

Sommaire

Séquence 6

Les piles électriques et l'énergie chimique

- Séance 1** Comment Volta a-t-il inventé la première pile électrique ?
- Séance 2** Fabriquons et utilisons une pile de Volta
- 1- Fabriquons la pile
 - 2- Utilisons la pile
 - 3- Améliorons la pile
- Séance 3** D'où provient l'énergie électrique fournie par une pile ?
- 1- Comparons une pile neuve et une pile usagée
 - 2- D'où provient l'énergie électrique fournie par une pile ?
 - 3- La réaction chimique dans une pile produit-elle d'autres formes d'énergie que de l'énergie électrique ?
- Séance 4** Quels sont les différents types de piles et d'accumulateurs que l'on trouve dans le commerce ? (première partie)
- 1- Des piles de différentes formes et de différentes tailles
 - 2- Des piles de différentes technologies
- Séance 5** Quels sont les différents types de piles et d'accumulateurs que l'on trouve dans le commerce ? (deuxième partie)
- 1- Un autre type de piles : les « piles à combustible »
 - 2- Le recyclage des piles et des accumulateurs

Séance 1

Comment Volta a-t-il inventé la première pile électrique ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà

Dans le commerce, il existe différents **types** de piles : alcalines, salines... et il y a des piles de toutes **formes** et de toutes **tailles** (Fig. 61.1).



Fig. f61.1

Différents types de piles

En classe de quatrième, tu as appris le nom de l'inventeur de la pile électrique : **Alessandro Volta**.

Ce que je vais apprendre dans cette séance

Comment Volta a-t-il inventé la pile électrique ? À-t-il travaillé tout seul ? Et pourquoi le mot « pile » a-t-il été donné à cette invention ?

Dans cette séance, tu vas découvrir les réponses à ces questions, et à quelques autres concernant l'invention de la pile électrique.

B Je découvre**Étude de document**

Lis attentivement les trois documents qui suivent et réponds aux questions de l'exercice 1 ci-après.

L'invention de la pile électrique

Document 1 : Avant la pile

Bien avant l'invention de la pile électrique, il existait déjà des machines capables de produire des étincelles et d'électriser les corps.

Ces machines étaient appelées « machines électrostatiques », et l'une d'entre elles est représentée sur la figure f61.2.

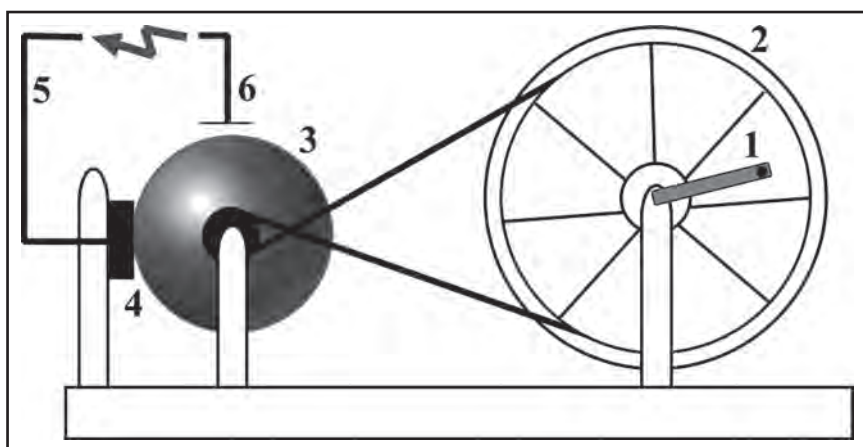


Fig. f61.2

Une machine électrostatique

La manivelle (1) fait tourner la roue (2), qui entraîne la boule de verre (3). Cette dernière, en frottant sur le cuir (4), se charge d'électricité statique. La pièce (6) se charge à son tour, puis lorsque assez d'électricité est accumulée, une étincelle jaillit et la machine se décharge brutalement.

Une étincelle, c'est un courant électrique qui jaillit pendant un temps **très bref**. Ce que voulaient maintenant obtenir les physiciens, c'était un **courant électrique de longue durée**.

Document 2 : Les travaux de Galvani

Alessandro Volta n'aurait pas pu inventer la pile électrique, à la fin du XVIII^e siècle, sans les travaux d'un autre savant italien, Luigi Galvani.

Ce dernier est professeur d'anatomie : son travail consiste à observer et à dessiner les organes des êtres vivants. Par exemple des grenouilles ; et c'est justement en travaillant sur les batraciens qu'il remarque, en 1786, un phénomène fort curieux (figure f61.3) : si l'on touche le muscle de la cuisse à un endroit avec une tige de cuivre (1), et à un autre endroit avec une tige de fer (2), le muscle se contracte brutalement.

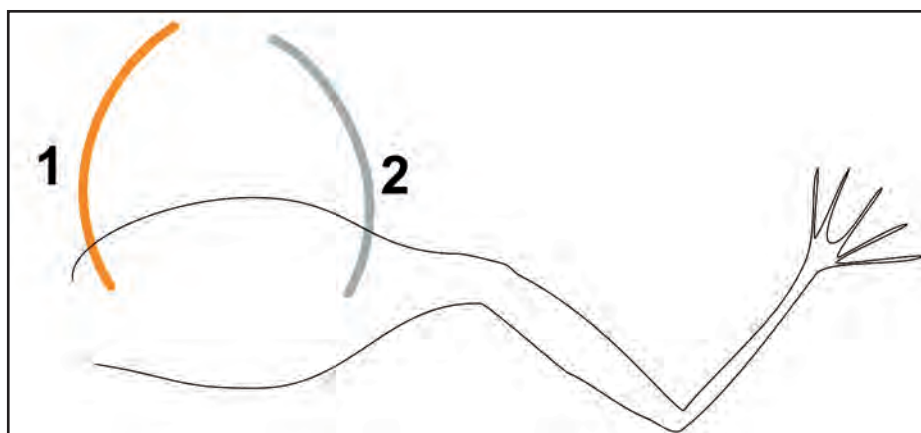


Fig. f61.3

L'expérience de Galvani

Galvani en conclut que les muscles des grenouilles contiennent de l'électricité, qu'il appelle « électricité animale ».

