Sciences Physiques

TABLE DES MATIERES

1. MOUVEMENT 3
1.1. RELATIVITÉ DU MOUVEMENT 3
1.2. VECTEURS 7
1.3. VECTEUR VITESSE 10

2. INTERACTIONS 12
2.1. LES FORCES 12
2.2. FORCES ET MOUVEMENT 14
2.3. INTERACTION GRAVITATIONNELLE 18

3. LE SON 20
3.1. EMISSION ET PROPAGATION 20
3.2. CARACTÉRISTIQUES D'UN SON 21

4. LA LUMIÈRE 23
4.1. INTRODUCTION 23
4.2. QUELQUES PROPRIÉTÉS DE LA LUMIÈRE 25
4.3. EMISSION ET ABSORPTION DE LA LUMIÈRE 27

5. LES LENTILLES CONVERGENTES 30
5.1. PRÉSENTATION 30
5.2. CONSTRUCTION D'UNE IMAGE RÉELLE 33
5.3. L'ŒIL : UN SYSTÈME OPTIQUE 35

6. LES CIRCUITS ÉLECTRIQUES 36
6.1. PRÉSENTATION 36
6.2. MESURES ET NOTATIONS 37
6.3. LOIS 39
6.4. CARACTÉRISTIQUE COURANT – TENSION 41

7. DESCRIPTION DE LA MATIÈRE 44
7.1. LA MOLE 44
7.2. CORPS PURS ET MÉLANGES 48
7.3. ESPÈCES EN SOLUTION 50

8. DE L'ATOME À LA MOLÉCULE 53
8.1. STRUCTURE DE L'ATOME 53
8.2. CONFIGURATION ÉLECTRONIQUE DE L'ATOME 54
8.3. ELÉMENT CHIMIQUE 56
8.4. IONS ET MOLÉCULES 58
8.5. DU MICROSCOPIQUE AU MACROSCOPIQUE 61

9. TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE 62
9.1. CHANGEMENT D'ÉTAT PHYSIQUE 62
9.2. TRANSFORMATION CHIMIQUE 65
9.3. TRAITEMENT QUANTITATIF D'UNE RÉACTION CHIMIQUE 68
9.4. TRANSFORMATION NUCLÉAIRE 71

10. LA MESURE 72
10.1. INCERTITUDE 72
10.2. CHIFFRES SIGNIFICATIFS-ORDRE DE GRANDEUR 73
10.3. CALCUL ET PROPAGATION DE L'INCERTITUDE 74

11. TP 77
12.1. LISTE DES TP 77
12.2. ENONCÉS 78

1. MOUVEMENT

1.1. Relativité du mouvement

1. Introduction

Le but de ce chapitre est de définir ce qu'on appelle le « mouvement d'un objet » et d'être capable de le décrire correctement.

Exercice : Pour chacun des exemples suivants, demandons-nous si l'objet étudié est immobile ou en mouvement, et dans le cas où il serait en mouvement, comment on pourrait décrire ce mouvement.

Exemple 1 : Un tabouret dans la salle de classe.
Exemple 2 : Une pomme à partir du moment où elle se détache de la branche du pommier.
Exemple 3 : Le wagon d'un TGV en route vers Lyon.
Exemple 4 : La lune.
Exemple 5 : Le Soleil.
Exemple 6 : La Terre.

Bilan : Afin de définir et de décrire le mouvement d'un objet, il est nécessaire au préalable de dire « par rapport à quoi » on étudie ce mouvement.

Illustration :

Exemple 1 : le tabouret est immobile par rapport au sol, mais en mouvement par rapport au Soleil.

Exemple 3 : le wagon est en mouvement par rapport au sol, mais immobile par rapport à un autre wagon.

Exemple 4 : la Lune est en mouvement par rapport à la Terre et par rapport au Soleil, mais la façon de décrire ce mouvement par rapport à la Terre (un cercle) est différente de la façon de décrire son mouvement par rapport au Soleil (hélicoïdal dont l'axe lui-même décrit un cercle). Notons également que la Lune est immobile par rapport à… la Lune.

Etc…

2. Référentiel

Ce « par rapport à quoi » on étudie le mouvement d'un objet est appelé un « référentiel ». Un référentiel est la plupart du temps défini comme un solide (même si en toute rigueur quatre points distincts de l'espace, fixes les uns par rapport aux autres, et n'appartenant pas au même plan suffisent pour définir un référentiel).

En d'autres termes, le référentiel est « ce qui est considéré comme immobile ».

Définition: Un **référentiel** est un solide de référence par rapport auquel on étudie les mouvements. Un référentiel est donc « ce qui est considéré comme FIXE ».

Illustration :

Exemple 3 : Dans le référentiel du sol (i.e. en considérant le sol comme immobile), le wagon est en mouvement (par exemple en ligne droite à 300 km/h). Dans le référentiel d'un autre wagon du train (i.e. en considérant cet autre wagon comme immobile), le wagon est immobile.

Exemple 4 : Dans le référentiel de la Terre (i.e. en considérant la Terre comme immobile), la Lune est animée d'un mouvement circulaire. Dans le référentiel de la Lune (i.e. en considérant la Lune comme immobile), la Lune est immobile.

Référentiels courants :

Le référentiel terrestre : tout solide fixe par rapport à la Terre est un référentiel terrestre.

Exercice 1 : Décrire le mouvement de la Terre dans le référentiel terrestre.

Le référentiel géocentrique : il est constitué par le centre de la Terre et trois étoiles très éloignées du système solaire et fixes par rapport à elle.

Exercice 2 : Décrire le mouvement de la Terre dans le référentiel géocentrique.

Le référentiel héliocentrique : il est constitué par le centre du Soleil et trois étoiles très éloignées du système solaire et fixes par rapport à lui.

Exercice 3 : Décrire le mouvement de la Lune dans le référentiel Héliocentrique.

Remarque pratique : On choisit le référentiel en fonction de l'ampleur (échelle spatiale) et de la durée (échelle temporelle) du mouvement.

Chute d'une pomme	Référentiel terrestre
Mouvement de la Lune	Référentiel Géocentrique
Mouvement de Jupiter	Référentiel Héliocentrique

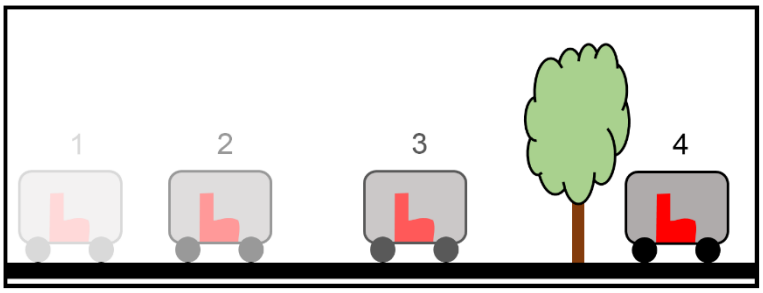
3. Description du mouvement

Une voiture avance en ligne droite à vitesse constante par rapport au sol. Elle passe à côté d'un champ dans lequel un arbre est planté. On s'intéresse au mouvement d'un siège de la voiture et du tronc de l'arbre. On représente la position des deux objets à quatre instants successifs (numérotés 1, 2, 3 et 4).

Dans le référentiel du sol :

Le siège est en mouvement (en ligne droite à vitesse constante vers l'avant).

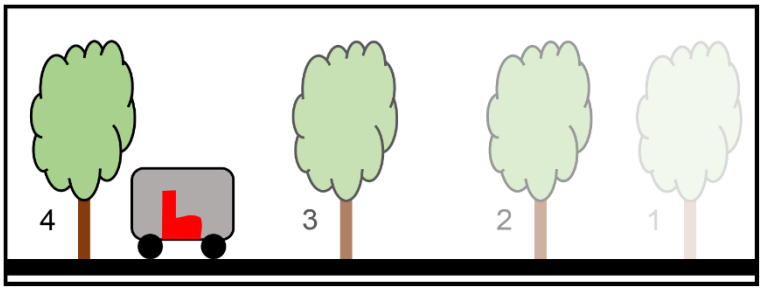
Le tronc d'arbre est immobile.



Dans le référentiel de la voiture :

Le siège est immobile.

Le tronc d'arbre est en mouvement (en ligne droite à vitesse constante vers l'arrière).

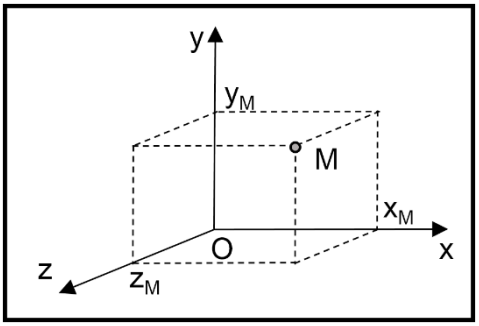


Bilan : afin de décrire précisément le mouvement d'un objet, il faut non seulement avoir défini au préalable le référentiel d'étude, mais également connaître l'évolution de la position de l'objet au cours du temps. Une des façons d'y parvenir est de repérer ses coordonnées spatiales au cours du temps.

Exercices manuel : 21, 22 p 180

4. Repère

Pour définir les coordonnées d'un point dans l'espace, il faut choisir une origine O et trois axes non coplanaires (au lycée nous nous limitons à des axes perpendiculaires entre eux) appelés Ox, Oy et Oz. La position d'un point M de l'espace est définie par ses coordonnées (x_M, y_M, z_M).



Exercice :

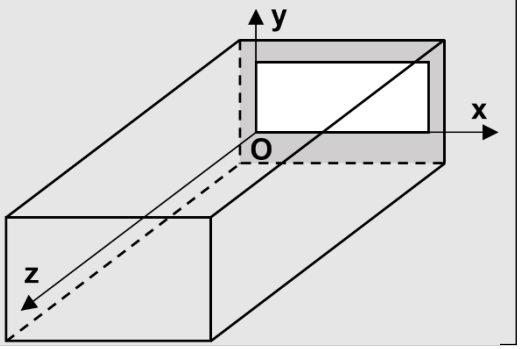
On considère le tableau accroché à l'avant de la salle de classe.

Soit : O le coin situé en bas à gauche du tableau.

Ox L'axe horizontal appartenant au tableau, orienté vers la droite.

Oy L'axe vertical appartenant au tableau, orienté vers le haut.

Oz L'axe horizontal perpendiculaire au tableau orienté vers l'arrière de la salle.



1- Déterminer les coordonnées du centre de l'horloge murale (le point d'attache des aiguilles).

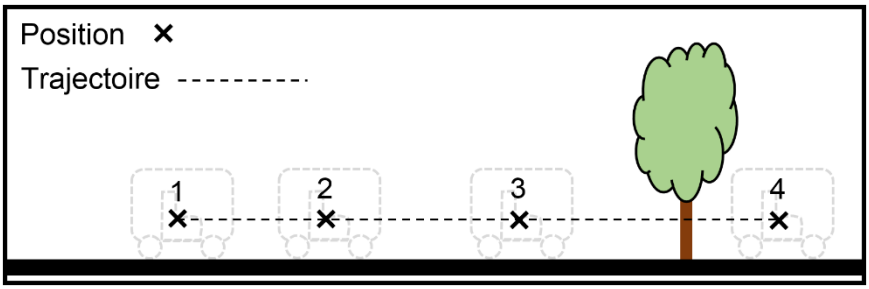
2- Choisir un autre point O dans la salle de classe (en gardant les mêmes directions pour les axes Ox, Oy et Oz) et répondre à nouveau à la question 1-.

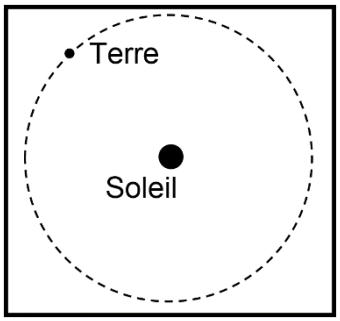
5. Trajectoire

Définitions :

L'objet ou l'ensemble d'objets dont on étudie le mouvement est appelé **système d'étude**.

La **trajectoire** d'un système est l'ensemble des positions successives occupées par le système, dans un référentiel donné.





Exercice 1 : 1°/ Dans quel référentiel a été représentée la trajectoire de la voiture dans le schéma ci-dessus (à gauche) ?

2°/ Dans quel référentiel a été représentée la trajectoire de la Terre dans le schéma ci-dessus (à droite) ?

Exercice 2 :

Dans un référentiel terrestre :

1- Représenter la forme de la trajectoire parcourue par un point quelconque d'une luge dévalant une pente.

2- Représenter la forme de la trajectoire parcourue par le centre de la roue d'un vélo roulant rue du théâtre. Faire de même avec un point du pneu de la roue.

Remarques : Tous les points d'un même système ne décrivent pas forcément la même trajectoire.

Au lycée, la plupart du temps, on étudie principalement le mouvement d'un point particulier d'un système, son centre d'inertie (C.I.), qui correspond à peu près au centre géométrique de l'objet (la définition précise de ce point sort du cadre de ce cours).

Exercice 3 :

Tracer une courbe représentant la trajectoire :

Du guidon d'un vélo roulant rue du théâtre

Dans le référentiel du sol.

Dans le référentiel de la roue avant.

Du centre de la Lune dans le référentiel géocentrique. Combien de temps faut-il à la Lune pour parcourir la totalité de cette trajectoire ?

Propriété : La trajectoire d'un objet dépend du référentiel d'étude.

Exercice 4 : Regarder la vidéo « Relativité Mouvement » sur scienceslycee.fr.

TP : Imprimer le document TP1 et suivre les instructions

1.2. Vecteurs

6. Grandeurs scalaires et grandeurs vectorielles

Exercice : Un objet (voiture, vélo, etc...) part du 70 rue du théâtre et se déplace en ligne droite. On étudie son mouvement dans le référentiel du sol.

1- Il parcourt 15 m. A quel endroit arrive-t-il ?

2- Il se déplace à 10m/s pendant 3 secondes. A quel endroit arrive-t-il ?

Un coup de pied est donné dans une balle posée au point de penalty d'un terrain de football. Au moment de l'impact la force exercée par le pied sur le ballon a une intensité telle (par exemple une valeur de 400 N) que si la balle ne rencontrait aucun obstacle par la suite elle pourrait parcourir 50 mètres. Il n'y a pas de gardien devant la cage de but.

3- La balle rentre-t-elle dans les buts ?

Une baignoire se vide à raison de 4 litres d'eau par seconde. La durée totale de la vidange de la baignoire est de 50 s.

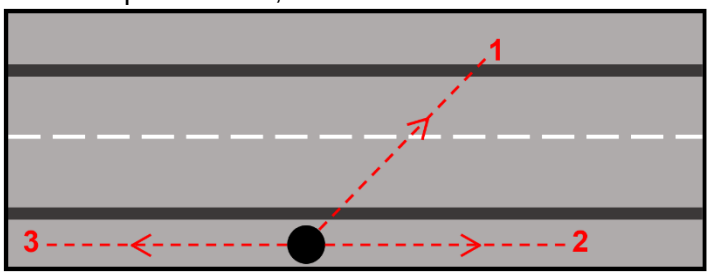
4- Combien de litres d'eau contenait la baignoire ?

Réponses :

La réponse à la question 4 est simple : Si l'écoulement se fait à raison de 4 litres par seconde et dure 50 s, la baignoire contenait 200 L.

En revanche, il est impossible de répondre aux questions 1-, 2- et 3- car :

1- On ne sait pas selon quelle droite (direction) ni dans quel sens l'objet se déplace (ci-contre, trois trajectoires possibles parmi beaucoup d'autres).



2- On ne sait pas selon quelle droite (direction) ni dans quel sens l'objet se déplace.

3- On ne sait pas selon quelle droite (direction) ni dans quel sens le coup de pied a été donné. Le coup de pied a pu être tiré vers la cage (s'il s'agit d'un penalty) ou dans le sens opposé (s'il s'agit d'un dégagement du gardien de but), ou bien encore à gauche, à droite, en diagonale, vers le haut etc...

Cas 1- : au sujet du déplacement, on ne connaît que sa valeur (et son unité) mais il manque les informations de la direction et du sens du parcours.

Cas 2- : au sujet de la vitesse de l'objet, on ne connaît que sa valeur (et son unité) mais il manque les informations de sa direction et de son sens.

Cas 3- : au sujet de la force exercée, on ne connaît que sa valeur (et son unité) mais il manque les informations de sa direction et de son sens.

Propriété 1 : Certaines grandeurs physiques, pour être parfaitement connues, ne nécessitent la détermination que d'une valeur (associée à une unité). On dit que ce sont des **grandeurs scalaires**. Exemples :

La durée.
La masse.
La charge électrique.
Etc...

Propriété 2 : Certaines grandeurs physiques, pour être parfaitement connues, nécessitent en plus de la détermination d'une valeur (associée à une unité), celle d'une direction et d'un sens. On dit que ce sont des **grandeurs vectorielles**. Exemples :

Le déplacement.
La vitesse.
La force
Etc...

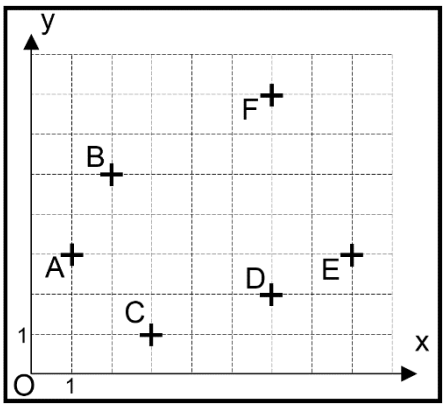
7. Caractéristiques

Remarque : Afin de rendre les schémas plus faciles à lire, on se limite dans ce point à un espace en 2D.

Vu en classe de mathématiques : Si A et B sont deux points de l'espace distincts, le vecteur $\overrightarrow{AB}$ permet de représenter la translation qui transforme A en B. Ses **caractéristiques** sont : Sa norme
Sa direction
Son sens

Détermination des coordonnées d'un vecteur :

On considère les points de l'espace O, A, B, C, D, E et F positionnés tels qu'indiqué sur le schéma ci-contre.

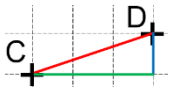


Méthode 1 (vue en classe de mathématique) : si on note x_A et y_A les coordonnées du point A, et x_B et y_B celles du point B, alors les coordonnées de $\overrightarrow{AB}$ sont :

$$\overrightarrow{AB} = \begin{pmatrix} x_B - x_A \\ y_B - y_A \end{pmatrix}$$

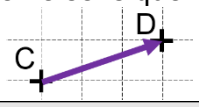
Application : Coordonnées des points A et B : A (1 ; 3) B (2 ; 5)
Donc $\overrightarrow{AB} = \begin{pmatrix} 2 - 1 \\ 5 - 3 \end{pmatrix} = \begin{pmatrix} 1 \\ 2 \end{pmatrix}$

Méthode 2 : pour déterminer les coordonnées du vecteur $\overrightarrow{CD}$ on trace un triangle rectangle dont CD est l'hypoténuse (en rouge) et les deux autres côtés sont vertical (en bleu) pour l'un et horizontal (en vert) pour l'autre.



Le côté horizontal vaut 3, donc la coordonnée horizontale du vecteur vaut 3 ou -3.
D'un point de vue horizontal. le vecteur $\overrightarrow{CD}$ va dans le même sens que l'axe Ox, donc la coordonnée horizontale de $\overrightarrow{CD}$ vaut 3.
Le côté vertical vaut 1, donc la coordonnée verticale du vecteur vaut 1 ou -1.
D'un point de vue vertical, le vecteur $\overrightarrow{CD}$ va dans le même sens que l'axe Oy, donc la coordonnée verticale de $\overrightarrow{CD}$ vaut 1.

Donc $\overrightarrow{CD} = \begin{pmatrix} 3 \\ 1 \end{pmatrix}$



Exercice 1 :
1- Déterminer à l'aide de la méthode 2 les coordonnées des vecteurs $\overrightarrow{CF}$, $\overrightarrow{BD}$ et $\overrightarrow{EF}$
2- Déterminer en adaptant la méthode 2 les coordonnées des vecteurs $\overrightarrow{AE}$ et $\overrightarrow{FD}$

Norme d'un vecteur : On peut déterminer la norme d'un vecteur à l'aide du théorème de Pythagore.

Exercice 2 : Déterminer les normes notées $\|\overrightarrow{CF}\|$, $\|\overrightarrow{BD}\|$ et $\|\overrightarrow{FD}\|$ des vecteurs $\overrightarrow{CF}$, $\overrightarrow{BD}$ et $\overrightarrow{FD}$

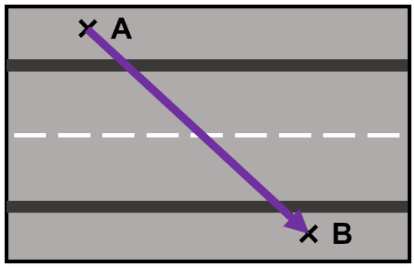
8. Vecteurs en physiques

Pour connaitre parfaitement une grandeur vectorielle, il faut déterminer les trois informations suivantes :

Sa norme (on dit aussi sa valeur) associée à son unité
Sa direction
Son sens

On utilise donc en physique un vecteur pour modéliser une grandeur vectorielle.

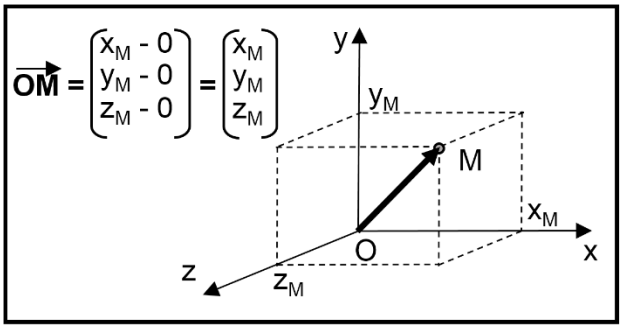
Exemples

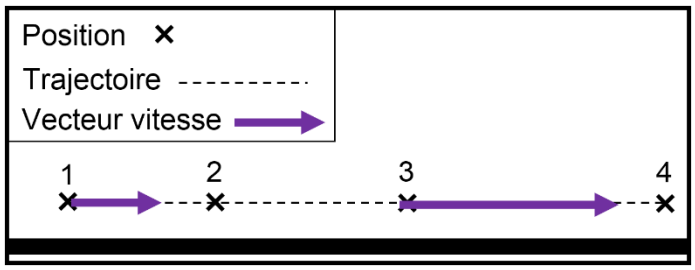


A est un point situé sur un trottoir et B un autre point sur le trottoir d'en face.
Le vecteur $\overrightarrow{AB}$ modélise un déplacement en ligne droite du point A au point B.

Le vecteur $\overrightarrow{OM}$ (appelé vecteur position) a pour coordonnées celles du point M car l'origine O est un point dont les trois coordonnées sont nulles.

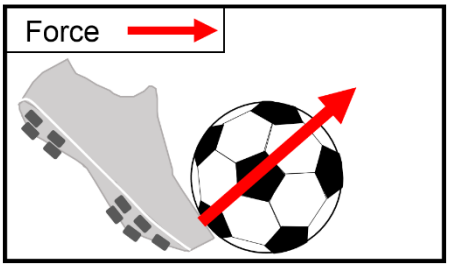
$$\overrightarrow{OM} = \begin{pmatrix} x_M - 0 \\ y_M - 0 \\ z_M - 0 \end{pmatrix} = \begin{pmatrix} x_M \\ y_M \\ z_M \end{pmatrix}$$





La représentation d'un vecteur vitesse sur la trajectoire d'un objet (longuement étudié aux points 9 et 10) permet de rassembler en un seul objet mathématique les trois informations de la valeur de la vitesse de l'objet, mais également de la droite selon laquelle il se déplace et du sens de parcours.

La représentation d'un vecteur force (longuement étudié au chapitre 2) permet de rassembler en un seul objet mathématique les trois informations de l'intensité de la force, mais également de direction le long de laquelle elle est exercée et de son sens.



Imprimer le document TD2 et faire les exercices

1.3. Vecteur vitesse

9. Trajectoire rectiligne (TP3)

Imprimer le document TP3 et suivre les consignes suivantes

Le document TP3 représente la trajectoire du centre d'une voiture dans un référentiel terrestre. La voiture se déplaçant sur la route, sa position change au cours du temps noté t.

Notations : M (t_1) ou M_1 est la position de la voiture à l'instant t_1
M (t_2) ou M_2 est la position de la voiture à l'instant t_2 etc…

Tracer (en bleu ou en noir) le vecteur position lorsque la voiture est au point 2 : $\overrightarrow{OM_2}$
Tracer (en bleu ou en noir) le vecteur position lorsque la voiture est au point 4 : $\overrightarrow{OM_4}$
Tracer (avec la même couleur) le vecteur $\overrightarrow{M_2M_4}$
A l'aide de l'échelle des distances indiquée sur le document, déterminer $\|\overrightarrow{M_2M_4}\|$ (valeur et unité).

Définition 1 : On définit le vecteur $\vec{v}_3$ par : $\vec{v}_3 = \dfrac{\overrightarrow{M_2M_4}}{(t_4 - t_2)}$

Vocabulaire : $\vec{v}_3$ est appelé « vecteur vitesse moyenne » au point M_3.

Déterminer la norme de $\vec{v}_3$ (valeur et unité).

Sur le schéma, en dessous de l'échelle des distances se trouve une échelle des vitesses. Elle indique la longueur que doit avoir sur le schéma un vecteur dont la norme vaut 3,0 m/s.

