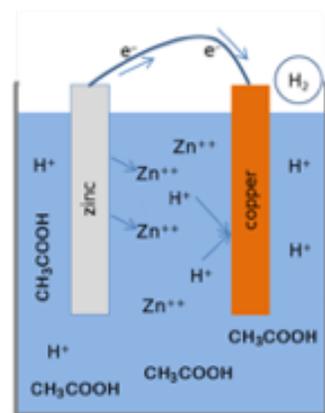
C. Demandez aux élèves d'examiner attentivement leur pile et évoquez avec eux les deux processus chimiques clés à l'œuvre dans cette expérience : **l'oxydation** et la **réduction**.

Lorsque la cellule de la pile fonctionne, le zinc métallique se dissout dans l'électrolyte acide sous forme d'ions chargés (Zn^{2+}) et de deux électrons chargés négativement (e^-) sur le zinc métallique. Le processus de perte d'électrons est appelé oxydation, on dit que le zinc est oxydé.

- Écrivez l'équation au tableau :



Ces deux électrons chargés négativement basculent sur le cuivre où ils attirent des ions d'hydrogène chargés positivement (H^+) et s'y associent au niveau de sa surface pour former une molécule d'hydrogène neutre (H_2). Ce processus de gain d'électrons est appelé réduction, on dit que l'hydrogène est réduit.



« La coupe transversale d'une cellule en cuivre/zinc avec un électrolyte d'acide sulfurique » par Easchiff est sous licence CC BY SA 3.0

- Écrivez l'équation au tableau :



D. Rappelez aux élèves que les ions d'hydrogène sont fournis par l'électrolyte acide. Ainsi, l'électrolyte acide neutralise le déséquilibre de charge causé par les électrons négatifs lors de leur transfert du zinc au cuivre. Cela permet aux électrons de circuler en continu pendant que la réaction se poursuit, jusqu'à ce que les produits chimiques soient entièrement épuisés.

La réaction dans son ensemble peut être formulée ainsi :



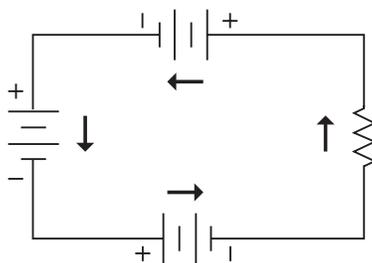
E. Indiquez aux élèves qu'en étant attentifs, ils pourront observer l'hydrogène gazeux faire des bulles sur le fil de cuivre au cours de l'expérience.

6. Présentez la théorie électrique de base :

A. Expliquez aux élèves que la chose à retenir est que le flux de ces électrons produit de l'électricité utilisable qui peut alimenter les appareils électriques qu'on leur soumet.

B. Dites aux élèves qu'ils peuvent également modifier le courant électrique en fonction de leurs besoins. Par exemple, nous pourrions avoir besoin d'alimenter un appareil nécessitant une tension plus élevée. Nous pourrions y parvenir en connectant les cellules électrochimiques individuelles en **série** pour créer une pile offrant une **tension** plus élevée. Dans ce cas, la tension totale correspond à la somme des tensions de chaque cellule.

- Reportez-vous au schéma de câblage (Illustration 3) dans le guide d'activité de l'élève : observez la manière dont les trois cellules sont connectées du négatif au positif.

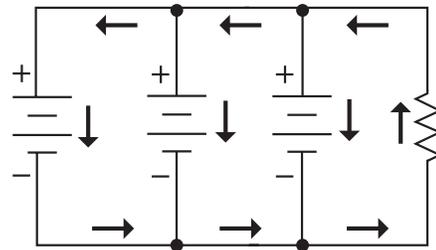


Centre d'éducation
scientifique du
Smithsonian

C. Proposez aux élèves d'utiliser une source d'énergie plus durable. Pour ce faire, nous pouvons connecter les cellules électrochimiques ensemble **en parallèle** afin d'obtenir la tension d'origine grâce à une fraction de l'énergie stockée de chaque cellule, pour une puissance qui dure plus longtemps.

CONSEIL PÉDAGOGIQUE : veillez à fournir une explication logique aux élèves : en ajoutant des cellules supplémentaires en parallèle, nous avons réparti la demande électrique sur un plus grand nombre de cellules, ce qui épuise chaque cellule plus lentement.

- Reportez-vous au schéma de câblage (Illustration 4) dans le guide d'activité de l'étudiant : Notez la façon dont les cellules sont connectées par leurs bornes identiques, c'est-à-dire positif contre positif et négatif contre négatif.



Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

D. Présentez la loi d'Ohm en insistant sur le fait que lorsque les électrons traversent un matériau (même un fil), ils rencontrent une **résistance**. La résistance varie selon les matériaux. Certains matériaux, tels que le cuivre, offrent une très faible résistance, ce qui en fait de parfaits **conducteurs**. Expliquez aux élèves que la relation entre le courant électrique (mesuré en ampères ou I), la tension (mesurée en volts ou V) et la résistance d'un circuit (mesurée en ohms ou « Ω » ou R) est exprimée par la loi d'Ohm.

E. Écrivez l'équation au tableau : $V = I R$

- Écrivez un exemple au tableau : $0,3 \text{ A} = 3,0 \text{ V} / 10 \Omega$

Expliquez qu'il s'agit d'un exemple théorique de LED connectée à la pile : 0,3 ampère de courant à 3 volts avec une résistance de 10 ohms. Les élèves vont bientôt comprendre le rapport avec leur circuit.

7. Expliquez comment utiliser correctement le multimètre électrique. L'activité nécessite que le formateur montre l'utilisation d'un multimètre électrique standard. Les élèves doivent comprendre comment connecter les sondes du multimètre, allumer le multimètre et régler le multimètre pour tester la tension en courant continu. Les fonctions supplémentaires permettant de tester le courant en courant continu et la continuité de circuit sont utiles, mais non nécessaires. Vous trouverez des informations utiles sur l'utilisation d'un multimètre sur la page <https://www.sciencebuddies.org/science-fair-projects/references/how-to-use-a-multimeter>.

8. (Re)présentez l'activité. Expliquez aux élèves que la pile qu'ils vont créer au cours de cette activité est très similaire à celle d'Alessandro Volta. Elle nécessite un clou galvanisé pour l'anode en zinc, un fil en guise de cathode en cuivre et du vinaigre blanc (acide acétique) et de l'eau comme électrolytes. Ils assembleront les composants dans chaque cube d'un bac à glaçons, chacun représentant une cellule électrochimique individuelle. Comme nous l'avons vu précédemment, chaque cellule peut être considérée comme une pile individuelle. Une fois reliées en série, elles peuvent produire une tension plus élevée.

A. Demandez aux élèves de commencer l'activité en suivant les instructions du guide d'activité de l'élève.

Discussion après l'activité :

1. Décrivez les différentes parties de votre pile et expliquez le chemin suivi par le courant électrique.

La pile se compose d'une anode (clou en zinc), d'une cathode (fil de cuivre) et d'un électrolyte (acide acétique). Le parcours du flux d'électrons va du pôle négatif au pôle positif (du zinc au cuivre). Toutefois, on considère par convention que l'électricité est positive et qu'elle circule du pôle positif au pôle négatif.

2. Quel électrolyte a fourni la tension la plus élevée dans votre pile ? Pourquoi ?

Vinaigre. L'acide acétique en solution se dissocie pour fournir une quantité importante d'ions chargés (CH_3COO^- et H^+). En raison de ses solides liaisons hydrogène, l'eau ne contient qu'une petite quantité d'ions dissociés (H_3O^+ et OH^- ou d'autres ions en raison de la présence d'impuretés), ce qui en fait un électrolyte faible.

3. Comment la masse des électrodes en zinc devrait-elle évoluer lorsque votre pile est utilisée ? À quoi ce phénomène est-il dû ?

La masse du clou en zinc diminue à mesure que la pile est utilisée et que des ions de zinc sont transférés dans l'électrolyte sous l'effet de l'oxydation. C'est pourquoi les piles ne peuvent être utilisées que pendant une certaine durée.

4. Comment la tension de votre pile se modifie-t-elle lorsque des cellules électrochimiques supplémentaires sont ajoutées en série ? Quel effet cela a-t-il sur la luminosité de la LED ?

La tension de la pile augmente car elle est la somme directe des tensions de chacune des cellules individuelles. La LED brille plus fort lorsque la tension est plus élevée, et finit par griller à sa tension nominale maximale.

5. Comment se modifierait la tension de votre pile si huit cellules électrochimiques supplémentaires étaient ajoutées en parallèle ? Quels effets cela aurait-il sur la longévité de la LED ?

La tension de sortie reste inchangée, mais l'énergie stockée disponible augmente (presque du double), fournissant ainsi de la lumière sur une plus longue durée. L'intensité de la LED reste inchangée.