Document 3 : L'invention de Volta

Alessandro Volta est professeur de physique, et travaille notamment sur la mesure de l'électricité. En 1792, il s'intéresse aux expériences de Galvani. Il constate que le phénomène n'est pas limité aux grenouilles : par exemple, si l'on touche le dessus et le dessous de sa propre langue avec les tiges de fer et de cuivre, on ressent un picotement et un goût acide ! Et il conclut : l'électricité n'est créée ni par le muscle de la grenouille ni par la langue de l'être humain, mais par le cuivre et le fer, à condition toutefois que ces deux métaux soient reliés par un milieu humide (un muscle, la langue...), et donc conducteur.

Volta décide alors de construire un générateur d'électricité au moyen de deux plaques métalliques séparées par un carton d'eau salée. Comme le fer présente l'inconvénient de rouiller, il essaie d'autres métaux. Finalement, il décide d'utiliser une plaque de cuivre et une plaque de zinc. Et il lui vient alors une idée : pour augmenter la tension du générateur, pourquoi ne pas essayer de placer plusieurs alternances [cuivre / carton / zinc] les unes à la suite des autres ? L'essai s'avère concluant, et en 1800, Volta construit (figure f61.4) un empilement de rondelles de cuivre (1) et de zinc (3), séparées par des cartons imbibés d'eau salée (2) : cet empilement est aussitôt baptisé « pile » !

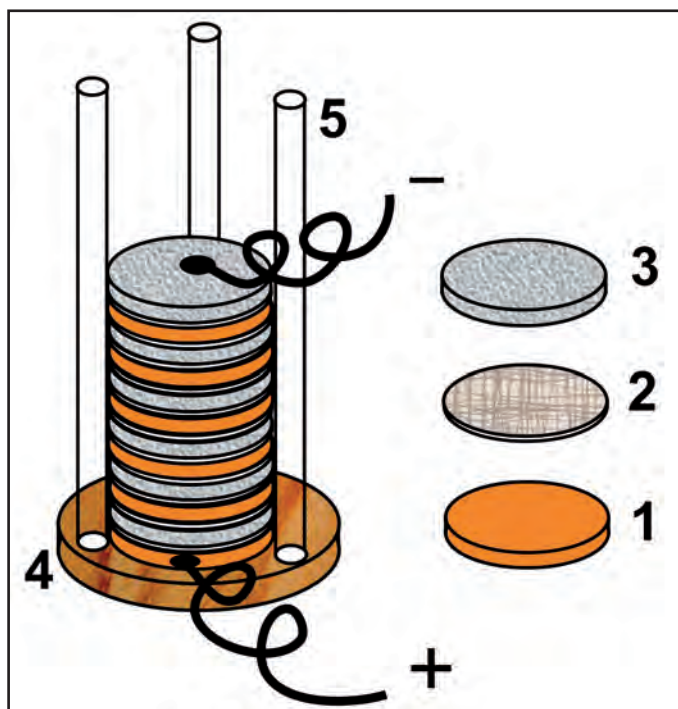


Fig. f61.4
Une pile de Volta

La pile construite par Volta est effectivement capable de fournir un courant électrique de longue durée. Le savant italien en fait la démonstration à l'Académie des sciences de Paris, en présence de Napoléon. Volta montre à ce dernier que si l'on touche avec la langue les deux bornes de la pile, on ressent un picotement intense, désagréable et qui dure tout le temps du contact. L'Empereur, très impressionné, lui accorde une médaille d'or et une somme d'argent, et le nomme sénateur.

Exercice 1

Réponds aux questions :

1- Questions dont les réponses sont à chercher dans le texte ci-dessus :

a) Quelle est la principale différence entre une machine électrostatique et une pile ?

.....

.....

b) Quelle erreur d'interprétation Galvani a-t-il commise en expliquant la contraction du muscle de grenouille ?

.....

.....

c) Quelle est l'explication correcte de la contraction du muscle de grenouille, donnée par Volta ?

.....

.....

d) D'où vient le mot « pile » ?

.....

.....

e) Quel est le métal qui constitue la borne positive de la pile de Volta ? Quel est celui qui constitue la borne négative ?

.....

.....

f) Sachant que chaque élément [cuivre / carton / zinc] délivre une tension électrique de 0,9 volt, quelle est la tension fournie par la pile de Volta dessinée dans le texte ci-dessus.

.....

.....

2- Questions de réflexion, dont les réponses sont à chercher dans un dictionnaire ou une encyclopédie :

a) Les machines électrostatiques dont on parle au début du texte produisent de l'électricité grâce au frottement (par exemple, sur la figure f61.2, le frottement de la boule de verre sur le morceau de cuir). Cite quelques phénomènes de la vie de tous les jours où un frottement provoque une accumulation d'électricité statique.

.....

.....

b) On dit dans le texte que Volta présente sa pile devant l'Académie des sciences. Qu'est-ce qu'une Académie ?

.....

.....

c) Volta aurait-il pu allumer une lampe à filament avec sa pile (pour répondre, recherche la date de cette invention, due à l'Américain Thomas Edison) ?

.....

.....

Séance 2

Fabriquons et utilisons une pile de Volta

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà _____

On dit qu'une pile est un **générateur électrique**, car elle fournit de **l'énergie électrique**, qui permet de faire fonctionner différents **récepteurs électriques** (lampes, moteurs...).

Au fur et à mesure qu'elle a servi, la tension de la pile baisse : on peut le constater au moyen d'un voltmètre. Au bout d'un certain temps, la pile est usée.

Ce que je vais apprendre dans cette séance _____

Comment réaliser une pile inspirée de celle de Volta ? Où trouver les matériaux nécessaires ? Peut-on faire fonctionner un récepteur électrique avec une telle pile ?

Voilà les sujets que tu vas découvrir dans cette séance.

B Je découvre



Activité expérimentale

Fabriquons la pile

Pour réaliser une pile de Volta, il faut : du **zinc**, du **cuivre** et un **liquide conducteur** (donc un liquide contenant des **ions** : revois à ce sujet la séquence 4). On peut trouver des clous en zinc dans les magasins de bricolage, et un fil électrique est fait de cuivre. Comme liquide conducteur, on peut prendre le jus d'un citron, car celui-ci est acide : il contient donc des ions hydrogène H^+ .