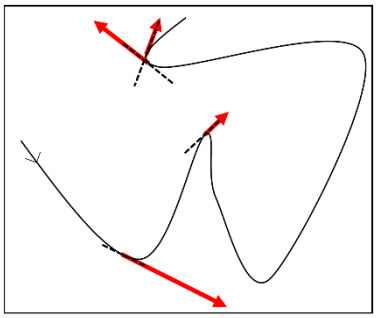
A l'aide de l'échelle des vitesses, déterminer la taille que doit avoir $\vec{v}_3$ sur le schéma.

Représenter $\vec{v}_3$ en rouge sur le schéma en le faisant partir du point M_3.

Refaire les mêmes opérations permettant de tracer $\vec{v}_6$ (en rouge et en le faisant partir du point M_6).

Définition 2 : Lorsque les points 2 et 4 sont suffisamment proches (le plus proche possible, « infiniment » proches), $\vec{v}_3$ est qualifié de « **vecteur vitesse instantanée** » au point 3.

Propriété : Le vecteur vitesse instantanée en un point (par exemple le point 3) est tangent à la trajectoire en ce point (par exemple au point 3). Ci-contre, quatre vecteurs vitesse instantanée tracés en quatre points différents d'une trajectoire.



Aide vidéo : Pour mieux comprendre la notion de « vecteur vitesse instantané », regarder la vidéo « vecteur vitesse » sur scienceslycee.fr.

La valeur (ou la norme) de la vitesse de la voiture est-elle constante, en augmentation ou en diminution: Entre les positions 1 et 5 ? Entre les positions 5 et 8 ?

Vocabulaire : Lorsque la norme de la vitesse
Est constante, le mouvement est dit « uniforme ».
Augmente, le mouvement est dit « accéléré ».
Diminue, le mouvement est dit « ralenti ».
Lorsque la trajectoire est une ligne droite, le mouvement est dit « rectiligne »

10. Trajectoire quelconque (TP4)

Imprimer le document TP4 et suivre les consignes suivantes

Le document TP4 représente la trajectoire du centre de la Lune dans le référentiel géocentrique (c'est-à-dire par rapport au centre de la Terre).

Donner la définition du vecteur $\vec{v_4}$.

A l'aide des informations fournies sur le document, calculer la norme de $\vec{v_4}$.

Choisir une échelle des vitesses adéquate, c'est-à-dire une échelle qui permette à $\vec{v_4}$ d'avoir sur le schéma une taille raisonnable (ni trop petite, ni trop grande... par exemple, le vecteur ne doit pas dépasser de la feuille... L'échelle choisie doit être un nombre « rond », c'est-à-dire à un seul CS : pas 4,81 m/s par exemple).

Tracer le vecteur $\vec{v_4}$ (en rouge) en le faisant partir du point 4.

Faire de même pour le vecteur $\vec{v_2}$ (sauf pour le choix de l'échelle qui est fait une fois pour toutes) et le tracer (en rouge) en le faisant partir du point 2.

Construire (en vert) $\Delta\vec{v}_3 = \vec{v}_4 - \vec{v}_2$

Représenter $\Delta\vec{v}_3$ en le faisant partir du point 3. A l'aide de l'échelle déterminer sa norme.

Commenter la direction et le sens de $\Delta\vec{v}_3$.

Exercices du manuel : 11, 31, 45 p 179

2. INTERACTIONS

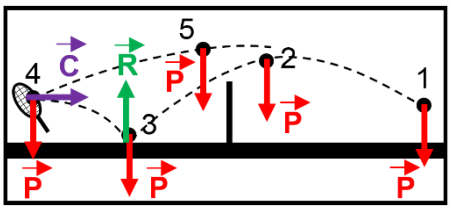
OBJECTIF : Le but de ce chapitre est de montrer le **lien** entre les **forces extérieures** qui s'exercent sur un **solide indéformable** et le **mouvement** de ce solide.

2.1. Les Forces

11. Exemples

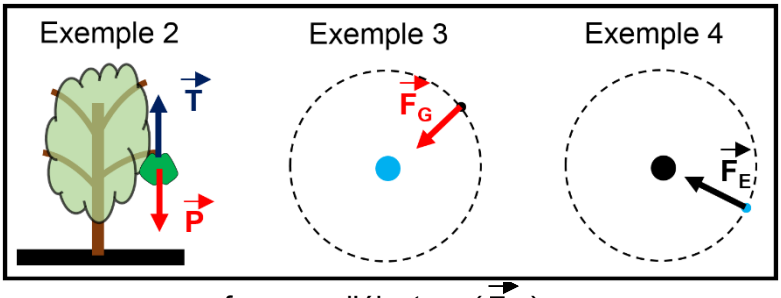
Définition : Une **force** est une action exercée par un objet sur un autre objet.

Exemple 1 : Le schéma ci-contre montre la trajectoire d'une balle de tennis dans le référentiel terrestre. A tout instant (dont les positions 1 à 5). la Terre exerce une force d'attraction sur la balle ($\vec{P}$). Lorsque la balle touche le sol (en position 3), le sol exerce une force sur la balle ($\vec{R}$). Lorsque la raquette frappe la balle (en position 4), la raquette exerce une force sur la balle ($\vec{C}$).



Exemple 2 : La terre exerce une force sur la pomme ($\vec{P}$) et la branche exerce une force sur la pomme ($\vec{T}$).

Exemple 3 : La Terre exerce une force sur la Lune ($\vec{F}_G$).



Exemple 4 : Dans un atome, le noyau exerce une force sur l'électron ($\vec{F}_E$).

12. Types de forces

Il existe deux types de forces :

Des forces de contact. Elles nécessitent un contact pour s'exercer :

Exemple 1 : $\vec{R}$ et $\vec{C}$ Exemple 2 : $\vec{T}$

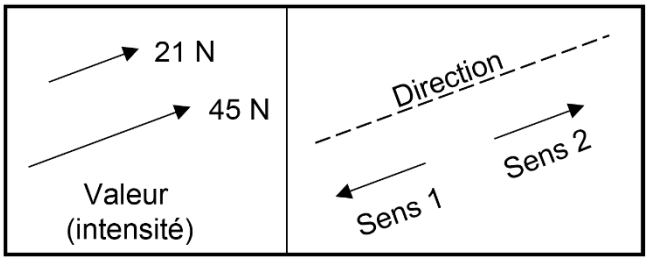
Des forces à distance. Elles ne nécessitent pas de contact pour s'exercer :

Exemples 1 et 2 : $\vec{P}$ Exemple 3 : $\vec{F}_G$ Exemple 4 : $\vec{F}_E$

13. Caractéristiques d'une force

Vecteur force :

La force exercée sur un objet est modélisée par un vecteur force car pour comprendre les effets qu'elle produit sur l'objet, il faut connaître sa valeur (savoir si elle est plus ou moins intense), sa direction (la droite selon laquelle elle est dirigée) et son sens (deux sens possibles pour chaque direction), comme nous l'avons vu lors de l'étude du cas 3 au point 6.

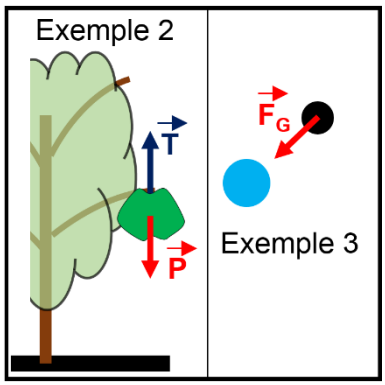


La valeur d'une force s'exprime en Newton (symbole : N).

Point d'application : Le point de l'objet où s'exerce la force est appelé point d'application de la force.

Le point d'application d'une force de contact est le point de contact sur l'objet (cf. exemple 2).

Le point d'application d'une force à distance est le centre de l'objet (cf. exemple 3).

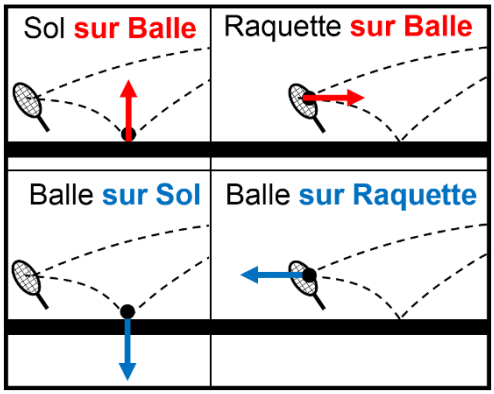


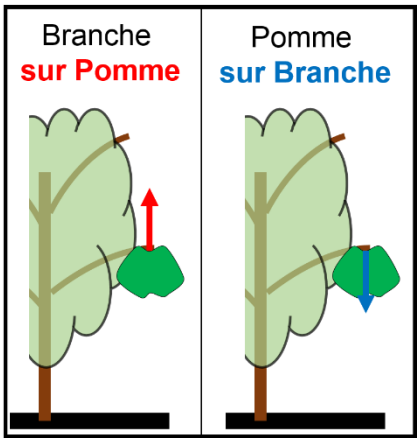
14. Interaction et troisième loi de Newton

Retour sur l'exemple 1 :

Le sol repousse la balle (vers le haut) et en même temps la balle appuie sur le sol (vers le bas).

La raquette pousse la balle (vers l'avant) et en même temps la balle heurte la raquette (vers l'arrière).





Retour sur l'exemple 2 :
La branche retient la pomme (vers le haut) et en même temps la pomme tire sur la branche (vers le bas).

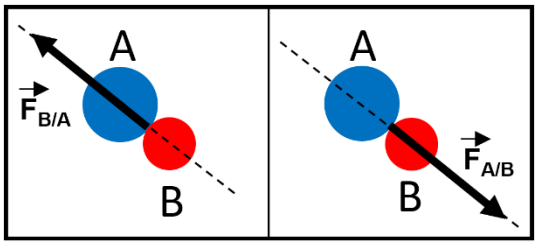
Dans ces deux exemples, on constate que lorsqu'un objet A agit sur un objet B, l'objet B agit simultanément sur l'objet A. On dit que ces deux objets sont en interaction. Ce constat peut être généralisé à tous les couples d'objets A et B en interaction l'un avec l'autre. Il constitue même un principe de la physique appelé troisième loi de Newton.

Troisième loi de Newton :
Si un système A exerce une force $\vec{F}_{A/B}$ sur un système B, alors le système B exerce aussi sur le système A une force $\vec{F}_{B/A}$. Ces deux forces ont :

La même valeur (norme)

La même direction et sont portés par la même droite.

Des sens opposés



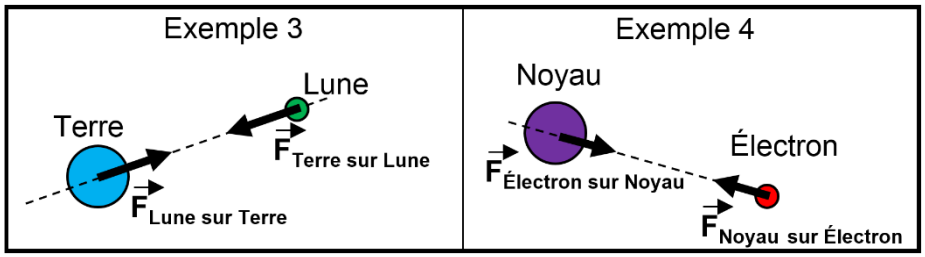


Illustration avec les exemples 3 et 4.

Aide vidéo : Regarder la vidéo « FORCES » sur scienceslycee.fr.

Exercices manuel : 21, 27 p 202

2.2. Forces et mouvement

15. Définitions

Forces extérieures : Un objet A interagit avec d'autres objets (B, C et D par exemple). Pour A, les forces exercées par B, C et D sur l'objet A sont qualifiées de **forces extérieures**.

16. Masse et Inertie

Aide vidéo : Regarder la vidéo « PRINCIPE INERTIE » (jusqu'à 2 min 42s) sur scienceslycee.fr.

Inertie : La masse est la mesure de l'inertie d'un objet, c'est-à-dire de la difficulté à modifier son état de mouvement (norme, direction ou sens du vecteur vitesse).

Plus la masse d'un objet est grande, plus il est difficile de modifier son état de mouvement.

Propriété : L'effet d'une force sur un système dépend de la masse de ce système.

Par exemple, lorsqu'un coup de pied et donné dans un ballon de football, il est propulsé à plusieurs mètres de son point de départ, alors que le même coup de pied donné dans une enclume ne produit presque aucun déplacement de l'enclume.

17. Principe d'inertie

Aide vidéo : Regarder la vidéo « PRINCIPE INERTIE » (de 2 min 43s à 3 min 48s) sur scienceslycee.fr.

Énoncé : Lorsque les forces extérieures qui s'exercent sur un système se compensent, son centre d'inertie est soit au repos soit animé d'un mouvement rectiligne et uniforme dans un référentiel galiléen.

Vocabulaire : La notion de référentiel galiléen est abordée plus loin dans ce chapitre.

Rappel : Le centre d'inertie d'un système (C.I.), correspond à peu près au centre géométrique de l'objet (la définition précise de ce point sort du cadre de ce cours).

Hypothèse simplificatrice : Alors qu'il possède une infinité de points (car il se développe dans les trois dimensions de l'espace) un système d'étude est souvent assimilé à un seul point, son centre d'inertie. On dit alors que le système est « ponctuel ».

18. Illustration du principe d'inertie

Aide vidéo : Regarder la vidéo « PRINCIPE INERTIE » (de 3 min 50s à 6 min 24s) sur scienceslycee.fr.

Le principe d'inertie peut s'utiliser des quatre façons suivantes :

SI	**ALORS**
Les forces extérieures se compensent	Le C.I. du système est immobile OU Le C.I. du système est animé d'un mouvement rectiligne et uniforme (R.U.).
Les forces extérieures ne se compensent PAS	Le C.I. du système est animé d'un mouvement NON rectiligne ET/OU La valeur de la vitesse du C.I. du système n'est PAS constante.
Le C.I. du système est immobile OU Le C.I. du système est animé d'un mouvement rectiligne et uniforme (R.U.).	Les forces extérieures se compensent
Le C.I. du système est animé d'un mouvement NON rectiligne ET/OU La valeur de la vitesse du C.I. du système n'est PAS constante.	Les forces extérieures ne se compensent PAS

19. Référentiel galiléen

Aide vidéo : Regarder la vidéo « PRINCIPE INERTIE » (de 6 min 24s à la fin) sur scienceslycee.fr.

Bilan : Le principe d'inertie n'est pas valable dans tous les référentiels, mais seulement dans certains d'entre eux : on les qualifie de **référentiels galiléens**.

20. Utilisation du principe d'inertie

Solide indéformable : Au lycée, on se limite à l'étude du mouvement des solides indéformables.

Méthode : La recherche des forces extérieures s'exerçant sur un système se fait en se posant les questions suivantes :

QUI exerce la force ?
Sur QUI s'exerce-t-elle ?
COMMENT est-elle exercée (par contact ou à distance) ?

Exercice 1 : Reprendre les exemples du point 11 et expliquer en quoi ils sont en accord avec le principe d'inertie.

Exercice 2 : *Pour chaque force mise en jeu dans cet exercice, dire QUI agit et COMMENT.*

Dans le référentiel terrestre (supposé galiléen) :

a) Un objet de masse m est immobile, suspendu au bout d'un fil.
Représenter sur un schéma $\vec{T}$, la force exercée par le fil sur l'objet, et $\vec{P}$ la force exercée par la Terre sur l'objet.

b) Un palet glisse en ligne droite à vitesse constante (absence de frottements).
Représenter sur un schéma les forces extérieures qui agissent sur le palet.

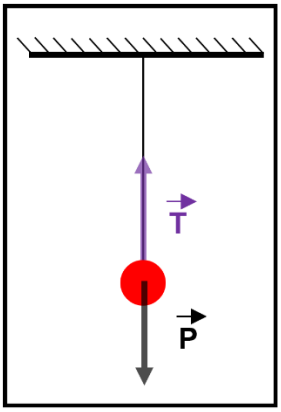
c) Une pomme se détache d'une branche (absence de frottements de l'air).
Identifier la force extérieure qui s'exerce sur la pomme et la représenter sur un schéma.
En déduire la trajectoire de la pomme.

d) Un livre immobile est posé sur un plan incliné.
Identifier les forces extérieures qui s'exercent sur le livre et les représenter sur un schéma

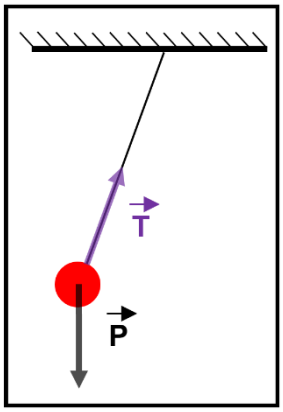
Dans le référentiel géocentrique (supposé galiléen) :

e) La trajectoire de la Lune est circulaire et uniforme.
Sur un schéma, représenter la force qui s'exerce sur la Lune.
Expliquer en quoi le schéma est en accord avec le principe d'inertie.

21. Tension d'un fil et réaction d'un support solide

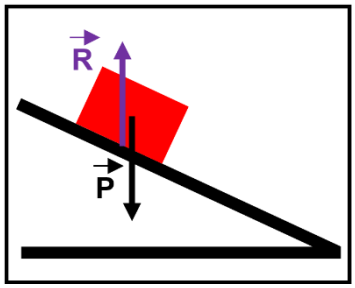


Tension d'un fil : Un objet est accroché au bout d'un fil suspendu au plafond. L'objet est immobile (schéma de droite) dans le référentiel du sol (supposé galiléen). La Terre exerce une force sur l'objet ($\vec{P}$). L'objet étant immobile, d'après le principe d'inertie, les forces extérieures qui s'exercent sur l'objet se compensent. Le fil exerce donc une force sur l'objet notée $\vec{T}$ appelée tension du fil.

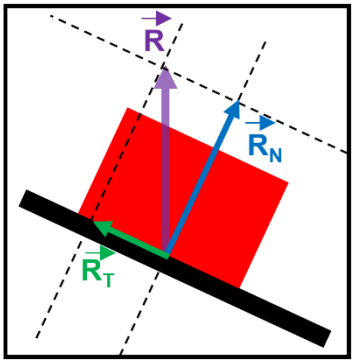


La direction de $\vec{T}$ est celle du fil, son sens vers le point d'accroche et son point d'application est le point de contact entre le fil et l'objet.

Lorsque l'objet est écarté de la verticale (schéma de gauche), $\vec{T}$ conserve les mêmes caractéristiques. En l'absence de toute autre force, le principe d'inertie permet d'affirmer que l'objet ne restera pas immobile.



Réaction d'un support solide : Un objet est posé sur un sol plan incliné par rapport à l'horizontale. L'objet est immobile (schéma de droite) dans le référentiel du sol (supposé galiléen). La Terre exerce une force sur l'objet ($\vec{P}$). L'objet étant immobile, d'après le principe d'inertie, les forces extérieures qui s'exercent sur l'objet se compensent. Le sol exerce donc une force sur l'objet notée $\vec{R}$ appelée réaction du sol.



Il est d'usage de décomposer $\vec{R}$ en deux vecteurs perpendiculaires de sorte que :

$$\vec{R} = \vec{R}_N + \vec{R}_T$$

$\vec{R}_N$ est appelée la réaction normale au sol.

$\vec{R}_T$ est appelée la réaction tangentielle au sol (ou force de frottements).

Exercice :

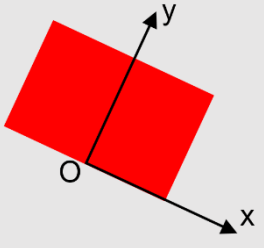
1°/ Montrer que les vecteurs $\vec{R}$, $\vec{R}_N$ et $\vec{R}_T$ forment un triangle rectangle.

2°/ Si on appelle α l'angle formé entre $\vec{R}$ et $\vec{R}_N$, montrer que :

$$R_N = R * \cos(\alpha)$$
$$R_T = R * \sin(\alpha)$$
$$R^2 = R_N^2 + R_T^2$$

où R, R_N et R_T sont les normes des vecteurs $\vec{R}$, $\vec{R}_N$ et $\vec{R}_T$

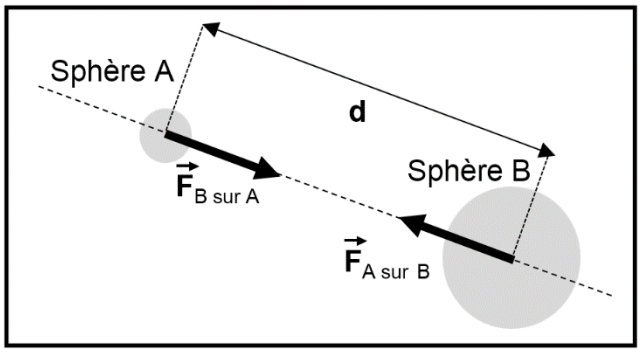
3°/ Si on définit deux axes Ox et Oy comme indiqué sur le schéma ci-contre, déterminer l'expression littérale des vecteurs $\vec{R}$, $\vec{R}_N$ et $\vec{R}_T$.



2.3. Interaction gravitationnelle

22. Propriété

Deux corps sphériques et homogènes A et B, de masses m_A et m_B, dont les centres sont distants d'une distance d, exercent l'un sur l'autre des forces attractives de même norme F.



$$F = \frac{G * m_A * m_B}{d^2}$$

Unités : F en N
m_A et m_B en kg
d en m

G est la constante universelle de gravitation. Elle vaut G = 6,67 10^{-11} N kg^{-2} m^2

Exercice 1 :
Pour chaque exemple, calculer la valeur des forces gravitationnelles s'exerçant entre les deux objets et les représenter sur un schéma (attention à la question de l'échelle des forces).

Exemple 1 : Une balle de ping-pong et de tennis dont les centres sont séparés de 2,5 m.
Exemple 2 : Deux balles de tennis en contact.

Masses :	Balle de ping-pong :	2,7 g	Rayons :	Balle de ping-pong	2,0 cm
	Balle de tennis :	57 g		Balle de tennis	3,3 cm

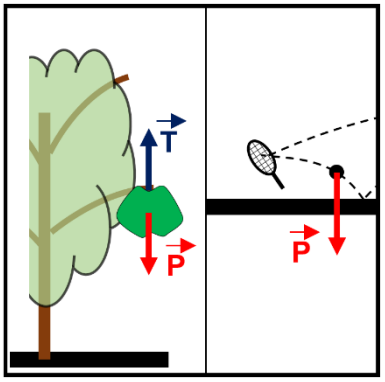
Exercices du manuel : 40, 47, 49 p 205

23. Le poids

Exercice 1 : Un objet de masse m est situé à une altitude h au-dessus de la surface de la Terre (de rayon noté R_T).
1- Représenter sur un schéma soigné la Terre et l'objet de masse m ainsi que les distances h et R_T.
2- Donner l'expression littérale de F, la norme de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur cet objet.
3- Représenter cette force sur le schéma.
4- Donner l'expression littérale de F/m.
On définit g_T par l'expression $g_T = F/m$
5- Montrer que g_T ne dépend que des caractéristiques de la Terre et de l'altitude de l'objet.
6- Donner l'expression littérale de g_T pour h = 0 m.
7- Calculer la valeur g_T pour h = 0 m, h = 100 m, et h = 3,0 * 10^3 km.
8- Calculer F pour h = 0 m.

Données :	Masse de la Terre :	$M_T = 5,97 * 10^{24}$ kg
	Rayon de la Terre :	$R_T = 6,37 * 10^3$ km
	Masse de l'objet :	m = 24 kg

Définition 1 : Le **poids** noté $\vec{P}$ d'un objet sur Terre est la force gravitationnelle exercée par la Terre sur cet objet.



Propriété : Nous avons noté à l'exercice 1 que la norme du poids (notée P) d'un objet de masse m situé à la surface de la Terre a pour expression littérale :

$P = m * g_T$

où $g_T = G * M_T/R_T^2$

Vocabulaire : g_T s'appelle la norme du **champ gravitationnel terrestre**.

Exercice 2 : Montrer que l'unité de g_T est $N.kg^{-1}$.

Propriété : A la surface de la Terre (i.e. h = 0 m) : $g_T = 9,8\ N.kg^{-1}$.

Remarques : Pour tout autre corps céleste X de masse M_X et de rayon R_X, on définit :
g_X (la norme du) champ gravitationnel qu'elle créé : $g_X = G * M_X/R_X^2$
P le poids d'un objet de masse m à proximité de X : $P = m * g_X$

Exercice 3 : Reprendre les mêmes questions que celles de l'exercice 1 en remplaçant « Terre » par « Mars ».

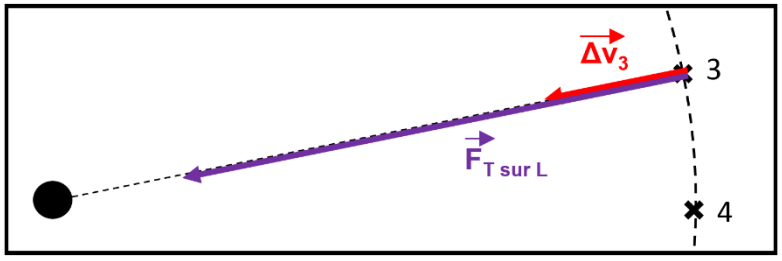
Données : Masse de Mars : $M_M = 6,42 * 10^{23}$ kg
Rayon de Mars : $R_M = 3,4 * 10^3$ km
Masse de l'objet : m = 24 kg

Exercices du manuel : 34, 49 p 204

24. Au-delà du principe d'inertie

La trajectoire de la Lune dans le référentiel géocentrique a été étudiée au TP4. A cette occasion, le vecteur $\vec{\Delta v_3}$ a été défini, tracé et placé sur le schéma à partir de la position 3 de la Lune.
Pour mémoire, $\vec{\Delta v_3}$ est défini par $\vec{\Delta v_3} = \vec{v_4} - \vec{v_2}$

Observation : $\vec{\Delta v_3}$ et $\vec{F}_{T\ sur\ L}$ la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune sont colinéaires et de même sens.



