

Sommaire

Séquence 3

Les métaux et la conduction électrique

- Séance 1** Quels métaux y a-t-il dans les objets de la vie quotidienne ?
- 1- Quatre métaux très utilisés : le fer, le cuivre, le zinc et l'aluminium
 - 2- L'or et l'argent
- Séance 2** Tous les solides conduisent-ils le courant électrique ?
- 1- Un circuit de test conducteur / isolant perfectionné
 - 2- Résultats des tests conducteur / isolant sur différents solides
- Séance 3** Comment le courant circule-t-il dans les métaux ?
- 1- De quoi un métal est-il constitué ?
 - 2- La taille des atomes
 - 3- Qu'y a-t-il à l'intérieur d'un atome ?
 - 4- Comment le courant électrique circule-t-il dans un métal ?
- Séance 4** Comment a-t-on découvert la structure de l'atome ?
- 1- La découverte des électrons
 - 2- La découverte du noyau
 - 3- Les « modèles » de l'atome

La séance 5 est réservée à la rédaction du devoir à envoyer au Cned.

Séance 1

Quels métaux y a-t-il dans les objets de la vie quotidienne ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà

Dans la vie quotidienne, tu rencontres et tu utilises toutes sortes d'objets. Tu as remarqué que beaucoup d'entre eux contiennent une partie métallique : regarde par exemple le stylo ou le feutre avec lesquels tu écris !

Il existe plus de cinquante métaux différents sur Terre, sans compter les alliages (obtenus en incorporant un ou plusieurs autres métaux ou des éléments non métalliques). Ils possèdent tous les propriétés suivantes : ils sont bons conducteurs du courant électrique et de la chaleur, et ils ont un bel éclat brillant lorsqu'ils sont décapés et polis.

Ce que je vais apprendre dans cette séance

Dans cette séance, tu vas lire des informations concernant **quatre** métaux, parmi les plus utilisés : **le fer, le cuivre, le zinc et l'aluminium**. Tu découvriras d'où on les extrait, quelles sont leurs propriétés particulières, et à quoi ils sont utilisés.

B Je découvre



Étude de document n° 1

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

Quatre métaux très utilisés

Le fer

Énormément d'objets autour de nous sont en fer, ou plutôt en acier. L'acier est constitué de 99 % de fer et de 1 % de carbone environ, ce dernier étant destiné à rendre le fer plus dur. Les carrosseries de voitures, les couteaux, fourchettes et cuillères, les lames de nombreux outils (tournevis, scies, ciseaux)... sont en acier. L'acier est très utilisé aussi dans la construction des maisons, des immeubles, les rails de chemin de fer, des ponts et autres ouvrages d'art : le « béton armé » est en effet du béton dans lequel on a incorporé des tiges d'acier, pour lui donner de la rigidité.

Dans la nature, on ne trouve pratiquement pas de fer à l'état pur : il faut l'extraire de « minerais », c'est-à-dire de roches qui contiennent des atomes de fer liés à d'autres atomes (oxygène, carbone...). La magnétite est le nom du minerai de fer (*cherche une photo de ce minerai sur Internet ou dans une encyclopédie*). L'industrie qui permet d'extraire le fer à partir des minerais, et de fabriquer l'acier, s'appelle la sidérurgie. Les premiers travaux de sidérurgie remontent à plus de 3000 ans, au Moyen-Orient, et l'acier ainsi fabriqué servait surtout à faire des poignards, des sabres, des épées et des lances, beaucoup plus durs que ceux en bronze utilisés auparavant. Les artisans qui fabriquaient des objets en acier étaient

appelés des « forgerons ». Cet artisanat est devenu en Europe une véritable industrie à partir du XIXe siècle. La Tour Eiffel, construite pour l'Exposition Universelle de Paris en 1889, incarne le triomphe de la construction en acier.

L'acier présente cependant un inconvénient majeur : il rouille rapidement (figure 1) en présence d'air humide. Il faut donc le protéger avec des revêtements adaptés : peinture, vernis, zinc...



Fig. 1

Un objet en acier rouille s'il n'est pas protégé

Quelques propriétés du fer :

- Sa couleur est gris clair.
- Il conduit le courant électrique et la chaleur (comme tous les métaux).
- Il est attiré par un aimant, ce qui permet de le récupérer facilement dans les centres de tri des déchets.
- 1 centimètre-cube de fer (c'est-à-dire un cube de 1 centimètre d'arête) pèse 7,9 grammes.
- Il fond à 1 540 °C.
- Il s'oxyde facilement à l'air humide : l'oxyde ainsi formé s'appelle « la rouille ».

Le cuivre

Le cuivre à l'état pur existe en petites quantités dans le sous-sol, mais on le trouve surtout dans des minerais, où les atomes de cuivre sont liés à d'autres atomes (soufre et oxygène notamment).

Près de Salt Lake City (USA), on trouve une mine de cuivre à ciel ouvert (*cherche une photo de cette mine sur Internet ou dans une encyclopédie*).

Le cuivre est très utilisé pour faire des fils électriques : en effet, non seulement c'est un excellent conducteur du courant électrique, mais de plus il est facile à étirer en fils, et enfin il est relativement souple, pas trop cassant quand on le tord.

Le cuivre entre également dans la composition « d'alliages », c'est-à-dire de mélanges de métaux. Ainsi, par exemple, le bronze (cuivre + étain) sert à faire des cloches, ou le laiton (cuivre + zinc), sert à faire des instruments de musique tels des trompettes, des trombones, etc.



Fig. 2

Le cuivre s'oxyde : c'est le « vert-de-gris »

Quelques propriétés du cuivre :

- Sa couleur est rouge-orangé.
- Il conduit le courant électrique et la chaleur (comme tous les métaux). C'est même, après l'argent, le meilleur des conducteurs.
- Il n'est pas attiré par un aimant.
- 1 centimètre-cube de cuivre (c'est-à-dire un cube de 1 centimètre d'arête) pèse 8,9 grammes.
- Le cuivre s'oxyde au contact de l'air humide : l'oxyde de cuivre s'appelle le « vert de gris » (figure f31.2 ; remarque : le vert-de-gris est une substance toxique, il faut donc éviter de s'en mettre sur les doigts).
- Le cuivre fond à 1 083 °C.

Le zinc

Le zinc est extrait de minerais, telle la « blende » dans laquelle les atomes de zinc sont liés à des atomes de soufre. On l'utilise pour faire des toitures (40 % des toits de Paris sont en zinc) et des gouttières (figure f31.3). Il présente pour cet usage plusieurs avantages. D'abord, il se laisse facilement aplatir en feuilles : il suffit de l'écraser entre des rouleaux (cette opération se nomme le « laminage »). Ensuite les pièces en zinc sont assez faciles à assembler : pour cela, on fait fondre un alliage à base d'étain, qui en refroidissant soude les deux pièces de zinc l'une à l'autre. Enfin, à l'air humide, le zinc s'oxyde superficiellement, et cette couche d'oxyde (de l'hydrocarbonate de zinc) protège ensuite le métal, car elle est étanche à l'air et à l'eau.

Un autre usage très important du zinc est la « galvanisation » de l'acier, qui consiste à recouvrir ce dernier d'une fine couche de zinc (pour cela on peut, par exemple, tremper l'acier dans un bain de zinc fondu). Le zinc protège très durablement l'acier de la rouille. Les carrosseries de voitures, par exemple, sont systématiquement galvanisées. L'intérieur des canettes de boisson en acier aussi (remarque : dans les canettes, en plus du zinc il y a encore, au contact direct de la boisson, une couche de vernis spécial dit « de qualité alimentaire », ce qui veut dire que ce vernis ne risque pas de se dissoudre dans le liquide, ce qui pourrait modifier le goût de la boisson ou même mettre en danger la santé de l'être humain).