6. En utilisant la loi d'Ohm, calculez le nombre d'ampères que votre pile au vinaigre pourrait théoriquement fournir à un appareil dont la valeur de résistance serait de 10 ohms. Reportez-vous aux résultats de votre activité pour connaître la tension.

$$V = IR, \text{ donc } V/R = I$$

LISTE DE VÉRIFICATION DE L'ANIMATEUR :

AIDE-MÉMOIRE . .

- Lire Spark WiSTEM2D. Ce document est essentiel pour tous les bénévoles désirant travailler avec de jeunes personnes. Il définit les principes et la philosophie de STEM²D et fournit des stratégies et des conseils fondés sur la recherche pour dialoguer et interagir avec des élèves de sexe féminin. Télécharger le document en allant sur www.STEM2D.org.
- Visiter le site où se déroulera l'activité et observer les élèves. (Facultatif) En cas de visite, noter les points suivants :
 - Comment le site encourage-t-il une participation disciplinée ? Par exemple, les élèves lèvent-ils la main pour répondre à une question ou pour intervenir pendant les discussions ? Comment les interruptions sont-elles gérées ? Envisagez-vous des problèmes potentiels dans la gestion d'une classe de jeunes élèves ?
 - Quelles sont les méthodes du site pour donner à chaque élève l'impression qu'il est important et pour le mettre à l'aise ?
 - Comment est organisée la pièce ? Avez-vous besoin de déplacer les bureaux, les chaises pour une certaine partie de votre présentation ?
 - Comment pouvez-vous établir un rapport avec le représentant du site pendant votre présentation ?
- Rencontrer le représentant du site et finaliser les aspects logistiques.
 - Confirmer la date, l'heure et l'emplacement de l'activité.
 - Confirmer le nombre d'élèves. Connaître ces éléments vous aidera à décider comment répartir les élèves en groupe ainsi que le matériel approprié à acheter.
- Recruter des bénévoles supplémentaires le cas échéant.
- Préparer l'activité :
 - Avez-vous lu tout le texte de l'activité avant de l'exécuter ?
 - Avez-vous, si nécessaire, personnalisé l'activité, afin de tenir compte de vos antécédents et de vos expériences, ainsi que des normes culturelles et de la langue des élèves ?
 - Avez-vous rempli le formulaire Mon Parcours, qui vous aidera à vous préparer à parler aux élèves de votre parcours éducatif et professionnel ?
 - S'il est nécessaire de répartir les élèves en équipes pour cette activité, demandez au professeur de le faire à l'avance.
- Répéter votre présentation, y compris les diverses activités pratiques et de réflexion. Veuillez :
 - Effectuer l'activité ; vérifier que vous pouvez, si nécessaire, expliquer les concepts aux élèves, et que vous connaissez les bonnes réponses.
- Obtenir le matériel nécessaire (voir les sections Matériel et Budget pour le matériel) et, si indiqué dans la section Préparation, photocopier les livrets de l'élève et les feuilles de test des matériaux. En outre :
 - Organiser le matériel pour que chaque équipe ait à sa disposition tous les articles répertoriés dans la section Matériel. N'oubliez pas que certains articles sont partagés entre les équipes.
- Préparer l'espace. En particulier :
 - Les tables et les chaises doivent être disposées de façon à accueillir des groupes d'élèves.
 - Apporter un appareil photo, le cas échéant, pour prendre des photos.
- Obtenir et récupérer, le cas échéant, les autorisations et les formulaires de publication de photos nécessaires pour l'activité.
- Amusez-vous bien !

Formulaire Mon parcours

Ce formulaire aide les bénévoles qui animent les activités à se préparer à évoquer leurs centres d'intérêt, leur parcours et leur carrière dans les domaines de **STEM²D**.

PRÉSENTATION

Nom : _____

Occupation : _____

Entreprise : _____

Quand/pourquoi vous êtes-vous intéressé aux disciplines STEM²D ? _____

Quels sont les bénéfices que vous souhaitez voir les jeunes personnes, en particulier les filles, tirer de cette activité ? _____

FAIT INTÉRESSANT

Parlez un peu de vous. Suggestions :

- o Racontez un souvenir d'enfance que vous associez à l'éveil de votre intérêt pour les STEM.
- o Parlez de votre parcours, de ce que vous avez essayé, de ce que vous avez appris, des étapes que vous avez franchies vers la réussite, etc.
- o Les échecs sont également utiles à évoquer : difficultés et/ou problèmes et comment vous les avez surmontés.