Propriété : Un objet décrit une trajectoire dans un référentiel galiléen. Le vecteur $\vec{\Delta v}$ en un point de la trajectoire de son C.I. est colinéaire et de même sens à la somme des forces extérieures qui s'exercent sur l'objet en cet endroit de la trajectoire.

3. LE SON

3.1. Emission et propagation

25. Onde mécanique

Une **onde mécanique** est la propagation dans un milieu matériel (gaz, liquide, solide) d'une perturbation du milieu matériel (une vibration) sans déplacement de matière, mais avec transport d'énergie.

Exemples : Onde à la surface de l'eau.
Onde à la surface d'une corde.

Exercice : Utiliser sur scienceslycee.fr l'animation « Caractéristiques Onde ».
Réglages: Slow Motion ; Damping : None ; No End ; Oscillate.

26. Le son

Un son est produit par la vibration d'une membrane.
Il peut être amplifié par une caisse de résonnance.

Exemples : Violon, Guitare

Exercice : Utiliser sur scienceslycee.fr l'animation « Onde Longitudinale ».

Le son est une onde mécanique.
La perturbation est une compression/décompression du milieu matériel.

27. Vitesse

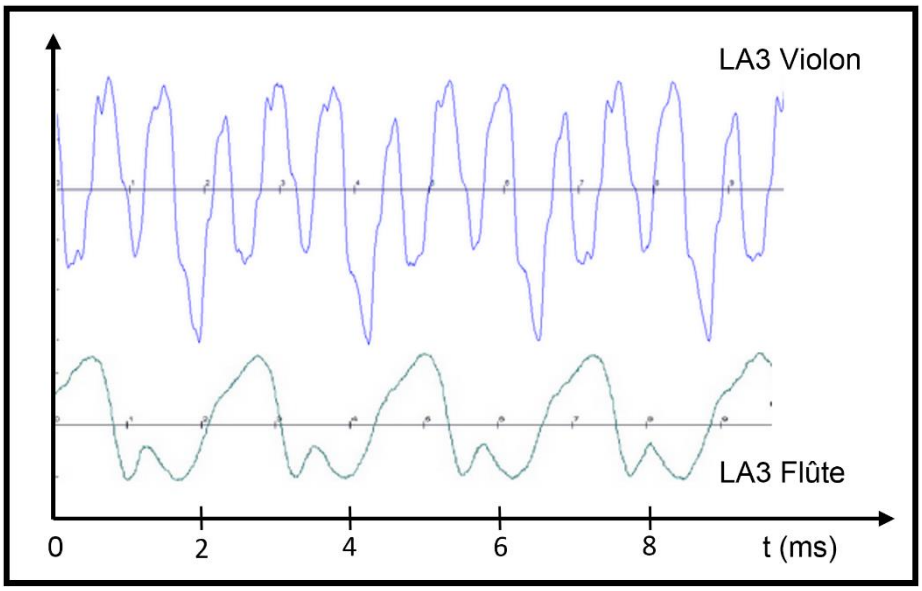
Remarque : La vitesse du son dépend du milieu de propagation.

Exemple : Dans l'air $v = 340\ m.s^{-1}$
Dans l'eau liquide $v = 1,5 * 10^3\ m.s^{-1}$
Dans le verre $v = 5,3 * 10^3\ m.s^{-1}$

3.2. Caractéristiques d'un son

28. Phénomène périodique

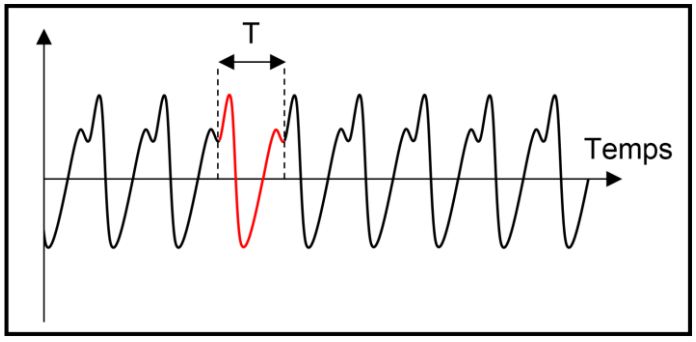
On enregistre les deux notes suivantes :



Observation : Chaque signal possède un motif qui se répète dans le temps identique à lui-même.

Définitions : Un **phénomène périodique** dans le temps est constitué d'un signal, se répétant identique à lui-même dans le temps.

La durée du plus petit signal permettant de reconstituer l'ensemble du phénomène périodique s'appelle la **période**. On la note T (unités : s).



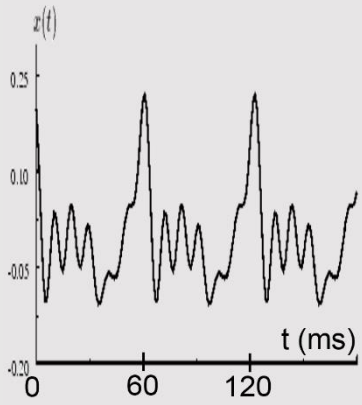
La **fréquence** d'un signal périodique est définie par f = 1/T.

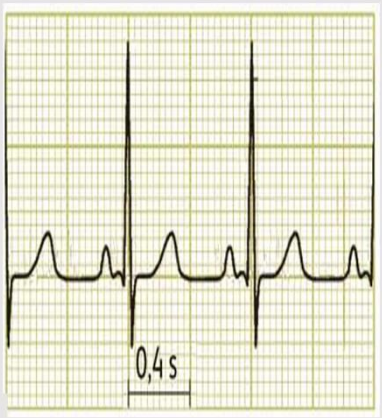
L'unité de la fréquence est s^{-1} (mais on écrit très souvent Hz à la place de s^{-1}).

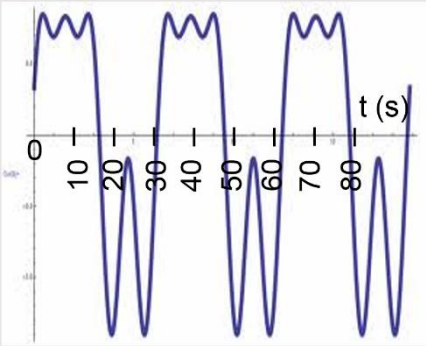
Propriété : Une onde sonore peut-être périodique (c'est le cas d'un son joué par un instrument de musique, mais pas du bruit produit par un marteau-piqueur).

Exercice : 1°/ A l'aide des signaux du LA3 du violon et du LA3 de la flûte présentés plus haut, identifier et mesurer la période de ces sons. Calculer leur fréquence.

2°/ Déterminer la période des signaux suivants. En déduire leur fréquence.







29. Timbre et hauteur

Définitions : La **hauteur** d'un son est sa fréquence.
Le **timbre** d'un correspond à la forme de son signal.

Remarque : Les deux notes LA3 du violon et de la flûte présentées au point précédent ont même hauteur mais des timbres différents.

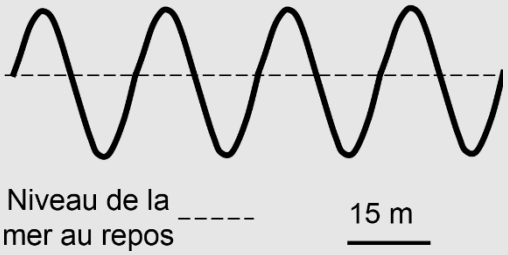
30. Longueur d'onde

Exercice : Regarder sur scienceslycee.fr :
La vidéo « Caractéristiques onde ».
Puis La vidéo « Vitesse Onde ».

Remarque : Toute onde périodique est caractérisée par :
Sa fréquence f (Hz) Sa longueur d'onde λ (m) Sa vitesse v ($m.s^{-1}$)

Propriété : $v = \lambda * f$

Exercice : Le document ci-contre représente un plan de coupe d'une houle à un instant précis.



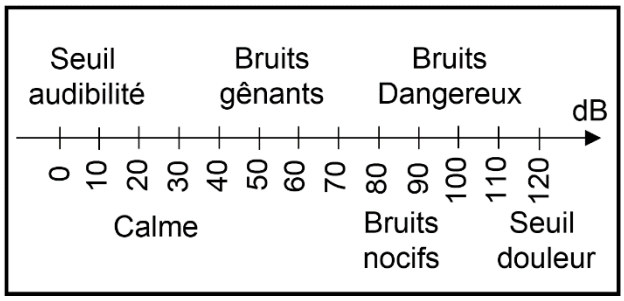
1°/ A l'aide du schéma ci-contre, déterminer la longueur d'onde de la houle.

Un bateau présent en mer lors du passage de cette houle effectue un mouvement d'oscillation verticale.

2°/ Sachant qu'il effectue 10 oscillations en 50 s, déterminer la période temporelle de cette houle. En déduire la vitesse de propagation de la houle.

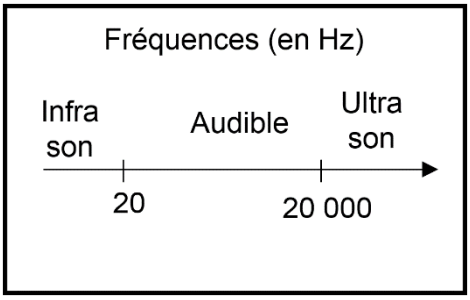
Aide animation : « Onde Longitudinale » et « Caractéristiques Onde » sur scienceslycee.fr.

31. Perception du son



Remarque : L'expression de la « force » d'un son en décibel est familière. La signification précise de cette grandeur est définie ci-dessous.

Définitions :
Intensité sonore : I (en Wm^{-2})
Niveau d'intensité sonore :
$L = 10 * \text{Log}(I/I_0)$ (en dB : décibel)
Seuil d'audition : $I_0 = 10^{-12}\ Wm^{-2}$



Remarque : L'oreille humaine n'est capable de percevoir que les sons dont les fréquences sont comprises entre 20 Hz et 20 kHz.

Exercices du manuel :
Chapitre 12 : 7, 10, 23, 25, 29, 44 (et lire 40) p 243…
Chapitre 13 : 7, 8, 9, 16, 22, 24 p 259

Aide vidéo : « AMPLITUDE Espace-Temps » sur scienceslycee.fr

4. La LUMIÈRE

4.1. Introduction

32. Phénomène ondulatoire

Au chapitre intitulé « LE SON » nous avons décrit certains sons (par exemple ceux joués par un instrument de musique) comme des ondes périodiques, c'est-à-dire comme des phénomènes pouvant être caractérisés par une longueur d'onde λ, une fréquence f et une vitesse de propagation.

Le comportement ondulatoire d'un phénomène lui confère un certain nombre de propriétés, communes à toutes les ondes, dont certaines sont étudiées dans ce chapitre (capacité d'une onde à être réfléchie, réfractée ou dispersée) d'autres en classes de Première et de Terminale (diffraction, interférences) et d'autres à l'Université.

D'autres phénomènes très différents du son comme la lumière peuvent également être décrits comme des ondes. Comme pour le son, on leur associe longueur d'onde, fréquence et vitesse de propagation. Comme le son, elles sont capables d'être réfléchies, réfractées, dispersées, réfractées etc...

33. Modèle ondulatoire de la lumière

Remarques préliminaires :

La lumière est constituée d'ondes, appelées ondes électromagnétiques (EM).

La décomposition de la lumière du Soleil par un prisme ou par des gouttes d'eau (Arc-en-Ciel) montre qu'elle est composée de très nombreuses ondes EM de « couleurs » différentes. Chacune d'entre elle est qualifiée de radiation **monochromatique**.

Propriétés :

Une radiation monochromatique est caractérisée par :

- Sa longueur d'onde dans le vide notée λ (unité : m ou nm)
- Sa fréquence notée f (unité : Hz)

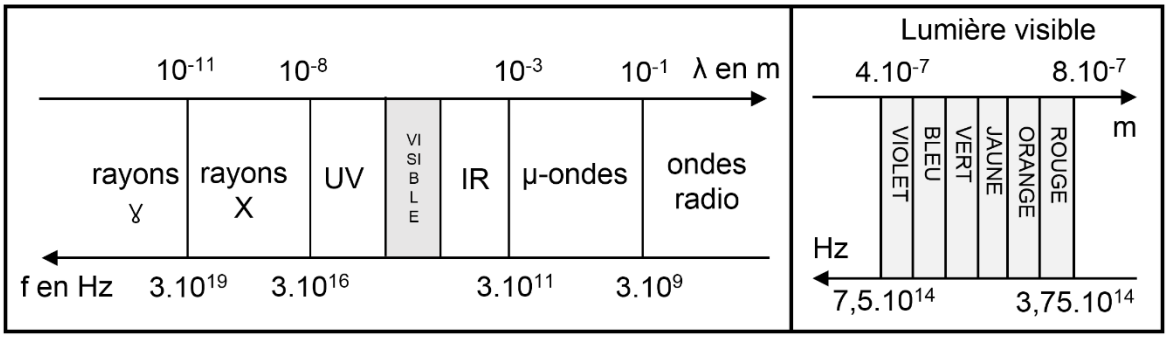
Dans un milieu homogène (air, vide, eau…), une radiation monochromatique se propage en ligne droite.

Dans le vide toutes les radiations monochromatiques se propagent à la même vitesse appelée **célérité** de la lumière dans le vide (notée c) :

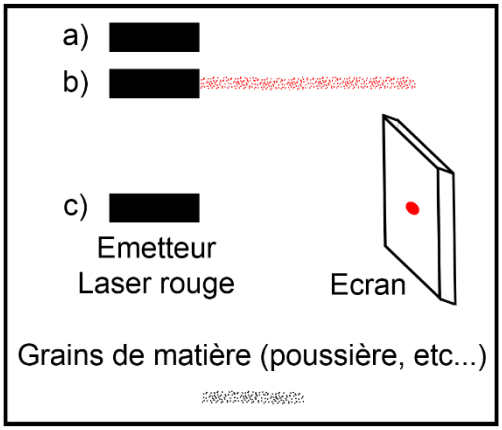
$c = 3{,}00 * 10^{8}\ m.s^{-1}$ (cette valeur doit être connue par cœur)

De même que pour les ondes sonores, la vitesse de propagation d'une onde EM, sa fréquence f et sa longueur d'onde λ sont liées par la relation $c = \lambda * f$

Spectre des ondes EM : La gamme des fréquences (et des longueurs d'onde) possibles pour les ondes EM est très large. Certaines longueurs d'ondes correspondent à de la lumière visible (celles comprises entre environ 400 nm et 800 nm), et d'autres à des ondes que nos yeux sont incapables de percevoir comme les ondes radio, les micro-ondes (µondes), les infrarouge (IR), les Ultra-Violet (UV), les rayons X, etc... L'ensemble du spectre des ondes EM est résumé dans le schéma ci-dessous.



34. Lumière polychromatique et monochromatique

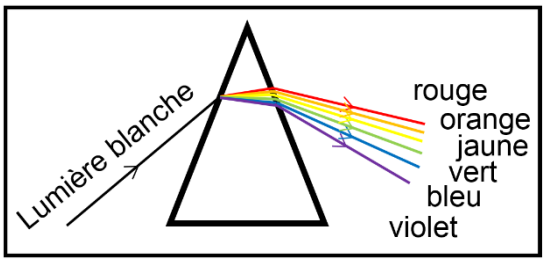


Expérience 1 : La même lumière monochromatique (laser rouge émettant une seule longueur d'onde : λ = 650 nm) est envoyée :
a) à travers de l'air propre.
b) et c) à travers de l'air poussiéreux.
d) à travers de l'air propre contre un mur.

Observations :
On ne voit pas le faisceau lumineux directement mais seulement les obstacles qu'il rencontre (grains de poussière sur le chemin du faisceau, mur...)
La lumière se propage en ligne droite dans l'air.

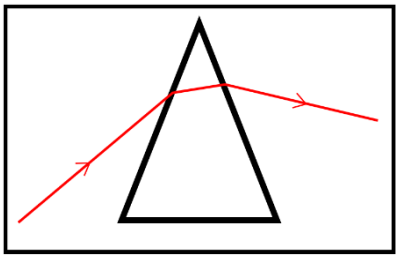
Remarque : Même si on ne le voit pas, nous avons l'habitude de représenter un rayon de lumière par un segment de droite.

Expérience 2 : De la lumière blanche (issue d'une lampe à filament, similaire à la lumière du Soleil) est envoyée sur un prisme



Observations : La lumière banche est décomposée en de nombreuses radiations monochromatiques comme dans un Arc-En-Ciel.

Expérience 3 : Une lumière monochromatique (laser rouge émettant une seule longueur d'onde : λ = 650 nm) est envoyée sur un prisme.



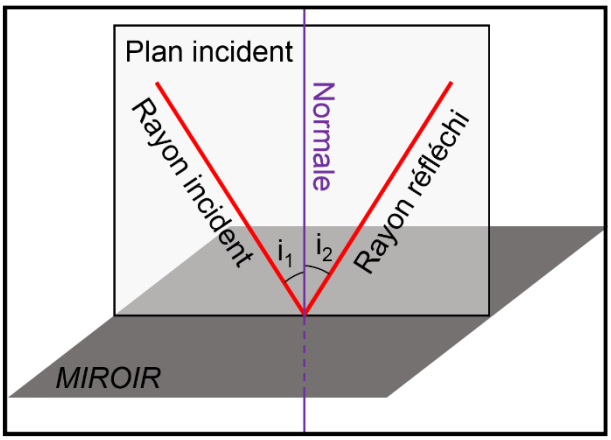
Observations : Une radiation monochromatique n'est pas décomposée par un prisme (elle n'est que déviée par le prisme).

Aide animation : « Dispersion » en lien sur scienceslycee.fr.

4.2. Quelques propriétés de la lumière

35. Réflexion de la lumière

Lorsqu'on envoie un rayon de lumière (par exemple un laser) sur un miroir, le rayon est renvoyé dans une direction qui dépend de la direction initiale du rayon et de l'orientation du miroir.



Définitions :

La droite partant du point d'impact de la lumière et perpendiculaire au miroir est appelée droite **normale**.

Le plan défini par le rayon incident et la normale est appelé **plan incident**.

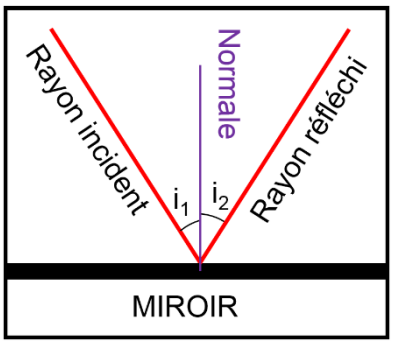
i_1 l'angle formé entre le rayon incident et la normale est appelé **angle incident**.

i_2 l'angle formé entre le rayon réfléchi et la normale est appelé **angle réfléchi**.

Loi de Descartes à la réflexion :

Loi 1 : le rayon réfléchi appartient au plan incident.

Loi 2 : $i_1 = i_2$

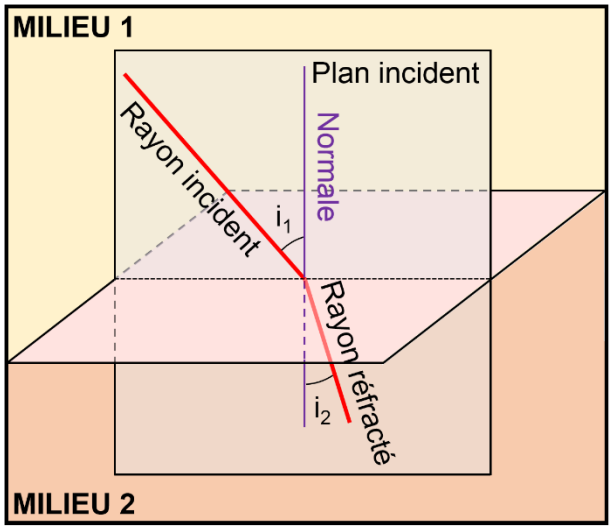


Toutes les ondes possèdent la faculté d'être réfléchies, les ondes lumineuses, mais aussi les ondes sonores, la houle, etc... Par exemple, la réflexion des ondes sonores explique le phénomène de l'écho et est utilisé dans le domaine de l'analyse médicale (échographie).

Aide animation : « Réflexion Réfraction » en lien sur scienceslycee.fr.

36. Réfraction de la lumière

Lorsqu'on envoie un rayon de lumière (par exemple un laser) sur une surface séparant deux milieux transparents (c'est-à-dire laissant passer la lumière), le rayon passe du milieu 1 au milieu 2 en changeant de direction de propagation. Le changement de direction dépend de la nature des deux milieux ainsi que de la direction du rayon incident. Lorsqu'on fait varier la direction du rayon dans le milieu 1, la direction du rayon dans le milieu 2 change également.



On appelle **réfraction** de la lumière le changement de direction qu'elle subit à la traversée de la surface de séparation entre deux milieux transparents.

Aide animation : « Réflexion Réfraction » en lien sur scienceslycee.fr.

Propriété : La lumière ne se propage pas à la même vitesse dans tous les milieux. Dans l'air la vitesse de la lumière vaut $3{,}00 * 10^8$ m.s^{-1} alors que dans l'eau elle ne vaut que $2{,}25 * 10^8$ m.s^{-1}.

Définition : Pour une radiation donnée, un milieu transparent homogène est caractérisé par son **indice de réfraction** noté n. Il se calcule en utilisant la formule suivante :

$$n = c/v$$

c : célérité de la lumière dans le vide ($c = 3{,}00 * 10^8$ m.s^{-1})
v : vitesse de la lumière dans le milieu (en m.s^{-1})

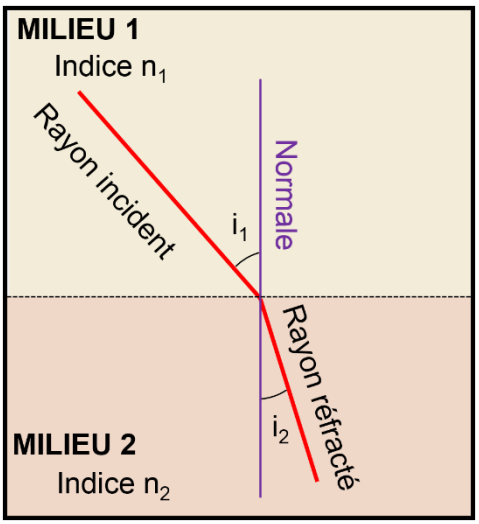
Remarque : n est toujours supérieur à 1 car aucune vitesse de peut excéder c: $n \geq 1$
Exemples : $n_{air} = 1{,}00$ $n_{diamant} = 2{,}42$ …

Exercice : Calculer la vitesse de la lumière dans le diamant.

Loi de Descartes à la réfraction :

Loi 1 : le rayon réfracté appartient au plan incident.

Loi 2: $n_1 \times \sin(i_1) = n_2 \times \sin(i_2)$
n_1: indice de réfraction du milieu 1
n_2: indice de réfraction du milieu 2



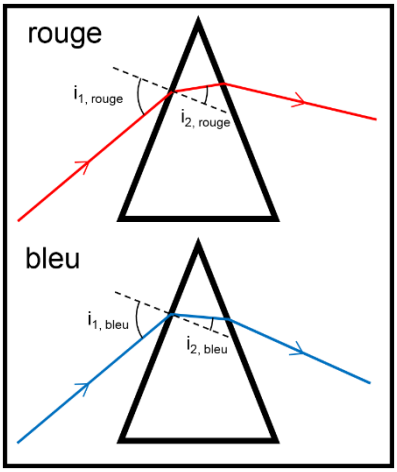
Toutes les ondes possèdent la faculté d'être réfractées, les ondes lumineuses, mais aussi les ondes sonores, la houle, etc... Par exemple, la réfraction des ondes sonores intervient dans le domaine de l'analyse médicale (échographie).

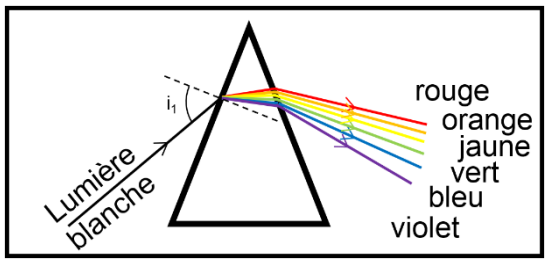
Exercices manuel : 19, 22, 24, 27, 46 p 278

TP réflexion et TP réfraction

37. Dispersion de la lumière

Envoyons de la lumière rouge, de la lumière bleue et de la lumière blanche sur un prisme en faisant en sorte qu'elles aient toutes trois le même angle incident i_1.





Observations :
La lumière est déviée.
La lumière rouge ainsi que la lumière bleue ne sont pas décomposées.
La lumière bleue est davantage dévié que la rouge.
La lumière blanche est à la fois déviée et décomposée.

Interprétation :
Les radiations monochromatiques ne sont pas toutes déviées selon le même angle ($i_{2,\ bleu} \neq i_{2,\ rouge}$) alors que l'angle incident est le même pour toutes les radiations ($i_{1,\ bleu} = i_{1,\ rouge}$).
Or d'après la seconde loi de Descartes à la réfraction :

$$n_1 \times \sin(i_1) = n_2 \times \sin(i_2)$$

Dans la mesure où l'indice de réfraction vaut $n_1 = 1{,}00$ pour toutes les radiations dans l'air, on doit conclure qu'à l'intérieur du prisme : $n_{2\ bleu} \neq n_{2\ rouge}$.