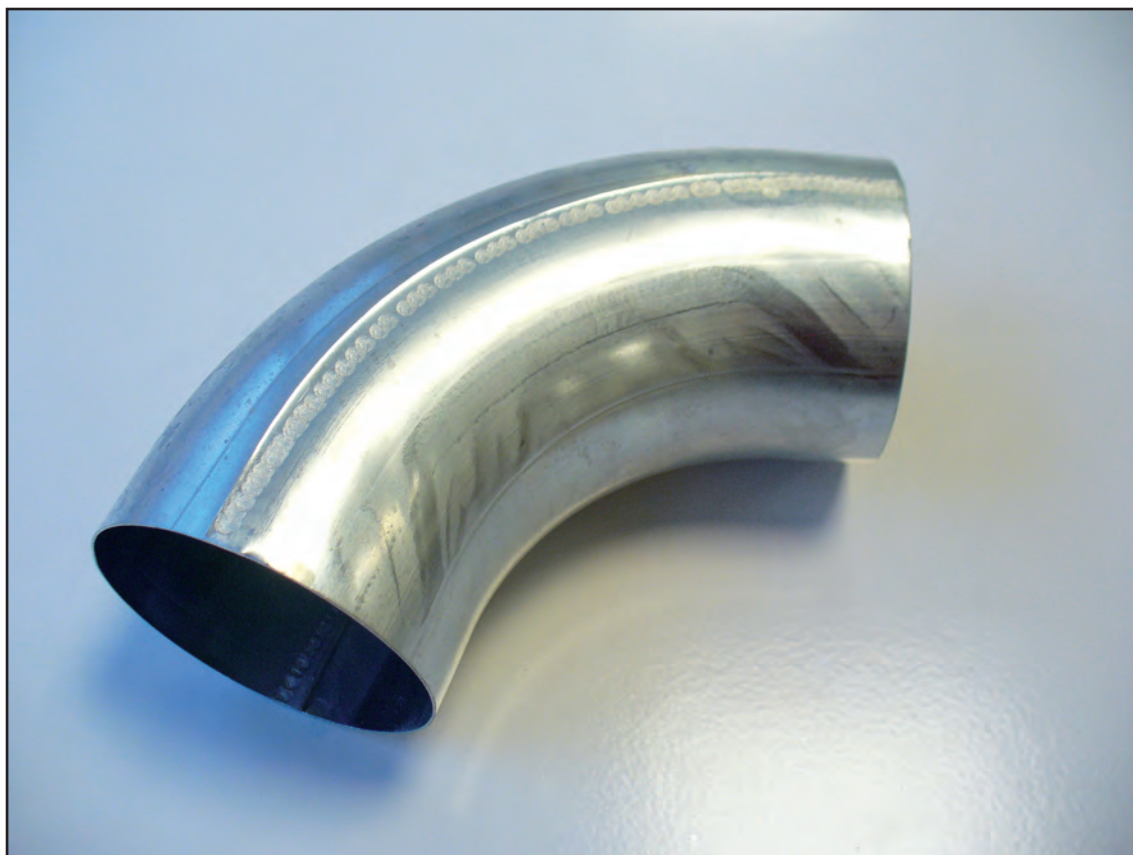


Fig. 3

Un élément de gouttière en zinc.

Quelques propriétés du zinc :

- Sa couleur est gris clair.
- Il conduit le courant électrique et la chaleur (comme tous les métaux).
- Il n'est pas attiré par un aimant.
- 1 centimètre-cube de zinc (c'est-à-dire un cube de 1 centimètre d'arête) pèse 7,1 grammes.
- Le zinc s'oxyde au contact de l'air humide : l'oxyde de zinc est de l'hydrocarbonate de zinc.
- Le zinc fond à 419 °C.

L'aluminium

L'aluminium est extrait de minerais, telle la « bauxite » dans laquelle les atomes d'aluminium sont liés à des atomes d'oxygène. Un des grands intérêts de l'aluminium, c'est sa légèreté : 1 centimètre-cube d'aluminium (c'est-à-dire un cube de 1 centimètre d'arête) pèse seulement 2,7 grammes, soit environ trois fois moins que le fer ! C'est pourquoi il est très utilisé en aéronautique, pour construire les avions : on n'utilise pas l'aluminium pur, qui est trop mou, mais des alliages de plusieurs métaux, comme par exemple {aluminium + zinc + cuivre + magnésium}. Par ailleurs, il se laisse facilement laminier, c'est-à-dire écraser en feuilles, ce qui permet de fabriquer le « papier alu » que nous utilisons tous (figure 4). Une large majorité des canettes de boissons vendues dans le monde est fabriquée en aluminium : l'intérieur de la canette, au contact du liquide, est revêtu (comme les canettes en acier galvanisé dont on a parlé plus haut) d'un vernis spécial de protection dit « de qualité alimentaire ». À l'air humide, l'aluminium s'oxyde superficiellement, et cette très fine couche d'oxyde appelée « alumine », étant imperméable à l'air et à l'eau, protège ensuite le métal. On peut d'ailleurs augmenter artificiellement l'épaisseur de cette couche d'alumine (par un procédé appelé « anodisation ») pour renforcer encore la protection : l'aluminium anodisé sert à fabriquer des portes et des fenêtres.



Fig. 4
Le papier d'aluminium

Quelques propriétés de l'aluminium :

- Sa couleur est gris clair.
- Il conduit le courant électrique et la chaleur (comme tous les métaux). C'est même un très bon conducteur, à condition qu'il soit très pur.
- Il n'est pas attiré par un aimant.
- 1 centimètre-cube d'aluminium (c'est-à-dire un cube de 1 centimètre d'arête) pèse 2,7 grammes.
- L'aluminium s'oxyde au contact de l'air humide : cet oxyde de zinc s'appelle l'alumine.
- L'aluminium fond à 660 °C.

Exercice 1

Réponds aux questions (les réponses sont dans les textes ci-dessus) :

1- Les métaux existent-ils dans le sol terrestre à l'état pur ?

.....

.....

2- Quel est, entre le fer, le cuivre, le zinc et l'aluminium, le meilleur conducteur du courant électrique ?

.....

3- Classe le fer, le cuivre, le zinc et l'aluminium, du plus lourd au plus léger : (pour 1 cm³)

.....

4- *Réflexion* : les lignes à haute tension, qui transportent le courant électrique des centrales vers les villes, sont en aluminium et non en cuivre. Pourquoi, à ton avis ?

.....

.....

5- Beaucoup de métaux s'oxydent au contact de l'atmosphère. Comment nomme-t-on :

- a) l'oxyde de fer ? b) l'oxyde de cuivre ?
- c) l'oxyde de zinc ? d) l'oxyde d'aluminium ?

Exercice 2

Un lingot d'or a un volume de 51,8 cm³.

1- Que vaut la masse d'un centimètre-cube :

- a) de fer ?
- b) de cuivre ?
- c) de zinc ?
- d) d'aluminium ?

2- La masse d'un centimètre-cube d'or est de 19,3 g. Calcule la masse d'un lingot d'or.

.....

3- Quel volume d'aluminium doit-on prendre pour obtenir la masse correspondante à celle d'un lingot d'or.

.....



Étude de document n° 2

L'or et l'argent

Exercice 3

Recherche dans un dictionnaire ou une encyclopédie les réponses aux questions ci-dessous :

1- On dit que l'or est un métal « inoxydable ». Qu'est-ce que cela veut dire ?

.....

.....

2- Cite deux usages de l'or :

.....

.....

3- Cite deux usages de l'argent :

.....

.....

Je retiens

- Le fer, le cuivre, le zinc et l'aluminium sont les métaux les plus couramment utilisés.
- Parmi les métaux précieux, les plus utilisés sont l'argent et l'or.
- On peut identifier les métaux par des tests simples :

	Attiré par un aimant	Couleur (non oxydé)	Couleur de l'oxyde	Masse pour 1 cm ³
Fer	oui	gris clair	marron (rouille)	7,9 g
Cuivre	non	orangé/rouge	vert (vert-de-gris)	8,9 g
Zinc	non	gris clair	gris terne	7,1 g
Aluminium	non	gris clair	transparent ou blanchâtre (alumine)	2,7 g
Or	non	doré	pas d'oxydation	19,3 g
Argent	non	gris clair	noir	10,5 g

Je vérifie mes connaissances

Exercice 4

Coche la bonne réponse puis vérifie la correction.

	Oui	Non
1- Parmi les quatre métaux suivants : fer, aluminium, zinc et cuivre, est-ce que seul le fer est attiré par un aimant ?	☐	☐
2- Le cuivre non oxydé est-il de couleur rouge orangé ?	☐	☐
3- À volume identique entre le fer, le cuivre, et l'aluminium, est-ce que c'est l'aluminium qui est le métal le plus lourd ?	☐	☐
4- L'aluminium est-il protégé par son oxyde ?	☐	☐
5- La rouille, principal constituant de l'oxyde de fer, a-t-il un effet protecteur sur le fer ?	☐	☐

J'approfondis

Exercice 5

Un bijou 18 carats ?

Dans le domaine de la bijouterie, pour connaître la proportion d'or pur contenu dans un bracelet, on exprime la teneur en or en carats.

24 carats correspondant à un bijou en or pur.

En dessous de 24 carats, l'or est mélangé au cuivre, le bijou étant alors constitué d'« un alliage ».

La masse d'or est alors donnée par la relation : $m_{\text{or}} = \frac{18}{24} \times M$ où M est la masse totale de l'alliage.

Pour n carats, la formule devient alors : $m_{\text{or}} = \frac{n}{24} \times M$.

Pour un bracelet de 40 g et 18 carats, calcule m_{or} la masse d'or, et m_{cuivre} la masse de cuivre.

.....

.....

.....

Séance 2

Tous les solides conduisent-ils le courant électrique ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà

Dans la séance 1, tu as découvert l'énergie cinétique E_c et des situations dans laquelle elle intervient (barrage, chute).