ÉTUDES ET CARRIÈRE PROFESSIONNELLE

Parmi les sujets que vous avez étudiés à l'école secondaire et les cours suivis à l'université, quels sont ceux qui vous ont le plus aidé ou le plus intéressé ?

Comment avez-vous su que vous souhaitiez faire une carrière STEM²D ?

Quel a été votre parcours universitaire, y compris l'établissement que vous avez fréquenté et le diplôme que vous avez obtenu ? *Si vous avez changé de discipline, expliquez-en les motifs aux élèves.*

Décrivez votre travail actuel. *N'oubliez pas d'expliquer comment vous utilisez les disciplines STEM²D lors d'une journée de travail typique.*

FEUILLE D'ACTIVITÉ DE L'ÉLÈVE

VERSION DE L'ENSEIGNANT :

Instructions pour l'élève :

Attention : les extrémités des fils de cuivre sont coupantes.

1. Enveloppez un fil de cuivre (cathode) autour de la partie médiane d'un clou recouvert de zinc (anode). Placez le clou dans le premier cube (cellule) du bac à glace et l'extrémité libre du fil de cuivre dans le cube adjacent.



Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

2. Répétez l'étape 1 de sorte que huit cubes soient reliés ensemble en série, avec une forme en U. Assurez-vous qu'aucun fil de cuivre n'est en contact direct avec un clou dans la même cellule car cela provoquerait un court-circuit.
3. Versez du vinaigre dans chacun des huit cubes en les remplissant quasiment à ras bord. Vérifiez que tous les clous et fils adjacents sont immergés.

CONSEIL PÉDAGOGIQUE :

La tension produite aux étapes 4 et 8 doit être d'environ 3 à 6 V. Toutefois, le courant de sortie sera faible et peut varier en raison de la surface de contact entre les électrodes et le volume d'électrolyte. La précision et l'uniformité devraient être encouragées.



Centre d'éducation scientifique du
Smithsonian

4. Utilisez votre multimètre pour comparer la tension produite par des cellules individuelles (cubes) avec celle produite globalement par toutes les cellules. Pour ce faire, immergez la sonde rouge dans la première cellule et la sonde noire dans chacune des autres cellules jusqu'à la dernière, comme illustré. Notez la tension totale sur la feuille de travail.
5. Connectez les premier et dernier cubes en plaçant une diode électroluminescente (LED) entre eux (une extrémité immergée dans chaque cellule) pour montrer l'électricité produite. Inversez la LED si elle ne s'allume pas.

6. Retirez tous les clous préparés, rincez-les et placez-les dans les huit cubes inutilisés du côté opposé du bac à glace. Le dispositif devrait ressembler à celui des étapes 1 et 2.
7. Remplissez chacun de ces nouveaux cubes presque à ras bord d'eau du robinet.
8. Testez la tension produite comme à l'étape 4 et notez le résultat. Connectez les premier et dernier cubes en plaçant une LED entre eux pour montrer l'électricité produite.

**CONSEIL
PÉDAGOGIQUE :**

Il est possible que les élèves obtiennent des nombres négatifs sur leur multimètre. Ceci est dû à une polarité incorrecte et peut être corrigé en inversant les sondes. De même, les LED standards sont unidirectionnelles (le fil long indique sa borne positive). Si une LED ne s'allume pas, inversez simplement sa position.

VOCABULAIRE :

ANODE : électrode chargée positivement par laquelle les électrons quittent un appareil électrique

CATHODE : électrode chargée négativement par laquelle les électrons entrent dans un appareil électrique

CELLULE ÉLECTROCHIMIQUE : dispositif capable de générer de l'énergie électrique à partir de réactions chimiques ou d'utiliser de l'énergie électrique pour provoquer des réactions chimiques

CIRCUIT EN PARALLÈLE : circuit fermé dans lequel le courant se divise en deux ou plusieurs chemins avant de se rassembler à nouveau pour terminer le circuit

CIRCUIT EN SÉRIE : circuit fermé dans lequel le courant suit un seul chemin

CONDUCTEUR (ÉLECTRIQUE) : type de matériau (par exemple, un fil de cuivre) qui permet la circulation d'un courant électrique

COURANT (ÉLECTRIQUE) : flux de charge électrique, souvent transporté par le déplacement d'électrons dans un fil ou d'ions dans un électrolyte