Exercice : Pour le verre du prisme, n_{rouge} = 1,510, n_{bleu} = 1,520

1°/ Montrer que ces valeurs permettent de comprendre pourquoi le rayon rouge est moins dévié que le rayon bleu.

2°/ Calculer la vitesse de la lumière dans le verre du prisme pour le rayon rouge et pour le rayon bleu.

Définition : Un milieu pour lequel l'indice de réfraction n'est pas le même pour toutes les radiations monochromatiques est appelé milieu **dispersif**.

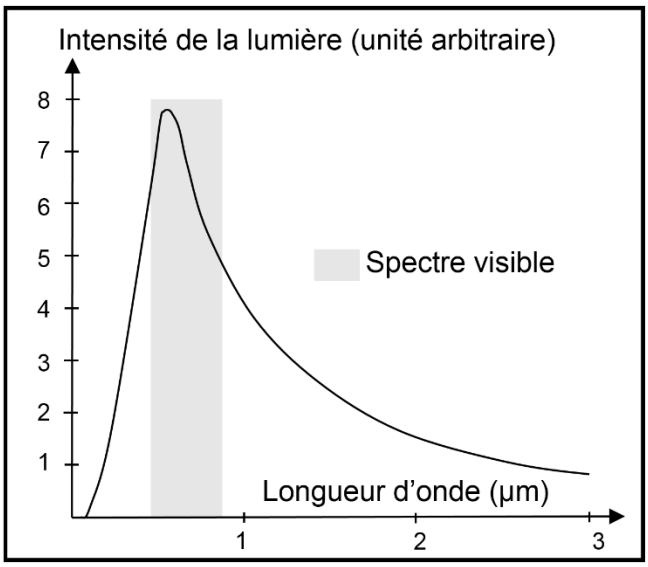
Aide animation : « Dispersion » en lien sur scienceslycee.fr.

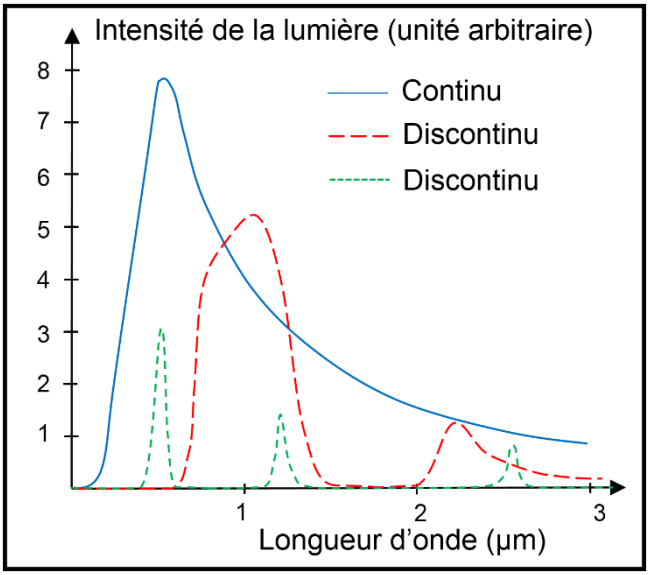
4.3. Emission et absorption de la lumière

38. Emission de lumière par un corps « chaud »

Les radiations émises par le Soleil appartiennent principalement aux parties visible, UV et IR du spectre des ondes EM. La courbe 1 du document ci-contre représente l'ensemble des radiations émises par le Soleil (L'ensemble des radiations monochromatiques émises par un corps est appelé le **spectre** du rayonnement émis par ce corps).

Chaque radiation émise par le Soleil (axe des abscisses) est associée à son intensité lumineuse (axe des ordonnées). Par exemple, l'intensité lumineuse associée à la radiation de longueur d'onde égale à 1 µm vaut 4 (unité arbitraire) alors que celle associée à la radiation de longueur d'onde égale à 2 µm vaut 1,5.



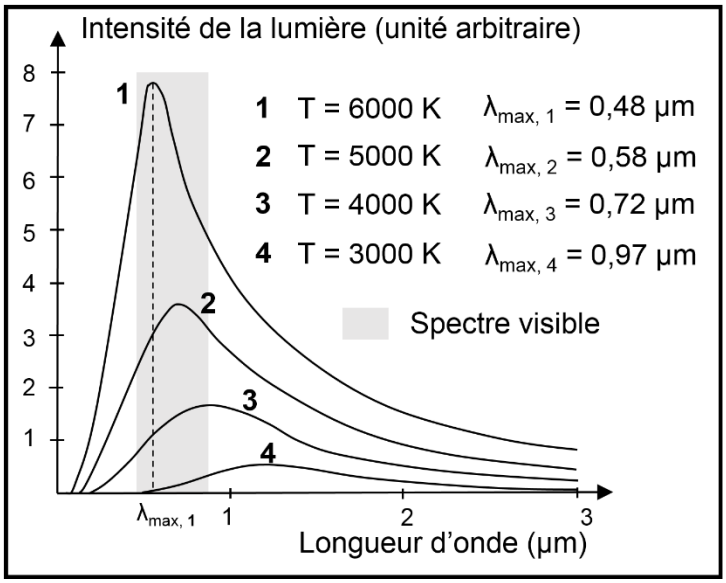


Le spectre du rayonnement émis par le Soleil est qualifié de **continu** ce qui signifie que toutes les radiations du spectre des ondes EM sont émises, mêmes si certaines le sont dans des proportions trop faibles pour être significatives. Le document ci-contre illustre la notion de spectre continu par contraste avec d'autres types de spectres.

Propriétés : Tout corps produit spontanément de la lumière, sous la forme d'un spectre continu d'ondes EM.

Plus la température du corps augmente, plus le spectre s'enrichit de radiations de petites longueurs d'onde (cf. les courbes 1 à 4 du document ci-contre : plus la température augmente, plus les intensités associées aux petites longueurs d'onde - la partie gauche du spectre - deviennent significatives).

Plus la température augmente, plus la longueur d'onde correspondant au maximum d'intensité (appelée λ_{max}) diminue.



Aide animation : « SPECTRE CONTINU » en lien sur scienceslycee.fr.

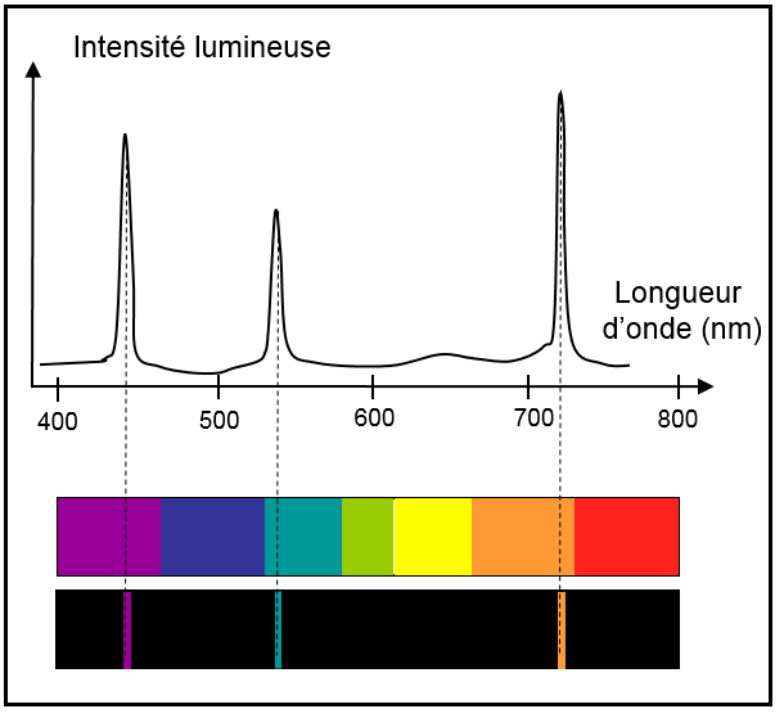
Exercice : Quelle est la couleur perçue par un observateur regardant le corps représenté par la courbe 4 ?
Même question pour la courbe 1.

Conséquence : Un spectre continu nous informe sur la température du corps émetteur.

39. Emission de lumière par un gaz « excité »

Expérience : Un gaz piégé dans une ampoule est soumis à une décharge électrique.

Le gaz ainsi excité émet une lumière qui est analysée à l'aide d'un système dispersif (cf. document ci-contre).



Propriétés :

Un gaz excité émet un nombre restreint de radiations dont le spectre n'est pas continu (il est qualifié de **discret**). On l'appelle **spectre de raies d'émission** du gaz.

Un spectre de raie d'émission permet d'identifier une entité chimique (ion, atome). C'est la signature de cet élément.

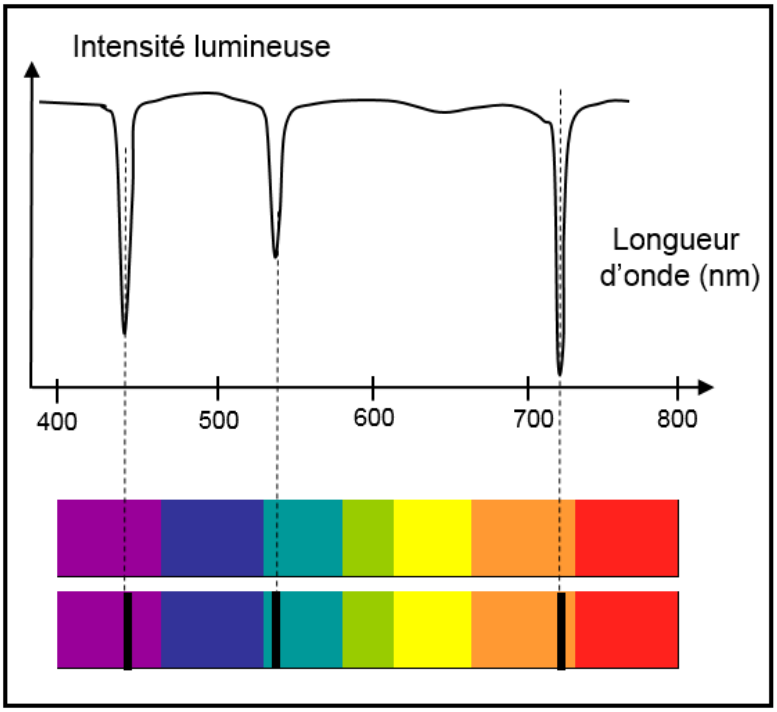
Le spectre ne dépend PAS de la température du gaz.

Aide animation : « Emission » et « Absorption » en lien sur scienceslycee.fr.

40. Absorption de lumière par un gaz

Expérience : Le même gaz piégé dans une ampoule est laissé au repos.

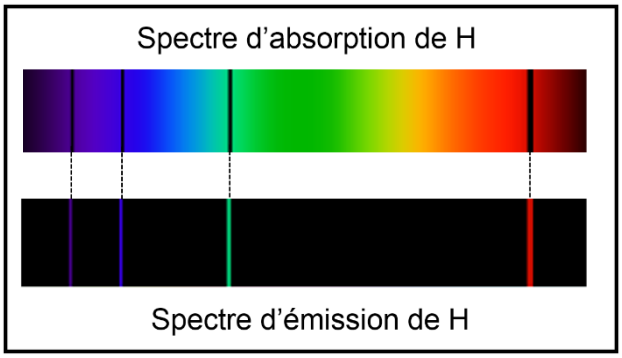
De la lumière blanche est envoyée à travers le gaz, et analysée à sa sortie par un système dispersif (cf. document ci-contre).



Propriétés :

Un gaz au repos absorbe un nombre restreint de radiations. La lumière qui en ressort forme un spectre qui n'est pas continu. On l'appelle le **spectre d'absorption** du gaz.

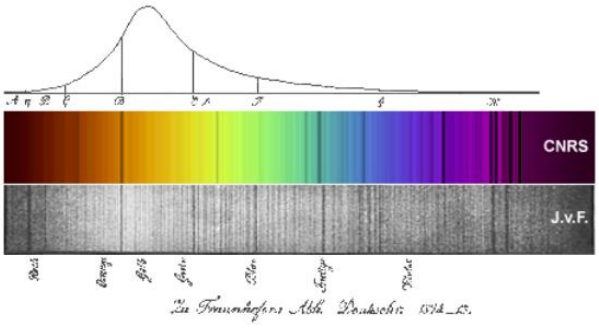
Le spectre de raie d'émission et le spectre raie d'absorption d'un même gaz sont parfaitement complémentaires.



41. Application à l'astrophysique

Application 1 : La couleur d'une l'étoile permet de déterminer sa température extérieure (cf. point **38**).

Application 2 : La lumière produite par une étoile traverse l'atmosphère de cette étoile, constituée de gaz, qui absorbent une partie de cette lumière. L'étude du spectre d'absorption d'une étoile (cf. ci-contre le spectre de Fraunhofer) permet de déterminer la composition de son enveloppe externe car la lumière émise par l'étoile traverse l'atmosphère gazeuse de l'étoile (où certaines radiations sont absorbées) avant de nous parvenir.



Application 3 : Détermination des caractéristiques d'une exo-planète (chercher puis regarder la Vidéo « NASA-Alien Atmospheres »).

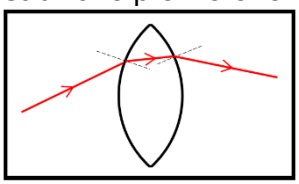
Exercices manuel : 32, 33, 34, 39, 43, 47 p 28

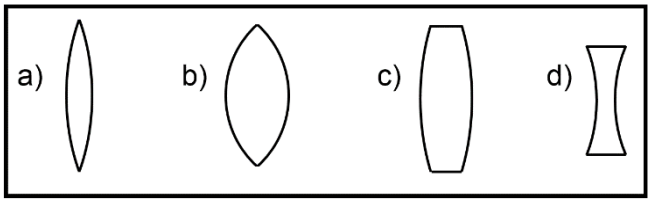
5. LES LENTILLES CONVERGENTES

5.1. Présentation

42. Présentation de quelques lentilles

Une lentille est un objet transparent à la lumière (ce qui signifie que la lumière peut « passer à travers » c'est-à-dire subir une première réfraction pour y entrer puis une seconde pour en sortir) d'une forme particulière (étudiée plus loin dans ce chapitre) qui lui permet de dévier la lumière d'une façon particulière (étudiée plus loin dans ce chapitre).





Expérience de cours : On envoie un faisceau de rayons de lumière parallèles sur des lentilles de formes différentes.

Observation : Les lentilles dont les bords sont plus fins que le centre (exemples a, b et c) ont tendance à rapprocher les rayons en sortie de lentille. Ces lentilles sont qualifiées de lentilles **convergentes** (CV).

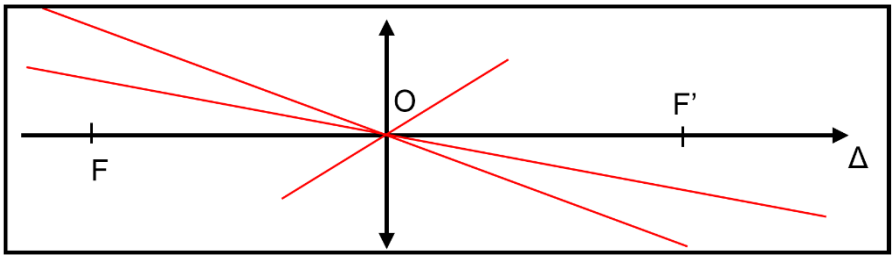
Les lentilles dont les bords sont plus épais que le centre (exemple d) ont tendance à éloigner les rayons en sortie de lentille. Ces lentilles sont qualifiées de lentilles **divergentes** (DV).

43. Propriété d'une lentille mince convergente

Expérience de cours : On envoie des rayons de lumière sur une lentille CV en divers endroits, et selon différentes directions.

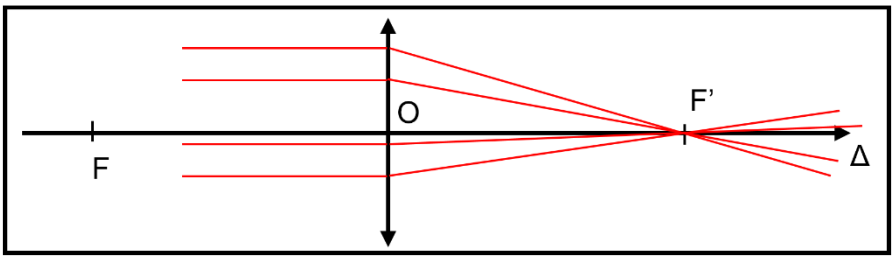
Observations, propriétés, définitions, et schéma

Centre optique :
Les rayons passant par le centre de la lentille (appelé centre optique et souvent noté O) ne sont pas déviés.

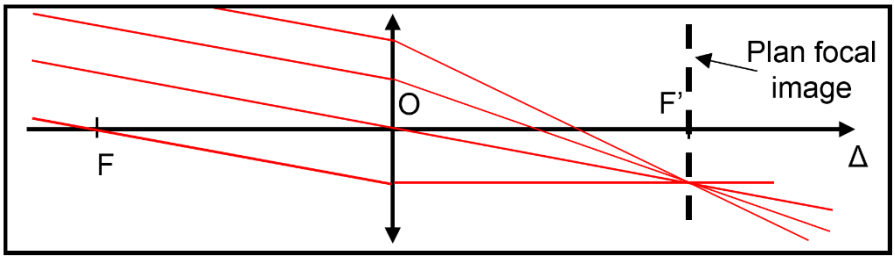


Axe optique Δ : L'axe qui passe par O et est perpendiculaire au plan de la lentille. Cet axe est orienté, en général vers la droite.

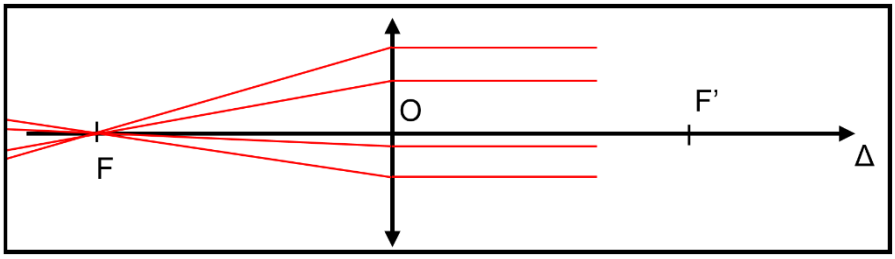
Foyer image F' :
Les rayons qui arrivent sur la lentille parallèlement à Δ convergent en un point appartenant à Δ appelé foyer image de la lentille (noté F').



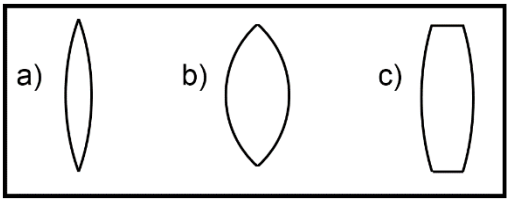
Plan focal image : plan perpendiculaire à Δ passant par F'. Des rayons qui arrivent sur la lentille parallèles entre eux convergent en un point situé sur le plan focal image.



Foyer objet F : Il existe un point de Δ noté F tel que tout rayon qui arrive sur la lentille après être passé par F ressort parallèle à Δ. F s'appelle le foyer objet de la lentille.



Propriétés : F et F' sont symétriques par rapport à O.



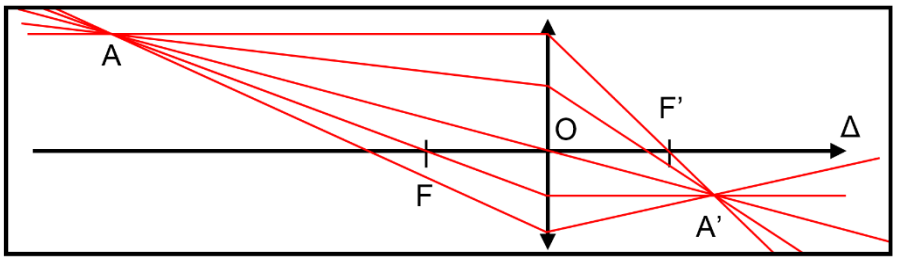
La valeur de OF' dépend principalement de la forme de la lentille. Plus elle est épaisse en son centre, plus la lentille est convergente, c'est-à-dire plus OF' est petite. Dans les exemples ci-contre, b est plus convergente que a).

Chaque lentille possède une valeur de OF' qui lui est propre.

Vocabulaire : La **distance focale** d'une lentille est la distance OF' (unités : m).
Elle est parfois notée f '.
La **vergence** notée c d'une lentille est définie par :
c = 1/f ' (unités : m^{-1} aussi appelé « dioptrie » noté δ)

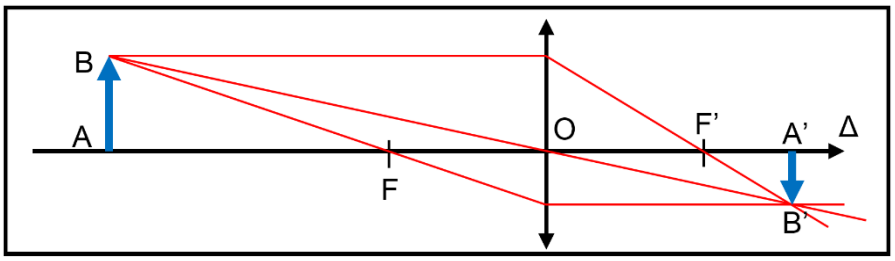
Exercices manuel : 25, 28, 29 p 299 32, 44 p 299

44. Unicité de l'image formée par une lentille convergente



Propriété : Une lentille convergente forme une image unique A' d'un point lumineux A. cela signifie que TOUS les rayons ISSUS du point lumineux A (appelé « point objet ») passant par la lentille, se croisent en un point unique A' (appelé « point image » de A).

Remarque : il en va de même pour tous les rayons PASSANT par le point A (cf. Schéma).

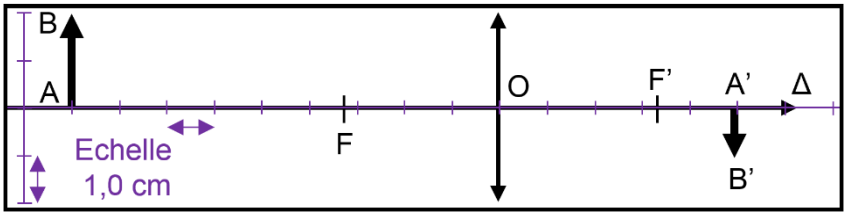


Conséquence : L'image A'B' d'un objet lumineux AB par une lentille convergente est unique. Elle s'obtient sur un schéma (ci-contre) à l'aide du tracé des rayons particuliers (celui passant par F, celui passant par O, et celui parallèle à Δ).

Exercice : Regarder la vidéo « LENTILLE CONVERGENTE » (du début jusqu'à 2'40) sur scienceslycee.fr.

45. Distances algébriques

Les distances mesurées lors d'une séance de Travaux Pratiques ou sur un schéma sont algébriques. Cela signifie qu'elles peuvent être positives ou négatives.



Conventions :

Le long de Δ, les distances notée AF, FO, AO, OF', OA' sont positives, alors que celles notées FA, OF, OA, F'O, A'O sont négatives. Dans l'exemple ci-dessus, OF' = 3,2 cm et OA = - 9,0 cm. Le « sens » positif est donné par l'orientation de Δ.

Le long d'un axe perpendiculaire à Δ, les distances notée AB et B'A' sont positives, alors que celles notées BA et A'B' sont négatives. Dans l'exemple ci-dessus, AB = 2,0 cm, et A'B' = - 1,0 cm.

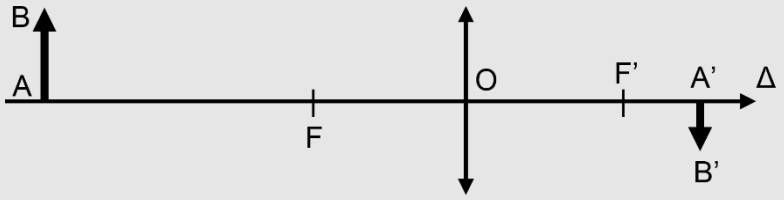
46. Grandissement

Définition : Pour un objet de taille AB situé à un distance OA du centre optique O, le **grandissement** de la lentille de distance focale OF' est défini par : $\gamma = \overline{A'B'}/\overline{AB}$.

Propriété 1 : Pour tout objet AB situé au-delà de F (c'est-à-dire qui n'est pas situé entre O et F), $\gamma < 0$. On dit que l'image A'B' est **inversée** par rapport à l'objet AB.

Propriété 2 : $\gamma = \overline{OA'}/\overline{OA}$

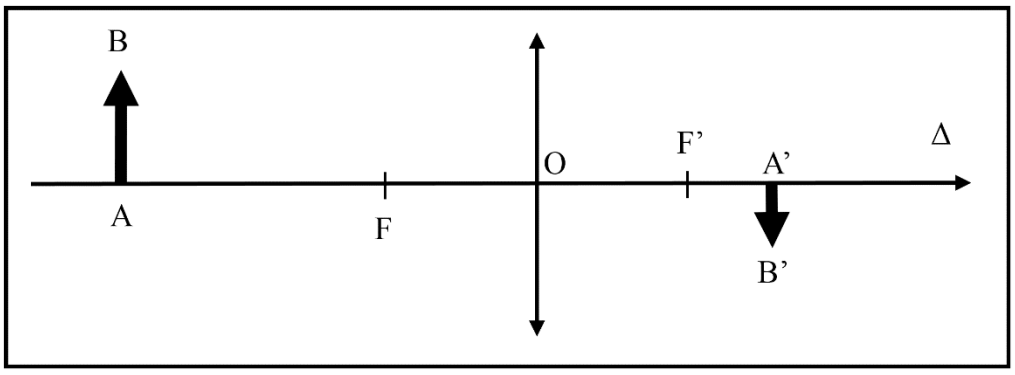
Exercice : Sur la figure ci-contre, tracer au crayon le rayon issu de B et passant par O puis démontrer la propriété 2 à l'aide du théorème de Thalès.