En classe de cinquième, tu as vu que certaines matières conduisent le courant électrique : on les appelle des « **conducteurs** ». Tu as vu dans la séance 1 de la séquence 3 que tous les métaux, par exemple, sont des conducteurs.

D'autres matières ne conduisent pas le courant électrique : on les appelle des « **isolants** ». Le verre est un isolant, par exemple.

En résumé : tous les solides ne sont pas conducteurs.

Exercice 6

Dessine le schéma du montage très simple, utilisé en classe de cinquième, permettant de savoir si une matière est un conducteur ou un isolant :

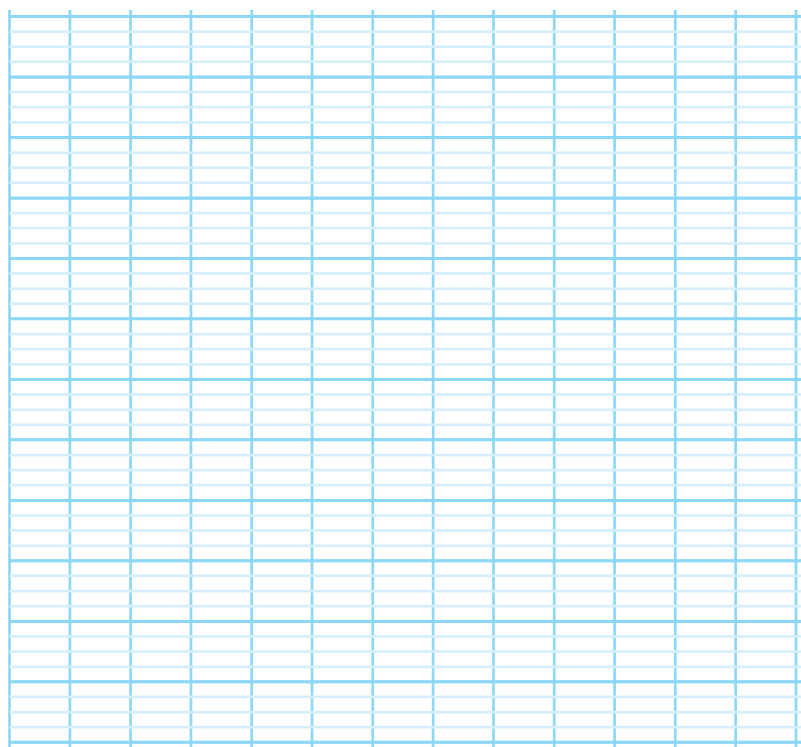


Fig. 1

Un montage simple pour tester le caractère conducteur

Ce que je vais apprendre dans cette séance

Maintenant, nous allons ensemble essayer d'affiner la distinction entre conducteurs et isolants, en regardant si certains solides ne seraient pas « entre les deux », c'est-à-dire faiblement ou moyennement conducteurs.

B Je découvre

Activité expérimentale

Un circuit de test conducteur/isolant plus perfectionné

Supposons que nous testions un solide avec le circuit représenté ci-dessus (figure 1). Si la lampe reste éteinte, pouvons-nous vraiment affirmer que ce solide est un isolant ? La réponse est non, car si le solide est **faiblement conducteur**, le courant va circuler, mais avec une intensité trop faible pour que la lampe s'allume. Dans l'exercice qui suit, tu vas voir comment on peut améliorer le circuit.

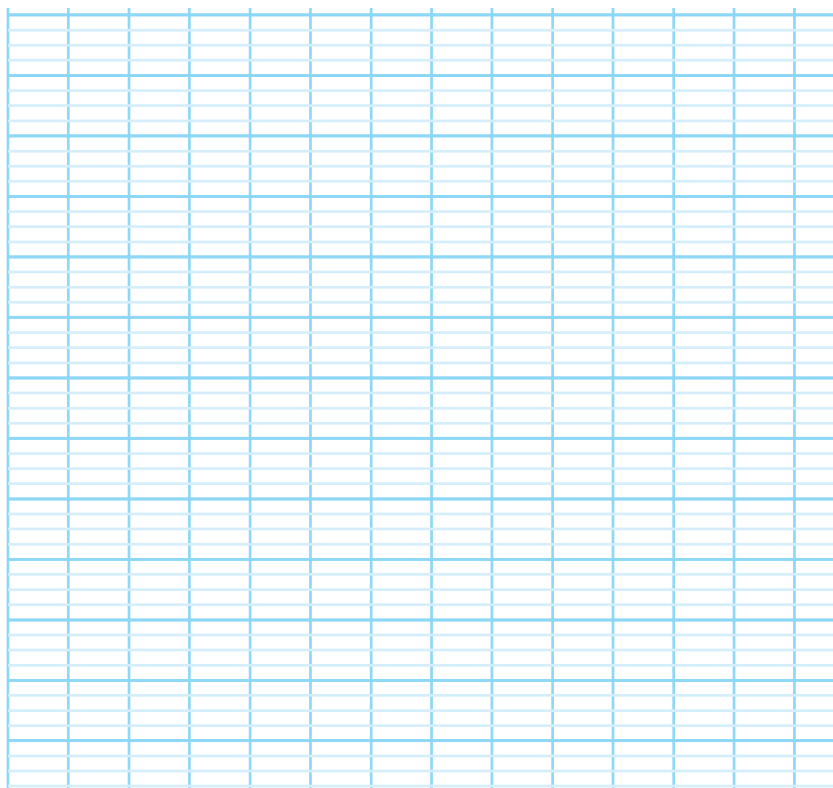
Exercice 7

Pour améliorer le circuit de test conducteur/isolant de la figure 1, il faut inclure dans ce circuit un appareil permettant de mesurer l'intensité du courant électrique. Tu as rencontré cet appareil en classe de quatrième.

1- Comment se nomme l'appareil qui mesure l'intensité électrique ?

2- Comment cet appareil se branche-t-il (en série ou en dérivation) ?

3- Dessine le schéma du circuit électrique incluant ce nouvel appareil :



Vérifie ta réponse avec le livret de corrigés.

Résultats des tests conducteur/isolant sur différents solides

Voici un ensemble de matières (figure 3) qui sont toutes à l'état solide :

de l'acier, de l'argent, du carbone, du cuivre, du liège, du nickel, de l'or, du plomb, du sel, du sucre, du sulfate de cuivre, du zinc.

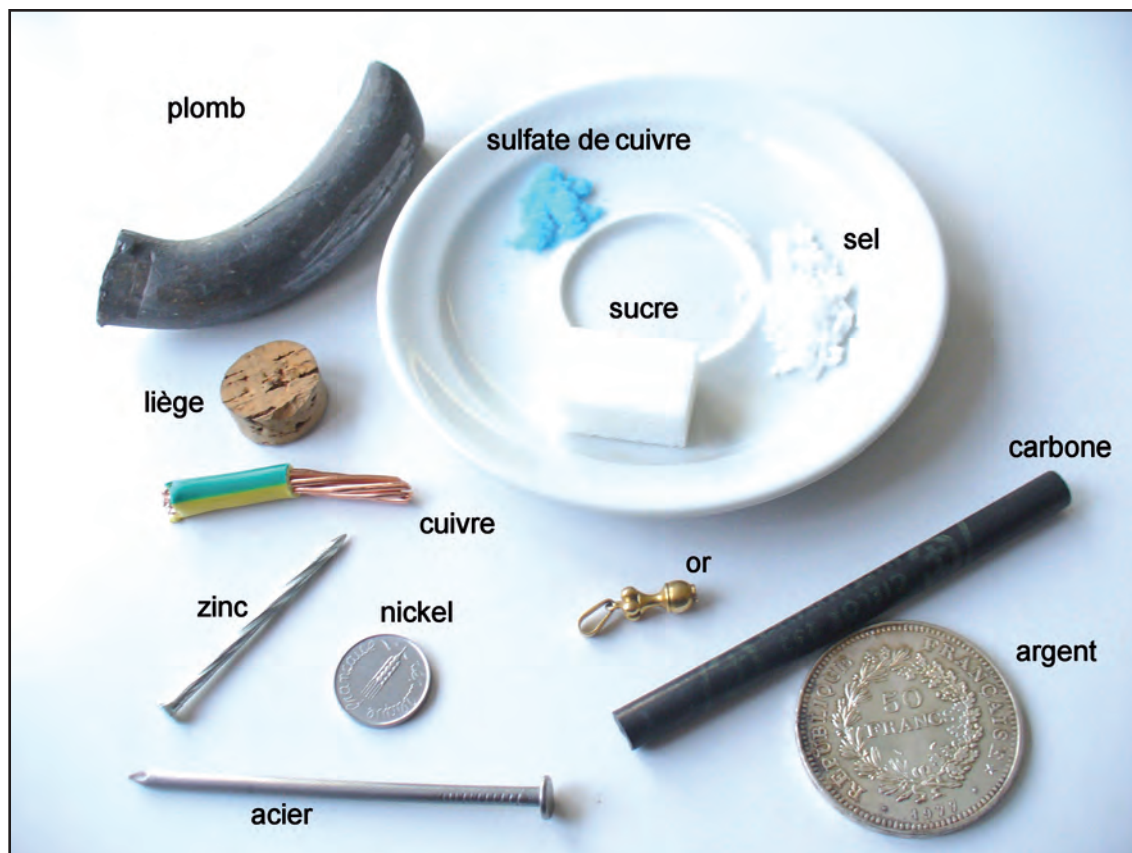


fig. 3

Un ensemble de solides

Si nous soumettons ces solides au test conducteur/isolant décrit plus haut (fig. 2 dans le livret de corrigés), voici les résultats :

solide testé	état de la lampe	intensité électrique (mA)
acier	fort	250
argent	fort	250
carbone	moyen	160
cuivre	fort	250
liège	nul	0
nickel	fort	250
or	fort	250
plomb	fort	250
sel	nul	0
sucre	nul	0
sulfate de cuivre	nul	0
zinc	fort	250

Exercice 8

À partir des résultats du tableau, réponds à ces trois questions (justifie tes réponses en citant des exemples pris dans le tableau) :

1- Tous les solides sont-ils conducteurs ?

