

PHYSIQUE-CHIMIE

CAP

GIRAUD-HERAUD Loïc

INTRODUCTION

La matière, un inventaire de notre univers

1/ La matière, généralité

Le vocable désigne familièrement tout ce qui est matériel. Il tranche en évitant ce qui serait virtuel ou spirituel comme les idées. L'univers est fait d'une grande partie de vide et de la matière.

Sur terre comme dans l'univers en général (en toute hypothèse) la matière se trouve suivant 3 états :

- L'état solide
- L'état liquide
- L'état gazeux.

1.1/ L'état solide

L'état solide est l'état dans lequel se trouve un corps matériel lorsque toutes ses parties constitutives restent solidaires entre elle « lorsqu'il se tient seul ». C'est l'état le plus stable de la matière. La matière solide présente des caractéristiques de rigidités et de dureté plus ou moins grandes et souvent représentatives de ses constituants et de l'énergie qui les lie.

Exemples : Un bloc de calcaire, un iceberg, un bloc de béton.

1.2/ L'état liquide

L'état liquide est pour la matière, significatif de la sujétion à des températures qui ont entraînés sa fusion. Autrement dit, l'état liquide permet de considérer de la matière fondue.

A l'état liquide, les corps matériels sont plus ou moins visqueux et donc peu solidaires et nécessitent en général pour être observés d'être placé dans un contenant solide.

Exemple : de l'eau, du magma, de l'essence.

1.3/ L'état gazeux

La matière se retrouve à l'état gazeux après ébullition ou sublimation. C'est-à-dire après qu'elle soit passée de l'état solide à l'état liquide puis qu'elle a été soumise à des températures qui l'ont portée à ébullition, ou, qu'elle a été directement soumise à son point d'ébullition sans passer pour autant par l'état liquide ... (car rare, dans la nature tout au moins, et dû à la soumission à de très fortes pressions).

A l'état gazeux la matière ne présente aucune solidarité, elle est plus ou moins volatile dans l'atmosphère terrestre...

Les gaz sont compressibles et expansibles.

Exemple : Air, gaz carbonique, gaz du réchaud.

2/ Intimité de la matière

2.1/ Fractionnement de la matière : corps mélangés, corps purs

Les corps que l'on trouve dans la nature sont le plus fréquemment des corps mélangés, c'est à dire qu'en les fractionnant à l'aide d'une méthode adéquate, simple, on peut trouver plusieurs corps, purs ou mélangés eux-mêmes. C'est-à-dire présentant des caractéristiques différentes.

Exemple 1 : De l'eau de mer peut-être mise à « sécher » ; c'est-à-dire que l'eau qu'elle contient reçoit une quantité d'énergie solaire qui lui permet de s'évaporer et il ne reste plus que du sel, en cristaux, chlorure de sodium ; le sel et l'eau évaporée (que l'on peut recueillir sur une plaque métallique froide) ont des caractéristiques différentes entre eux et avec l'eau de mer.

Exemple 2 : Une orange peut être coupée en morceaux puis pressée. Il en résulte deux parties une solide, la peau et pulpe, une autre liquide, le jus sucré. Ces deux corps sont eux-mêmes mélangés. Ils présentent des caractéristiques différentes ils peuvent être encore fractionnés.

Par contre le fractionnement d'un corps pur ne donne que deux ou plusieurs fractions de corps purs. C'est à dire présentant des caractéristiques identiques.

2.2/ Caractérisation des corps

Avec l'expérience répétée de la comparaison de 2 parties distinctes au moins que l'on a obtenu par fractionnement de corps mélangés; l'on remarque que se sont leurs masses volumiques leurs points de fusion et d'ébullition qui les distinguent le mieux. C'est-à-dire que dans des conditions identiques la comparaison de volumes identiques de deux corps distincts donnent des masses différentes ou/et des températures de fusion et d'ébullition différentes (cas de l'eau de mer pour laquelle sel et eau sont sensiblement différents, cas de l'orange pour laquelle peau et pulpe sont plus léger que le jus). Couramment donc, les corps sont distingués entre eux par ces trois caractéristiques.

Dans le cas de l'eau, pour une pression de 760 mm de mercure, ou 1 atm, ces constantes sont si fiables et reproductibles qu'elles sont utilisées comme un repère :

- 1 kg = 1 litre
- Point de fusion = 0° c
- Point d'ébullition = 100° c

2.3/ Corps purs et molécules.

Les corps purs ont des caractéristiques physiques uniques; trois d'entre elles se traduisent par des constantes : la masse volumique, le point de fusion et le point d'ébullition.

Des expériences complexes montrent qu'ils sont constitués en fait, d'un seul type de « structure matérielle »; c'est-à-dire qu'ils sont constitués de combinaisons toujours identiques d'éléments plus ténus encore (un peu comme les briques en terre d'une maison). Cette constitution s'oppose à celle des corps mélangés dans lesquels les constituants peuvent être côte à côte sans être combinés. Ces structures matérielles

s'appellent des molécules. La microscopie électronique nous en convainc car elle permet, aujourd'hui, de voir ces structures.

Exemple : Dans l'air, l'hydrogène et l'oxygène sont mélangés ensemble. Dans l'eau ils sont combinés.

L'air est un mélange moléculaire. L'eau est un corps composés ne comportant qu'une molécule type.

3/ Constituants de la matière

3.1/ Corps composés, corps simples

Les corps purs peuvent être des corps composés ou des corps simples. Des expériences complexes en laboratoire montrent que les corps composés sont la combinaison de plusieurs éléments tandis que les corps simples sont la combinaison du même élément.

L'électrolyse, pour l'eau par exemple, permet de comprendre qu'elle est un corps composé, car elle permet lors de sa mise en œuvre de récolter deux gaz différents pour une seule structure moléculaire de départ.

(Voir le document 1 *Electrolyse de l'eau*)

3.2/ Composants de la molécule : les atomes

La molécule d'un corps composé est faite de plusieurs types d'atomes (ou éléments les plus simples constitutifs des corps matériels). Ces atomes sont combinés entre eux comme dans l'eau H_2O . La molécule d'un corps simple est constituée elle aussi d'atomes, mais ces atomes sont d'un seul type. Ils sont seuls **He** (l'hélium) ou combinés entre eux H_2 et O_2 (deux hydrogènes, deux oxygènes).

3.3/ Corps en solution et ion

De nombreux corps composés peuvent être mis en solution dans l'eau (cas du sel par exemple)... C'est à dire qu'ils peuvent être étendus quantitativement tout en conservant leur caractère principal (de sel par exemple). Curieusement ils confèrent au mélange la propriété nouvelle de transporter l'électricité. Cela est dû à la forme chargée électriquement que prennent les atomes dans la solutions (**Na⁺** et **Cl⁻** pour le sel). Ces atomes sont appelés des ions.

CHIMIE

1 ATOMES et MOLECULES

Description et modèle schématique

1/ Les atomes

La matière est variée de part le nombre de ses constituants mais cette variété n'est pas infinie. On dénombre en fait 103 atomes différents.

Depuis Mendeleïev (Savant Russe du XIX^{ème} siècle 1834-1907) on classe ces atomes dans un grand tableau suivant une méthode dite de classification périodique des éléments (atome = élément).