47. Formule de conjugaison

Propriété : La position OA' de l'image d'un objet situé à une distance OA du centre optique d'une lentille de distance focale OF' peut être déterminée théoriquement à l'aide d'une formule dite « Formule de conjugaison d'une lentille mince convergente » :

$$\frac{1}{OA'} - \frac{1}{OA} = \frac{1}{OF'}$$



Rappel : OA, OA' et OF' sont des grandeurs algébriques.

Exercice du manuel : 12 p 297

5.2. Construction d'une image réelle

48. Construction schématique

Exercice :

1- Sur papier millimétré (pris dans sa largeur): tracer Δ et la lentille, placer O, F, F' (OF' = 4,0 cm).
2- Positionner l'objet (flèche verticale AB, A étant sur l'axe Δ) tel que :
AB = 3,0 cm et OA = - 10,0 cm.
3- Tracer au moins deux rayons particuliers issus de B afin de déterminer l'image A'B' de AB.
4- Mesurer A'B' et OA'.
5- Calculer la valeur OA' à l'aide de la formule de conjugaison et comparer cette valeur à celle mesurée (à la question 4). Conclure.

49. Construction expérimentale

Lors de la séance de TP effectuer les opérations suivantes :

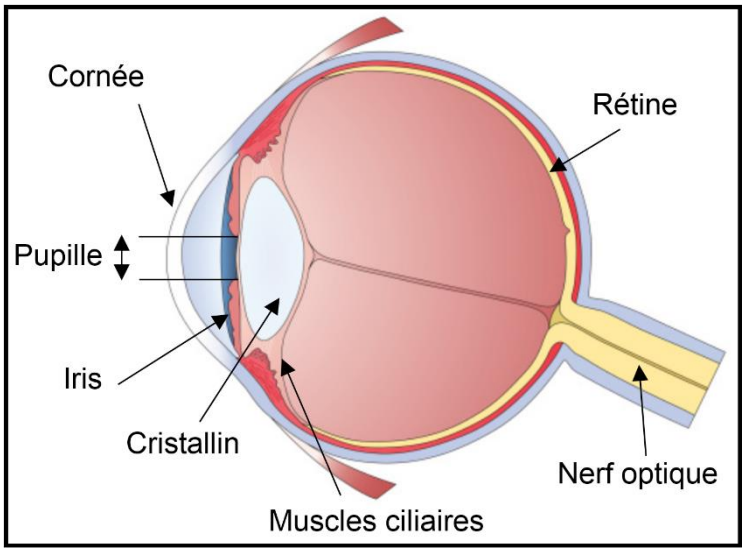
1- Choisir une lentille dont on notera la valeur de la distance focale OF'.
2- Déterminer expérimentalement la valeur de OF' (par la méthode d'auto collimation qui sera présentée en classe par le professeur).
3- Mesurer la taille de l'objet lumineux (noté AB) fourni avec le matériel.
4- Positionner AB (perpendiculaire à Δ) à droite de F à une certaine distance de O, au-delà de F (c'est-à-dire pas entre F et O) :
   Mesurer la valeur de OA.
5- Positionner sur le banc optique le plan vertical fourni avec le matériel de sorte que l'image (nette) A'B' se forme dessus.
   Mesurer la valeur de OA'.
   Mesurer la valeur de A'B'.
6- Refaire les manipulations 4- et 5- en tout quatre fois, en positionnant à chaque fois AB à une nouvelle distance OA.

CR :

1- Faire un schéma de construction de l'image A'B' d'un objet AB par une lentille convergente.
2- Noter la valeur de OF' affichée sur la lentille et celle déterminée expérimentalement par la méthode d'auto collimation, puis comparer ces valeurs.
3- Noter la valeur de AB.
4- Présenter toutes les valeurs (les quatre séries de valeurs) mesurées de OA, OA', A'B', et les calculs de A'B'/AB, OA'/OA, 1/OA et 1/OA' dans un même tableau (on fera attention au signe, aux unités et aux chiffres significatifs).
5- Tracer sur papier millimétré la courbe représentant 1/OA' en fonction de 1/OA.
6- A partir de la courbe (et uniquement à partir de la courbe !) déterminer si la formule de conjugaison (1/OA' - /OA = 1/f') est vérifiée par vos mesures.
7- L'image A'B' est-elle droite ou inversée ?

5.3. L'œil : un système optique

50. Présentation simplifiée du fonctionnement de l'œil



L'œil est un organe complexe qui permet au cerveau de recevoir et d'interpréter la partie dite « visible » du spectre des ondes EM, c'est-à-dire de voir.

La **cornée** et le **cristallin** sont deux lentilles convergentes. Lorsque les yeux ne sont pas au repos, devant un écran d'ordinateur ou un livre par exemple, les muscles ciliaires contractent le cristallin, augmentent ainsi sa vergence (c'est-à-dire diminuent sa distance focale) pour permettre à l'image du livre ou de l'écran de se former sur la rétine. Lorsqu'un objet se trouve loin de l'œil, un arbre au bout d'un champ par exemple, le cristallin n'a pas besoin d'être contracté pour que l'image de l'arbre se forme sur la rétine : l'œil est au repos.

La **pupille** est l'ouverture, plus ou moins grande selon la luminosité de l'objet regardé, qui permet de faire entrer la lumière dans l'œil.

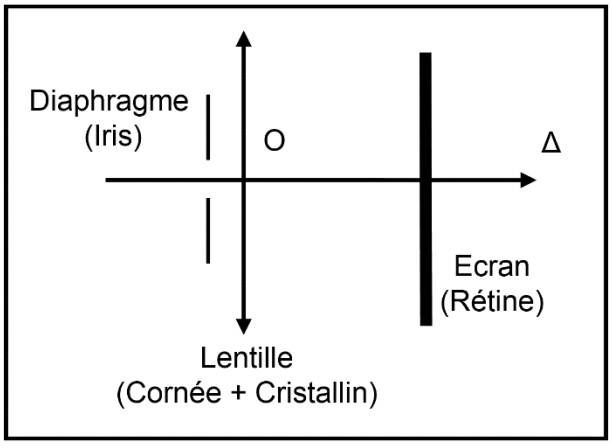
L'**iris** est la membrane (colorée) qui permet d'augmenter ou de diminuer le diamètre de la pupille.

La **rétine** est un « écran » constitué de minuscules capteurs sur lequel arrive la lumière. Le **nerf optique** transmet au cerveau les informations collectées par les capteurs. Un objet est vu net lorsque son image par l'association de la cornée et du cristallin se forme sur la rétine. Si elle se forme en avant ou en arrière de la rétine, l'objet est vu flou.

Les images formées sur la rétine sont inversées. Le cerveau interprète ces données en « inversant » à son tour l'image reçue.

51. Schéma du modèle réduit de l'œil

Le schéma ci-contre est appelé schéma du modèle réduit de l'œil. Il permet de faire une correspondance simple entre l'étude du fonctionnement d'une lentille mince convergente présentée dans ce chapitre et le fonctionnement de l'œil. L'ouverture de l'œil (l'iris) est appelée diaphragme par analogie avec l'ouverture d'un appareil photo, la cornée et le cristallin sont associée en une seule lentille de même axe optique Δ, et la rétine est assimilée à un écran.

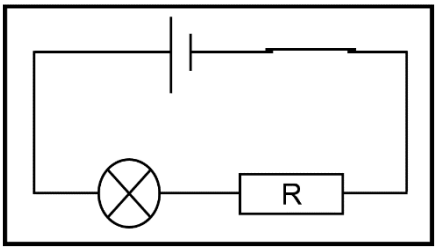


Exercices du manuel :	17 p 298

6. Les circuits électriques

6.1. Présentation

52. Introduction



Un circuit électrique relie plusieurs dipôles (qualifiés ainsi car ils possèdent deux pôles grâce auxquels on les connecte les uns aux autres) entre eux à l'aide de fils électriques : un dipôle (appelé générateur ou pile) qui fournit de l'énergie électrique et d'autres dipôles (appelés récepteurs) qui la consomment, c'est-à-dire qui la transforment en d'autres formes d'énergie (énergie lumineuse, énergie thermique, énergie de mouvement, etc...). Le circuit électrique sert à acheminer l'énergie électrique du générateur vers les récepteurs. L'énergie est transportée par des électrons qui circulent à travers les fils électriques du circuit. Lorsque l'interrupteur est ouvert, aucun transfert d'énergie n'est possible et lorsqu'il est fermé le transfert s'effectue.

Générateurs	+ G -	+ -

Récepteurs	Résistor	Ampoule	Moteur
Symboles	R		M

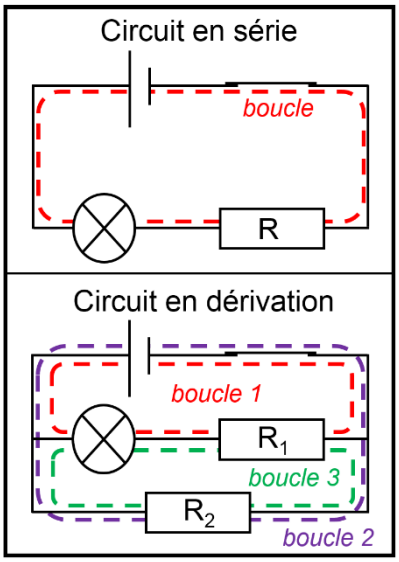
Autres	Interrupteur	Fil
Symboles	Ouvert / Fermé	

53. Série et dérivation

Certains circuits ne comportent qu'une seule boucle (ou maille) : on les appelle des circuits en série. D'autres comportent plusieurs boucles, on les appelle des circuits en dérivation. Dans le circuit en dérivation ci-contre :

La pile, l'ampoule et le résistor R_1 forment la boucle 1.
La pile et le résistor R_2 forment la boucle 2.
L'ampoule, les résistors R_1 et R_2 forment la boucle 3.

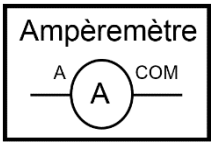
On dit que l'ampoule et le résistor R_1 sont associés en série car ils forment une même boucle (boucle 1) avec le générateur (ici une pile).
On dit que l'ampoule et le résistor R_1 d'une part, et le résistor R_2 d'autre part sont associés en dérivation car la boucle qu'ils forment (boucle 3) ne contient pas le générateur.



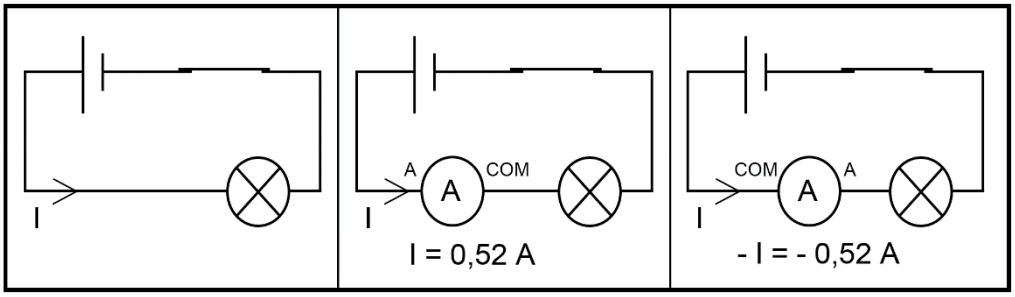
54. Tension électrique et intensité du courant électrique

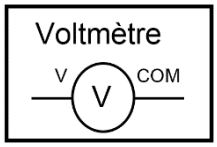
La quantité d'énergie transmise du générateur aux récepteurs peut être calculée (plus loin au point 61) à l'aide de deux grandeurs physiques facilement mesurables (dont les définitions précises seront vues en classe de Première Spécialité) :

La tension électrique qui s'exprime en Volts (V).
L'intensité du courant électrique qui s'exprime en Ampères (A).

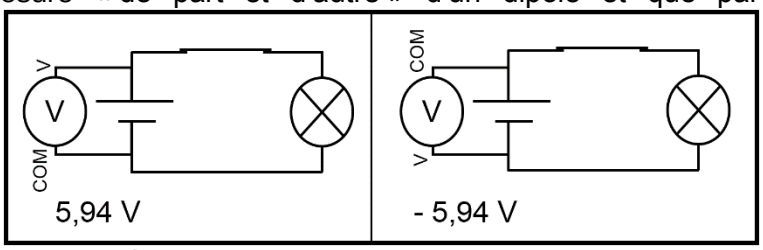


Le courant électrique circule à travers les fils électriques, les dipôles, etc... Son intensité se mesure en insérant un ampèremètre en série dans le circuit, c'est-à-dire « sur le chemin » du courant, comme indiqué dans les schémas ci-dessous. Un pôle de l'ampèremètre est appelé A et l'autre COM. L'ampèremètre mesure l'intensité du courant qui entre par le pôle A (et ressort par le pôle COM). Ainsi, selon le sens dans lequel on le branche, il mesure la valeur de I ou celle de - I, et affiche par conséquent une valeur positive ou négative.



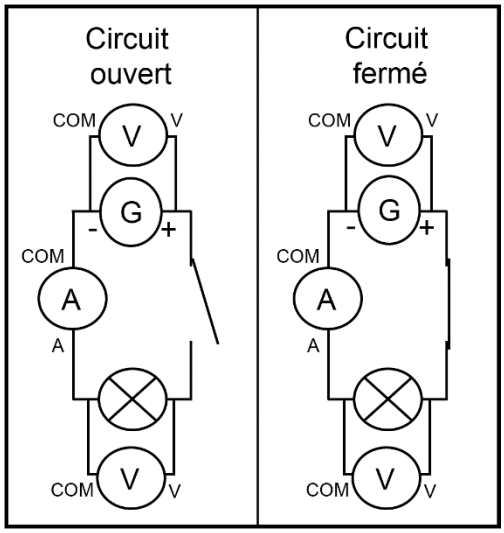


La tension électrique aux bornes d'un dipôle est la différence de potentiel électrique qui existe de part et d'autre de ce dipôle. S'il n'est pas nécessaire en Seconde de connaître la notion de potentiel électrique (elle sera vue en détail en classe de Première Spécialité), il faut comprendre qu'une tension électrique se mesure « de part et d'autre » d'un dipôle et que par conséquent, l'outil qui permet de mesurer la tension électrique (le Voltmètre) au borne du dipôle se branche de part et d'autre du dipôle, à l'extérieur de la boucle où se trouve le dipôle, c'est-à-dire en dérivation comme indiqué dans les schémas ci-contre. Un pôle du voltmètre est appelé V et l'autre COM. Le branchement indiqué sur le schéma permet de mesurer la tension électrique aux bornes de la pile. Selon le sens dans lequel on le branche, il mesure une valeur positive ou une valeur négative.



6.2. Mesures et notations

55. Expériences



Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

- Une ampoule (6V) et son support
- Un générateur 6/12V
- Un interrupteur
- Deux multimètres
- Huit fils électriques (au moins)

1- Le professeur montre comment on utilise les différents dipôles (multimètres, ampoule, interrupteur, générateur).
2- Régler le générateur sur la position 6V puis réaliser le circuit en série schématisé ci-contre (circuit ouvert) puis mesurer la valeur du courant électrique ainsi que celles des tensions électriques aux bornes de l'ampoule et du générateur (le pôle + du générateur de l'école est rouge et le pôle - est noir).
3- Fermer le circuit et recommencer les mêmes mesures.

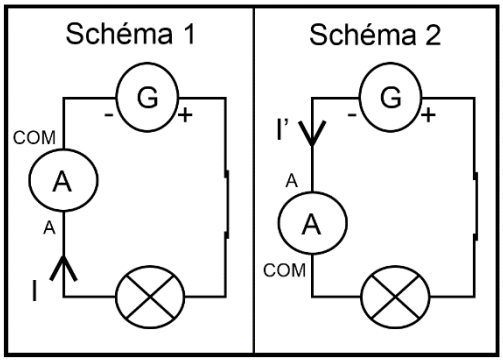
4- Noter les résultats des mesures dans le tableau ci-contre et remplir la dernière ligne du tableau.

	Circuit ouvert	Circuit fermé
Ampèremètre (A)		
Voltmètre générateur (V)		
Voltmètre ampoule (V)		
Ampoule allumée ou éteinte ?		

5- Inverser les branchements des voltmètres (V et COM) et de l'ampèremètre (A et COM), refaire les mêmes mesures et remplir le tableau ci-dessus.

	Circuit ouvert	Circuit fermé
Ampèremètre (A)		
Voltmètre générateur (V)		
Voltmètre ampoule (V)		

56. Signe et représentation de l'intensité du courant



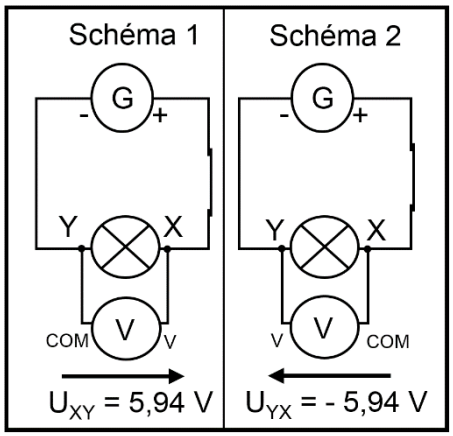
Nous avons vu précédemment que l'ampèremètre mesure l'intensité du courant qui entre par son pôle A et les expériences qui viennent d'être réalisées confirment que le signe de la valeur mesurée peut être positif ou négatif selon la façon dont il est branché.

Dans le schéma 1 ci-contre le courant mesuré (qui entre par le pôle A de l'ampèremètre) est représenté par une **flèche** et son intensité est notée I et dans le circuit 2, le courant mesuré est représenté par une flèche de sens opposé et son intensité est notée I'.

On constate que : I' = - I.

L'intensité du courant qui part du pôle + du générateur (I) est positive.

57. Signe et représentation de la tension



Les expériences qui viennent d'être réalisées confirment que le signe de la valeur mesurée par un voltmètre peut être positif ou négatif selon la façon dont il est branché.

La tension électrique est représentée par une **flèche** dont le sens indique le sens de branchement du voltmètre (la flèche pointe vers V).

Schéma 1 : la tension mesurée aux bornes de l'ampoule (entre les points X et Y du circuit) est notée U_{XY}.

Schéma 2 : la tension mesurée aux bornes de l'ampoule (entre les points Y et X du circuit est) notée U_{YX}.

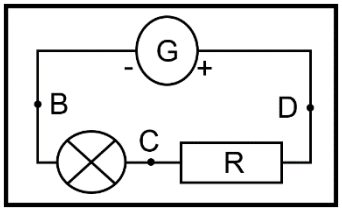
On constate que : $U_{YX} = - U_{XY}$.

6.3. Lois

58. Courant électrique et loi des nœuds

Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

- Une ampoule (6V) et son support
- Un générateur 6/12V
- Un interrupteur
- Un résistor de 22Ω et son support
- Deux multimètres
- Huit fils électriques



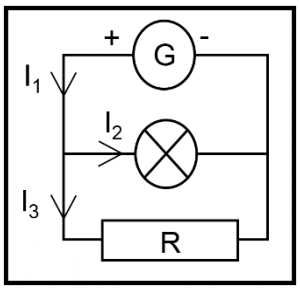
1- Réaliser le circuit en série schématisé ci-contre. Mesurer l'intensité du courant électrique circulant à travers les fils au point B, C et D. Noter les résultats dans le tableau ci-dessous.

I (au point A)	
I (au point B)	
I (au point C)	

2- Reproduire le schéma du circuit en dérivation ci-contre en y ajoutant trois ampèremètres permettant de mesurer les intensités I_1, I_2 et I_3 (attention au sens de branchement des ampèremètres !).

3- Régler le générateur sur la position 6V puis réaliser le circuit. A l'aide de trois ampèremètres (ou d'un seul que l'on utilisera pour mesurer successivement les trois intensités) mesurer la valeur de I_1, I_2 et I_3, et noter les résultats dans le tableau ci-contre.

I_1	
I_2	
I_3	



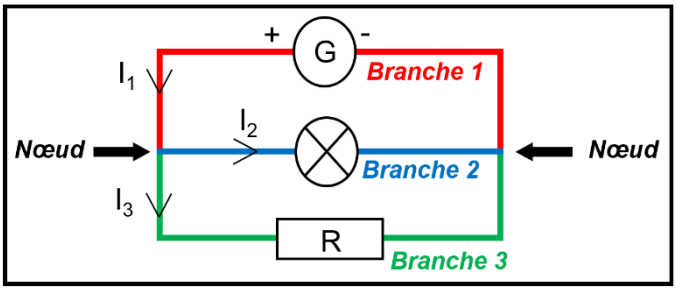
Définitions et vocabulaire :

On appelle **nœud** (ou jonction) l'intersection d'au moins trois fils électriques dans un circuit.

N'importe quelle portion de circuit situé entre deux nœuds successifs est appelé une **branche**.

Des dipôles associés dans une même branche sont dits en **série**.

Deux branches se rejoignant à deux jonctions sont dites en **parallèle**.



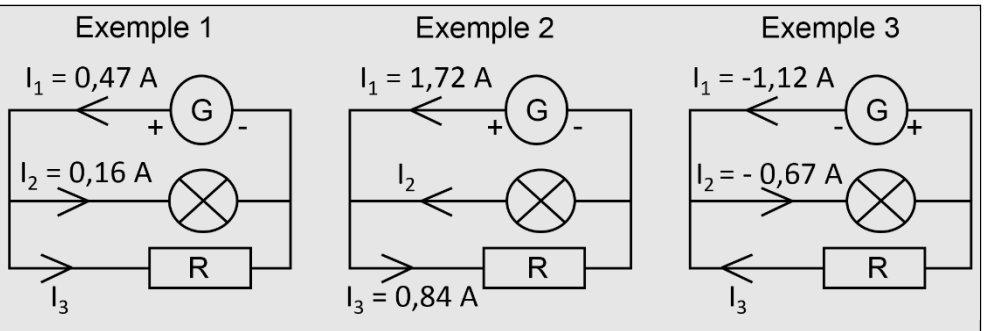
Propriété 1 : L'intensité du courant électrique est la même en tout point d'une même branche.

Propriété 2 : A une jonction d'un circuit électrique la somme des intensités des courants électriques entrants est égale à la somme des intensités des courants électriques sortants (cette propriété est appelée la loi des nœuds) :

$$\Sigma I_{entrant} = \Sigma I_{sortant}$$

Remarque : Dans le circuit ci-dessus, la loi des nœuds implique que $I_1 = I_2 + I_3$

Exercice : Pour chaque exemple, écrire la loi des nœuds puis calculer la valeur inconnue de l'intensité du courant.

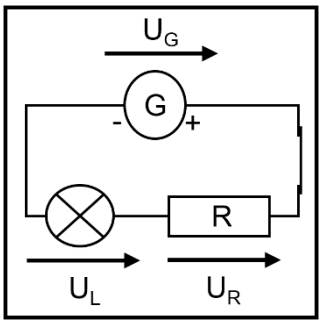


59. Tension électrique et loi des mailles

Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

Une ampoule (6V) et son support — Un résistor de 22Ω et son support
Un générateur 6/12V — Un multimètre
Un interrupteur — Sept fils électriques

1- Reproduire le schéma du circuit en série ci-contre en y ajoutant trois voltmètres permettant de mesurer les intensités U_G, U_L et U_R (attention au sens de branchement des voltmètres !).

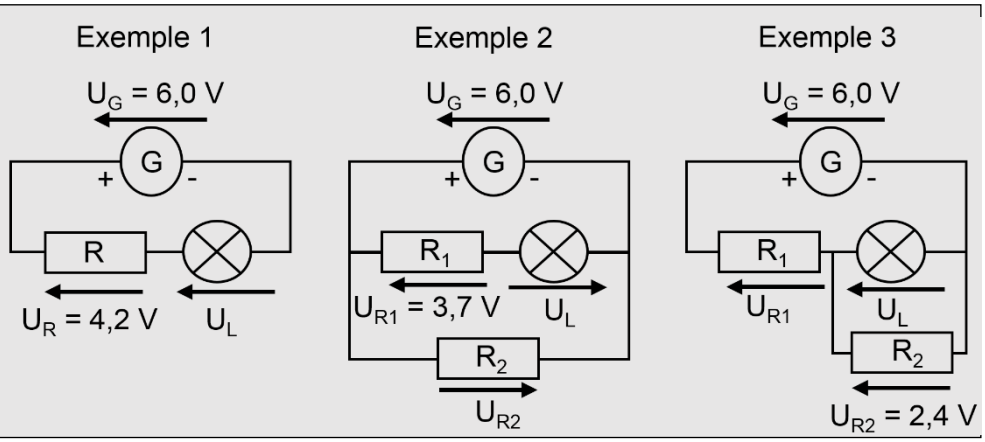


2- Régler le générateur sur la position 6V puis réaliser le circuit. A l'aide de trois voltmètres (ou d'un seul que l'on utilisera pour mesurer successivement les trois tensions) mesurer la valeur de U_G, U_L et U_R, et noter les résultats dans le tableau ci-contre.

	Circuit ouvert	Circuit fermé
U_G		
U_L		
U_R		

Propriété : Dans toute **boucle** d'un circuit électrique **fermé** la somme des tensions électriques est égale à zéro (cette propriété est appelée la loi des mailles ou loi de l'additivité des tensions). La somme en question se fait en tenant compte du sens des flèches de tension. Dans l'exemple ci-dessus, $U_G - U_R - U_L = 0$.