COURT-CIRCUIT : circuit électrique qui permet à un courant de circuler le long d'un chemin de manière involontaire sans ou avec une impédance électrique très faible, ce qui génère une quantité excessive de courant circulant dans le circuit

DENSITÉ ÉNERGÉTIQUE : quantité d'énergie stockée par unité de masse ou de volume

ÉLECTRODE : conducteur par lequel l'électricité pénètre ou quitte un matériau

ÉLECTROLYTE : substance qui produit une solution conductrice d'électricité

ÉLECTRON : particule subatomique avec une charge négative ; il s'agit du principal transporteur d'électricité des solides

ION : atome ou molécule chargé électriquement suite à la perte ou au gain d'un ou de plusieurs électrons

OXYDO-RÉDUCTION : type de réaction chimique qui implique un transfert d'électrons entre deux espèces ; l'oxydation indique la perte d'électrons ou une augmentation de l'état d'oxydation, tandis que la réduction indique un gain d'électrons ou une diminution de l'oxydation

RÉSISTANCE (ÉLECTRIQUE) : mesure quantitative de l'opposition d'un matériau au flux de courant électrique

TENSION : mesure quantitative de la différence de potentiel de charge entre deux points dans un champ électrique

CONCEVOIR DES PILES

GUIDE D'ACTIVITÉ DE L'ÉLÈVE



Smithsonian
Science Education Center

Johnson & Johnson

VOTRE TÂCHE D'INGÉNIERIE...

Les chimistes et les concepteurs de batteries/piles sont constamment mis au défi de concevoir des produits sûrs, durables et respectueux de l'environnement pour répondre aux besoins énergétiques de la société. Souvent, les concepteurs doivent faire certains compromis pour atteindre cet objectif. Votre tâche consiste à assembler une pile capable de fournir de l'électricité utilisable en vous servant uniquement d'articles ménagers courants. Vous testerez ensuite votre modèle à l'aide d'un multimètre et démontrerez son fonctionnement en utilisant l'énergie produite pour allumer une ou plusieurs sources lumineuses.



Critères (objectifs) :

- Votre pile doit produire de l'électricité ayant une tension d'au moins 3 volts.
- Votre pile doit permettre d'allumer au moins une diode électroluminescente (LED).

Contraintes (limites)

- Votre pile ne doit utiliser que les matériaux domestiques courants fournis par le formateur.

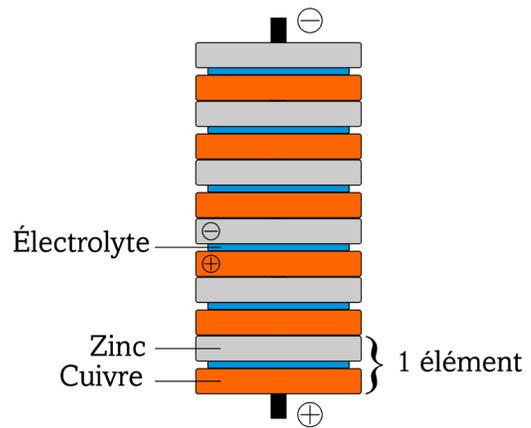
CONTEXTE

Le type de pile que vous produirez n'est pas très différent de la première pile inventée par le physicien italien Alessandro Volta en 1799. Le fonctionnement d'une pile repose sur un ensemble de réactions chimiques connues sous le nom d'**oxydoréduction**, où une anode chargée positivement et une **cathode** chargée négativement sont assemblées dans un **électrolyte** pour former une **cellule électrochimique**. Chacune de ces cellules peut être considérée comme une pile individuelle connectée à une autre en série. Dans la pile de Volta, une **série** de disques en zinc et en cuivre empilés formaient l'anode et la cathode, respectivement, séparées par des entretoises en carton ou en feutre imbibées d'eau salée en guise d'électrolyte.