Schématiquement, cette classification qui tient compte de la masse des atomes commence avec le plus léger, l'hydrogène, placé en haut du tableau et va jusqu'au plus lourd le radium, placé en bas. Le tableau est rempli ligne par ligne en commençant par la gauche.

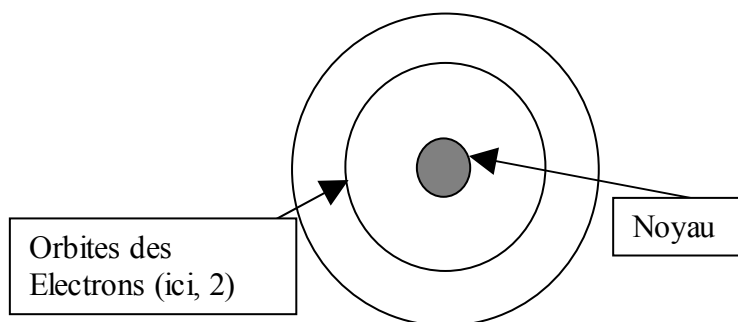
2 familles d'atomes, les lanthanides et les actinides en sont généralement extraites et reportées au dessous. En effet, ces atomes sont plutôt rares, certains d'entre eux n'existent même pas dans la nature... Ils sont le fruit du génie humain.

Dans le tableau de Mendeleïev comme dans la vie quotidienne (étiquette de composition de produits) chaque atome est représenté par un symbole, **H** pour l'hydrogène, **O** pour l'oxygène par exemple.

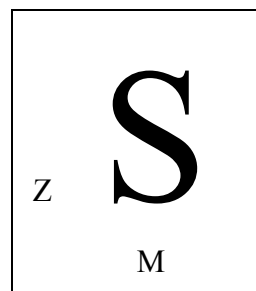
Les atomes sont faits de particules, neutrons et protons qui constituent un noyau et d'électrons autour du noyau. Le noyau représente la masse principale de l'atome notée masse atomique M. Cette masse atomique donne une information en gramme, c'est à dire conventionnellement pour $6,02 \times 10^{23}$ atomes, ou « 1 atome gramme » ou 1 mole.

Les particules qui constituent l'atome sont chargées électriquement ou neutre. Ces charges sont en grande partie responsables de la cohésion des particules entre elles. Le numéro atomique précise conventionnellement le nombre de charges négatives ou d'électrons que comporte l'atome. On note ce numéro atomique Z.
(Voir le document 3 « Classification périodique des éléments »).

La représentation schématique de l'atome est la suivante



La représentation symbolique de l'atome est la suivante



2/ Combinaison des atomes, molécules

Dans la nature, il est rare de trouver des atomes « seuls ». Quelques gaz dits rares (à l'état de trace dans l'atmosphère) sont les seuls à présenter cette caractéristique avec les vapeurs métalliques (mercure sodium par exemple)... Tous les autres sont combinés entre eux ou avec d'autres.

Exemple: O_2 (l'oxygène), H_2 (l'hydrogène), H_2O (l'eau).

Ces combinaisons, ou non, forment des molécules c'est à dire les « structures » constitutives des corps purs (simples ou composés). Ces molécules sont dites mono., di., triatomiques etc. suivant qu'elles comportent 1, 2 ou 3 atomes...

Les combinaisons des atomes en molécules ne sont pas fortuites. Elles respectent en effet des lois d'équilibration des charges électriques et de saturation en électron... Chaque élément ayant des caractéristiques uniques, se combine donc de façon unique... Ainsi comprend-on pourquoi la matière à l'état naturel peut prendre des aspects si variés.

(Pour de plus amples informations concernant ce point du cours voir les cours de BEP puis de Bac).

3/ Quelques exemples

3.1/ Cas de l'hélium

L'hélium ne comporte que deux électrons, $Z = 2$. Sa masse est de 2 grammes pour une mole, $M = 2$. Suivant les lois d'équilibration des charges électriques et de saturation en électron il ne peut se combiner avec aucun autre atome. Dans la nature on le trouve sous forme gazeuse **He**. L'hélium est utilisé pour ses propriétés de gaz « inerte ».

3.2/ Cas de l'eau

L'eau s'obtient en mettant en présence un mélange de H_2 et de O_2 dans les proportions de 2 pour 1 et une flamme. La chaleur provoque une brusque détente du mélange qui se contracte ensuite sous forme d'eau **H_2O** .

La molécule d'eau comporte 10 électrons, et sa masse est de deux hydrogènes et un oxygène soit 18 grammes pour une mole. L'eau est un corps composé fondamental pour la vie et important sur terre.

4/ Modèle de représentation des molécules

Si les atomes sont donc reconnaissables par leur symbole, schématiquement les molécules sont représentées ou écrites de 2 façons :

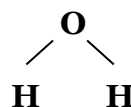
La première, littérale place les symboles des atomes les uns à côté des autres ; ils sont alors affectés d'un indice qui désigne leur quantité dans la molécule.

La deuxième dite développée place un trait de liaison entre chaque symbole d'atome qui constitue la molécule.

Si dans la première écriture la combinaison des atomes est sous-entendue, elle est par contre formelle dans la seconde.

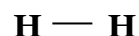
Exemple (à gauche la première écriture, à droite la seconde):

L'eau : **H₂O**



Atome = **H** et **O** ; **H** = 2 **O** = 1 ; Masse = 18 grammes pour 1 mole.

Hydrogène gazeux **H₂**



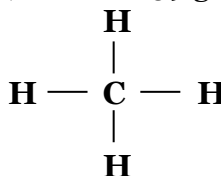
Atome = **H** ; **H** = 2 ; Masse = 2 grammes pour une mole.

Chlorure de Sodium (sel de cuisine) **NaCl**



Atome = **Na** et **Cl** ; **Na** = 1 **Cl** = 1 ; Masse = 59 grammes pour 1 mole.

Méthane **CH₄**



Atome = **C** et **H** ; **C** = 1 **H** = 4 ; Masse = 16 grammes pour 1 mole.

5/ Formules chimiques et équation de réactions

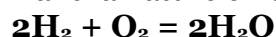
Une formule chimique (voir étiquette de produit) reprend l'écriture littérale. Simplement, pour les corps mélangés, elle ajoute un facteur afin de désigner le nombre de molécules que comporte la formule d'un produit :

Pour écrire une réaction chimique de 2 corps l'un sur l'autre on écrit suivant la même forme, littérale et avec des facteurs, une équation. Ce, de telle façon que les deux membres de l'équation soient représentatifs de ce qui se passe dans la réalité. Il arrive parfois que le = de l'équation soit remplacé par une ➡

Exemples:

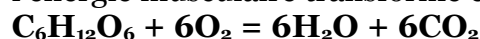
Faire de l'eau :

Dans la nature on trouve **H₂** et **O₂**. On les combine comme suit :



Utiliser ses muscles génère de la sueur et du dioxyde de carbone :

Dans la nature on trouve pour ce faire du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (nutrition) et l'oxygène O_2 (inspiration). On les combine comme suit pour obtenir de l'énergie musculaire transformé en mouvement :



2 DEUX CORPS SIMPLES

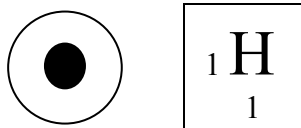
Etude sommaire

1/ Hydrogène

1.1/ Généralités

L'hydrogène est le plus léger de tous les atomes. 1 atome gramme a une masse M de 1 gramme. Il ne comporte qu'un seul électron autour de son noyau, le plus simple. Son nombre atomique Z est 1.