Exercice : Pour chaque exemple, utiliser la loi des mailles puis calculer la valeur inconnue de la ou des tensions.

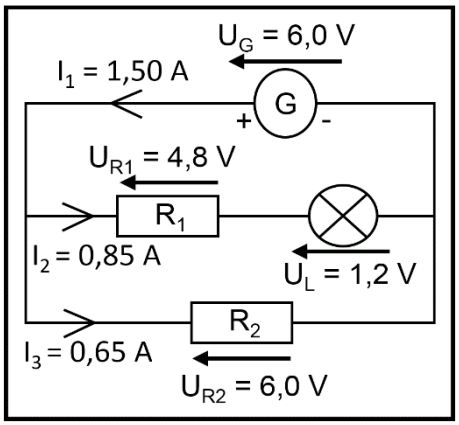


60. Propriétés et conventions

Propriétés : Dans un circuit électrique U et I ont le même signe quand :

Pour un générateur (pile), les flèches de U et de I ont le même sens.

Pour un récepteur (ampoule, résistance, moteur…), les flèches de U et de I ont des sens opposés.



Convention récepteur et générateur

Dans un circuit, les tensions que l'on choisit en général d'étudier sont celles qui vont dans le :

Même sens que la flèche de I pour un générateur.

Sens opposé de la flèche de I pour un récepteur.

Exercices du manuel : 13, 14, 16 à 21 p 320

61. Energie électrique et puissance

Propriété : Un récepteur aux bornes duquel on mesure une tension électrique U, et à travers lequel circule un courant électrique I, pendant une durée Δt, consomme une énergie électrique E égale à :

$$E = U * I * \Delta t$$

(E en J U en V I en A Δt en s)

De même, un générateur aux bornes duquel on mesure une tension électrique U, et à travers lequel circule un courant électrique I, pendant une durée Δt, délivre une énergie électrique E égale à E = U * I * Δt.

Définition : P = U * I est appelée **puissance** électrique. Son unité est le Watt (W).

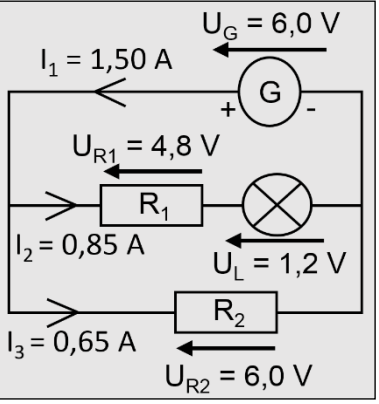
Exercice : 1°/ A l'aide des formules ci-dessus, montrer que 1W = 1V.A et que 1W = $1J.s^{-1}$.

2°/ Dans le circuit ci-contre, calculer la puissance fournie par le générateur et la puissance consommée par chaque récepteur.

3°/ En déduire l'énergie correspondante pour chaque dipôle si l'on fait fonctionner le circuit pendant 30 minutes.

4°/ Comparer l'énergie fournie à l'ensemble des dipôles récepteurs à l'énergie fournie par le générateur.

Conclure.



6.4. Caractéristique courant – tension

62. Définition

La **caractéristique courant-tension** d'un dipôle électrique est la courbe représentant la tension aux bornes du dipôle U en fonction de l'intensité du courant électrique I circulant à travers ce dipôle.

63. Caractéristique d'une ampoule

Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

Une ampoule (6V) et son support	Un générateur 6/12V
Deux multimètres	Un potentiomètre
Un interrupteur	Huit fils électriques

1- Le professeur montre ce qu'est un potentiomètre (i.e. un résistor de résistance variable) et comment on l'utilise.
2- Faire le schéma du circuit associant en série le générateur (réglé sur 6V), l'interrupteur, l'ampoule, un ampèremètre et le potentiomètre PUIS réaliser le circuit.
3- Brancher un voltmètre aux bornes de l'ampoule.
4- Fermer l'interrupteur et mesurer la tension électrique et l'intensité du courant électrique.
5- Déplacer le curseur du résistor variable
6- Refaire les étapes 4 et 5 au moins huit fois puis noter les valeurs mesurées dans le tableau ci-dessous.

I (A)								
U (V)								

Traitement des données : Tracer sur papier millimétré la caractéristique courant-tension de l'ampoule.

64. Caractéristique d'un résistor : loi d'Ohm

Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

Un résistor de 22 Ω et son support	Un générateur 6/12V
Deux multimètres	Un potentiomètre
Un interrupteur	Huit fils électriques

1- Faire le schéma du circuit associant en série le générateur (réglé sur 6V), l'interrupteur, un résistor de résistance égale à 22 Ω, un ampèremètre et le potentiomètre PUIS réaliser le circuit.
2- Brancher un voltmètre aux bornes du résistor de résistance égale à 22 Ω.
3- Refaire exactement les mêmes manipulations et mesures qu'au point précédent.
4- Tracer sur papier millimétré la caractéristique courant-tension du résistor de résistance égale à 22 Ω.

Loi d'ohm : La tension aux bornes d'un résistor et le courant circulant dans un résistor sont proportionnels :

$U = R * I$ R s'appelle la résistance du résistor.
Unités de R : Ω (i.e. $V.A^{-1}$)

Propriétés :

Une LDR est un résistor dont la valeur de la résistance dépend de l'intensité lumineuse de la lumière qui l'éclaire (on peut l'utiliser comme capteur d'intensité lumineuse).

Une Thermistance est un résistor dont la valeur de la résistance dépend de la température (on peut l'utiliser comme capteur de température).

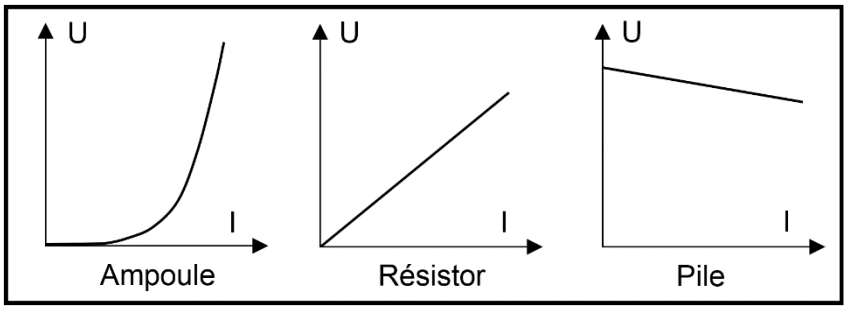
65. Caractéristique d'un générateur

Former des groupes de 2 ou 3 élèves puis chaque groupe va chercher le matériel suivant :

Un résistor de 22 Ω et son support	Une pile
Deux multimètres	Un potentiomètre
Un interrupteur	Huit fils électriques

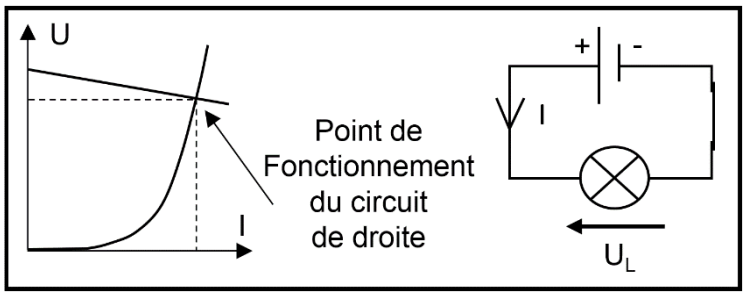
1- Faire le schéma du circuit associant en série une pile, l'interrupteur, un résistor de résistance égale à 22 Ω, un ampèremètre et le potentiomètre PUIS réaliser le circuit.
2- Brancher un voltmètre aux bornes de la pile.
3- Refaire exactement les mêmes manipulations et mesures qu'aux deux points précédents.
4- Tracer sur papier millimétré la caractéristique courant-tension de la pile.

66. Bilan



67. Point de fonctionnement d'un circuit

Un récepteur est associé à un générateur et un interrupteur. Lorsqu'on ferme le circuit, l'intensité du courant I et la tension U aux bornes du récepteur sont déterminés par l'intersection entre les caractéristiques courant-tension du générateur et du récepteur. Ce point sur le graphique est appelé « point de fonctionnement de ce circuit ».



Exercices du manuel : 22 à 38 p321.

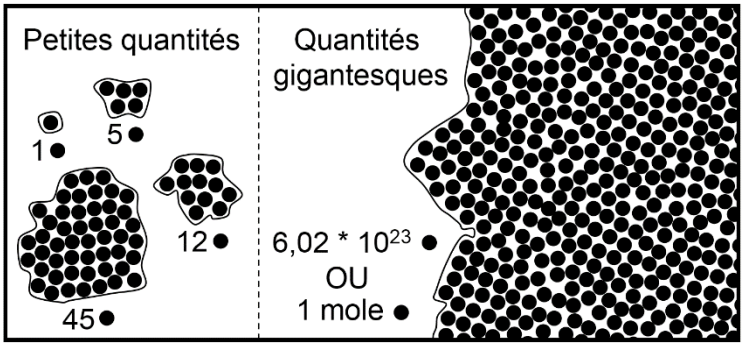
7. DESCRIPTION DE LA MATIÈRE

7.1. La mole

68. Introduction

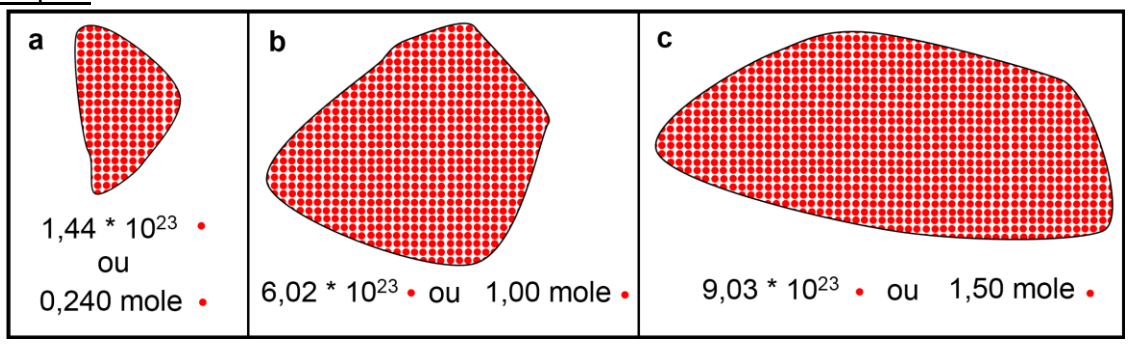
Tout corps macroscopique (échelle humaine), un grain de riz, un caillou, une fleur, contient des milliards de milliards d'atomes, d'ions ou de molécules.

Illustration : Le schéma ci-contre illustre le choix qui a été fait par les chimistes de dénombrer les minuscules particules (atome, molécule, ion, électron, etc...) par paquets de particules identiques contenant exactement 6,02 * 10^{23} particules.



Au lieu de dire « ce morceau de charbon contient 6,02 * 10^{23} atomes de C », on dit « ce morceau de charbon contient 1 mole de C ».

Exemples :



Dans les exemples ci-dessus, on exprime les quantités de particules de deux manières :
- Le nombre de particules
- Le nombre de moles de particules

69. Mole et Nombre d'Avogadro

Définition de la mole :

La **mole** est une unité de quantité de matière.
Une mole d'une espèce X contient 6,02 * 10^{23} espèces (ou particules) de X.
Le nombre de mole est noté **n**, et son unité est notée **mol**.

Les trois échantillons de matière montrés sur le schéma précédent, contiennent :

Exemple a :	N = 1,44 * 10^{23} particules	ou	n = 0,240 mol
Exemple b :	N = 6,02 * 10^{23} particules	ou	n = 1,00 mol
Exemple c :	N = 9,03 * 10^{23} particules	ou	n = 1,50 mol

Définition du Nombre d'Avogadro (N_A) :

La quantité $6{,}02 * 10^{23}$ porte le nom de **nombre d'Avogadro**, noté N_A.

N_A a pour unité : mol^{-1}. Cette unité qui se prononce « mole moins 1 » ou « par mole » exprime le fait qu'il y a $6{,}02 * 10^{23}$ particules X « par mole » de X.

Bilan : $N_A = 6{,}02 * 10^{23}\ mol^{-1}$

(Pour information : $6{,}02 * 10^{23}$ correspond au nombre d'atomes présents dans exactement 12 grammes de l'isotope $^{12}_{6}C$ du carbone)

Nous avons établi que :	1,00 mol de « X »	contient	$6{,}02 * 10^{23}$ « X »
	1,50 mol de « X »	contient	$9{,}03 * 10^{23}$ « X »
	0,240 mol de « X »	contient	$1{,}44 * 10^{23}$ « X »
Il suit donc que :	**n** mol de « X »	contient	$N = n * N_A$ « X »

Bilan : $\mathbf{N = n * N_A}$ (1)

N : nombre de particules

n : nombre de mole (mol)

Exercice :

Calculer N le nombre d'atomes de O dans $5{,}4 \times 10^{-3}$ mol de O.

Calculer n le nombre de mole de He correspondant à $8{,}95 \times 10^{22}$ atomes de He.

Calculer le nombre N de molécules de C_3H_8 dans $1{,}24 * 10^{-2}$ mol de C_3H_8.

70. Abondance naturelle

Rappels : Un élément est défini par son nombre de protons. Par exemple, tout noyau possédant 6 protons appartient à l'élément Carbone.

Des isotopes d'un même élément ont des noyaux qui possèdent le même nombre de protons mais pas le même nombre de neutrons. Par exemple, $^{14}_{6}C$, $^{12}_{6}C$ et $^{13}_{6}C$ sont trois isotopes de l'élément carbone.

La plupart du temps, un échantillon de matière contient de nombreux types d'atomes, de molécules ou d'ions. Par exemple, du miel contient de l'eau (c'est-à-dire des molécules H_2O), du sucre (principalement des molécules de formule $C_6H_{12}O_6$), mais également des protéines et d'autres espèces chimiques en plus faibles quantités. Ainsi dans le miel, il y a des noyaux d'atomes de carbone (C), d'hydrogène (H), d'oxygène (O), etc... De même on constate qu'il y a dans l'eau de Javel des noyaux O, H, Cl, Na, etc...

Propriété : Dans un échantillon de matière, la proportion des isotopes d'un élément est toujours la même. On appelle cette proportion l'abondance naturelle de l'élément.

Exemples : Dans n'importe quel échantillon contenant du carbone, 98,93 % des noyaux sont des isotopes $^{12}_{6}C$, et 1,07 % des isotopes $^{13}_{6}C$ (les autres isotopes sont présents en quantité extrêmement faible).

Dans n'importe quel échantillon contenant du chlore, 75,8 % des noyaux sont des isotopes $^{35}_{17}Cl$, et 24,2 % des isotopes $^{37}_{17}Cl$ (les autres isotopes sont présents en quantité extrêmement faible).

Exercice :

1°/ Expliquer qualitativement pourquoi un atome de $^{35}_{17}Cl$ est plus léger qu'un atome de $^{37}_{17}Cl$.

2°/ Sachant que la masse d'un atome de $^{35}_{17}Cl$ vaut $m_{35} = 5{,}81 * 10^{-23}$ g, que celle d'un atome de $^{37}_{17}Cl$ vaut $m_{37} = 6{,}14 * 10^{-23}$ g et que l'abondance naturelle du chlore est de 75,8 % pour l'isotope $^{35}_{17}Cl$ et 24,2% pour l'isotope $^{37}_{17}Cl$, calculer la masse d'une mole d'atomes de chlore (dans le calcul, on prendra en compte l'abondance naturelle du chlore).

71. Masse molaire atomique

Définition : La **masse molaire atomique** d'un élément (notée M) est la masse contenue dans une mole d'atomes de cet élément (avec une répartition entre isotopes correspondant à celle de l'abondance naturelle).

Son unité est : $g.mol^{-1}$.

Exemples :

Masse molaire de l'hydrogène	$M_H = 1,0\ g.mol^{-1}$
Masse molaire du carbone	$M_C = 12,0\ g.mol^{-1}$
Masse molaire de l'azote	$M_N = 14,0\ g.mol^{-1}$
Masse molaire de l'oxygène	$M_O = 16,0\ g.mol^{-1}$
Masse molaire du chlore	$M_{Cl} = 35,5\ g.mol^{-1}$

Interprétation :

1 mole d'atomes de carbone a une masse de 12,0 g

1 mole d'atomes de chlore a une masse de 35,5 g

Remarque :

1 mole	a une masse de	m = 1 * M
2 moles	a une masse de	m = 2 * M
n moles	a une masse de	m = n * M

Bilan : $\mathbf{m = n * M}$ (2)

m : masse d'une matière (g)

n : nombre de mole (mol)

M : masse molaire de la matière ($g.mol^{-1}$)

Exercice :

Calculer le nombre de mole contenu dans 56 g de C ($M_C = 12,0\ g.mol^{-1}$)

Calculer le nombre de mole contenu dans 25 g de He ($M_{He} = 4,00\ g.mol^{-1}$)

Calculer la masse correspondante à $2,4 * 10^{-2}$ mol de O ($M_O = 16,0\ g.mol^{-1}$)

72. Masse molaire moléculaire

Exercice 1 :

Dans une molécule de H_2O, combien y a-t-il d'atomes de H et de O ?

Dans une mole de H_2O, combien y a-t-il : de molécules H_2O ?
d'atomes H et d'atomes O ?
de mol de H et de mol de O ?

Bilan : $\mathbf{M_{CO2} = 1 * M_C + 2 * M_O}$ (3)

M_{CO2} : masse molaire moléculaire de CO_2 ($g.mol^{-1}$)

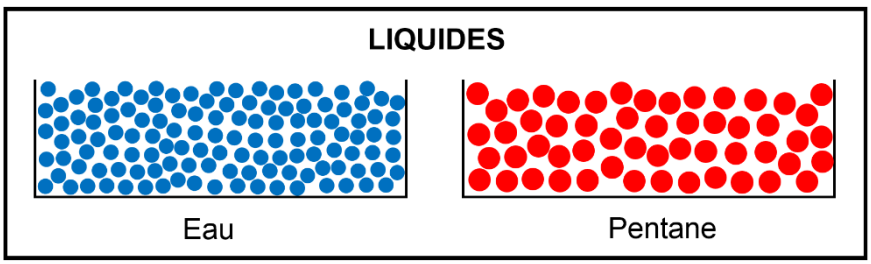
Exercice 2 :

1°/ Calculer la masse molaire moléculaire de H_2O, de NO_2 et de $C_6H_{12}O_6$.

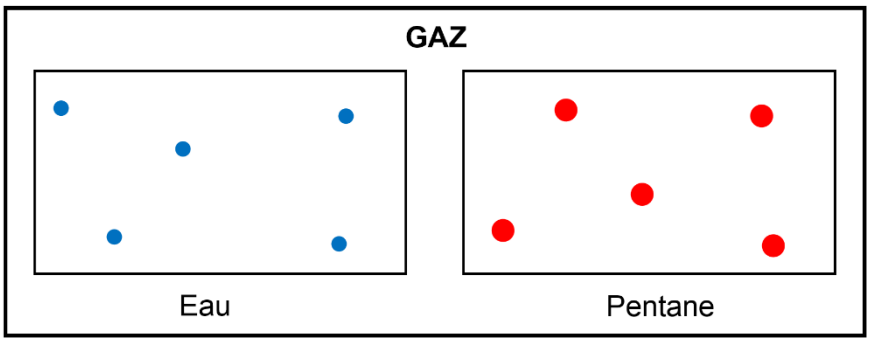
2°/ Calculer la quantité de matière d'eau (n_{eau}) dans 1,0 kg d'eau.

73. Volume molaire d'un gaz

A 20°C, le pentane (C_5H_{12}) et l'eau (H_2O) sont deux LIQUIDES. Comme dans tous les liquides (et aussi les solides), les molécules sont (presque) en contact les unes avec les autres. Les molécules d'eau étant plus petites que les molécules de pentane, un même volume contient plus de molécules d'eau que de molécules de pentane (cf. schéma ci-dessus).



A 120 °C, l'eau et le pentane sont des GAZ. Le schéma ci-contre illustre la répartition des molécules dans l'espace : un même volume contient autant molécules d'eau que de molécules de pentane.



Propriété fondamentale : A Température et Pression données, le volume occupé par une mole de gaz est le même pour tous les gaz.

Définition : Le **volume molaire** (V_m) d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz.
Son unité est : $L.mol^{-1}$
Le volume molaire dépend de la température et de la pression :
à T et P standards ($P = 1{,}013 * 10^5$ Pa, et T = 20°C), $V_m = 24{,}0\ L.mol^{-1}$.

Remarque : 1 mole de gaz occupe un volume $V = 1 * V_m$
2 moles de gaz occupe un volume $V = 2 * V_m$
n moles de gaz occupe un volume $V = n * V_m$

Bilan : $\mathbf{V = n * V_m}$ (4)
V : Volume d'un gaz (L)
n : nombre de mole de gaz (mol)

Exercices :

1°/ Calculer le volume occupé par 3,0 g d'O_2, un gaz à T et P standards.

2°/ Calculer la quantité de matière (i.e. le nombre de mole) correspondant à :
15,5 g de CO_2
3,7 L de O_2 (qui est un gaz)

3°/ Calculer la masse correspondant à :
$6{,}8 * 10^{-2}$ mol de Fe_2O_3
9,4 L de CO_2 (qui est un gaz)

4°/ Calculer le volume des gaz correspondant à :
0,28 kg de Cl_2 (qui est un gaz)
$5{,}9 * 10^{-1}$ mol de H_2 (qui est un gaz)

Masses molaires atomiques

	H	C	N	O	Na	Cl	Fe	Cu
M ($g.mol^{-1}$)	1,0	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5	55,8	63,5

Volume molaire d'un gaz (à T et P standards) : $Vm = 24{,}0\ L.mol^{-1}$

7.2. Corps purs et mélanges

74. Présentation

Définitions : Un **corps pur** ne contient qu'un seul type d'espèce chimique (eau pure, éthanol pur, Or pur, etc…)

Un **mélange** d'espèces chimiques peut être :

Homogène, si l'ensemble constitue une seule phase (mélange eau/éthanol, mélange dioxygène, diazote, etc…)

Hétérogène, si l'ensemble constitue plusieurs phases (mélange eau/huile, mélange eau/sable, etc…).

Propriétés : les corps purs ont des propriétés physiques et chimiques qui leur sont propres et permettent de les identifier.

Propriétés physiques : température de fusion, température d'ébullition, masse volumique, etc…

Propriétés chimiques : réactivité spécifique avec un réactif précis.

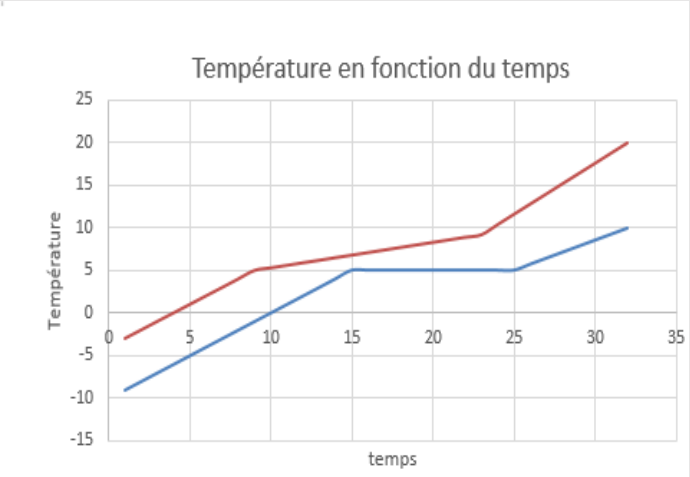
75. Température de changement d'état d'un corps pur

Propriété : A une pression donnée, le changement d'état d'un corps pur se fait à température constante, appelée température de changement d'état. En revanche, le changement d'état d'un mélange ne se fait pas à température constante.

Exercice :

Deux substances solides sont chauffées jusqu'à ce qu'elles deviennent totalement liquides. On représente l'évolution de la température de ces substances en fonction du temps.

Quelle courbe représente la fusion d'un corps pur, et quelle courbe représente la fusion d'un mélange ?



Température de changement d'état de quelques corps purs :

	Température d'ébullition (°C)	Température de fusion (°C)
Eau	100	0
Ethanol	79	-114
Fer	2861	1538

76. Masse volumique et densité

Définition : la **masse volumique** (notée ρ) d'une substance X est le quotient de la masse m_X de cette substance par son volume V_X :

$$\rho_X = m_X/V_X \qquad (5)$$

m_X (en kg)

V_X (en L)

ρ_X (en $kg.L^{-1}$)

Exercice 1 : Le tronc d'un hêtre a un rayon R = 0,34 m. On en découpe un tronçon de longueur L = 2,3 m. La masse du tronçon vaut m = 668 kg.

En faisant l'hypothèse que le tronçon est cylindrique, calculer sa masse volumique.

Données : 1 m^3 = 1000 L Volume d'un cylindre : $V = \pi * R^2 * L$

Quelques exemples :

	Masse volumique ($kg.L^{-1}$)
Eau liquide	1,00
Eau solide	0,92
Ethanol liquide	0,79
Fer solide	7,86
Bois (Platane)	0,68
Eau de mer (liquide)	1,02
Air (à 20°C)	$1,2 * 10^{-3}$

Rappel : L'air est un mélange homogène de gaz, principalement du diazote (80% en volume) et du dioxygène (20% en volume). Les autres gaz (eau, dioxyde de carbone, etc…) sont présents à l'état de traces.