.....

2- Tous les métaux sont-ils conducteurs ?

.....

3- Existe-t-il des solides non métalliques qui soient conducteurs ?

.....

Comparaison des métaux entre eux

Le montage de la figure 2 dans le livret de corrigés permet de constater que tous les métaux sont bons conducteurs du courant électrique, mais il ne permet pas de les classer du meilleur au moins bon (tu l'as vu, quel que soit le métal, la lampe brille fortement et l'ampèremètre indique 250 mA).

Il faut pour classer les métaux réaliser un montage spécial, que tu verras dans la suite de tes études. Grâce à un tel montage, on établit l'ordre suivant, du meilleur conducteur au moins bon :

(+ + conducteur)

..... argent > cuivre > or > aluminium > zinc > nickel > acier > plomb

(- - conducteur)

Je retiens

Ce montage (fig. 4) permet de comparer le caractère conducteur de différents solides :

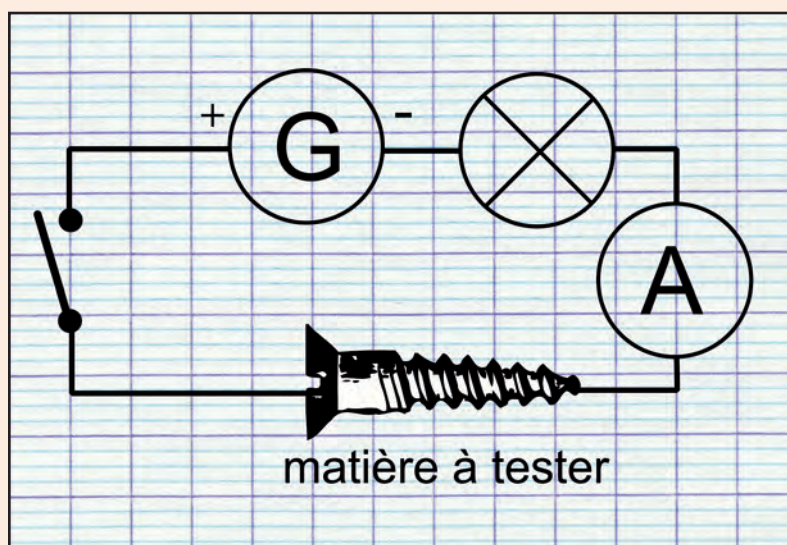


Fig. 4

Un montage avec un ampèremètre pour tester le caractère conducteur

- Tous les **solides** ne conduisent pas le courant électrique.
- Tous les **métaux** conduisent le courant électrique.

Je vérifie mes connaissances

Exercice 9

Coche la bonne réponse.

Si tu réponds non, explique pourquoi, puis vérifie tes réponses dans le livret de corrigés.

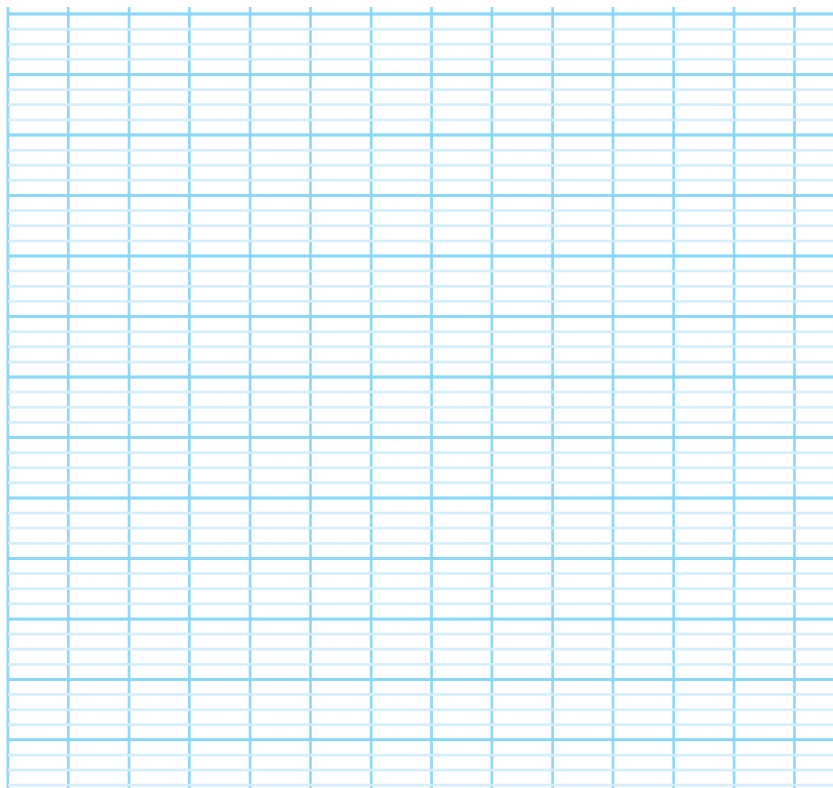
	Oui	Non
1- Pour étudier le caractère conducteur d'un solide, celui-ci doit-il être placé en dérivation sur la lampe ?	☐	☐
2- Tous les solides conduisent-ils le courant électrique ?	☐	☐
3- Tous les métaux conduisent-ils le courant électrique ?	☐	☐
4- Les métaux sont-ils plus ou moins conducteurs du courant électrique ?	☐	☐
5- Le carbone dans sa forme graphite est-il un conducteur électrique ?	☐	☐
6- Un bouchon en liège est-il un conducteur électrique ?	☐	☐

Exercice 10

On remplace la lampe du montage de la figure 1 du livret de corrigés (Exercice 6) par une diode électroluminescente (DEL).

1- Quel avantage présente la DEL par rapport à une lampe ?
.....

2- Fais le schéma électrique du montage en présentant une situation d'éclat de la DEL.



3- Prévois le comportement de la DEL (éclat ou non) avec les solides suivant en cochant les cases.

	État de la DEL	
	Brille	Ne brille pas
Métal	☐	☐
Sucre	☐	☐
Carbone (graphite)	☐	☐
Sulfate de cuivre	☐	☐
Liège	☐	☐

Séance 3

Comment le courant électrique circule-t-il dans les métaux ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

Je sais déjà _____

Tu le sais, tous les métaux sont conducteurs du courant électrique. Mais justement, **qu'est-ce que le « courant électrique » ? De quoi est-il fait ?** Tu vas le découvrir dans cette séance. Et pour cela, il va falloir d'abord regarder en détail de quoi sont faits les métaux.

B Je découvre



Étude de document

Lis attentivement les documents ci-dessous, et fais les exercices au fur et à mesure. Puis vérifie la correction.

De quoi un métal est-il constitué ?

1- Un exemple : le cuivre

Prenons comme premier exemple de métal le cuivre, puisque la plupart des fils électriques sont justement faits en cuivre.

L'image 1 représente la surface du cuivre, grossie environ cent millions de fois au moyen d'un appareil appelé « microscope électronique ».