Dans la nature, l'hydrogène peut se présenter comme un corps simple sous forme de gaz. C'est alors une molécule diatomique de formule chimique H_2 . Sa masse volumique est de 2 grammes pour 22,4 litres à 20°C et à 1 atm. Son point de fusion se situe à -259°C et son point d'ébullition à -253°C.



1.2/ Propriétés

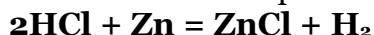
L'hydrogène est très peu soluble dans l'eau. L'hydrogène est le moins dense de tous les gaz (moins dense que l'air, il « monte » donc). L'hydrogène se combine avec l'oxygène pour former de l'eau par soumission à la flamme.



1.3/ Préparer de l'hydrogène à l'usine et au laboratoire

L'électrolyse de l'eau est un excellent moyen pour préparer de l'hydrogène de grande qualité (très pur). C'est l'outil industriel par excellence. Dans une cuve remplie d'eau et de soude on récupère l'hydrogène « en faisant passer » un courant électrique.

Plus simplement on peut obtenir de l'hydrogène par dégagement gazeux en versant de l'acide chlorhydrique HCl sur du zinc Zn . L'équation est la suivante :

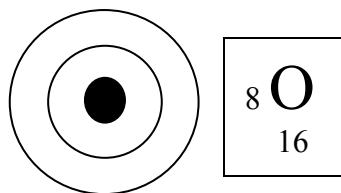


2/ L'oxygène

2.1/ Généralités

L'oxygène est classé sur la deuxième ligne du tableau de Mendeleïev. Il est d'une masse M de 16 grammes pour 1 mole. Il comporte 8 électrons autour de son noyau ; son numéro atomique est $Z = 8$.

A l'état naturel il se rencontre très fréquemment lié, dans l'eau, et libre et gazeux sous forme d'un corps pur à molécules diatomiques, de formule chimique O_2 . Son point de fusion est très bas, son point d'ébullition est à $-183^\circ C$. Sa masse volumique est de 32g pour 22,4 l à $20^\circ C$ et à 1 atm.



2.2/ Propriétés

Dans la nature, l'oxygène libre est un gaz incolore, volatil, qui se mélange dans l'air. C'est un gaz très peu soluble dans l'eau. L'oxygène se combine avec de nombreux corps simples dont l'hydrogène avec lequel il fait de l'eau...

Contrairement à l'hydrogène avec lequel on ne peut tenir une flamme allumée, l'oxygène entretient voire renforce cette flamme.

2.3/ Préparation de l'oxygène

Comme pour l'hydrogène, l'oxygène peut s'obtenir à partir de l'eau par électrolyse (voir document 2 sur *L'électrolyse de l'eau*).

Il s'obtient aussi à partir de l'air par liquéfaction et par distillation fractionnée (point d'ébullition caractéristique).

3 REACTIONS CHIMIQUES, FONCTIONS

Réduire et oxyder, c'est bien connaître l'hydrogène et l'oxygène

1/ Présentation des réactions chimiques

Les réactions chimiques sont des combinaisons types de molécules, qui conduisent à la transformation, souvent accompagnée d'un phénomène énergétique, de corps initiaux en corps secondaires. Ces réactions portent la plupart du temps des noms, comme oxydation ou réduction par exemple.

Les réactions chimiques sont très nombreuses dans la nature... Ou dans la cuisine...

Il est vrai que la présence en grande quantité, d'oxygène gazeux, libre et donc directement accessible, et d'eau ne sont pas sans effet.

L'une des plus communes de ces réactions, la combustion dans l'air, est utilisée depuis des millénaires pour produire de la chaleur ou de la lumière.

Elles sont fondamentales dans beaucoup de processus parfois complexes ; elles permettent de mouiller le pastis, d'obtenir des couleurs variées en peintures, de nettoyer des ustensiles en fer lorsqu'ils sont rouillés, ou en cuivre quand ils sont couverts de vert de gris...

2/ Solution, dilution, émulsion

Les réactions chimiques sont donc le fruit d'un « mélange » de corps. Les plus simples de ces réactions sont la solution la dilution et l'émulsion. La première est un simple mélange liquide homogène.

La seconde étend un corps par l'adjonction d'un autre en atténuant ses propriétés sans pour autant les altérer (dilution d'un sirop dans l'eau par exemple).

La troisième fractionne un corps par adjonction d'un autre en atténuant ses propriétés sans pour autant les altérer (vinaigrette par exemple).

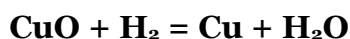
Ces trois réactions sont fondamentales et doivent être connues pour une vie en bonne harmonie avec la nature dans laquelle elles sont permanentes.

3/ Réduction

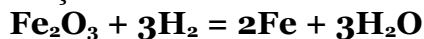
3.1/ Généralités

La réduction d'un corps revient à lui apporter de l'hydrogène ou/et à lui retirer de l'oxygène.

Un oxyde de cuivre **CuO** (vert de gris) par exemple, réagit à un apport d'hydrogène **H₂** (principe du nettoyage des cuivres) en rendant son oxygène. La réaction est la suivante :



De même l'hydrogène **H₂** réagit avec l'oxyde ferrique **Fe₂O₃** en formant du fer et de l'eau. La réaction s'écrit de la façon suivante :



Les métaux oxydés retrouvent plus ou moins leurs caractéristiques originelles.

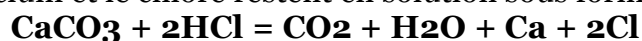
3.2/ L'acide chlorhydrique

Dans l'eau les atomes du chlorure d'hydrogène **HCl** se retrouvent sous forme d'ions. L'électricité peut donc passer dans la solution et l'hydrogène **H** et le chlore **Cl** sont disponibles pour réagir avec un autre corps. La solution est réductrice.

Le chlorure d'hydrogène est devenu l'acide chlorhydrique. Cette propriété acide de la solution peut être rendue visible par l'adjonction d'un réactif coloré comme l'hélianthine par exemple (couleur rouge brique).

Dans le cas de notre acide chlorhydrique, l'action sur du tartre **CaCO₃** comme on peut le rencontrer en plomberie ou plus simplement à la cuisine, conduit à sa

dissolution d'après l'équation suivante (où le dioxyde de carbone s'évacue dans l'atmosphère, le calcium et le chlore restent en solution sous forme ionique):



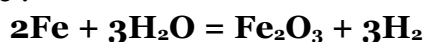
4/ Oxydation

4.1/ Généralités

L'oxydation d'un corps c'est en fait l'apport d'oxygène et/ou la suppression d'hydrogène de ce même corps.

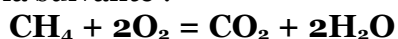
Dans la nature, le fer **Fe** par exemple, réagit avec l'oxygène **O** pour donner de l'oxyde de fer. La forme la plus commune de cette réaction met en présence du fer pur et de l'eau.