Définition : La **densité** d'un corps X :

Solide ou liquide est définie par : $d_X = \rho_X/\rho_{EAU\ LIQUIDE}$

Gazeux X, est définie par : $d_X = \rho_X/\rho_{AIR}$

Exercice 2 :

1°/ Calculer le volume correspondant à :

0,28 kg de Fe

$5,9 * 10^{-1}$ mol d'éthanol liquide (formule brute de l'éthanol : C_2H_6O)

2°/ Calculer la masse volumique de CO_2 (qui est un gaz) à T et P standards.

Données :

Masses molaires atomiques :

	H	C	N	O	Na	Cl	Fe	Cu
M ($g.mol^{-1}$)	1,00	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5	55,8	63,5

Masses volumiques :

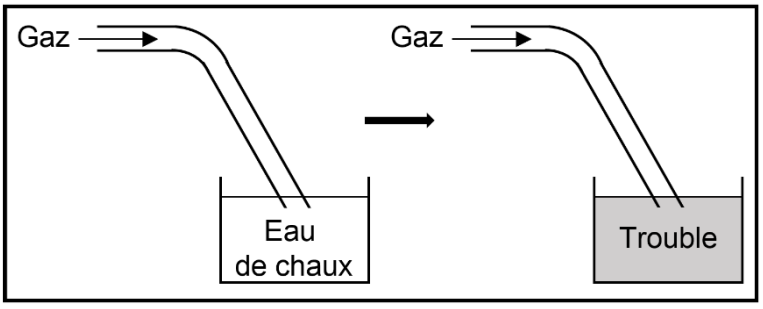
	Eau liquide	Fer solide	Éthanol liquide
ρ ($kg.L^{-1}$)	1,00	7,86	0,79

Volume molaire d'un gaz (à T et P standard) : $V_m = 24,0\ L.mol^{-1}$

77. Tests chimiques courant

Un test caractéristique est une réaction chimique qui aide à identifier une substance.

Par exemple (ci-contre), pour savoir si un gaz inconnu est du dioxyde de carbone (CO_2) on le fait buller dans de l'eau de chaux (une solution incolore et transparente). Si l'eau de chaux se trouble, le gaz inconnu est du CO_2. Si elle ne se trouble pas, le gaz inconnu n'est pas du CO_2.



Autres exemples : Test caractéristique de la présence de :

L'eau : Le sulfate de cuivre anhydre (blanc) devient bleu en présence d'eau.

Le dihydrogène : En présence de dioxygène (il y en a dans l'air) et d'une flamme, production d'un bruit (du petit chuintement à la grande explosion… selon les quantités mises en jeu).

Le dioxygène : Le dioxygène fait brûler une flamme beaucoup plus vivement que l'air.

Exercice : Faire un schéma du test chimique de présence de l'eau dans un quartier de pomme.
Exercices du manuel : 12, 17, 24, 26 p 31-33

7.3. Espèces en solution

78. Soluté, solvant, solution

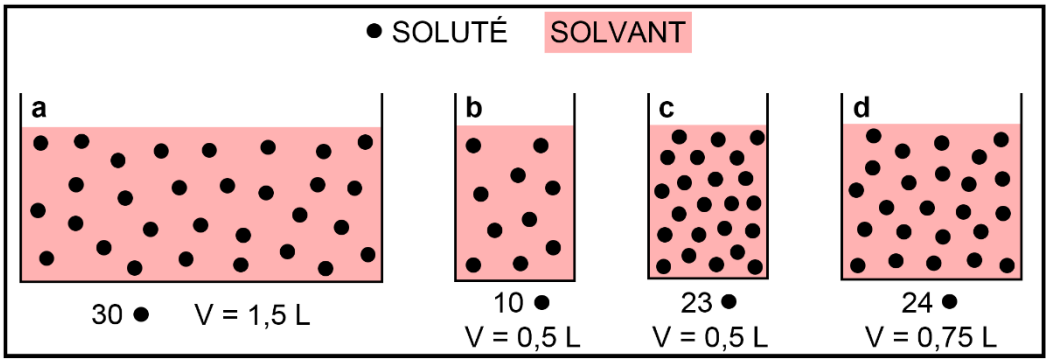
Définition : Une **solution** est obtenue par dissolution d'une espèce chimique, appelée **soluté**, dans un **solvant**.

Exemple : Du sel (soluté) dissout dans de l'eau (solvant) donne une solution (eau salée).

Remarque **:** Les solutés mis en solution peuvent être solides (exemple : du sucre), liquides (exemple : du sirop) ou gazeux (exemple : du dioxygène).

79. Concentration molaire et massique

Considérons une solution constituée d'un solvant (en rouge sur le schéma ci-dessous) et d'un soluté (en noir sur le schéma). La concentration molaire de la solution en ce soluté est le rapport entre le nombre de mole du soluté et le volume de la solution. Le schéma illustre cette notion. Les solutions **a** et **b** n'ont ni le même volume ni la même quantité de soluté mais ont la même concentration molaire en soluté. Les solutions **b** et **c** ont même volume mais la concentration molaire en soluté de la solution **b** est inférieure à celle de **c**. Enfin, la solution **d** a une concentration molaire en soluté intermédiaire entre celles de la solution **a** et celle de la solution **c**.



Définition de la concentration molaire :

La **concentration molaire** d'une solution en un soluté X est la quantité de matière de soluté X (nombre de mole) dissoute par litre de solution.

On la note [X] ou C.

$$\mathbf{C = n_{soluté} / V_{solution}} \quad (6)$$

$n_{soluté}$: nombre de mol de soluté (mol)

$V_{solution}$: volume de la solution (L)

C : concentration molaire en soluté ($mol.L^{-1}$)

Remarque : 1,0 litre de solution contient $n_{soluté} = 1,0 * C$
2,0 litres de solution contient $n_{soluté} = 2,0 * C$
$V_{solution}$ (en L) de solution contient $n_{soluté} = V_{solution} * C$

Définition de la concentration massique :

La **concentration massique** (appelée également concentration en masse) en un soluté X d'une solution est la masse de soluté X dissoute par litre de solution.

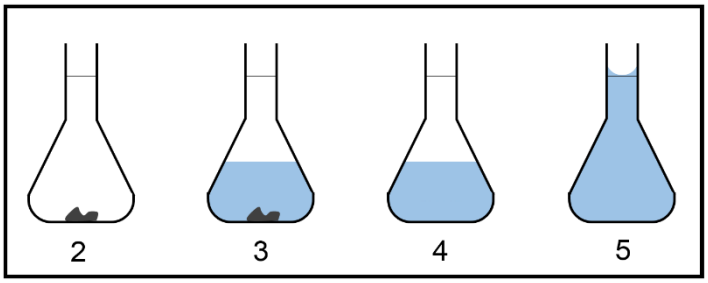
$$\mathbf{C_m = m_{soluté}/V_{solution}} \quad (7)$$

$m_{soluté}$: masse de soluté (g)
$V_{solution}$: volume de la solution (L)
C_m : concentration massique en soluté ($g.L^{-1}$)

Exercice : Une solution de volume $V_{solution}$ = 200,0 mL est fabriquée en dissolvant m = 2,50 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans de l'eau.
1°/ Calculer la concentration massique en glucose (C_m) de la solution.
2°/ Calculer la concentration molaire en glucose (C) de la solution.
3°/ Etablir une formule littérale reliant C, C_m et $M_{glucose}$.
Données : $M_H = 1,0\ g.mol^{-1}$ $M_C = 12,0\ g.mol^{-1}$ $M_O = 16,0\ g.mol^{-1}$

Vocabulaire : Une solution dont le solvant est l'eau est appelée solution aqueuse.

80. Méthode expérimentale de préparation d'une solution



Pour préparer la solution décrite à l'exercice précédent il faut :

1 - peser précisément la masse de glucose.

2 - verser le glucose dans une fiole jaugée dont le volume vaut $V_{solution}$ = 200,0 mL.

3 - ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 environ de la fiole

4 - agiter afin de dissoudre tout le glucose.

5 - ajouter de l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge (le bas de la surface courbe du liquide - appelée ménisque - doit toucher le trait de jauge).

81. Solubilité

Propriété : Un soluté ne peut pas être dissout en quantité illimitée. Pour tout soluté dans une solution, il existe une limite de dissolution, appelée « solubilité » ou concentration maximale en soluté.

Exemple :

Solvant	Eau liquide (à 20°C)	Méthanol (à 25°C)	Ethanol (à 25°C)
Solubilité de NaCl ($g.L^{-1}$)	358	14	0,65

Exercice : Une solution de volume $V_{solution}$ = 50,0 mL est fabriquée dans un bécher en ajoutant m = 22,0 g de sel (NaCl) dans de l'eau à 20°C, puis en agitant pour dissoudre le sel dans l'eau. Tout le sel parvient-il à être dissout ou reste-t-il des cristaux de sel impossible à dissoudre ? S'il reste des cristaux insolubles, déterminer leur masse.

82. Dilution

Exercice : Soit une solution S_0 de NaCl (sel) dans l'eau :
De concentration molaire $C_0 = 2{,}0$ mol.L^{-1}
De volume $V_0 = 0{,}25$ L

1°/ Déterminer l'expression littérale (formule) permettant de calculer le nombre de mol de sel (n_0) présent dans la solution.

On ajoute de l'eau dans cette solution pour obtenir une solution S_1 de concentration C_1 inconnue et de volume $V_1 = 0{,}60$ L

2°/ Exprimer en fonction de C_1 et V_1 le nombre de mole de sel présent dans la solution diluée S_1.

3°/ En déduire que lors d'une dilution $C_0 * V_0 = C_1 * V_1$

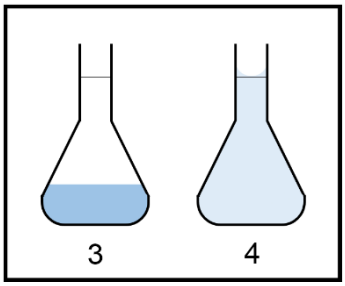
Bilan : **$C_0 * V_0 = C_1 * V_1$** (8)

Définitions : La solution de départ est appelée **solution mère** (concentration C_0, volume V_0).

La solution diluée est appelée **solution fille** (concentration C_1, volume V_1).

Le **facteur de dilution** vaut par définition C_0/C_1 (ou V_1/V_0).

83. Méthode expérimentale de dilution d'une solution



Pour préparer un volume V_1 d'une solution fille S_1 de concentration C_1 en soluté à partir d'une solution mère S_0 de concentration C_0 en soluté il faut :

1 – calculer le volume V_0 de solution mère à prélever en utilisant la formule (8).

2 - prélever V_0 à l'aide d'une pipette jaugée de volume V_0.

3 – sélectionner une fiole jaugée de volume V_1 et y verser le volume V_0 prélevé.

4 - ajouter de l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge (le bas de la surface courbe du liquide - appelée ménisque - doit toucher le trait de jauge).

Exercice 1 : On dispose d'une solution aqueuse de concentration molaire en sulfate de cuivre égale à $C_0 = 2{,}00 * 10^{-2}$ mol.L^{-1}. On souhaite fabriquer 100 mL d'une solution aqueuse de concentration molaire en sulfate de cuivre égale à $C_1 = 5{,}00 * 10^{-3}$ mol.L^{-1}.

1°/ Identifier la solution mère et la solution fille puis calculer le facteur de dilution.

2°/ Déterminer le volume de solution mère qu'il a fallu prélever pour fabriquer la solution fille.

3°/ Donner la verrerie utilisée pour réaliser cette dilution (nom et volume).

Exercice 2 : On dispose d'une solution aqueuse de concentration molaire en sulfate de sodium (Na_2SO_4) égale à $C_0 = 1{,}60 * 10^{-3}$ mol.L^{-1}. On prélève 25,0 mL de cette solution que l'on verse dans une fiole jaugée de 200,0 mL puis on remplit la fiole jaugée d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

1°/ Déterminer la valeur du facteur de dilution.

2°/ Déterminer la valeur de la concentration molaire en Na_2SO_4 de la solution fille.

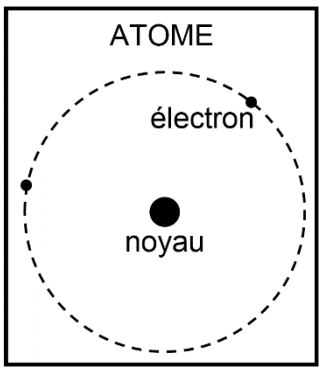
3°/ Déterminer la valeur de la concentration massique en Na_2SO_4 de la solution fille.

Données : $M_{Na} = 23{,}0$ g.mol^{-1} $M_S = 32{,}1$ g.mol^{-1} $M_O = 16{,}0$ g.mol^{-1}

8. DE L'ATOME À LA MOLÉCULE

8.1. Structure de l'atome

84. Présentation

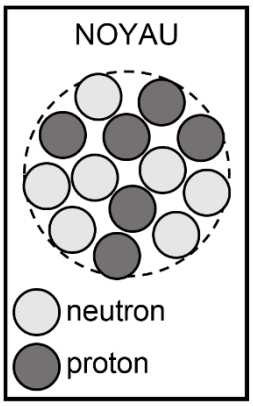


Rappels : Un **atome** est constitué d'un **noyau** (chargé positivement) autour duquel gravitent des **électrons** (chargés négativement).

Un atome est électriquement neutre.

Remarque : Le noyau (ordre de grandeur 10^{-15} m) et l'atome (ordre de grandeur 10^{-10} m) diffèrent de 5 ordres de grandeurs (le noyau est 100 000 fois plus petit que l'atome). L'atome est donc essentiellement constitué de vide.

85. Le noyau atomique



Le noyau est constitué de deux types de particules appelées **nucléons** qui sont de deux types :

Les **protons**.

Les **neutrons**.

Les caractéristiques (masse et charge) de ces particules sont les suivantes :

	Masse (kg)	Charge électrique (C)
Proton	$m_p = 1{,}673 * 10^{-27}$	$e = 1{,}60 * 10^{-19}$
Neutron	$m_n = 1{,}675 * 10^{-27}$	0

Remarque : La masse d'un proton est très proche de celle d'un neutron. Exprimée avec seulement trois chiffres significatifs, elles sont mêmes égales. Il arrive donc qu'on les considère égales et qu'on note $m_n = 1{,}67 * 10^{-27}$ kg la masse d'un nucléon.

Propriété : la charge électrique égale à $1{,}60 * 10^{-19}$ C est la plus petite charge qui existe. Pour cette raison on l'appelle « charge élémentaire » (notée e). Tout objet chargé électriquement possède une charge Q dont la valeur est un multiple entier de e.

86. Les électrons

Un électron est environ 2000 fois plus léger qu'un nucléon. Sa masse vaut $m_e = 9{,}1 \times 10^{-31}$ kg.
Un électron est chargé négativement. Sa charge vaut $- e = -1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

87. Représentation du noyau atomique

Un **noyau** atomique est représenté par le symbole $^{A}_{Z}\mathbf{X}$:

X représente le symbole de l'élément (He pour Hélium, O pour Oxygène, etc...).

A est un entier qui correspond au nombre total de nucléons qu'il contient.

Z est un entier qui correspond au nombre total de protons qu'il contient.

Par conséquent il contient A - Z neutrons.

Vocabulaire : Z porte le nom de **numéro atomique**, et A celui de **nombre de masse**.

Exercice : Déterminer la composition des atomes (nombre d'électrons, de neutrons et de protons) dont les noyaux sont représentés par : $^{12}_{6}C$ $^{19}_{9}F$ $^{1}_{1}H$

88. Charge et masse de l'atome

Propriété : un atome possède autant d'électrons que de protons. Par conséquent, il est électriquement neutre c'est-à-dire que sa charge électrique est nulle.

Exercice : Soit un atome dont le noyau a pour symbole $^{A}_{Z}X$. Montrer que la masse approchée de l'atome peut être calculée par la formule :

$m_{atome} = A * m_n$ (où m_n est la masse d'un nucléon)

Propriété : La masse d'un atome est (quasiment) égale à celle de son noyau et peut se calculer de manière approchée par la formule $m_{atome} = A * m_n$.

(où A est le nombre de nucléons présents dans le noyau de l'atome, et m_n la masse d'un nucléon).

Exercices du manuel : 13, 33, 37, 49 p 67

8.2. Configuration électronique de l'atome

89. Orbitale atomique (OA)

La théorie qui permet de décrire la répartition des électrons autour des noyaux atomiques s'appelle la mécanique quantique. Son étude complète est totalement hors programme au lycée. Toutefois on peut en dire les choses suivantes.

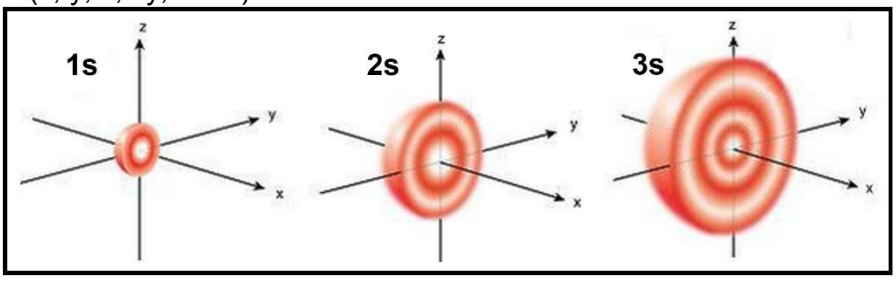
Les électrons ne sont pas répartis au hasard autour du noyau mais sont disposés en des lieux particuliers appelés orbitales atomiques (OA). Sans entrer dans trop de détails, ces lieux ont des formes (certains sont sphériques, d'autres en forme de sablier, etc...) et des tailles particulières c'est-à-dire qu'ils se développent plus ou moins loin du noyau.

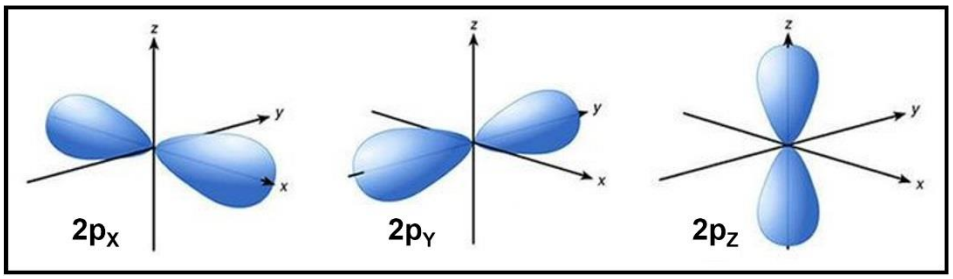
Le nom d'une OA se présente sous la forme :

D'un nombre entier positif non nul (1 ; 2 ; 3 ; etc...)
D'une lettre (s, p, d, etc...)
Parfois d'un indice (x, y, z, xy, etc...)

Exemples :

1s ; 2s ; 3s





$2p_X$; $2p_Y$; $2p_Z$

Etc...

Dire qu'un électron appartient à l'OA 1s ou à l'OA $2p_X$ signifie donc qu'il se trouve quelque part à l'intérieur d'un volume de forme et de taille particulières (tels que représentés sur les schémas) plus ou moins proche du noyau.

Voici dans les très grandes lignes la signification des noms des OA :

Le nombre entier indique la taille et l'éloignement par rapport au noyau. Plus il est grand plus l'électron qui s'y trouve est éloigné du noyau.

La lettre représente la forme de l'OA. Les OA de « type s » sont sphériques, les OA de « type p » sont en forme de sablier, etc...

On appelle couche électronique l'ensemble des OA qui commencent par le même chiffre.
On appelle sous-couche électronique l'ensemble des OA qui possèdent le même chiffre ET la même lettre.

Exemples :	Couche **1** :	Sous-couche :	**1**s
	Couche **2** :	Sous-couches :	**2**s et **2**p
	Couche **3** :	Sous-couches :	**3**s, **3**p, et **3**d Etc…

Propriétés : Une OA peut contenir au maximum 2 électrons.
On la représente parfois par un petit carré appelé « case quantique ».
Chaque sous couche possède un nombre déterminé d'OA :

Sous-couches	Nombre d'OA (nombre de « cases quantiques »)	Nombre maximum d'électrons
s (1s, 2s, 3s, etc…)	1	2
p (2p, 3p, etc…)	3	6
d (3d, etc…)	5	10

90. Règle de remplissage des OA

Un atome est d'autant plus stable que ses électrons sont proches du noyau. Ainsi, pour déterminer dans quelles OA les électrons d'un atome se trouvent, on commence par remplir en priorité l'OA la plus proche du noyau, puis lorsque celle-ci est pleine on remplit la seconde OA la plus proche du noyau, et ainsi de suite.

L'ordre de remplissage est toujours le même : l'OA 1s est occupée en priorité, puis l'OA 2s, puis les trois OA 2p, puis l'OA 3s, puis les trois OA 3p, puis l'OA 4s, puis les cinq OA 3d, etc… ce qu'on présente souvent sous la forme condensée suivante : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d...

Définitions: La **configuration électronique** d'un atome est la répartition de ses électrons dans les OA.

La dernière couche qui a commencé à être remplie s'appelle la **couche de valence**. Tous les électrons lui appartenant sont appelés **électrons de valence**. Ils jouent un rôle fondamental dans les liaisons que forment les atomes dans les molécules et plus généralement dans les réactions chimiques.

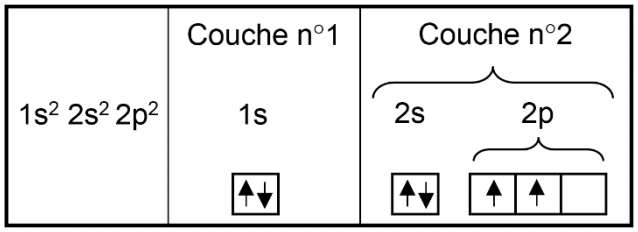
Exemple de l'atome de Carbone :
Le numéro atomique du Carbone est égal à 6. Son noyau possède donc 6 protons. Tout atome étant électriquement neutre, un atome de Carbone possède 6 électrons.

Les **2** premiers électrons vont dans l'OA 1s
Les **2** électrons suivants vont dans l'OA 2s
Les **2** derniers électrons vont dans la sous-couche 2p (qui contient les trois OA $2p_X$, $2p_Y$, $2p_Z$).

La configuration électronique de l'atome de Carbone se note donc : $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

Sa couche de valence est la couche 2 (car 2p est seulement partiellement remplie).

Il possède 4 électrons de valence (2 électrons dans 2s et 2 électrons dans 2p).



Ses OA des sous-couches 3s, 3p, 4s, 3d, etc... sont vides.

Exercice : Déterminer la configuration électronique, faire le schéma avec les cases quantiques et déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes H, O, et Cl.
Données : les numéros atomiques de H, O et Cl sont respectivement 1, 8 et 17.

8.3. Elément chimique

91. Définitions

Deux entités (atomes ou ion monoatomiques) appartiennent au même **élément chimique**, si leur noyau possède le même nombre de protons.
Deux entités sont dites **isotopes**, si leurs noyaux possèdent le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent.

Exemples :
L'ion H^+ et l'atome ^1_1H appartiennent à l'élément Hydrogène (symbole H).
$^{12}_6C$ $^{14}_6C$ sont isotopes (élément C).

92. Classification périodique des éléments

La classification périodique des éléments ordonne l'ensemble des éléments chimiques connus en lignes et en colonnes. La position d'un élément dans la classification (lecture de gauche à droite et de haut en bas) correspond au numéro atomique de l'élément.

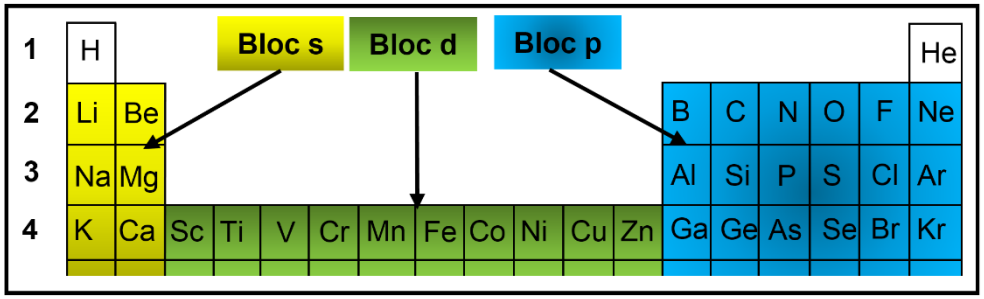
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

Les quatre premières lignes de la classification périodique des éléments

Exercice 1 : A l'aide de la classification périodique des éléments, déterminer le numéro atomique de He, N et Mg.
En déduire la configuration électronique, le schéma avec les cases quantiques et le nombre d'électrons de valence des ATOMES He, N et Mg.

93. Lecture de la classification périodique des éléments

On a coutume de regrouper en blocs certains éléments de la classification périodique des éléments. Le bloc p par exemple regroupe les éléments dont les atomes ont comme dernière sous-couche qui a commencé à être remplie une sous-couche p (2p, 3p, etc...).



Exercice 1 : Montrer que l'élément Ca appartient au bloc s et que l'élément F appartient au bloc p.

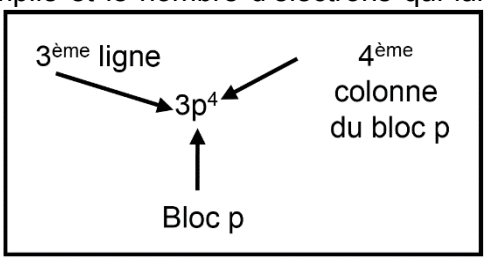
La configuration électronique de l'ATOME d'un élément se lit facilement sur la classification périodique des éléments :

Le numéro de la ligne correspond à sa couche de valence.

La colonne indique la dernière sous-couche remplie et le nombre d'électrons qui lui appartiennent.