Ci-dessus : Pile voltaïque (batterie) d'Alessandro Volta exposée dans le Tempio Voltiano (le temple Volta) près de la maison d'Alessandro Volta à Côme, en Italie À droite : un schéma de la pile voltaïque (Source :

Les batteries et piles modernes utilisent différents produits chimiques pour produire leurs réactions. Lorsqu'ils choisissent les produits chimiques à utiliser, les concepteurs de batteries et de piles doivent souvent trouver un juste équilibre entre plusieurs caractéristiques telles que le poids, la **densité énergétique**, la longévité, la capacité de recharge et d'autres propriétés. Les types de batterie/pile courants sont les suivants :



« La pile voltaïque cuivre-zinc » de Borbrav est sous licence CC BY-SA 3.0

- **Pile alcaline** : il s'agit d'une pile domestique courante. Elle est économique, mais pas rechargeable. Les **électrodes** sont constituées de zinc et d'oxyde de manganèse et sont associées à un électrolyte alcalin.
- **Batterie au plomb** : ce type de batterie est utilisé dans les automobiles en raison de son caractère rechargeable et de sa capacité à gérer des **courants élevés** au démarrage du moteur. Les électrodes sont constituées de plomb et d'oxyde de plomb et sont associées à un électrolyte fortement concentré en acide.
- **Batterie au nickel-cadmium** : il s'agit d'une batterie rechargeable couramment utilisée. Les électrodes sont constituées d'hydroxyde de nickel et de cadmium, des produits toxiques pour l'environnement s'ils sont éliminés de manière incorrecte.
- **Batterie nickel-hydrure métallique** : type de batterie rechargeable plus récent. Bien que moins durable que la batterie au cadmium-nickel, elle s'impose rapidement comme la batterie rechargeable standard en raison de sa moindre toxicité et de sa densité énergétique jusqu'à 40 % supérieure.
- **Batterie lithium-ion** : ce type de batterie est utilisé dans des appareils gourmands en énergie nécessitant un bon rapport puissance/poids, notamment dans les ordinateurs portables et les téléphones portables. Elle est rechargeable, mais relativement chère et peut présenter un risque d'incendie très élevé si elle est endommagée.
- **Batterie argent-zinc** : cette batterie est utilisée dans les engins spatiaux et autres applications aéronautiques en raison de son excellent rapport puissance/poids (et taille). L'utilisation de l'argent en fait un choix coûteux.

LA SCIENCE ET LES MATHÉMATIQUES

Chimie, oxydation et réduction

La pile que vous créez dans cette activité utilise un clou galvanisé (recouvert de zinc) pour l'anode, qui fournira des électrons à une cathode en cuivre constituée d'un simple fil. Le vinaigre domestique (acide acétique) et l'eau sont utilisés à tour de rôle comme électrolytes.

Les électrolytes sont des produits chimiques qui se dissocient en **ions** lorsqu'ils sont dissous dans l'eau ou qui sont pré-conditionnés sous forme de pâte solide. Ils conduisent l'électricité en raison de la mobilité de leurs ions positifs et négatifs appelés cations et anions.

Le vinaigre utilisé dans cette activité est composé d'eau et d'acide acétique. Lorsqu'elles se dissolvent dans l'eau, les molécules d'acide acétique se dissocient (s'ionisent) pour former des ions d'acétate et d'hydrogène en solution :



Sans aucune intervention, une très petite fraction (0,1 millionième) d'une quantité donnée d'eau se désassocie spontanément en hydronium et hydroxyde. Dans la pratique, cependant, l'eau du robinet contient souvent diverses impuretés qui peuvent produire davantage d'ions, ce qui en fait un électrolyte très faible.



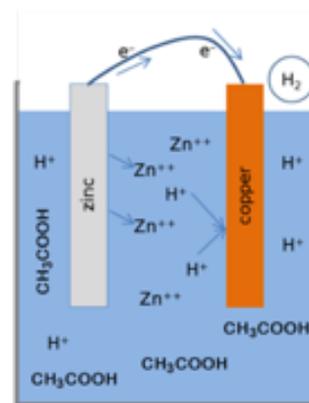
Lorsqu'il est placé dans de l'acide acétique, le zinc métallique se dissout pour former des ions chargés (Zn^{2+}), laissant deux électrons chargés négativement (e^-) dans le zinc. Le processus de perte d'électrons est appelé **oxydation** et on dit que le zinc est oxydé. Cette réaction peut être notée comme suit :



Simultanément, un autre processus chimique se produit par lequel les deux électrons cédés par le zinc se combinent avec des ions hydrogène chargés positivement (H^+) à la surface de la cathode en cuivre pour former une molécule d'hydrogène neutre (H_2). Le processus de gain d'électrons est appelé **réduction** et on dit que l'hydrogène est réduit. Cette réaction peut être notée comme suit :



Rappelez-vous que les ions hydrogène sont fournis par la réaction de l'acide acétique dans l'eau. Ces ions servent à neutraliser le déséquilibre de charge causé par le transfert d'électrons négatifs du zinc au cuivre, permettant à des électrons de circuler continuellement jusqu'à ce que le zinc ou l'hydrogène soit consommé et que la pile/batterie soit déchargée. La réaction de votre pile peut être notée globalement comme suit :



« La coupe transversale d'une cellule en cuivre/zinc avec un électrolyte d'acide sulfurique » par Easchiff est sous licence CC BY SA 3.0

À voir !