L'équation en est la suivante :



L'oxydation du fer par apport d'oxygène ne présente pas un grand intérêt seule la couleur « rouille » de la poudre qui se forme, permet de trouver des applications. Elle est par exemple naturellement présente dans la terre à tuiles ou à briques.

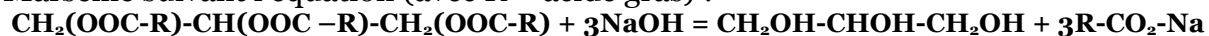
Les combustions dans l'oxygène sont des oxydations. A l'identique de l'oxydation du fer, la combustion du méthane **CH₄** par exemple revient à un apport d'oxygène. L'équation de la réaction est la suivante :



4.2/ Une base, la soude

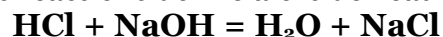
Dans l'eau les atomes des cristaux de soude **NaOH** prennent une forme d'ions, comme les atomes de l'acide chlorhydrique ; c'est à dire que la solution laisse passer l'électricité et que le sodium **Na** et l'oxyde d'hydrogène **OH** sont disponibles pour réagir avec d'autres corps. La soude est alors devenue une base et elle est oxydante. La mise en évidence de cette basicité peut se faire avec l'adjonction de réactifs colorés tel la phénolphthaléine qui, incolore en milieu neutre, vire au violacé en solution basique.

Sur de l'huile d'olive l'action de la soude donne du savon glycéринé bien connu à Marseille suivant l'équation (avec R = acide gras) :



5/ Oxydoréduction et neutralisation d'un acide par une base

L'acide chlorhydrique **HCl** et la base soude **NaOH** forment une solution ionique dans l'eau (l'électricité peut passer dans la solutions et les ions de la solution sont disponibles pour réagir). Les ions hydrogène **H** de l'acide réagissent avec les ions hydroxyde **OH** de la soude et les ions chlore **Cl** de l'acide réagissent avec les ions sodium **Na** de la soude. Les réactions donne alors de l'eau et du sel :



Si l'acide et la soude sont corrosifs (leurs réactions sur d'autres corps se résument à une attaque), par contre l'eau et le sel qui en résultent ne le sont plus. On dit qu'il y a

eu neutralisation. La solution a perdu son caractère acide ou basique inhérente à la proportion d'acide ou de base en solution avant la neutralisation.

6/ Ph-métrie

La Ph-métrie est une technique de mesure du « Potentiel hydrogène » des solutions ou encore une technique de mesure de l'acidité ou de la basicité des solutions.

Afin d'offrir des résultats fiables, elle propose des modes opératoires variés qui vont du Ph mètre électrique aux rouleaux de « papier Ph » et emprunte à la volumétrie.

- Avec un Ph mètre électrique il suffit de tremper une sonde dans la solution pour lire le Ph sur un écran.
- Avec du papier Ph il suffit de tremper le papier Ph dans la solution et de repérer la couleur qu'il prend. Cette couleur correspondant à un niveau de Ph.
- Avec la volumétrie, on mesure le volume d'une solution acide ou basique pour faire changer de couleur un réactif placé dans une solution basique ou acide au départ et on trouve cette basicité ou cette acidité par le calcul.

L'échelle de mesure va de 1 à 14. De 1 à 7 non inclus la solution est dite acide. A 7 la solution est dite neutre. Et de 7 non inclus à 14 la solution est dite basique.

Dans le bâtiment, ces techniques sont utilisées au laboratoire...

PHYSIQUE

1 MECANIQUE

Statique et dynamique...

1/ Approche intuitive de la notion de poids d'un corps

1.1/ Chute des corps

Sur terre tous les corps, constitués de matière, donnent l'impression de vouloir tomber. Si on les laisse effectivement tomber, cette chute est plus ou moins régulière suivant l'encombrement et la lourdeur du corps.

- Un poids de balance lâché d'une hauteur de 1 m tombe verticalement et régulièrement (principe du fil à plomb).
- Une feuille de papier lâchée de la même hauteur, volette doucement avant de se poser sur le sol (principe du parachute).

Cette différence dans la chute est due à la portance de l'atmosphère.

Mais même si la chute diffère d'un objet à un autre, et sauf cas particuliers (objets très légers comme les ballons météo qui montent tant que l'atmosphère peut les porter), cette chute est une réalité bien commune.

1.2/ Masse des objets en gramme

Afin de distinguer précisément la « lourdeur » des objets qui nous entourent, il est possible de calculer leur masse à l'aide de leur composition atomique et de leur volume. C'est ici tenir compte de la notion de masse volumique décrite dans les chapitres de chimie.

Mais on peut aussi l'approcher grâce à la chute des corps avec une balance. Qui donne des résultats à une constante multiplicative près.

La comparaison de pesées identiques de plumes ou de plomb montrent des volumes différents pour chacun de ces objets ; ou, des volumes identiques montrent des pesées de plumes et de plomb sensiblement distinctes.

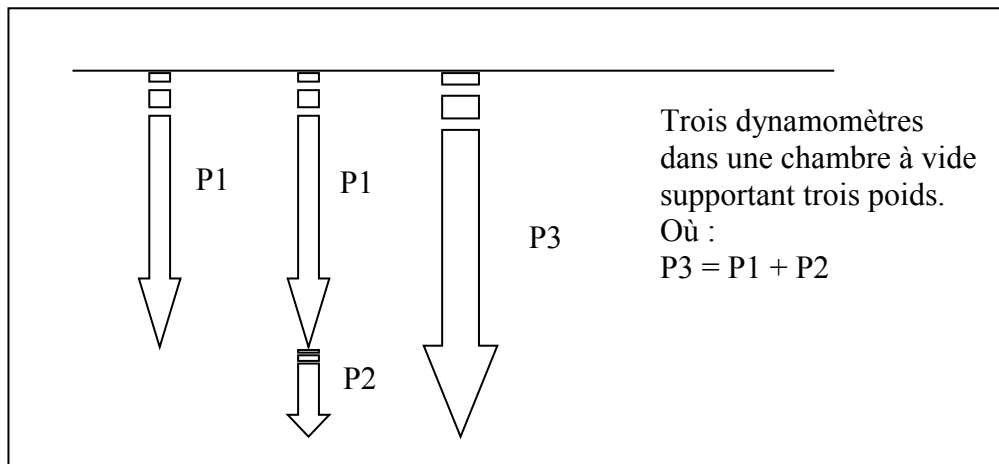
1.3/ Poids des objets

Au laboratoire, dans une chambre à vide (dont on a enlevé l'atmosphère avec une pompe spéciale) si on suspend des objets à peser à un dynamomètre (sorte de balance à ressort), le ressort accuse une tension suivant la même direction, le même sens et proportionnelle à la masse de l'objet quelque soit cet objet. Cette proportionnalité est due, paradoxalement aux apparences, à l'attraction terrestre.