Il suffit donc de planter le clou en zinc et le fil de cuivre dans le citron, et la pile est prête (figure f62.1) :

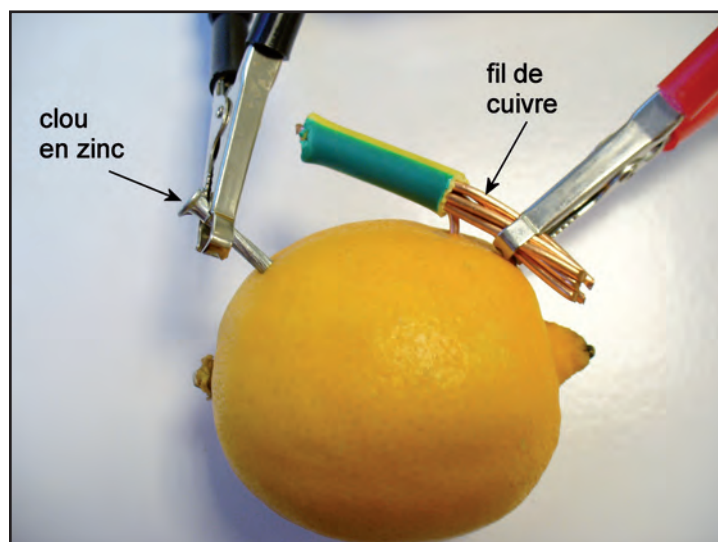


Fig. f62.1
Une pile au citron

Utilisons la pile

Avec un voltmètre

Avec un voltmètre, nous mesurons (figure f62.2) la tension U délivrée par cette pile :
 $U \approx 0,91 \text{ V}$.



Fig. f62.2
La tension aux bornes de la pile au citron

Avec une lampe à filament

Cette tension de 0,91 V semble prometteuse. Mais si l'on essaie d'alimenter une petite lampe à filament de tension nominale 1,2 V, c'est la déception : elle ne s'allume pas du tout !

Un ampèremètre placé dans le circuit (figure f62.3) nous fournit l'explication : l'intensité débitée par une pile au citron est très faible, moins de 1 mA.

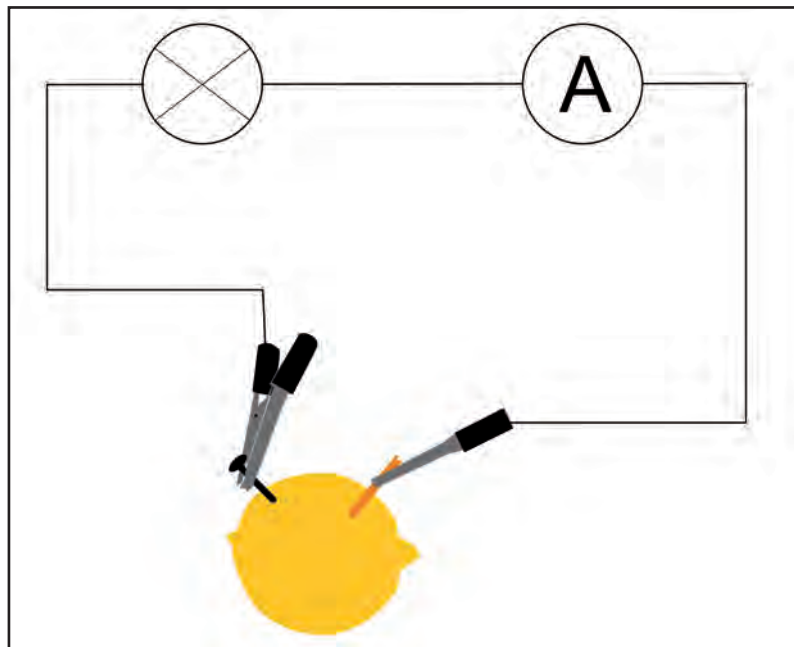


Fig. f62.3

Mesure de l'intensité débitée par la pile au citron

Or les valeurs nominales inscrites sur la lampe sont : 1,2 V – 220 mA. Cela veut dire que la lampe doit être parcourue par un courant d'intensité voisine de 220 mA pour briller correctement. Avec moins de 1 mA débité par la pile au citron, on est loin du compte !

Avec une DEL

Il faut choisir un récepteur moins gourmand en énergie qu'une lampe à filament : nous pouvons donc essayer d'allumer une petite diode électroluminescente (DEL). Nouvelle déception : tout comme la lampe à filament, la DEL ne s'allume pas !

Ce résultat s'explique, là encore, si l'on regarde les caractéristiques nominales fournies par le constructeur de la DEL : 1,6 V – 20 mA (le constructeur précise en outre que sous une tension de 1,6 V il faut une intensité minimale de 8 mA pour que la DEL commence à s'allumer).

Améliorons la pile

Exercice 2

Réponds à cette question de réflexion :

On veut maintenant construire une pile utilisant les mêmes matières de base que celles de la pile au citron (du **cuivre**, du **zinc** et du **jus de citron**) mais **capable d'allumer une DEL**.

Propose des idées pour essayer d'atteindre l'objectif visé, et illustre tes propositions par des schémas explicatifs. N'hésite pas à t'inspirer des travaux de Volta et de sa pile (séance 1).

.....

.....

.....

Handwriting practice area with 25 horizontal dotted lines for text entry.

Séance 3

D'où provient l'énergie électrique fournie par une pile ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Une pile fournit du « courant électrique », de « l'énergie électrique ». Dans cette séance, tu vas découvrir d'où provient cette énergie.

B Je découvre



Activité expérimentale

Comparons une pile neuve et une pile usagée

Retirons le plastique qui entoure une pile cylindrique de type saline, toute **neuve**. La figure f63.1 montre ce que l'on voit :



Fig. f63.1

Une pile saline neuve

Le métal gris que l'on voit est du zinc. C'est un métal utilisé également dans la pile de Volta.

Maintenant, retirons le plastique qui recouvre une pile cylindrique saline **usagée**. La figure f63.2 montre, en gros plan, ce que l'on voit :



Fig. f63.2

Une pile saline usagée (gros plan)

On observe que le zinc est piqué par endroits d'une sorte de poudre blanche, et qu'il est percé d'un trou.

D'où provient l'énergie électrique fournie par une pile ?

On vient de voir que dans une pile usagée le zinc est très abîmé. Une substance blanche s'est formée : les chimistes ont montré que cette substance contient des ions zinc, de formule chimique Zn^{2+} .

Il s'est produit dans la pile une **réaction chimique**, au cours de la quelle des atomes de zinc Zn se sont transformés en ions zinc Zn^{2+} .

Conclusion :

L'énergie électrique libérée par une pile provient d'une réaction chimique entre les matières qui constituent la pile. La consommation des réactifs entraîne l'usure de la pile.

Ce bilan d'énergie est représenté schématiquement sur la figure f63.3. (Remarque : ce bilan est incomplet, il sera amélioré au paragraphe 3).