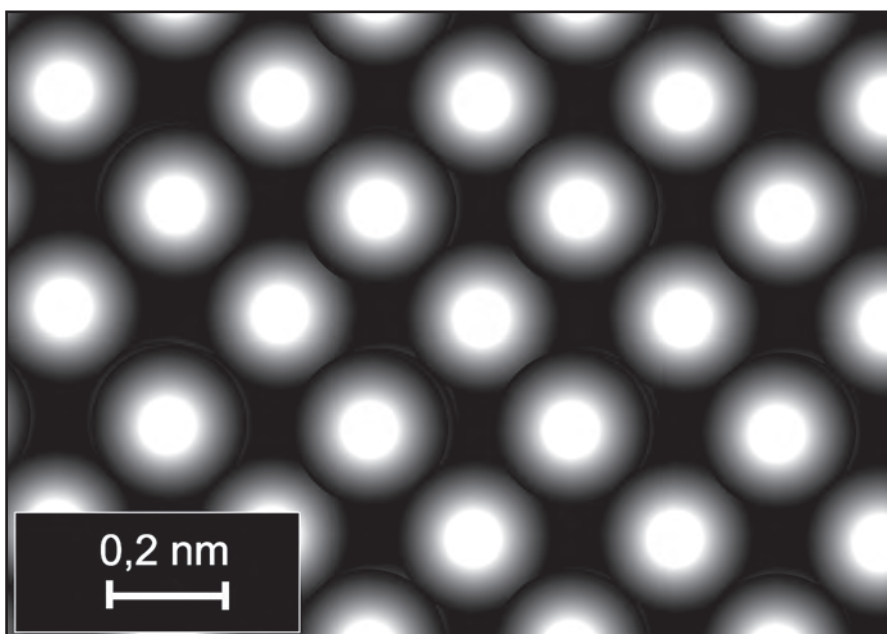


Fig. 1

La surface du cuivre observée au microscope électronique (image traitée par ordinateur)

À cette échelle, on voit que le cuivre est un empilement de petites taches, **régulièrement rangées** les unes à côté des autres. Les physiciens ont démontré que chacune de ces taches représente un **atome** de cuivre.

Tu te rappelles que tu as déjà rencontré des atomes en classe de 4e : les molécules d'eau, de dioxygène, de méthane, etc. sont faites d'atomes.

Si le cuivre est pur, tous les atomes qui le composent sont absolument identiques entre eux. Les physiciens et chimistes ont donné aux atomes de cuivre le symbole chimique Cu.

Contrairement à ce que pourrait laisser croire l'image 1, les atomes de cuivre sont en réalité au contact les uns des autres : cela apparaît sur le schéma 2 qui représente l'empilement des atomes de cuivre.

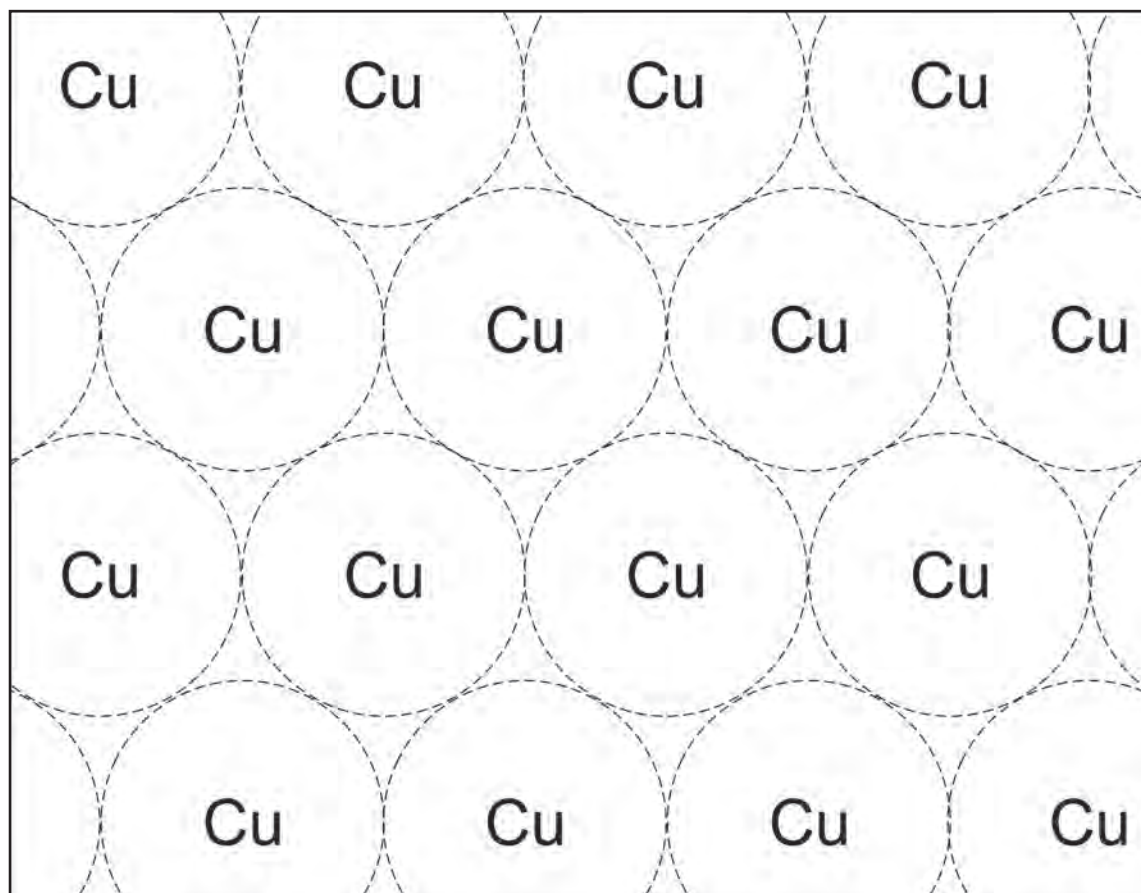


Fig. 2

L'empilement des atomes de cuivre

2- Les autres métaux

Tous les métaux sont constitués, comme le cuivre, d'un empilement ordonné d'atomes.

La taille des atomes

Un atome est une sphère extrêmement petite, comme le montrent les informations suivantes :

- le diamètre d'un atome de cuivre est environ 1000 fois plus petit que celui du virus de la grippe,
- il y a environ 10 000 000 000 000 000 000 000 000 atomes dans 1 gramme de cuivre (dix mille milliards de milliards) que l'on doit écrire 10^{22} .

Tu sais que pour exprimer la taille des microbes, virus et autres bactéries, on utilise comme unité le micromètre, c'est-à-dire le millionième de mètre. Pour exprimer la taille des atomes, on utilise une unité mille fois plus petite, le **nanomètre**, qui vaut un **milliardième de mètre**. Le rayon d'un atome de cuivre, par exemple, vaut 0,13 nanomètre.

Exercice 11

Utilise l'image de la figure 1 pour déterminer le rayon d'un atome de cuivre.

.....

.....

.....

Qu'y a-t-il à l'intérieur d'un atome ?

1- Le noyau et les électrons

Un **atome** a la forme d'une **sphère**. Au centre de cette sphère se trouve une particule appelée « **noyau** », et autour du noyau il y a des particules nommées **électrons** (figure 3). Tous les électrons sont identiques entre eux. Les physiciens et chimistes ne savent pas déterminer la position des électrons autour du noyau, mais en revanche ils savent les compter. Sur la figure 3, le trait en pointillé indique la limite de la zone sphérique où peuvent se trouver les électrons.

Selon la matière, le **nombre d'électrons** est différent : l'atome de cuivre a 29 électrons, l'atome de fer en a 26, celui d'aluminium en a 13, celui de plomb en a 82, etc. Le noyau lui aussi, est différent selon la matière (tu verras au lycée de quoi est constitué le noyau).

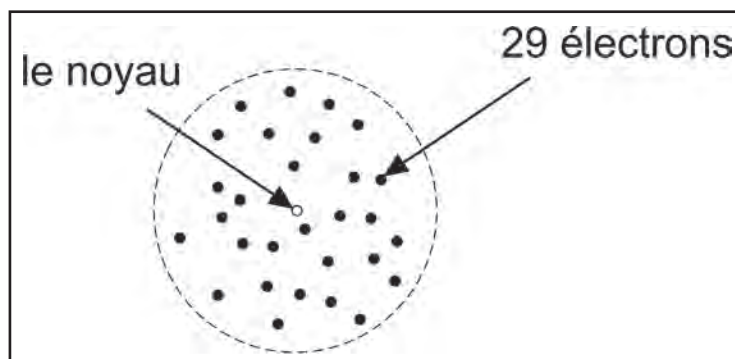


Fig. 3
Un atome de cuivre

Des expériences ont démontré (voir la séance 4) que le noyau est environ 100 000 fois plus petit que l'atome lui-même, qui est déjà lui-même incroyablement petit, on l'a dit. La figure 3 n'est donc pas à l'échelle : le noyau et les électrons ont été grossis par rapport à la taille de l'atome entier (les proportions ne sont pas correctes).

2- La charge électrique du noyau et des électrons

D'autres expériences ont montré que le **noyau** d'un atome a une **charge électrique positive**, tandis que **les électrons** ont une **charge électrique négative**. La charge positive du noyau est exactement compensée par la charge négative des électrons, si bien qu'un **atome entier (noyau + électrons) est électriquement neutre** : sa charge électrique vaut 0.

Reprenons l'exemple d'un atome de cuivre (figure 4) : son noyau a une charge électrique de valeur + 29 et ses électrons ont une charge électrique de valeur - 29 (chaque électron a une charge égale à - 1 et il y a 29 électrons). Au total l'atome de cuivre est bien neutre : $+ 29 - 29 = 0$.