L'attraction terrestre se présente comme un phénomène dynamique. C'est à dire qu'elle agit sur les corps comme si on les avait jetés contre la terre. Et ce phénomène apparaît constant si on néglige la présence d'atmosphère. La tension du dynamomètre est en fait représentative du poids de l'objet, c'est à dire à l'application de l'attraction terrestre (constante multiplicative) à chaque unité de masse de l'objet.

L'attraction terrestre encore appelée g a pour valeur moyenne 9,81 (à peu près 10). C'est cette valeur que l'on multiplie à la masse de l'objet en kilogramme (kg) pour obtenir un poids en newton (N ; Newton étant un grand physicien anglais du XVIII^e siècle 1642-1727)

$$P = m \times g$$



2/ Notion de force

2.1/ Généralités

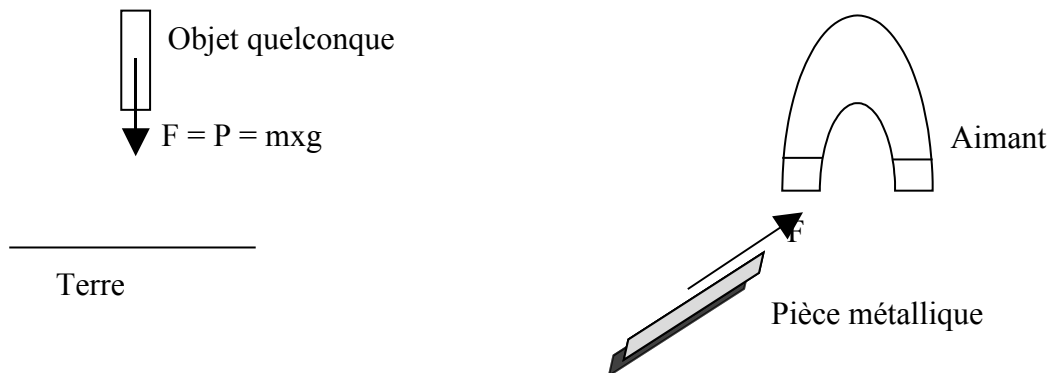
Dans la nature l'on recense trois types de force :

- la force gravitationnelle
- la force électromagnétique
- la force nucléaire.

Elles se manifestent de façon très diverses mais elles ont toujours plus ou moins, la capacité de produire ou modifier le mouvement d'un corps (effet dynamique) ou de déformer ce corps (effet statique).

L'attraction terrestre est une force ; la force musculaire, la force d'un aimant, la force de la vapeur sous pression d'une cocotte minute, la résistance de l'air sur une feuille de papier qui volette, l'attraction de copeaux de papier par une règle en plastique en sont d'autres.

Elles s'appliquent toujours sur un point encore appelé point d'application suivant une direction et un sens que l'on peut matérialiser schématiquement par une flèche.



2.2/ Newton et la gravitation universelle

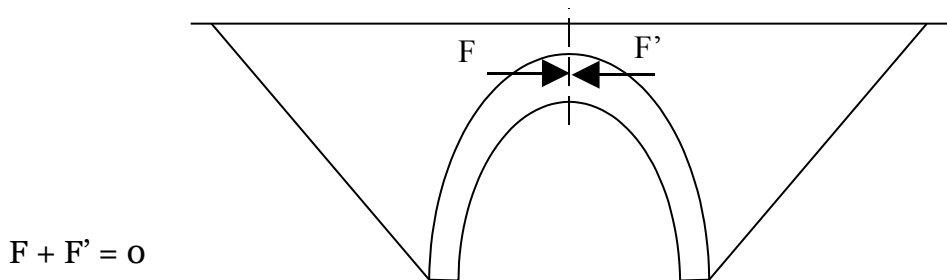
Au XVIII^{ème} siècle, Newton a établi sur la base des travaux de Kepler une loi de la gravitation universelle. A l'image de l'attraction terrestre sur les objets, il considère que tous les objets quels qu'ils soient exercent chacun une force d'attraction sur les objets qui les entourent (il précise que cette force est proportionnelle à la masse de l'objet et à l'inverse du carré de la distance avec l'objet sur lequel cette force est appliquée, voir cours BEP et Bac).

2.3/ Système de forces appliquées à un solide

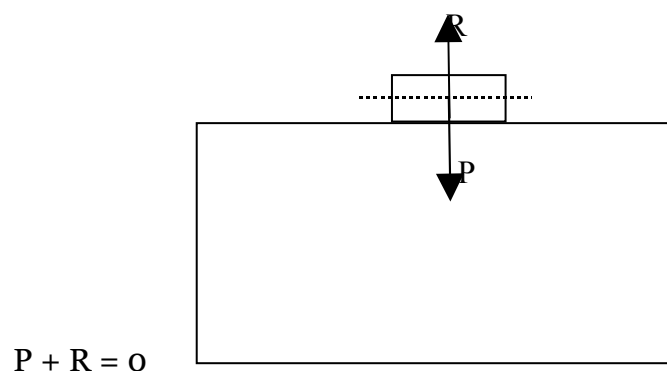
- Forces concourantes

Les forces sont dites concourantes lorsque leurs directions et sens (leurs droites d'action) passent par un même point (intersection). Ainsi plusieurs cas de figure peuvent être étudiés.

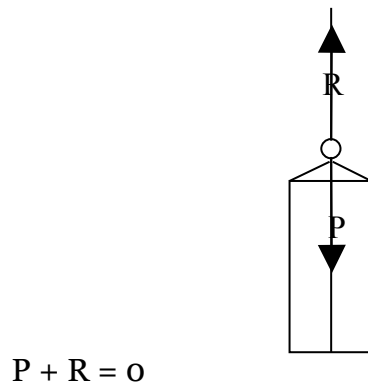
Un solide sur lequel on applique 2 forces F et F' reste en équilibre lorsque les forces sont opposées. Ce cas peut être illustré par le principe de la clé de voûte (arche de pont par exemple).



Lorsque l'on pose un objet sur un support, celui-ci pèse de tout son poids, P , et le support réagit. Si l'objet ne s'enfonce pas c'est que cette réaction R est équivalente au poids de l'objet.



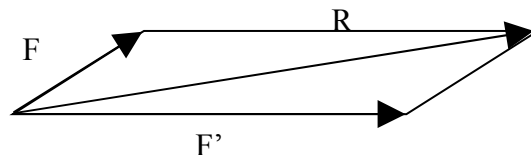
Un objet suspendu bénéficie de la réaction R de sa suspension pour ne pas tomber. S'il est suspendu à un fil élastique, celui-ci se tendra jusqu'à ce que la résistance due à la tension soit équivalente au poids de l'objet.



- Résultante d'un système de forces concourantes

Dans le cas de deux ou plusieurs forces concourantes appliquées à un solide, mais de droites d'action différentes, il est possible de constater un déséquilibre concrétisé par un déplacement de ce solide. Celui-ci est donc animé d'une force que l'on appelle la résultante du système de forces.

Sur un plan géométrique la droite d'action de cette résultante peut se matérialiser par un dessin appliquant la règle du parallélogramme.