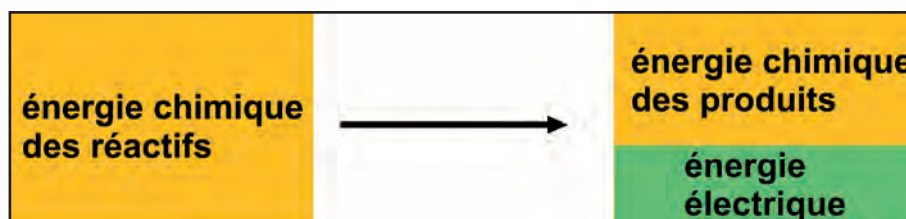


fig. f63.3

Bilan d'énergie d'une pile (bilan incomplet)

Puisque, dans une pile, une partie de l'énergie chimique des réactifs est transformée en énergie chimique, on dit qu'une pile est un « **générateur électrochimique** ».

Remarques :

- Tu te rappelles des définitions concernant une réaction chimique : les « réactifs » sont les substances que l'on fait réagir, les « produits » sont les substances qui se sont formées lors de la réaction.
- Le zinc n'est pas la seule matière consommée dans une pile saline : il y a également consommation d'une substance appelée dioxyde de manganèse, et aussi d'ions hydrogène H^+ . Dans une pile au citron, il y a consommation de zinc et d'ions hydrogène H^+ du citron.

**Activité expérimentale**

La réaction chimique dans une pile produit-elle d'autres formes d'énergie que de l'énergie électrique ?

Expérience

Nous allons faire réagir (figure f63.4a) du zinc avec une solution de sulfate de cuivre. Le zinc est en poudre, et non en morceau, de façon à ce que le contact avec la solution soit maximal (comme pour la réaction entre la poudre de fer et l'acide chlorhydrique, voir la séquence 5). On mesure la température du liquide au moyen d'un thermomètre (un bouchon est placé sur le capteur de température afin de bloquer les échanges de chaleur entre le liquide et l'atmosphère) :

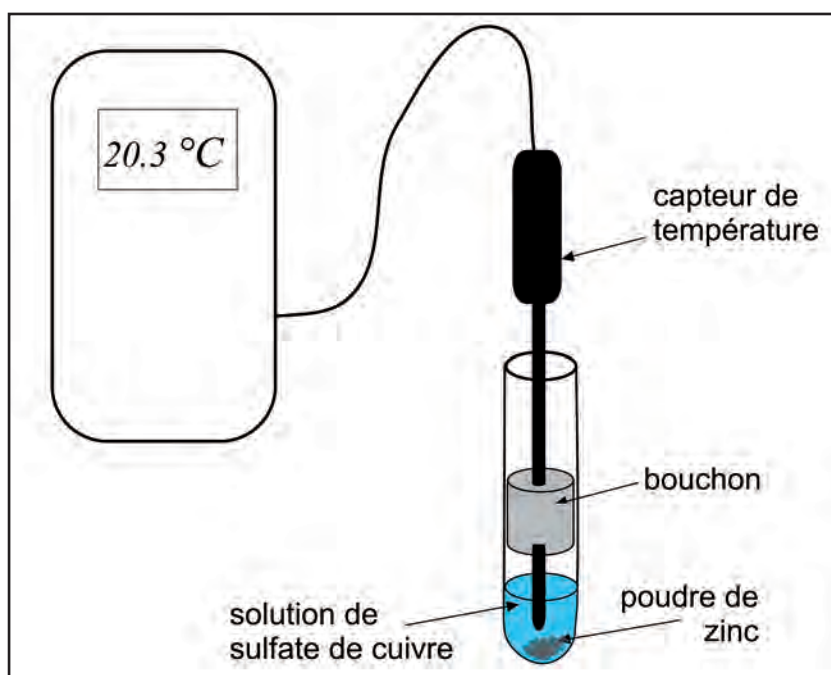


fig. f63.4a

*La transformation chimique entre du zinc et une solution de sulfate de cuivre
(en début de réaction)*

Observations

Au bout de quelques minutes, on observe plusieurs phénomènes (figure f63.4b) :

- 1- la **température s'élève** de plusieurs degrés, dès que la poudre de zinc est versée dans la solution de sulfate de cuivre,
- 2- sur le dessus de la poudre de zinc (c'est-à-dire au contact de la solution), une **couche de couleur rougeâtre** se forme ; cette couche rouge atteint assez vite plusieurs millimètres d'épaisseur.
- 3- la solution de sulfate de cuivre s'**éclaircit** nettement par rapport à sa couleur initiale.

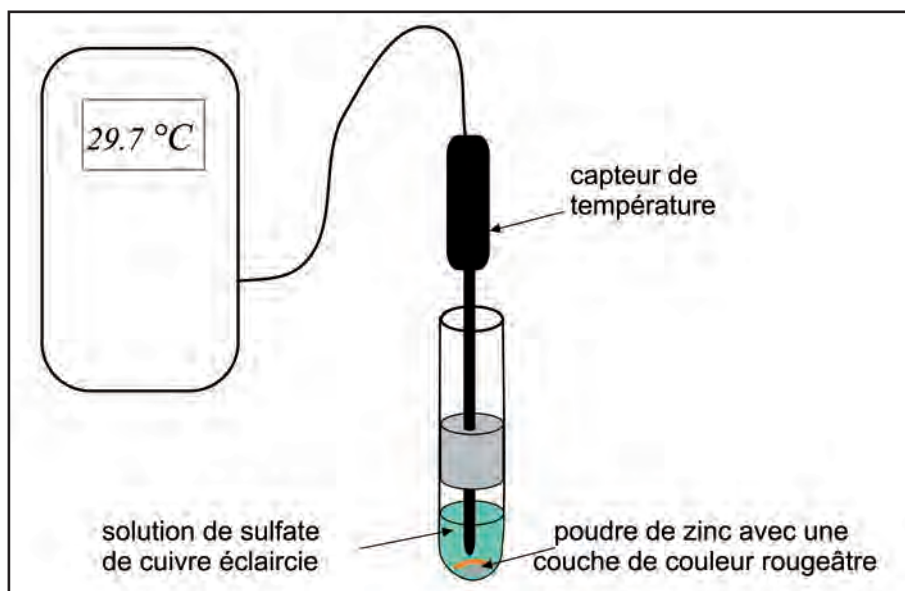


Fig. f63.4b

*La transformation chimique entre du zinc et une solution de sulfate de cuivre
En cours de réaction*

Conclusion

Il s'est produit une réaction chimique entre le zinc et la solution de sulfate de cuivre, et cette réaction chimique a dégagé de la **chaleur**, autrement dit **de l'énergie thermique**.