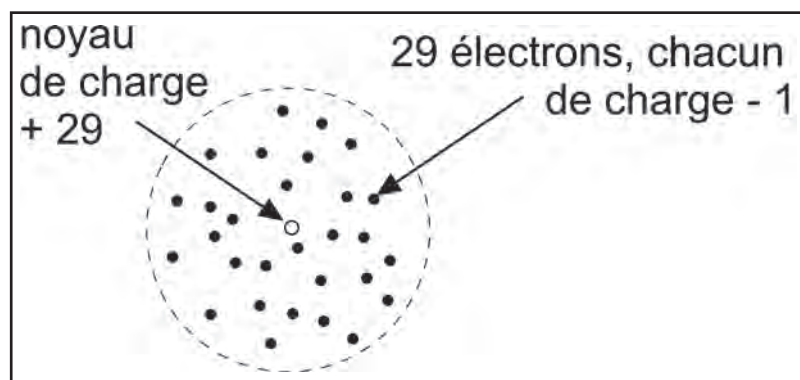


Fig. 4

Comme tous les atomes, un atome de cuivre est électriquement neutre

Remarque : les physiciens ont constaté que particules de charge négative sont **attirées** par celles de charge positive (c'est une loi de la nature) ; les électrons sont donc **attirés** par le noyau, et c'est pour cette raison qu'ils restent autour de lui et ne s'en éloignent pas beaucoup.

Exercice 12

Sachant qu'un atome d'aluminium a 13 électrons, combien vaut la charge électrique de son noyau ? Justifie la réponse.

.....

.....

Comment le courant électrique circule-t-il dans un métal ?

Prenons à nouveau l'exemple du cuivre. Nous venons de voir que chaque atome de cuivre possède 29 électrons. Et que chacun de ces électrons, doté d'une charge électrique négative, est attiré par le noyau de charge électrique positive.

Mais, sur ces 29 électrons, tous ne sont pas à la même distance du noyau. Ceux qui en sont plus proches sont plus fortement attirés par le noyau, tandis que ceux situés à la périphérie sont moins fortement attirés, et vont pouvoir dans certaines circonstances (nous allons voir lesquelles) quitter l'atome : on les appelle « **électrons libres** » ou « **électrons de conduction** ».

Considérons (figure 5) un circuit électrique constitué d'une pile et d'une lampe, reliées par des fils électriques. Ces fils sont faits de cuivre conducteur, entouré de plastique isolant. « Zoomons » sur le cuivre situé à l'intérieur d'un des fils :

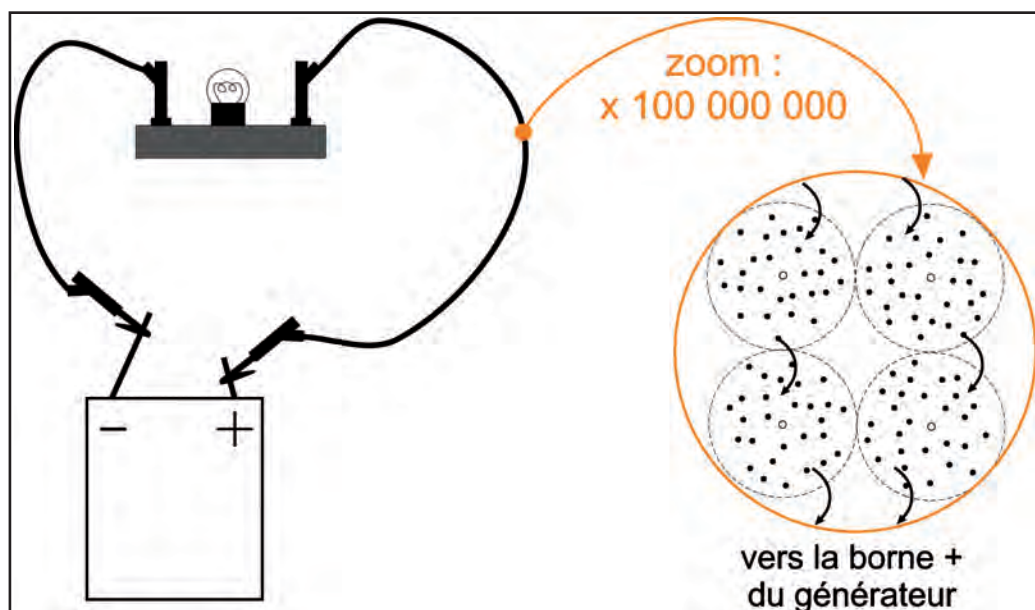


Fig. 5

Les électrons libres en mouvement

Le schéma montre ce qui se passe : les « électrons libres » se déplacent d'atome en atome, en direction de la borne + du générateur. **C'est ce mouvement d'ensemble de tous les électrons libres qui constitue le courant électrique.**

La raison de ce mouvement est simple : les électrons libres, étant de charge négative, sont repoussés par la borne - du générateur, et attirés par sa borne +.

Deux remarques pour terminer cette séance :

- le générateur met en mouvement les électrons (c'est donc bien lui qui crée le courant électrique), mais ce n'est pas lui qui fabrique les électrons libres : ils sont présents naturellement dans les atomes de cuivre.
- Le sens réel du courant électrique dans les métaux est de la borne - du générateur vers la borne +. C'est donc le sens inverse du sens conventionnel (figure 6).

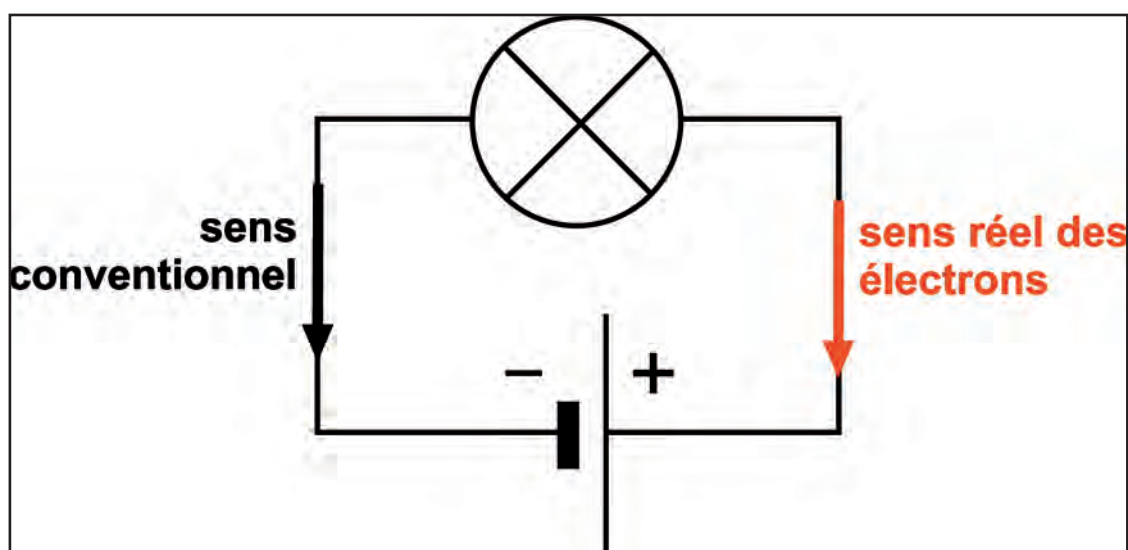


Fig 6

Le sens réel et le sens conventionnel du courant électrique

Je retiens

- Tous les métaux (quand ils sont à l'état solide) sont constitués d'un empilement ordonné d'atomes.
- Un atome est environ 1000 fois plus petit, en diamètre, qu'un virus.
- Le rayon ou le diamètre d'un atome s'expriment en nanomètres.
- 1 nanomètre vaut 1 milliardième de mètre : $1 \text{ nm} = 0,000\,000\,001 \text{ m} = 10^{-9} \text{ m}$.
- Un atome est constitué d'un **noyau**, entouré **d'électrons**.
- Le noyau d'un atome est environ **100 000 fois plus petit** que l'atome lui-même.
- Selon la matière considérée (fer, aluminium, or, etc.) l'atome n'a pas le même **nombre d'électrons**, et le noyau est différent.
- Le noyau est de **charge électrique positive**, et chaque électron est de **charge électrique négative**. Au total, un atome est **électriquement neutre** car la charge négative des électrons est exactement compensée par la charge positive du noyau.
- Dans un métal, le courant électrique est dû à un **déplacement d'électrons libres**. Ce déplacement s'effectue dans le **sens opposé** au sens conventionnel du courant.