Cette résultante R est la somme de F et de F' :

$$\mathbf{F} + \mathbf{F}' = \mathbf{R}$$

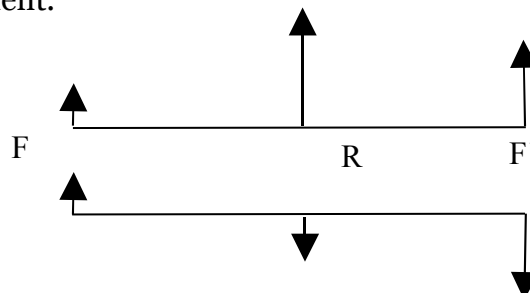
Dans le cas d'un système plus complexe que ci-dessus, la règle du parallélogramme est applicable autant de fois que nécessaire. L'on procède alors avec méthode. D'abord on matérialise une première résultante de deux forces, puis de la résultante de la première résultante avec une troisième force... Et ainsi de suite jusqu'à ne plus avoir qu'une seule force résultante qui s'exprime dans l'espace (ossature de constructions en placoplâtre par exemple).

$$\mathbf{F} + \mathbf{F}' + \mathbf{F}'' + \mathbf{F}''' + \dots = \mathbf{R}$$

- Forces parallèles

Un solide soumis à plusieurs forces parallèles agit suivant la résultante de ces forces elle même parallèle à ces forces.

Cette résultante est égale à la somme de ces forces. Si les forces sont de sens contraires, elles se soustraient.



Dans le premier cas F et F' s'additionnent. Ici par exemple $F' = 2 F$; par conséquent la force résultante est :

$$\mathbf{R} = \mathbf{F} + \mathbf{F}' \text{ où } \mathbf{R} = 3\mathbf{F}$$

R s'exprime dans le même sens que F et F' .

Dans le second cas F et F' se soustraient ; la force résultante est :

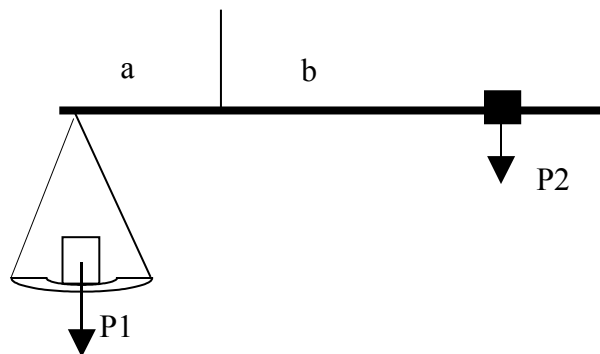
$$\mathbf{R} = \mathbf{F} - \mathbf{F}' \text{ où } \mathbf{R} = \mathbf{F} - (2\mathbf{F}) = -\mathbf{F}$$

R s'exprime donc dans le sens de F' et le sens contraire de F .

2.4/ Moment d'une force par rapport à un axe

Lorsqu'on applique sur un solide fixé par un axe, un système de forces perpendiculaires à cet axe, ce solide se meut suivant la résultante de ce système. Cette résultante R multiplié par la distance de son point d'application à l'axe définit le moment de R .

C'est de ce principe dont on tient compte pour utiliser une balance. L'équilibre entre deux plateaux placés à égales distances d'un axe s'obtient par deux poids identiques chacun dans un plateau de telle façon que les moments des deux forces (poids) soient égaux. Dans le cas d'une balance romaine, tout changement de poids dans le plateau nécessite le déplacement du contrepoids sur la tige de telle façon que les moments des deux forces soient égaux.



$\mathbf{P_1 \times a = M_1}$ le moment de $\mathbf{P_1}$; $\mathbf{P_2 \times b = M_2}$ le moment de $\mathbf{P_2}$; L'équilibre est atteint lorsque $\mathbf{M_1 = M_2}$

2 ELECTRICITE

Et la lumière fut...

1/ Définition

L'électricité est un flux d'électron dans un conducteur. C'est une énergie très facile à utiliser quand elle est domestiquée, pile, branchement secteur etc.

2/ Exemples de manifestation de l'électricité

L'électricité produite par une ou plusieurs piles dans une torche électrique, permet *d'éclairer une lampe à incandescence...*

Un éclair *dans le ciel* est une décharge colossale qui permet de rétablir un *équilibre électrique* entre ciel et terre.

Un radiateur électrique branché sur le secteur permet de *chauffer une pièce* par chauffage de sa résistance interne.

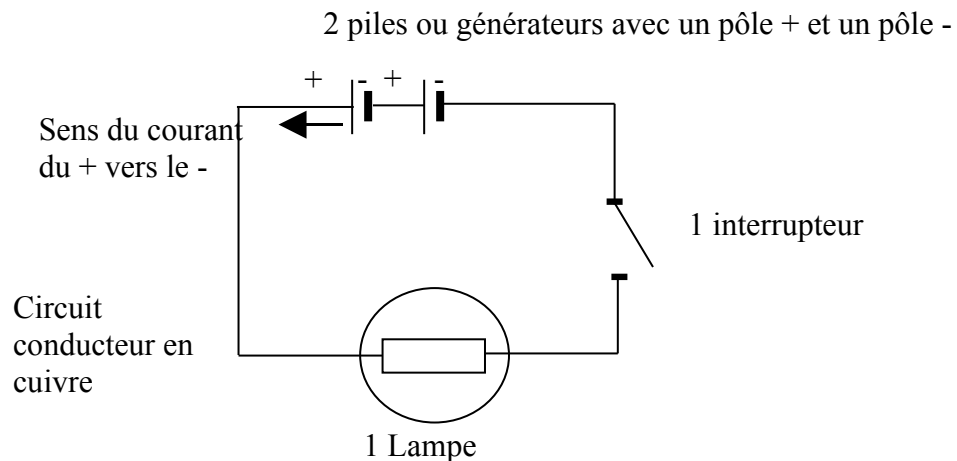
Une règle en plastique frottée sur de la laine *attire des petits morceaux de papier*.

3/ Etude sommaire de la torche électrique

La torche électrique est un outil portatif qui a pour fonction d'éclairer grâce à la lumière produite par une petite lampe à incandescence.

Elle comporte une ou plusieurs piles encore appelées *générateurs*, une *lampe à incandescence* dont le filament est une *résistance* qui blanchit en chauffant et produit un rayonnement lumineux, un *interrupteur*, qui permet d'ouvrir ou de fermer un *circuit conducteur* qui relie les trois éléments constitutifs afin d'obtenir de la lumière. Le système est monté sur *isolant*. L'ensemble est intégré dans un boîtier métallique ou/et plastique.

Schéma de la torche



Diverses expériences permettent de repérer plusieurs propriétés de l'électricité.

- L'inversion d'une pile par exemple, empêche le fonctionnement de la lampe.
- L'inversion de deux piles n'empêche pas la lampe de fonctionner (expérience qui ne peut pas être faite avec toutes les torches).
- L'ouverture de l'interrupteur éteint la lampe, sa fermeture l'allume.
- L'inversion de sens de la lampe ne change rien...
- Oublier la lampe allumée la nuit et le matin elle ne fonctionne plus.

On dit alors que l'électricité ne circule qu'en circuit fermé, que les piles sont polarisées ou bien encore que la quantité d'électricité des piles est épuisée.