Dans une pile, il se produit le même phénomène : la réaction chimique qui se déroule dans la pile produit non seulement de l'énergie électrique, mais aussi de l'énergie thermique.

Remarque :

On peut dire que l'énergie thermique ainsi produite est de l'énergie « perdue ». En effet, une pile est utilisée pour donner de l'énergie électrique, pas pour fournir de la chaleur ! Malheureusement cette production de chaleur est inévitable, et elle est d'autant plus forte que la pile débite un courant de forte intensité.

Je retiens

- Tu dois être capable de **décrire** et de **schématiser** (figure f63.4 ci-dessus) l'expérience entre une solution de sulfate de cuivre et de la poudre de zinc.
- Les **espèces chimiques** présentes dans une pile contiennent de **l'énergie chimique**. Lorsque la pile fonctionne, une partie de cette énergie est **convertie** en **énergie électrique** et en **énergie thermique**.
- Ce bilan est résumé sur la figure f63.5

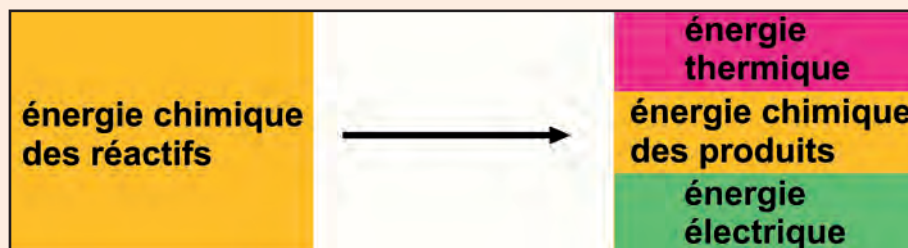


fig. f63.5
Le bilan complet d'énergie d'une pile

Je vérifie mes connaissances

Exercice 3

Coche la case correspondant à la bonne réponse puis vérifie la correction.

	Oui	Non
1- En versant de la poudre de zinc dans une solution de sulfate de cuivre, le nombre d'ions cuivre Cu^{2+} augmente-t-il ?	☐	☐
2- Est-ce qu'il se produit une augmentation de température lorsque l'on verse de la poudre de zinc dans une solution de sulfate de cuivre ?	☐	☐
3- Une pile électrochimique s'arrête-t-elle de fonctionner lorsque l'un des réactifs est totalement consommé ?	☐	☐
4- L'énergie chimique d'une pile électrochimique en fonctionnement augmente-t-elle ?	☐	☐
5- Les réactifs d'une pile électrochimique contiennent-ils de l'énergie électrique ?	☐	☐

Exercice 4

On verse une solution de sulfate de cuivre dans deux béchers **a** et **b**.

Dans le bécher **b**, on ajoute de la poudre de zinc.

On relève la température quelques minutes plus tard dans les deux béchers.

1- Que représente le dépôt rouge au fond du bécher **b** ?

.....

2- La solution dans le bécher **b** s'est décolorée, pourquoi ?

.....

.....

.....

3- Quelle transformation s'est-il produite dans le bécher **b** ?

.....

.....

4- Les températures des deux béchers sont-elles identiques ? Pourquoi ?

.....

.....

.....

5- Quel est le rôle du bécher **a** ?

.....

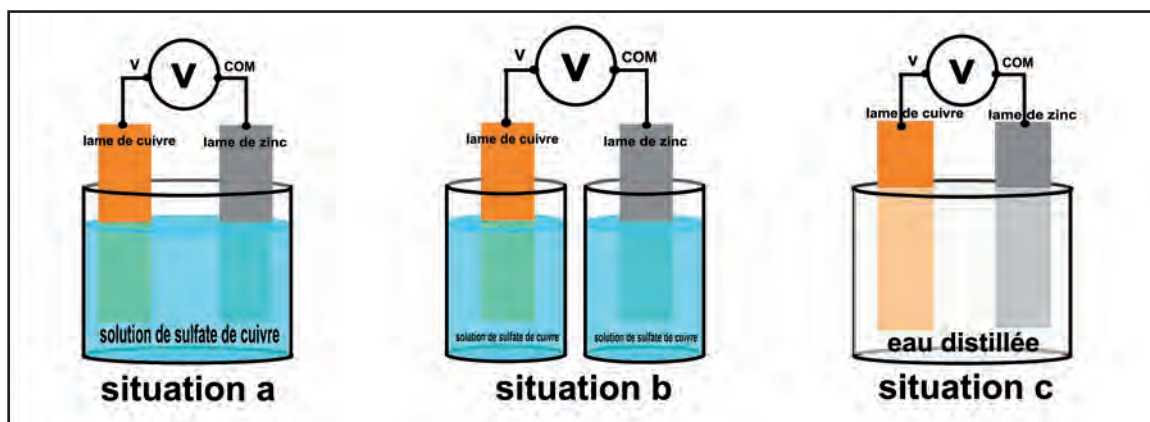
6- Au cours de la transformation chimique, quelle conversion d'énergie a eu lieu ?

.....

Exercice 5

Voici schématisées trois situations proches de celle étudiée dans cette séance.

Pour chacune d'entre elles, commente si la pile peut fournir une tension au voltmètre.



situation a :

.....

.....

.....

situation b :

.....

.....

.....

situation c :

.....

.....

.....

D J'approfondis

Les informations qui suivent ne sont pas au programme de la classe de 3e. Tu n'as donc pas à les apprendre.

À propos de la réaction chimique entre le zinc et la solution de sulfate de cuivre :

- la coloration rougeâtre qui est apparue sur le zinc est due à la formation de cuivre métallique,
- l'éclaircissement de la solution est dû à la disparition d'ions cuivre II (de formule chimique Cu^{2+}) qui se sont transformés en cuivre (de formule Cu).
- l'équation de la réaction chimique entre le zinc et la solution de sulfate de cuivre est :



Séance 4

Quels sont les différents types de piles et d'accumulateurs que l'on trouve dans le commerce ? (première partie)

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà _____

Tu le sais, il existe dans le commerce des piles de toutes **formes** et de toutes **tailles**.

Tu sais aussi qu'il existe différentes technologies : piles **salines**, piles **alcalines**...

Il existe aussi des piles dites « **rechargeables** » : cette expression n'est pas scientifiquement correcte, il faut les appeler des « **accumulateurs** ».