Je vérifie mes connaissances

Exercice 13

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

	Oui	Non
1- Tous les métaux à l'état solide sont-ils constitués d'un empilement ordonné d'atomes ?	☐	☐
2- Le diamètre d'un atome s'exprime-t-il en millimètre ?	☐	☐
3- Dans un mètre, y a-t-il un milliard (10^9) de nanomètres ?	☐	☐
4- Est-ce que $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$?	☐	☐
5- Est-ce qu'un atome ne contient qu'un noyau ?	☐	☐
6- Le noyau est-il 10 000 fois plus petit que l'atome ?	☐	☐
7- L'atome de fer et l'atome d'aluminium diffèrent-ils uniquement par leurs nombres d'électrons ?	☐	☐
8- Le noyau porte-t-il une charge électrique positive et les électrons une charge électrique négative ?	☐	☐
9- En circuit fermé, est-ce que c'est le déplacement des atomes qui est responsable du courant électrique dans un métal soumis à un générateur ?	☐	☐
10- Le déplacement des électrons est-il opposé au sens conventionnel du courant électrique ?	☐	☐

Exercice 14

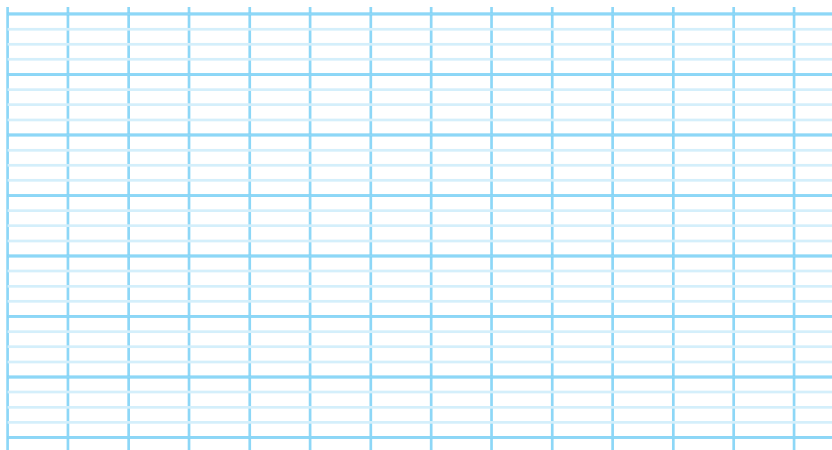
1- Fais la liste simplifiée des dipôles électriques présents dans une lampe de poche.

.....

2- Comment les dipôles sont-ils montés ?

.....

3- Trace le schéma électrique du montage d'une lampe de poche en fonctionnement.



4- Représente le sens conventionnel du courant électrique à l'aide d'une flèche noire sur le schéma précédent.

5- Toujours sur le même schéma, représente le sens de déplacement des électrons à l'aide d'une flèche rouge.

6- Que constates-tu concernant les sens des flèches rouge et noire ?

.....

7- À quoi est dû le courant électrique dans les parties métalliques du circuit ?

.....

Séance 4

Comment a-t-on découvert la structure de l'atome ?

A Que vais-je apprendre dans cette séance ?

À la fin du XIX^e siècle, les savants avaient réussi à démontrer que toute matière est faite d'atomes. C'était déjà une découverte formidable, mais il restait encore à découvrir ce qu'il y a à l'intérieur d'un atome. Voici quelques-unes des expériences qui ont permis de mettre en évidence l'existence des électrons et du noyau.

B Je découvre



Étude de document n°1

Lis attentivement les documents ci-dessous, et fais les exercices au fur et à mesure. Puis vérifie tes réponses dans le livret de corrigés.

La découverte des électrons

Pour cette expérience, représentée sur la figure 1, les physiciens ont utilisé une ampoule **A** en verre, bien fermée, dans laquelle ils ont fait le vide (autrement dit il n'y a plus d'air à l'intérieur). Dans cette ampoule ils ont emprisonné une petite plaque rectangulaire **P** en métal, un tourniquet **To** pouvant glisser sur deux rails **R**, et une tige métallique **Ti**.

Quand la plaque **P** est reliée à la borne négative d'un générateur électrique à haute tension **G**, et la tige **Ti** à la borne positive, les physiciens observent que le tourniquet **To** se met à avancer vers la tige **Ti**.

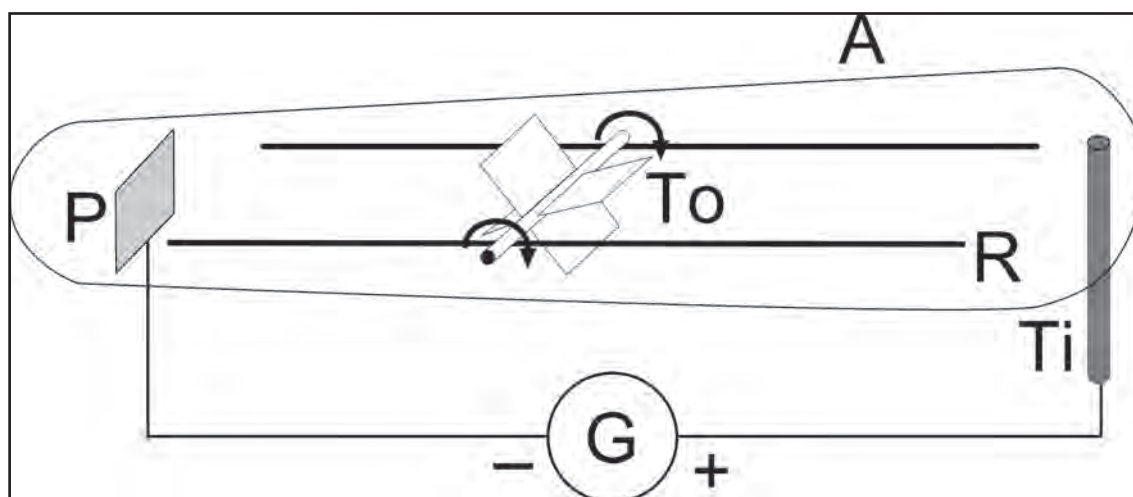


Fig. 1

Le tourniquet tourne grâce aux électrons qui traversent l'ampoule

Les physiciens comprennent alors ce qui se passe : grâce au générateur, des particules (invisibles) sont éjectées de la plaque métallique **P** et sont attirées par la tige **Ti**. Et ces particules, en heurtant le tourniquet, le font tourner.

Pour en savoir davantage, il faut faire appel aux lois de l'électricité, qui nous disent que :

- des particules de charge négative se repoussent,
- des particules de charge positive se repoussent,
- des particules de charges contraires s'attirent.

Comme la plaque **P** est reliée à la borne négative du générateur, et la tige **Ti** à la borne positive, c'est donc que les particules qui traversent l'ampoule sont de charge négative.

Enfin il reste à savoir d'où proviennent ces particules : les physiciens font l'hypothèse qu'elles proviennent de l'intérieur des atomes qui constituent la plaque **P**. Cette hypothèse sera confirmée par d'autres expériences.

En conclusion : les atomes contiennent des particules de charge électrique négative.

En 1891, le physicien irlandais George Stoney donnera à ces particules le nom **d'électrons**.

Exercice 15

Réponds aux questions :

1- Dans cette expérience, comment sait-on que des particules traversent l'ampoule ?

.....

.....

2- D'où ces particules proviennent-elles ?

.....

3- Comment sait-on que la charge électrique de ces particules est négative ?

.....

.....

4- *Réflexion* : Pourquoi faut-il faire le vide dans l'ampoule pour que l'expérience réussisse ?

.....

.....



Étude de document n° 2

La découverte du noyau

Le physicien britannique Ernest Rutherford mena au début du XX^e siècle une série d'expériences destinées à connaître l'intérieur des atomes. Son idée était la suivante : bombarder une très mince feuille métallique avec des particules extrêmement petites, de charge électrique positive, appelées « particules α », et voir comment elles traversent – ou ne traversent pas – la feuille métallique.

En pratique, Rutherford choisit de travailler avec des feuilles d'or, car ce métal se laisse facilement écraser en feuilles très fines. Il obtint ainsi des épaisseurs de moins de 1 micromètre, soit seulement quelques milliers d'atomes d'or à traverser pour les particules α (figure 2).