4/ Généralisation

4.1/ Quantité d'électricité

Les expériences menées à l'aide de la torche électrique, donc avec du courant continu, permettent d'appréhender la notion de quantité d'électricité. Les piles sont des conteneurs faits avec des électrodes et des électrolytes, donc des produits chargés électriquement. Ce sont ces électrodes qui donnent ou captent les électrons (qui fournissent une certaine quantité d'électricité) qui vont migrer via les électrolytes et dans le circuit du pôle positif vers le pôle négatif. Cette quantité qui s'exprime en coulomb (unité c) est égale à la quantité de charges (électrons) fournis par la ou les piles.

4.2/ Schématisation, les symboles

Les circuits électriques sont fréquemment présentés sous forme de schémas (voir plan d'un réseau de maison, plan schéma d'un réseau de voiture, d'un appareil électrique...). Ces schémas utilisent une symbolique (toujours la même) qui est internationale.

Ces éléments les plus courants sont les suivants:

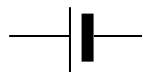
Fil électrique ou élément quelconque de circuit



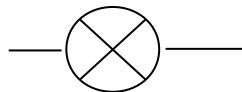
Interrupteur, ouvert puis fermé avec ses bornes.



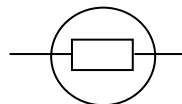
Générateur ou pile avec son pôle positif long et fin et son pôle négatif



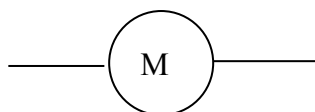
Lampe (quelconque)



Lampe à incandescence

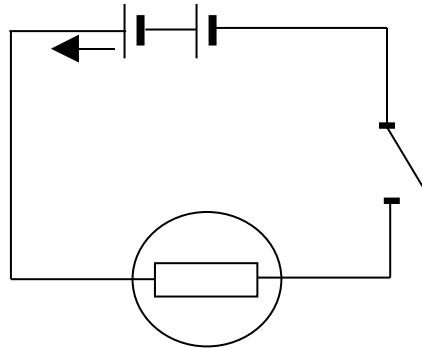


Moteur électrique

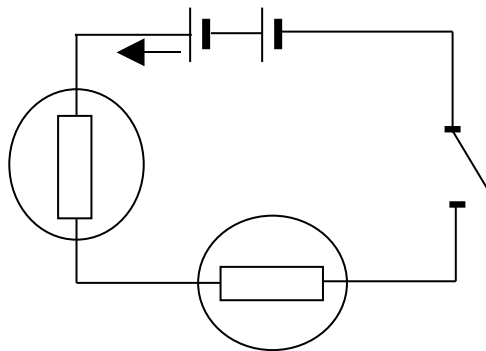


4.3/ Circuits types

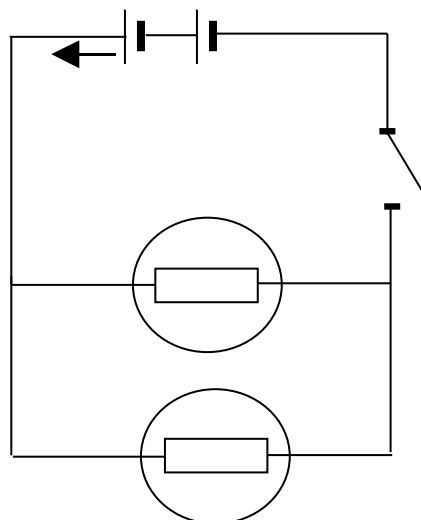
Circuit simple



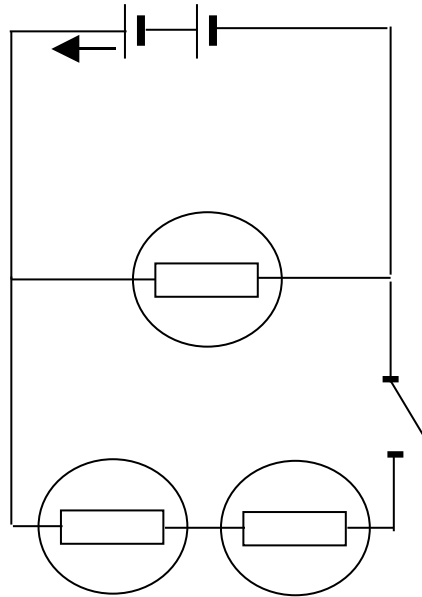
Circuit avec lampes dites en séries



Circuit avec lampes dites en dérivation



Série et dérivation avec interrupteur sur une partie du circuit



5/ Intensité et tension, calcul d'une résistance

5.1/ Intensité

Un circuit avec des lampes : Suivant que ce circuit présente une ou plusieurs dérivations, l'intensité de la lumière des lampes est plus ou moins forte. On dit que cette intensité de l'éclairage est strictement liée à l'intensité du courant qui circule dans le circuit.

Cette intensité I est en fait la quantité d'électricité Q_e qui circule dans le circuit pendant 1 seconde

$$I = Q_e/t$$

Q_e est en coulomb (physicien français des XVIII^{ème} siècle)

I est en ampère (physicien français des XVIII^{ème} et XIX^{ème} siècle)

1 ampère = 1 coulomb par seconde

I peut être mesurer avec un ampèremètre placé sur le circuit. Si elle n'est pas automatique, la lecture de l'ampèremètre nécessite la prise en compte du calibre C de réglage de la position P de l'aiguille et du nombre de graduations N , alors :

$$I = (C \times P)/N$$

5.2/ Lois des intensités

Loi 1 : Dans un circuit où les dipôles (lampes, moteurs etc.) sont montés en série, l'intensité reste la même quelque soit l'endroit de la mesure.

Loi 2 : Dans un circuit où les dipôles sont montés en dérivation, l'intensité globale est égale à la somme des intensités dans chaque brin de dérivation. Soit pour 2 brins :

$$I_g = I_1 + I_2$$

5.3/ Tension

La pile est un générateur polarisé, elle possède un pôle + et un pôle -. Autrement dit, si le circuit est fermé les électrons circulent dans un sens (sous entendu non dans l'autre), du donneur d'électrons vers le receveur.

On dit alors qu'il existe une différence de potentiel entre les deux pôles et cette différence de potentiel est la tension qui se mesure en volt (volta : physicien italien des XVIII^{ème} et XIX^{ème} siècle).

La tension notée U peut se mesurer avec un voltmètre. Un peu de la même façon qu'on utilise un ampèremètre.

$$U = (C \times P)/N$$

5.4/ Lois des tensions

Loi 1 : Dans un circuit où les dipôles sont montés en série, la tension prise aux bornes du générateur est égale à la somme des tensions prises aux bornes de chaque dipôle. S'il y en a deux :

$$U_g = U_1 + U_2$$

Loi 2 : Dans un circuit où les dipôles sont montés en dérivation, la tension est partout la même quelque soit l'endroit de la mesure sur le circuit.

5.5/ Loi d'Ohm

La loi d'Ohm (physicien allemand des XVIII^{ème} et XIX^{ème} siècle) permet de calculer la résistance R d'un dipôle placé sur un circuit électrique alimenté par un générateur.

Une résistance est en fait un dipôle qui résiste au passage du courant. Cette résistance entraîne généralement un échauffement utilisé soit pour l'éclairage soit pour le chauffage (radiateur électrique).