Les « batteries » (de voiture, de caméscope...) sont des types particuliers d'accumulateurs ; souvent, dans la vie courante, on emploie le mot « batterie » comme synonyme « d'accumulateur ».

Enfin, tu sais qu'il ne faut pas jeter les piles et accumulateurs dans la poubelle ordinaire : on les récupère, en vue de les **recycler**.

Ce que je vais apprendre dans cette séance _____

Dans cette séance et dans la suivante, tu vas approfondir tes connaissances concernant les piles et accumulateurs du commerce.

B Je découvre



Étude de document n° 1

Des piles de différentes formes et de différentes tailles

Exercice 6

Réponds aux questions suivantes :

1- Réflexion. Quel est, à ton avis, l'intérêt de disposer de piles de toutes formes et de toutes tailles ?

.....

.....

.....

2- Si tu as un accès à Internet, cherche quel est l'avantage que les piles alcalines ont sur les piles salines ? Sinon regarde le corrigé.

.....

3- Recherche de renseignements sur différentes piles du commerce :

Nom commercial ou commun	Autre nom commercial	Tension (V)	Forme	Dimensions (mm)	Un exemple d'appareil utilisant ce type de piles
AAA	LR3				
AA	LR6				
C	LR14				
D	LR20				
9 volts	6LR61				
plate 4,5 volts	3LR12				

4- Recherche de renseignements sur les piles « boutons » :

Trouve deux modèles de piles « boutons » et remplis le tableau :

Nom commercial ou commun	Tension (V)	Forme	Dimensions (mm)	Appareils utilisant ce type de piles
		bouton		
		bouton		

En résumé, lis le paragraphe « je retiens » qui se trouve après l'étude du document 2 suivant.



Étude de document n° 2

Des piles de différentes technologies

Qu'y a-t-il à l'intérieur d'une pile cylindrique saline ?

Exercice 7

Étudie le document suivant « À l'intérieur d'une pile cylindrique saline » puis fais la comparaison entre la pile au citron et la pile cylindrique saline de Leclanché, et remplis ce tableau :

	matière active constituant la borne positive	matière active constituant la borne négative	solution aqueuse ionique
pile au citron			
pile de Leclanché			

À l'intérieur d'une pile cylindrique saline

La figure f64.1 représente, en coupe, les constituants essentiels d'une pile cylindrique saline :

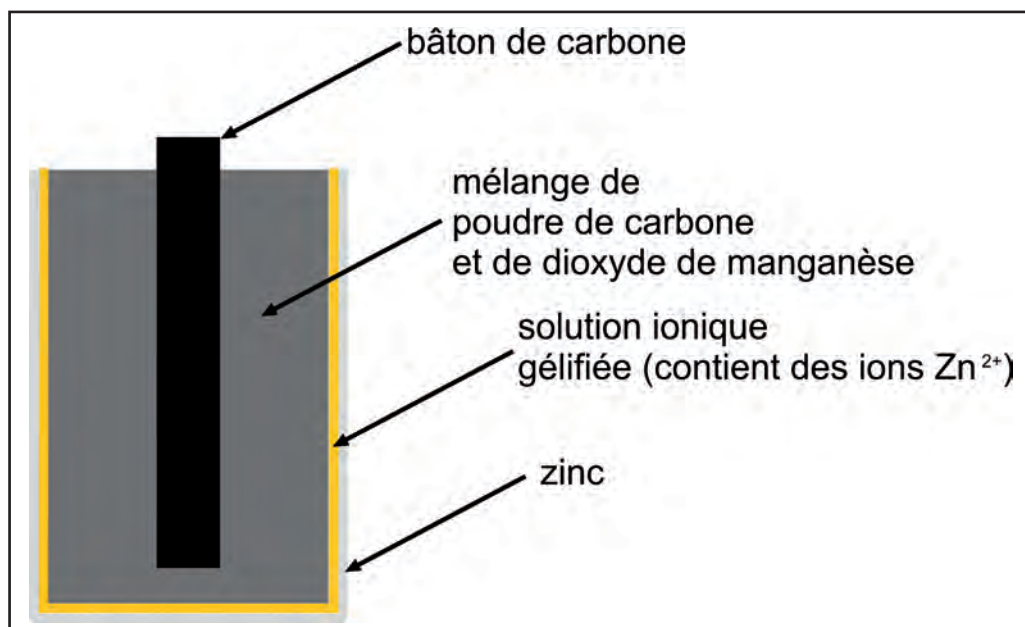


Fig. f64.1

Vue en coupe d'une pile cylindrique saline

En allant de l'intérieur vers l'extérieur, on trouve dans cette pile :

- la tige centrale en carbone (noire),
- un mélange noirâtre de poudre de carbone et de dioxyde de manganèse,
- une solution ionique gélifiée transparente (appelée aussi « électrolyte »),
- le cylindre extérieur en zinc, gris.

Les « substances actives », celles qui produisent l'énergie électrique lorsqu'elles se transforment chimiquement, sont : le dioxyde de manganèse, et le zinc.

La tige centrale en carbone ne réagit pas chimiquement : elle est juste là pour conduire les électrons. Il en est de même de la poudre de carbone qui est mélangée au dioxyde de manganèse. Quant à la solution ionique (dont on a vu, à propos de la pile de Volta, qu'elle est indispensable dans toute pile), elle est gélifiée pour ne pas couler.

Cette pile a été inventée par le Français Georges Leclanché en 1866.

Qu'y a-t-il à l'intérieur d'une pile cylindrique alcaline ?

Exercice 8

Recherche dans un dictionnaire ou une encyclopédie :

L'électrolyte (c'est-à-dire la solution ionique) d'une pile alcaline est « alcalin ». Que veut dire cet adjectif ?

.....

.....

Je retiens

- L'intérêt majeur des piles est qu'elles permettent d'alimenter des appareils électriques, sans avoir à les brancher à la prise. Ainsi ces appareils sont « **autonomes** » : on peut les déplacer librement.
- Il existe des piles de différentes **formes** : cylindrique, plate, rectangulaire, bouton. De plus, elles existent en différentes **tailles**. Ainsi, on peut alimenter des appareils qui eux-mêmes sont de formes et de tailles diverses et variées.
- La principale caractéristique d'une pile, c'est sa **tension électrique**. Celle-ci n'est pas liée à la forme ou à la taille de la pile : ainsi il existe de grosses piles cylindriques dont la tension vaut seulement 1,5 V, alors que certaines piles bouton ont une tension de 3 V.