Les molécules d'hydrogène formées sur la surface du cuivre peuvent générer des bulles d'hydrogène gazeux.

L'électricité et la loi d'Ohm

Le flux des électrons entre l'anode en zinc et la cathode en cuivre fournit de l'électricité utilisable qui peut être exploitée pour alimenter un appareil connecté entre les deux électrodes. Les électrons peuvent également être transférés vers des cellules électrochimiques supplémentaires câblées **en série** pour fournir une **tension** plus élevée (la somme des tensions cellulaires individuelles) ou **en parallèle**, chaque cellule apportant une fraction de son énergie stockée à une même tension, de manière à assurer une longévité supérieure.

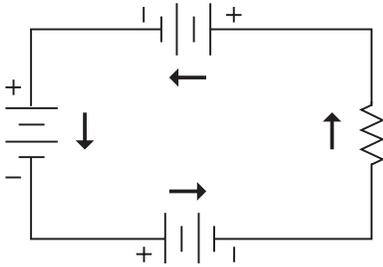


Illustration 3 : circuit en série

Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

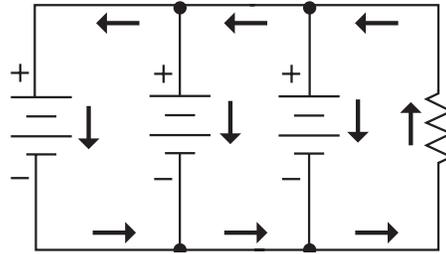


Illustration 4 : circuit en parallèle

Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

Cependant, lorsque les électrons traversent un matériau (même un fil), ils rencontrent une résistance. Cette résistance varie selon la taille et la composition des matériaux. Certains matériaux, tels que le cuivre, offrent une très faible résistance, ce qui en fait d'excellents **conducteurs**. La relation entre le **courant électrique** (mesuré en ampères), la **tension** (mesurée en volts) et la **résistance** d'un circuit (mesurée en ohms ou « Ω ») est exprimée par la loi d'Ohm formulée comme suit :

$$V = I R$$

où V est la tension ou la différence de charge électrique (la différence de potentiel) entre deux points d'un circuit ayant une résistance R. I est égal à la quantité d'électrons (courant) circulant dans le circuit.

Exemple : un exemple idéalisé pour la LED connectée à votre pile peut ressembler à ceci :

$$0,3 \text{ A} = 3 \text{ V} / 10 \Omega \quad \text{ou} \quad 0,3 \text{ ampère d'électricité à 3 volts avec une résistance de 10 ohms.}$$



INSTRUCTIONS POUR L'ACTIVITÉ ET FEUILLE DE TRAVAIL

SÉCURITÉ : l'électrolyte utilisé peut irriter la peau. En cas de contact, se laver les mains avec du savon et de l'eau.

La pile que vous créez dans cette activité utilise un clou galvanisé (recouvert de zinc) comme anode, un fil de cuivre comme cathode, et du vinaigre (acide acétique) et de l'eau comme électrolytes. Les composants sont assemblés sur chaque cube d'un bac à glace, représentant des cellules électrochimiques individuelles.

Instructions étape par étape :

Attention : les extrémités des fils de cuivre sont coupantes.

1. Envelopper un fil de cuivre (cathode) autour de la partie médiane d'un clou recouvert de zinc (anode), en laissant une extrémité libre de 2,5 à 5 cm. Placez le clou dans le premier cube (cellule) du bac à glace et l'extrémité libre du fil de cuivre dans le cube adjacent.



Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

2. Répétez l'étape 1 de sorte que huit cubes soient reliés ensemble en série (positif à négatif), avec une forme en U. Assurez-vous qu'aucun fil de cuivre n'est en contact direct avec un clou dans la même cellule car cela provoquerait un court-circuit.



Centre d'éducation scientifique
du Smithsonian

3. Versez du vinaigre dans chacun des huit cubes en les remplissant quasiment à ras bord. Vérifiez que tous les clous et fils adjacents sont immergés.