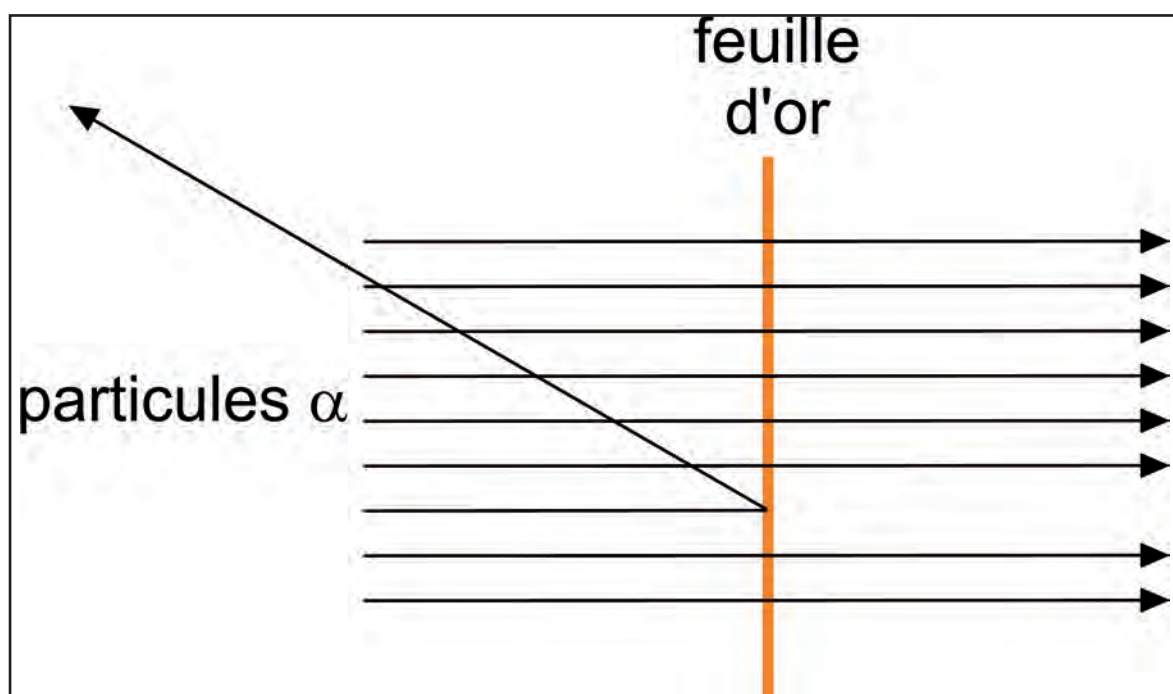


Fig. 2

L'expérience de Rutherford

Et voici le résultat des expériences de Rutherford : la quasi totalité des particules α traversent le millier d'atomes d'or sans subir la moindre déviation. Mais quelques-unes, très peu nombreuses, sont fortement déviées, et certaines reviennent même en arrière !

Voici l'analyse que fait Rutherford :

- les particules α qui ont été déviées ont certainement rencontré un obstacle situé à l'intérieur des atomes d'or,
- cet obstacle est sûrement extrêmement petit car très peu de particules α sont déviées,
- cet obstacle est vraisemblablement de charge électrique positive, ce qui permet d'expliquer pourquoi certaines particules α sont carrément repoussées en arrière.

Et Rutherford conclut : au centre de chaque atome se trouve un **noyau**, extrêmement petit, de charge électrique positive (figure 3).

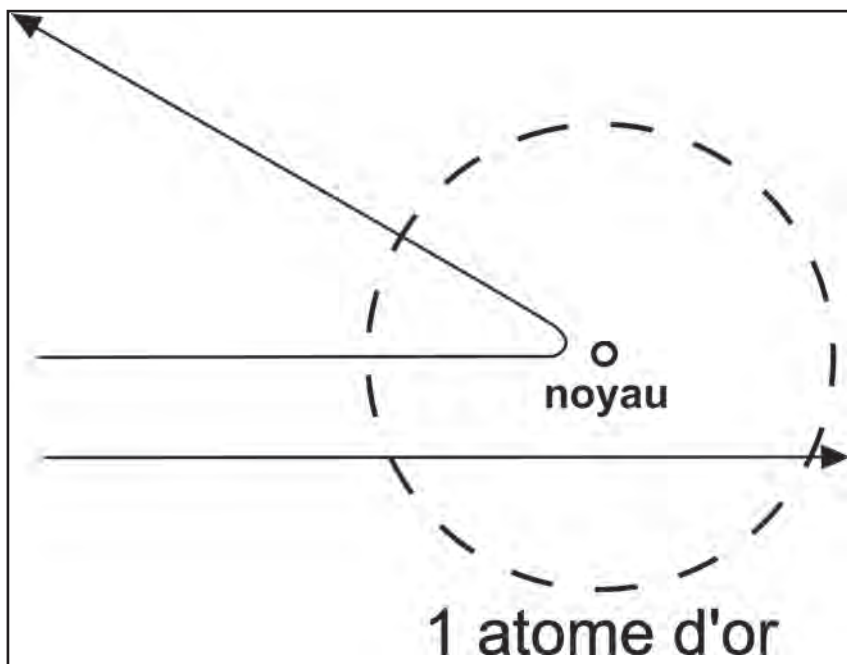


Fig. 3

L'interprétation de l'expérience de Rutherford

Exercice 16

Réponds aux questions :

- 1- Dans l'expérience de Rutherford, comment s'appellent les particules projetées sur la feuille d'or ? Quelle est leur taille ? Quelle est leur charge électrique ?

.....

- 2- Quelle est l'épaisseur de la feuille d'or ? Combien d'atomes d'or cette épaisseur représente-t-elle ?

.....

.....

- 3- Comment Rutherford a-t-il compris qu'au centre des atomes d'or se trouve un noyau très petit ?

.....

.....

.....

.....

4- *Réflexion* : Parmi les comparaisons suivantes, quelle est celle qui selon toi ressemble le plus à l'expérience de Rutherford (justifie) ?

- des joueurs de squash qui lancent la balle contre le mur
- un ouvrier qui projette du sable sur un grillage à larges mailles
- des gouttes de pluie qui tombent sur le sol

.....

.....

.....

.....



Étude de document n° 3

Les « modèles » de l'atome

Les physiciens, au début du XX^e siècle, étaient parvenus à ces conclusions :

- tout atome a une forme de sphère ; il est constitué au centre d'un noyau, entouré d'électrons,
- les électrons sont très légers par rapport au noyau (ce qui explique le fait, dans l'expérience de Rutherford, que les particules α qui passent à l'écart du noyau ne sont pas déviées par les électrons),
- le noyau est de charge électrique positive, et les électrons sont de charge électrique négative,
- la charge positive du noyau est exactement compensée par celle des électrons, si bien qu'au total un atome est électriquement neutre.

La première représentation que les physiciens se firent de l'atome était calquée sur le **modèle** des planètes tournant autour du Soleil : pour un atome, le Soleil c'était le noyau, et les planètes c'étaient les électrons. Cependant il y a une différence importante : les planètes du système solaire tournent « à plat » dans un même plan appelé « plan de l'écliptique », tandis que les électrons tournent « en volume » autour du noyau, ce qui explique pourquoi les atomes ont une forme sphérique.

La figure 4 représente ainsi l'atome de carbone (qui possède 6 électrons) :

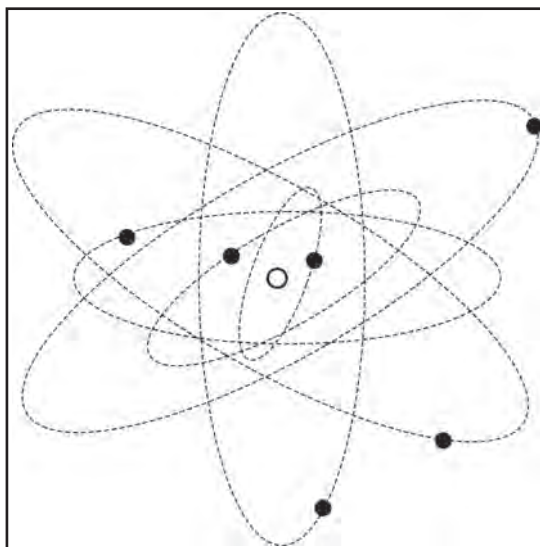


Fig. 4

Le modèle planétaire de l'atome de carbone

Dans les années 1930, les physiciens s'aperçurent que ce « modèle planétaire » (autrement dit cette représentation basée sur le modèle du système solaire), était en désaccord avec certaines expériences. Ils construisirent alors des modèles plus complexes, que tu étudieras dans la suite de tes études. En classe de 3e, on peut représenter l'atome de cette façon (figure 5) :

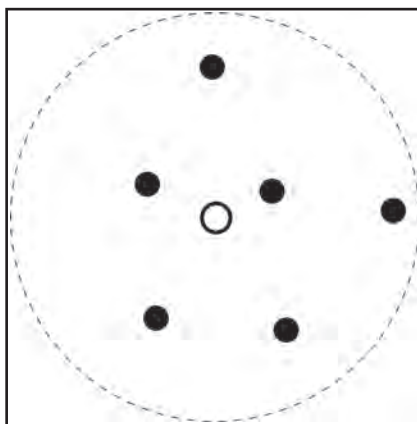


Fig. 5

Une représentation de l'atome de carbone utilisée en classe de 3e

La sphère en pointillés représente la zone où peuvent se trouver les électrons.

Exercice 17

Exercice de réflexion :

1- Cite un point commun entre le modèle planétaire de l'atome et le système solaire réel :

.....

2- Cite deux différences entre le modèle planétaire de l'atome et le système solaire réel :

.....

.....

.....