Je vérifie mes connaissances

Exercice 9

On a vu qu'il existe des piles alcalines et des piles salines.

On a testé les durées d'utilisation de ces deux types de piles en les connectant à deux lampes identiques, c'est-à-dire présentant les mêmes conditions nominales.

Au cours de leur fonctionnement, les tensions aux bornes de ces piles ont été relevées et rassemblées sur le même graphique (figure e64.3a).

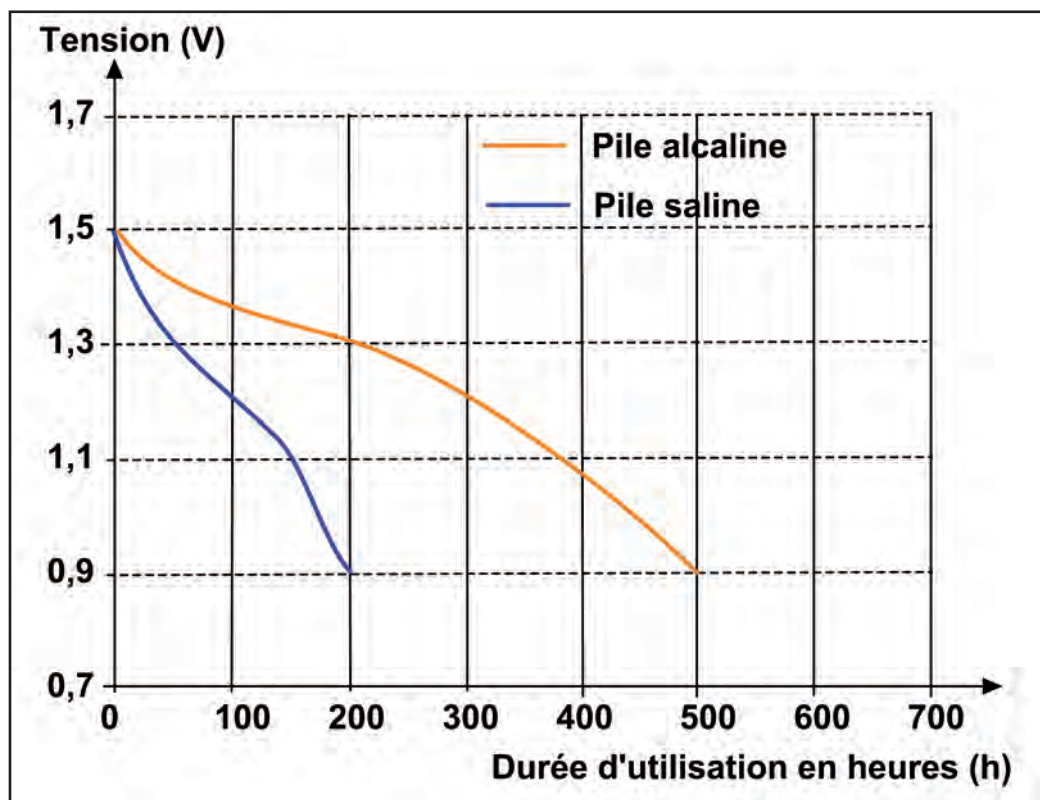


Fig. e64.3a

Tensions aux bornes d'une pile alcaline et d'une pile saline en fonction de leur durée d'utilisation

1- Que valent les tensions aux bornes de chaque pile en début d'expérience ?

.....

2- Quelle est la durée d'utilisation de la pile saline quand sa tension vaut 1,1 V ?

.....

3- Que vaut la tension aux bornes de la pile alcaline quand elle a été utilisée 500 heures.

.....

4- Les lampes s'allument si leurs tensions restent supérieures à 1 V. Pendant combien de temps chaque lampe sera en mesure de briller ?

.....

.....

.....

D J'approfondis

Les accumulateurs

Je sais déjà

Tu as vu dans la séance 3 cette propriété très importante :

L'énergie électrique libérée par une **pile** provient d'une réaction chimique entre les matières qui constituent la pile.

Comme toutes les réactions chimiques, nous pouvons écrire celle qui se produit dans une pile sous la forme :



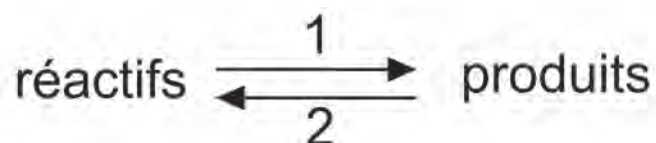
La différence entre une pile et un accumulateur

Dans une **pile** (non rechargeable) la réaction chimique ne peut se produire que dans un seul sens :



Lorsque cette réaction chimique se produit, de l'énergie électrique est libérée, et la pile **se décharge**. Quand tous les réactifs sont transformés en produits, la pile est usée. Il n'est pas possible de la recharger, car il n'existe aucune technique simple permettant de « régénérer », autrement dit de reconstituer les réactifs.

Dans un **accumulateur** (rechargeable), les choses sont différentes : il est possible de réaliser la réaction chimique inverse (2 sur la figure ci-dessous), en envoyant du courant électrique dans l'accumulateur, au moyen d'un « chargeur » :



Lorsque la réaction se déroule dans le sens 2, on dit que l'accumulateur **se recharge**.

Bilans d'énergie pour une batterie

Le bilan d'énergie d'une batterie, lors de la **décharge**, est exactement le même que celui d'une pile non rechargeable (figure f64.2) :

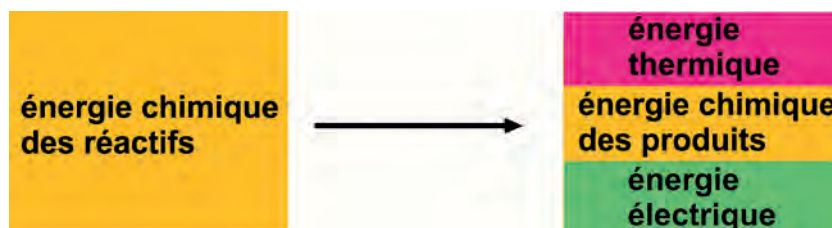


Fig. f64.2

Le bilan d'énergie lors de la décharge d'une batterie

Le bilan d'énergie lors de la **recharge** s'écrit (figure f64.3) :

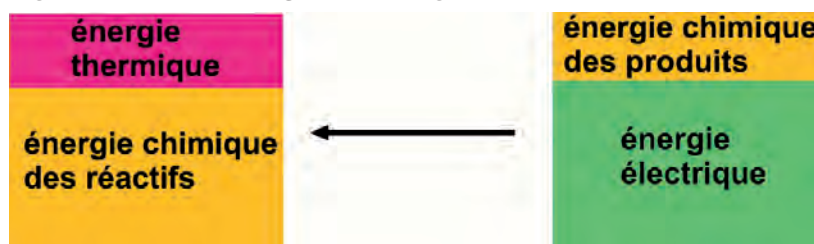


Fig. f64.3

Le bilan d'énergie lors de la recharge d'une batterie

Ainsi que l'indique la figure f64.3, quand on recharge la batterie, il y a également production d'énergie thermique, comme pendant la décharge. C'est facile à constater en mettant la main sur une batterie en cours de recharge : elle est tiède.