4. Utilisez votre multimètre pour comparer la tension produite par des cellules individuelles avec celle produite globalement par toutes les cellules. Pour ce faire, immergez la sonde rouge dans la première cellule et la sonde noire dans chacune des autres cellules jusqu'à la dernière, comme illustré. Notez la tension totale sur la feuille de travail.

5. Connectez les premier et dernier cubes en plaçant une diode électroluminescente (LED) entre eux (une extrémité immergée dans chaque cellule) pour montrer l'électricité produite. Inversez la LED si elle ne s'allume pas.
6. Retirez tous les clous préparés, rincez-les et placez-les dans les huit cubes inutilisés du côté opposé du bac à glace. Le dispositif devrait ressembler à celui des étapes 1 et 2.
7. Remplissez chacun de ces nouveaux cubes presque à ras bord d'eau du robinet.
8. Testez la tension produite comme à l'étape 4 et notez le résultat. Connectez les premier et dernier cubes en plaçant une LED entre eux pour **montrer l'électricité produite**.

Résultats de l'expérience :

Électrolyte utilisé :	Nombre de cellules :	Tension produite :	Luminosité de la LED :
Vinaigre (acide acétique)			
Eau du robinet			

Discussion :

1. Décrivez les différentes parties de votre pile et expliquez le chemin suivi par le courant électrique.
2. Quel électrolyte a fourni la tension la plus élevée dans votre pile ? Pourquoi ?

3. Comment la masse des cathodes en zinc devrait-elle évoluer lorsque votre pile est utilisée ? À quoi ce phénomène est-il dû ?

4. Comment la tension de votre pile se modifie-t-elle lorsque des cellules électrochimiques supplémentaires sont ajoutées en série ? Quel effet cela a-t-il sur la luminosité de la LED ?

5. Comment se modifierait la tension de votre pile si huit cellules électrochimiques supplémentaires étaient ajoutées en parallèle ? Quels effets cela aurait-il sur la longévité de la LED ?

6. En utilisant la loi d'Ohm, calculez le nombre d'ampères que votre pile au vinaigre pourrait théoriquement fournir à un appareil dont la valeur de résistance serait de 10 ohms. Reportez-vous aux résultats de votre activité pour connaître la tension.

VOCABULAIRE :

ANODE : électrode chargée positivement par laquelle les électrons quittent un appareil électrique

CATHODE : électrode chargée négativement par laquelle les électrons entrent dans un appareil électrique

CELLULE ÉLECTROCHIMIQUE : dispositif capable de générer de l'énergie électrique à partir de réactions chimiques ou d'utiliser de l'énergie électrique pour provoquer des réactions chimiques

CIRCUIT EN PARALLÈLE : circuit fermé dans lequel le courant se divise en deux ou plusieurs chemins avant de se rassembler à nouveau pour terminer le circuit

CIRCUIT EN SÉRIE : circuit fermé dans lequel le courant suit un seul chemin

CONDUCTEUR (ÉLECTRIQUE) : type de matériau (par exemple, un fil de cuivre) qui permet la circulation d'un courant électrique

COURANT (ÉLECTRIQUE) : flux de charge électrique, souvent transporté par le déplacement d'électrons dans un fil ou d'ions dans un électrolyte

COURT-CIRCUIT : circuit électrique qui permet à un courant de circuler le long d'un chemin de manière involontaire sans ou avec une impédance électrique très faible, ce qui génère une quantité excessive de courant circulant dans le circuit

DENSITÉ ÉNERGÉTIQUE : quantité d'énergie stockée par unité de masse ou de volume

ÉLECTRODE : conducteur par lequel l'électricité pénètre ou quitte un matériau

ÉLECTROLYTE : substance qui produit une solution conductrice d'électricité

ÉLECTRON : particule subatomique avec une charge négative ; il s'agit du principal transporteur d'électricité des solides

ION : atome ou molécule chargé électriquement suite à la perte ou au gain d'un ou de plusieurs électrons

OXYDO-RÉDUCTION : type de réaction chimique qui implique un transfert d'électrons entre deux espèces ; l'oxydation indique la perte d'électrons ou une augmentation de l'état d'oxydation, tandis que la réduction indique un gain d'électrons ou une diminution de l'oxydation

RÉSISTANCE (ÉLECTRIQUE) : mesure quantitative de l'opposition d'un matériau au flux de courant électrique

TENSION : mesure quantitative de la différence de potentiel de charge entre deux points dans un champ électrique





Smithsonian
Science Education Center

Johnson & Johnson