La loi d'Ohm nous dit que :

$$U \text{ (la tension)} = R \text{ (Résistance)} \times I \text{ (Intensité)}$$

R est en ohm (ex : haut parleur = 8 ohm).

6/ Extension des résultats qui précèdent au courant alternatif

L'ensemble des résultats qui précèdent peut être transposé dans le cas du courant alternatif.

On peut ainsi définir et calculer la puissance électrique. Cette puissance P est calculée en watt (physicien écossais des XVIII^{ème} et XIX^{ème} siècle).

Elle est égale à la multiplication de la tension U par l'intensité I.

$$P = U \times I$$

Et comme la tension est égale à la multiplication de la résistance par l'intensité, la puissance d'un dipôle résistant (résistor) est :

$$P = R \times I^2$$

De même on définit et calcule l'énergie électrique W , consommé par un appareil électrique par unité de temps. Cette énergie se mesure avec un compteur électrique et se calcule en kw/h

$$P = W/t \text{ ou } W = P \times t$$

3 ACOUSTIQUE et THERMIQUE

Isoler...

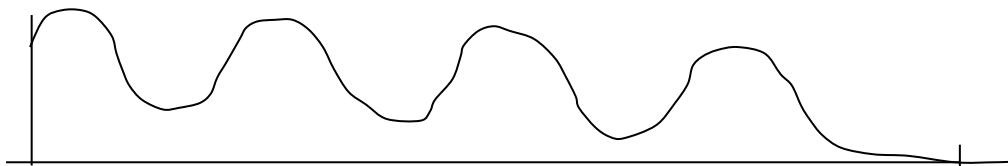
1/ Acoustique

1.1/ Le son

Le son est une onde acoustique ; une onde dont la longueur et la force, dans l'air ou tout autre matériau, la rendent audible.

1.2/ Longueur d'onde

Une onde acoustique se propage de la même façon que l'on imprime un mouvement vertical à une corde placée horizontalement sur le sol. La longueur d'onde correspond donc à la longueur horizontale mise en mouvement vertical. Cette longueur d'onde s'exprime en mètre.



Longueur d'onde

1.3/ Force d'un son, pression sonore

La mesure de la force du son, de la pression sonore, se fait avec un sonomètre. Celui-ci donne un résultat en décibel (db). Les décibels permettent de mesurer la pression imprimée à l'air à un mètre de la source (vibration de l'air que l'on ressent à côté d'une source sonore comme un haut parleur par exemple).

Les sons de + de 80db à 1 m sont dangereux pour l'homme. Ils nécessitent des protections (casque antibruit, bouchon d'oreille...).

La nature est réputée générer un bruit de fond de 25 à 30 db (vent, bruissement de feuilles...).

1.4/ Fréquence du son

La fréquence d'une onde acoustique est, l'exemple est valable pour la corde ci-dessus, le nombre maximum de fois que l'on imprime un mouvement vertical dans une

longueur d'onde donnée.

Cette caractéristique dépend des matériaux. La fréquence se mesure en hertz.

Exemples :

- L'oreille humaine est communément sensible dans l'air à des sons entre 100 hertz et 15000 hertz (Hertz physicien allemand XIX^{ème} siècle).
- Une chaîne haute fidélité restitue communément la encore des sons entre 20 hertz et 20 000 hertz.

1.5/ Propagation du son

Le son se propage dans les matériaux en fonction de leurs caractéristiques.

- Dans l'air sa vitesse est de 340 m/s.
- Dans l'eau sa vitesse est de 1430 m/s.
- Dans l'acier sa vitesse est de 5000 m/s.

Certains matériaux sont dits isolants c'est à dire qu'ils absorbent le son. L'onde est arrêtée (ex : doublage en polystyrène).

2/ Thermique

2.1/ Notion de température

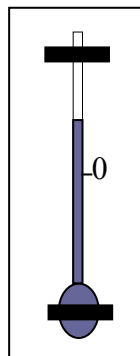
La sensation de chaud ou de froid nous permet de nous adapter au climat ; en été il fait chaud, les tenues sont légères, en hivers il fait froid, les tenues sont chaudes ; en été, l'eau sèche au soleil, en hivers, il pleut. Mais les sensations de chaud ou de froid restent relatives et ne sont donc pas commodées à utiliser avec certitudes. D'où la notion de température, inféodée à des indicateurs comme le mercure ou l'alcool dont les fortes dilatations et contractions dues aux variations climatiques peuvent être mesurées.

La température se mesure en degrés, degré celsius °c (Celsius physicien suédois du XVIII^{ème} siècle), degré kelvin °k (Kelvin, physicien anglais XIX^{ème} siècle. Unité du 0 absolu : il n'y a pas de températures négatives en degré kelvin).

2.2/ Thermomètre

Le thermomètre est fait d'une cuve prolongée par un tube, monté sur une règle graduée, qui contient de l'alcool ou du mercure. L'alcool ou le mercure va se dilater ou se contracter sous l'action des changements du temps. C'est cette dilatation ou cette contraction que l'on mesure sur la règle.

Schéma type
d'un thermomètre
météorologique.



Les thermomètres à mercure et à alcool ont été utilisés à de nombreuses fins, mesures météorologiques, mesures médicales.

Aujourd'hui l'on fabrique aussi des thermomètres électriques à sonde, très précis, qui permettent le contrôle de la température dans des situations très variées (four, moteurs, etc.).

2.3/ Chaleur et transmission de la chaleur

La chaleur d'un corps est une quantité finie contenue par ce corps et qui peut être transmise de diverses façons à d'autres corps.

L'indication de température du corps nous permet d'apprécier cette quantité.

Les corps chaud transmettent leur chaleur aux corps froids, mais cette transmission s'accompagne d'une diminution de la température du premier. Les 2 corps (chaud et froid au départ) finissent toujours par avoir la même température ; c'est l'établissement d'un équilibre thermique.

La chaleur peut se transmettre par conduction (casserole par exemple) par convection (phénomène météo. par exemple) ou par rayonnement (soleil par exemple).

2.4/ Quantité de chaleur

La quantité de chaleur d'un corps se mesure en calorie. La calorie est la quantité de chaleur absorbée par 1 g d'eau qui s'échauffe de 1 °c (dans les conditions normales).

$$m \times t = Q_c$$

m en g, t en °c, Q_c en cal

Mais, prendre cette mesure pour l'eau c'est dire en fait qu'il y a des variations d'un corps à un autre pour élever 1 g de matière de 1 °c. Ce qui implique une notion de chaleur massique des matériaux. Pour chaque élément du tableau de Medeleïev et à fortiori pour chaque corps, fruit de la combinaison multiples des éléments, il existe donc une constante multiplicative qui pondère la mesure de quantité de chaleur absorbée.

Pb = 0,031

Cu = 0,095

Verre = 0,19

Pétrole = 0,5

Eau = 1

BIBLIOGRAPHIE

Sciences physiques CAP

Bourgeois, Laloux , Pain
Activité pour comprendre,
Activité pour s'entraîner.

Nathan technique

Physique 2eme C

Cessac Tréherne

Nathan

B.O. du 29 Aout 2002 CAP Mathématiques Sciences physiques septembre 2007