Séance 5

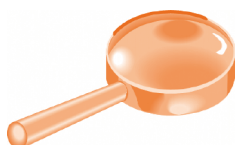
Quels sont les différents types de piles et d'accumulateurs que l'on trouve dans le commerce ? (deuxième partie)

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Dans cette séance, pour commencer, tu vas apprendre ce qu'est une pile à combustible, ses avantages et ses inconvénients.

Ensuite, tu aborderas le recyclage des piles et des accumulateurs.

B Je découvre



Étude de document n° 1

Lis attentivement le texte ci-dessous, puis fais l'exercice.

Un autre type de piles : les « piles à combustible »

Les piles à combustible

• Qu'est-ce qu'une pile à combustible ?

Tout comme une pile classique, une pile à combustible produit de l'énergie électrique à partir de l'énergie chimique des réactifs qu'elle consomme.

Mais dans une pile classique, les réactifs se trouvent à l'intérieur même de la pile, tandis que dans une pile à combustible les réactifs **sont stockés à l'extérieur**, et on les fait entrer au fur et à mesure des besoins de production d'énergie électrique.

• Un exemple de pile à combustible : la « pile $H_2 - O_2$ »

La pile à combustible la plus utilisée est celle qui utilise comme réactifs deux gaz : le dihydrogène et le dioxygène. La formule chimique du dihydrogène étant H_2 et celle du dioxygène étant O_2 , cette pile est appelée « pile $H_2 - O_2$ ».

La transformation chimique qui se produit dans la pile, et qui libère l'énergie électrique, est :



La « pile $H_2 - O_2$ » a été développée, et est toujours utilisée, pour les vols spatiaux. On étudie maintenant la possibilité d'alimenter également des voitures et autres véhicules électriques terrestres.

• Avantages et inconvénients de la « pile $H_2 - O_2$ »

Avantages :

- Les piles $H_2 - O_2$ ne dégagent que de l'eau, donc aucun produit polluant, ni de dioxyde de carbone (impliqué dans le réchauffement climatique).
- Un des combustibles est le dioxygène, qu'il est assez facile d'extraire de l'air (tu te souviens que l'air est constitué de 78 % de diazote et de 21 % de dioxygène).

Inconvénients :

- L'autre combustible est le dihydrogène. On peut l'obtenir assez facilement, en faisant passer du courant électrique dans l'eau (tu le verras dans la séquence 7, séance 4), mais cela coûte cher en énergie.
- La transformation chimique qui se produit dans la pile (dihydrogène + dioxygène $\longrightarrow$ eau) nécessite, pour bien se faire, la présence d'une substance appelée « platine », qui est extrêmement chère.

Exercice 10

- 1- Quelle est la différence principale entre une pile à combustible et une pile classique ?

.....

.....

- 2- Quelle est la transformation chimique qui se produit dans une pile à combustible « $H_2 - O_2$ » ?

.....

.....

- 3- Cite un avantage et deux inconvénients de la pile « $H_2 - O_2$ ».

.....

.....

.....

**Étude de document n° 2**

Lis attentivement le texte ci-dessous, puis fais l'exercice.

Le recyclage des piles et des accumulateurs

Parmi tous les types de piles et accumulateurs existant dans le commerce, beaucoup contiennent des substances dangereuses : par exemple du cadmium (très toxique), du mercure (très toxique), du lithium (inflammable, corrosif), de l'acide sulfurique (corrosif), du chlorure d'ammonium (nocif), du dioxyde de manganèse (nocif), du chlorure de zinc (corrosif), etc.

Il est évidemment interdit d'abandonner ou de rejeter dans le milieu naturel des piles ou des accumulateurs, ou des appareils en contenant car, avec le ruissellement des eaux de pluie, ces substances toxiques se répandraient dans l'environnement, et notamment dans les nappes phréatiques.

Il ne faut pas non plus les mettre dans une poubelle ordinaire. En effet une partie des déchets ordinaires finit dans une décharge, confrontée au problème des eaux de pluie. Et le reste finit dans un incinérateur : or la combustion des piles et accumulateurs produit des matières nouvelles, parfois très toxiques, que l'on retrouvera dans les cendres lourdes (appelées « mâchefers ») ainsi que dans les cendres légères, et dans les gaz.

Que doit faire alors chaque citoyen des piles et accumulateurs usagés ? C'est facile : il faut les déposer dans des bacs de collecte qui leur sont réservés, et que l'on trouve facilement. En effet, en France, le décret 99-374 du 12 mai 1999 impose la reprise gratuite des piles et accumulateurs par les magasins qui en vendent (grandes surfaces, supérettes, magasins audio-photo-vidéo, bijoutiers, etc.). On peut aussi les déposer dans les déchèteries. Quant aux batteries de voitures (qui sont des accumulateurs), les garagistes les reprennent.

Une fois collectés, les piles et accumulateurs sont envoyés dans des centres de tri. Là, on les classe par type (piles alcalines, salines, à l'oxyde d'argent, au lithium... accumulateurs au plomb, au cadmium-nickel, au nickel-métal-hydrure, au lithium-ion...).

Ensuite, les piles et accumulateurs sont envoyés dans des centres de traitement, où ils sont broyés puis subissent, selon leur type, un traitement chimique ou thermique approprié. L'objectif est de récupérer des substances chimiques suffisamment pures pour pouvoir les réutiliser, notamment pour refaire de nouvelles piles et accumulateurs.

Exercice 11

1- Que doit faire chaque citoyen d'une pile ou d'un accumulateur usagé ?

.....

.....

.....

.....

2- Pourquoi ne faut-il pas incinérer les piles ou accumulateurs ?

.....

.....

.....

.....

3- Quelles sont les deux étapes du recyclage des piles et accumulateurs ?

.....

.....

.....

.....