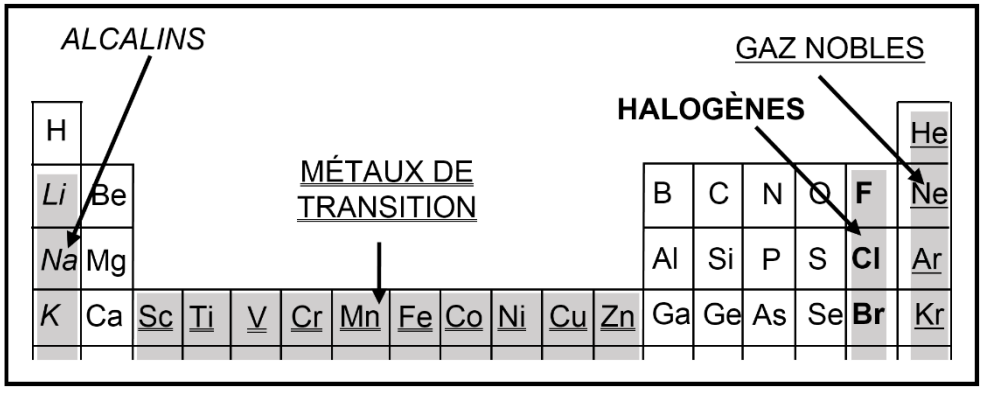
Illustration : Atome de soufre : S
Ligne 3
Colonne 4 du bloc p

Configuration électronique : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ \mathbf{3p^4}$



Exercice 2 : Utiliser la classification périodique des éléments pour déterminer la configuration électronique, le schéma avec les cases quantiques et le nombre d'électrons de valence des ATOMES Ne, Na, Al et Fe.

Propriétés : Chaque colonne de la classification périodique des éléments correspond à une **famille chimique** qui regroupe des éléments dont les atomes ont des propriétés chimiques communes.



Exercices du manuel : 18, 22, 23 p 86

8.4. Ions et molécules

94. Stabilité des éléments

Propriétés : 1- Les atomes appartenant aux gaz nobles sont très stables. Cette stabilité est directement liée à leur configuration électronique particulière : la dernière sous-couche remplie est la sous-couche p (ou s pour He) ET elle est totalement remplie.

Configuration électronique des atomes des gaz nobles :
Hélium (He), Néon (Ne), et Argon (Ar)

Atome d'Hélium	$\mathbf{1s^2}$
Atome de Néon	$1s^2\ 2s^2\ \mathbf{2p^6}$
Atome d'Argon	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ \mathbf{3p^6}$

2- Les atomes des autres éléments chimiques ne sont pas stables.

Illustration :

L'Hélium, le Néon, ou l'Argon sont des gaz monoatomiques à température et pression ordinaire. Cela signifie par exemple que le gaz qu'on appelle « Hélium » est constitué d'atomes d'Hélium isolés se déplaçant dans l'espace indépendamment les uns des autres.

On ne rencontre jamais d'atome d'Oxygène isolé, mais toujours à l'intérieur d'espèces chimiques : des molécules (H_2O ou CO_2, etc...) ou des ions (MnO_4^-, H_3O^+, etc...).

On ne rencontre jamais d'atome d'Hydrogène isolé, mais toujours à l'intérieur d'espèces chimiques : des molécules (H_2O, CH_4, H_2 etc...) ou des ions (H^+, HO^-, $H_2PO_4^-$, etc...).

Conséquence : A partir de ces observations et de considérations théoriques qui dépassent le cadre du programme, on a déduit qu'afin d'augmenter leur stabilité, les atomes des éléments autres que les gaz nobles « font en sorte » d'adopter la même configuration électronique que le gaz noble de numéro atomique le plus proche. Nous allons montrer dans les paragraphes suivants que cela a pour conséquence la formation d'ions monoatomiques et de molécules.

95. Ions monoatomiques

Exercice 1 :

1°/ Déterminer la configuration électronique des ATOMES Na, K, Ca, Mg, Cl et F. Ces atomes sont-ils stables ?

2°/ Combien faut-il leur enlever ou leur ajouter d'électrons pour qu'ils adoptent la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche ?

3°/ En déduire la charge et la notation des ions monoatomiques qui découlent de cette modification du nombre des électrons.

Exercice 2 : Reprendre les mêmes questions qu'à l'exercice 1 pour l'ATOME H.

Sachant que le seul ion monoatomique stable formé par H est H^+, montrer que l'existence de l'ion H^+ ne peut pas être expliquée de la même manière que celle des ions monoatomiques considérés à l'exercice 1.

Conséquence 1 : les atomes peuvent gagner ou perdre des électrons afin d'adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche : ils forment alors des ions monoatomiques.

96. Molécules

Exercice 1 : Pour les atomes H, C, N, O et Cl, déterminer le nombre d'électrons manquant pour parvenir à la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

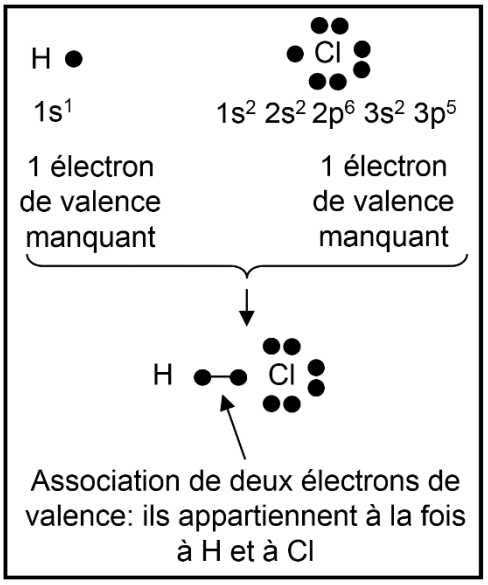
Conséquence 2 : afin d'adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche, les atomes peuvent gagner des électrons en partageant certains de leurs électrons de valence avec d'autres atomes: ils sont alors liés avec ces autres atomes, avec lesquels ils forment des molécules.

Illustration : Dans le schéma ci-contre, seuls les électrons de valence sont représentés. Il en manque un à l'atome H et un à l'atome Cl.

L'atome H partage un électron de valence avec l'atome Cl. Ainsi, l'atome Cl a gagné l'électron de valence qui lui manquait pour posséder la même configuration électronique que l'atome Ar.

L'atome Cl partage un électron de valence avec l'atome H. Ainsi, l'atome H a gagné l'électron de valence qui lui manquait pour posséder la même configuration électronique que l'atome He.

Ainsi, les atomes H et Cl sont devenus stables, mais au prix de devoir sans cesse rester coté à côté, c'est-à-dire liés entre eux. Ensemble, ils forment la molécule HCl.

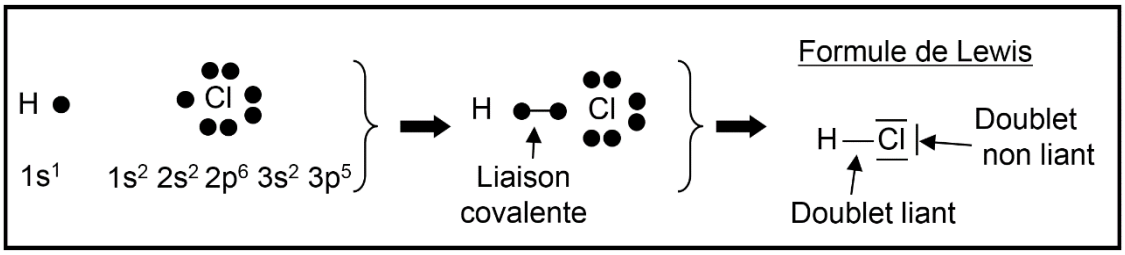


Exercice 2 : En utilisant le même raisonnement que dans l'illustration ci-dessus, montrer comment :
1°/ Deux atomes H se lient pour former la molécule H_2.
2°/ Deux atomes H et un atome O se lient pour former la molécule H_2O.

97. Liaison covalente et formule de Lewis

Définition : Une **liaison covalente** simple est la mise en commun par deux atomes d'un électron de valence chacun (deux électrons en tout).

Vocabulaire : Une liaison covalente simple est aussi appelée **doublet liant** d'électrons.
Deux électrons de valence d'un atome qui ne forment pas de liaison covalente se regroupent autour de l'atome en un **doublet non liant** d'électrons.
Le schéma d'une molécule faisant figurer les atomes et les doublets d'électrons s'appelle la **formule de Lewis** de la molécule.



Remarque : Le partage entre deux atomes de 2 électrons de valence donne une liaison covalente **simple**, de 4 électrons de valence donne une liaison covalente **double** et de 6 électrons de valence donne une liaison covalente **triple**.

Exercice 1 : Représenter la formule de Lewis des molécules H_2O, CO_2 et N_2.

Exercice 2 : 1°/ A l'aide de la classification périodique des éléments, déterminer la configuration électronique d'un atome d'Azote (N).

2°/ Déterminer le nombre d'électrons de valence manquant à cet atome pour être stable. En déduire le nombre de doublets liants dont cet atome doit être entouré au sein d'une molécule ainsi que le nombre de doublets non liants.

Propriété : Le nombre d'électrons de valence manquant à un atome donné est toujours le même. Il est conditionné par la position de son élément dans la classification périodique des éléments. Par conséquent, le nombre de doublets liants et non liants dont il est entouré au sein d'une molécule est toujours le même, quelle que soit la molécule à laquelle il participe. Le tableau ci-dessous récapitule pour chaque atome pris dans une molécule le nombre de doublets liants et non liants dont il est entouré.

Atome	Configuration électronique	Nombre de liaisons covalentes (dans une molécule)	Nombre de doublets non liants	Exemples de molécule
H	$1s^1$	1	0	H_2 et CH_4
C	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	4	0	CO_2 et CH_4
N	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	3	1	NH_3 et N_2
O	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	2	2	O_2 et H_2O
Cl	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	1	3	Cl_2 et HCl

Exercices du manuel : 30, 33, 50p 87

98. Energie de liaison

Remarques :

L'existence d'une liaison covalente entre deux atomes X et Y permet de stabiliser ces atomes. Sa rupture nécessite donc un apport d'énergie E.

La valeur de E dépend de la nature de cette liaison (atomes mis en jeu, multiplicité de la liaison, etc...).

A l'inverse, la formation de la liaison covalente entre X et Y libère de l'énergie, en quantité exactement égale à E.

Définition : L'**énergie molaire de liaison** d'une espèce moléculaire AB, notée D(AB), est l'énergie qu'il faut fournir pour dissocier une mole de AB sous phase gaz en une mole de A et une mole de B, tous deux sous phase gaz. Elle correspond à l'énergie associée à la réaction de rupture de liaison suivante :

$$AB_{(g)} = A_{(g)} + B_{(g)}$$

On définit par extension l'énergie molaire de la liaison covalente entre deux atomes X et Y (pris dans une plus grande molécule) comme l'énergie qu'il faut fournir pour dissocier une mole de liaisons XY (lors de la dissociation de la plus grande molécule sous phase gaz).

Liaisons	Energie molaire de liaison ($kJ.mol^{-1}$)
C - C	350
C = C	614
C - H	423
O - H	464
O = O	497
C = O	745
C - O	335

Exercices du manuel : 37, 51 p 88

8.5. Du microscopique au macroscopique

99. Espèce chimique

Une espèce chimique est corps pur. Tout échantillon d'une espèce chimique contient donc une seule entité (ions ou molécule) en très grand nombre.

On distingue plusieurs grands types d'espèces chimiques dont :

Les espèces moléculaires :

- Eau : composée uniquement de molécules H_2O
- Dioxyde de carbone : composé uniquement de molécules CO_2
- Ethanol : composé uniquement de molécules C_2H_6O
- Etc…

Les espèces ioniques :

- Chlorure de sodium : composé uniquement des ions Na^+ et Cl^-
- Sulfate de potassium : composé uniquement des ions K^+ et SO_4^{2-}
- Etc…

100. Electroneutralité de la matière

Propriété : Tout échantillon de matière (sucre, bois, eau, fer, sel, craie, plastique, etc…) est neutre électriquement, c'est-à-dire qu'il ne subit aucune force lorsqu'il est plongé dans un champ électrique (la notion de champ électrique n'est pas facile à illustrer expérimentalement. On rencontre des champs électriques dans les phénomènes bien connus dits « d'électricité statique » : cheveux qui se dressent quand on enlève un pull en laine, décharge électrique lorsqu'on touche une poignée de porte, etc…)

Exercice : Utiliser la propriété ci-dessus pour déterminer les solides ioniques (uniquement ceux composés de deux ions différents) susceptibles de se former à partir des ions suivants : Cu^{2+}, Al^{3+}, SO_4^{2-} et HO^-.

Donner le nom de ces solides.

Chercher (à la maison) si ces solides existent et certaines de leurs propriétés.

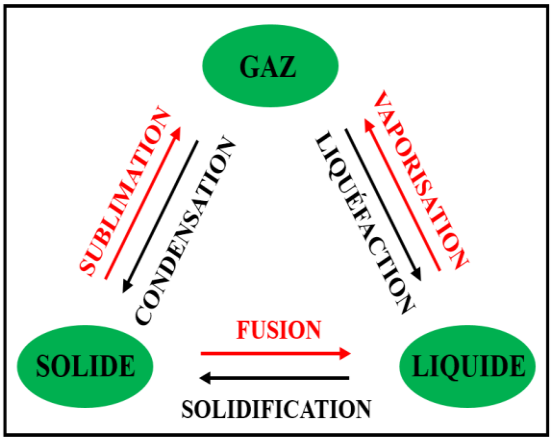
9. TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

9.1. Changement d'état physique

101. Présentation

La matière peut exister dans trois états physiques différents : solide, liquide et gazeux. Elle peut, selon les conditions de pression et de température, changer d'état physique.

Changement d'état	Exemples de la vie courante
Liquéfaction	De l'eau sous forme de vapeur (gaz) dans l'atmosphère devient liquide sur les feuilles des végétaux (phénomène de rosée)
Vaporisation	L'eau des océans s'évapore dans l'atmosphère.
Solidification	L'eau à la surface des lacs de montagne gèle en hiver.
Fusion	Le magma est de la roche qui a subi une fusion.



Ecriture symbolique : Fusion : $Fe_{(s)} \rightarrow Fe_{(l)}$
Sublimation : $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

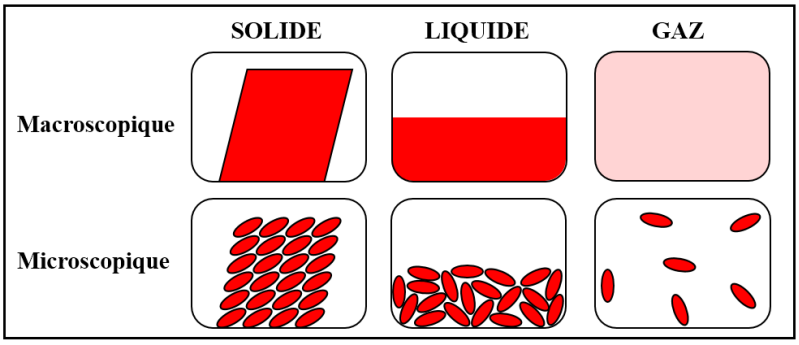
102. Description des états

Remarques : Un changement d'état est une transformation physique, ce qui signifie que la nature de la matière ne change pas :

De l'eau reste de l'eau (les molécules ne sont pas modifiées).
Du fer reste du fer (les atomes ne sont pas modifiés).

Lors d'un changement d'état, seule l'organisation de la matière change.

Description des trois états de la matière



Echelle		SOLIDE	LIQUIDE	GAZ
Macroscopique	Forme propre	OUI	NON	NON
	Volume propre	OUI	OUI	NON
	Densité	Forte Etat condensé	Forte Etat condensé	Faible Etat dispersé
Microscopique	Agitation	Faible	Importante	Grande

103. Modélisation microscopique

Remarques : Les états condensés (Solide et Liquide) sont possibles car il existe une interaction attractive entre les particules qui forment la matière.

Or, à l'état solide, les particules ont peu d'énergie de mouvement. L'interaction attractive les contraint à rester proches de leurs voisines. Elles se déplacent donc très peu les unes par rapport aux autres. Un corps solide garde donc sa forme.

Lorsqu'on chauffe un solide, on apporte aux particules de l'énergie de mouvement. Lorsque cette énergie devient suffisante, les particules peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres, sur de grandes distances, tout en restant en contact. Le corps devient liquide et perd sa forme.

Lorsque l'on chauffe davantage, les particules finissent par acquérir une énergie de mouvement telle qu'elles peuvent s'éloigner les unes des autres à de très grandes distances. Elles occupent alors tout l'espace qui est à leur disposition. Le corps devient gazeux, et son volume s'adapte au récipient dans lequel il se trouve.

Conséquence : Lors de la fusion, de la vaporisation et de la sublimation, une matière bénéficie d'un apport extérieur d'énergie. Ces trois changements d'état sont qualifiés d'**endothermiques**.

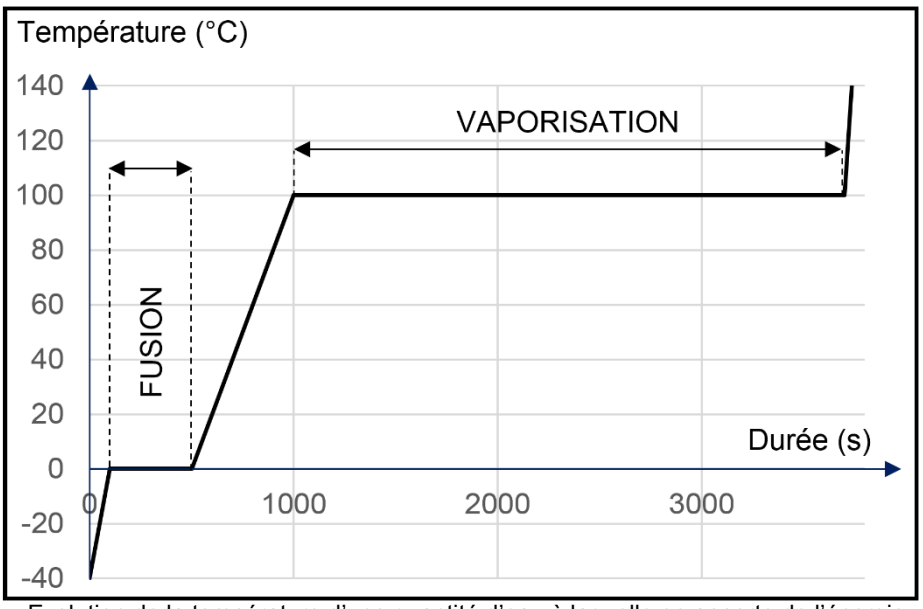
A l'inverse, lors de la solidification, de la liquéfaction, et de la condensation une matière libère de l'énergie vers l'extérieur. Ces trois changements d'état sont qualifiés d'**exothermiques**.

Exercices du manuel : 19, 26, 28 p 120

104. Changement d'état d'un corps pur

Propriété : A pression constante, tout changement d'état d'un corps pur se fait à température constante, appelée **température de changement d'état**.

	Eau	Ethanol	Or
Température de fusion (°C)	0	-114	1063
Température de vaporisation (°C)	100	79	2970



Evolution de la température d'une quantité d'eau à laquelle on apporte de l'énergie thermique à un rythme constant

Exercice 1 : Repérer sur ce graphique les zones dans lesquelles l'eau est solide, liquide ou gazeuse.

Entre la vaporisation et la fusion de l'eau, quel est le changement d'état qui nécessite le plus d'apport d'énergie ? Justifier.

Remarque : Pour effectuer une sublimation (solide vers gaz), une fusion (solide vers liquide) ou une vaporisation (liquide vers gaz) d'un corps, il est nécessaire de lui fournir de l'énergie. En revanche, la solidification condensation (gaz vers solide), une condensation (liquide vers solide) ou une liquéfaction (gaz vers liquide) d'un corps libère de l'énergie.

Propriété : La quantité d'énergie qu'il faut fournir pour effectuer un changement d'état (par exemple : solide vers liquide) est exactement la même que celle qui est libérée lorsqu'on effectue le changement d'état inverse (par exemple : liquide vers solide).

Propriété : L'énergie E qu'il faut fournir (ou qui est libérée) lors du changement d'état d'un corps pur dépend de sa masse m et d'un coefficient L, propre à chaque corps pur appelé énergie massique de changement d'état. E, m et L sont liés par la formule :

$$E = m * L$$

E : énergie fournie ou libérée (en J
m : masse du système (en kg)
L : énergie massique de changement d'état (en $J.kg^{-1}$)

	Eau	Fer	Ethanol
Energie massique de fusion ($J.kg^{-1}$)	$3,34 * 10^5$	$2,07 * 10^5$	$1,09 * 10^5$
Energie massique de vaporisation ($J.kg^{-1}$)	$2,58 * 10^6$	$6,26 * 10^6$	$8,55 * 10^5$

Exercice 2 : 1°/ Combien d'énergie faut-il fournir pour réaliser la fusion d'un morceau de glace de 360g ? A quelle température cette transformation est-elle réalisée?
2°/ Combien d'énergie faut-il fournir pour réaliser la vaporisation de 360 g d'eau liquide ? A quelle température cette transformation est-elle réalisée?
3°/ Pour les deux transformations ci-dessous, déterminer :
Si la transformation nécessite ou libère de l'énergie.
Si la transformation est endothermique ou exothermique.
La quantité d'énergie requise.

Fusion de 360 g de Fer
Liquéfaction de 27 kg d'éthanol.

Exercice 3 : 1°/ Donner un exemple de fusion et un exemple de dissolution issus de situations de la vie courante.
2°/ Expliquer en quoi la fusion et la dissolution sont deux processus différents.

Exercice du manuel : 42 p 124

9.2. Transformation chimique

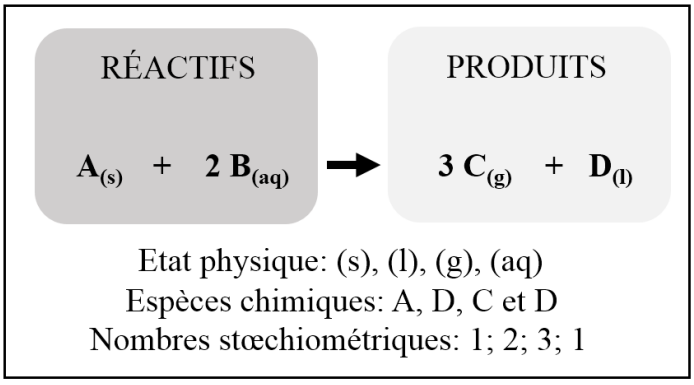
105. Présentation

Exercice : On fait brûler 1,0 mole de charbon (C) dans 1,0 mole de dioxygène (O_2) ?
1°/ Quel(s) produit(s) obtient-on ?
2°/ Combien de mole du (des) produit(s) forme-t-on ?
3°/ Combien de mole reste-t-il (s'il en reste) de chaque réactif ?

Définition : Une **transformation chimique** est une modification d'au moins une espèce chimique.

106. Equation bilan

L'écriture symbolique d'une réaction chimique se présente sous la forme suivante :



Définitions: Une **équation bilan** est l'écriture symbolique de la transformation chimique.
Les **nombres stœchiométriques** sont les coefficients affectés aux espèces chimiques dans une équation bilan.

Illustration : Equation bilan de formation d'un oxyde de Fer (ici l'oxyde de Fer_{III}) qui peut se présenter sous la forme d'une poudre rouge utilisée entre autre comme pigment.

$$4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)} = 2\ Fe_2O_{3(s)}$$

Exercice : Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'exercice précédent.

107. Ajuster une équation bilan

Propriété fondamentale : Dans une transformation chimique, il y a conservation :
Des éléments chimiques.
Du nombre d'atomes.
De la charge.

Remarque : Ajuster une équation bilan consiste à déterminer les nombres stœchiométriques qu'il faut affecter à chaque espèce chimique afin de respecter la propriété fondamentale.

Exercice 1 : Ajuster les équations bilan suivantes :

$Al_{(s)}$	+	$H_2O_{(l)}$	➔	$Al_2O_{3(s)}$	+	$H_{2(g)}$
$CuO_{(s)}$	+	$H^+_{(aq)}$	➔	$Cu^{2+}_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$
$Ag^+_{(aq)}$	+	$Cu_{(s)}$	➔	$Ag_{(s)}$	+	$Cu^{2+}_{(s)}$
$Fe^{2+}_{(aq)}$	+	$OH^-_{(aq)}$	➔	$Fe(OH)_{2(s)}$		
$C_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	➔	$CO_{2(g)}$		
$CH_{4(g)}$	+	$O_{2(g)}$	➔	$CO_{2(g)}$	+	$H_2O_{(g)}$

Exercice 2 : Dans un récipient fermé, on introduit de l'éthane (C_2H_6) et du dioxygène (O_2). A l'aide d'une étincelle, on provoque une réaction chimique entre ces deux substances et on observe l'apparition d'eau (H_2O) et de dioxyde de Carbone (CO_2). A la fin de la réaction, on introduit une petite flamme dans le récipient. Elle s'éteint aussitôt.

1°/ Ecrire l'équation bilan ajustée de la réaction.
2°/ Comment pourrait-on identifier les deux produits formés ?
3°/ Montrer que le dioxygène a disparu à la fin de la réaction.

Définition : Lors d'une réaction, le (ou les) réactif qui a été entièrement consommé s'appelle le **réactif limitant**.

108. Signification d'une équation bilan

On considère l'équation bilan d'une transformation chimique. Par exemple :

$2\ MnO_4^-$ + $3\ Mn^{2+}$ + $2\ H_2O$ ➔ $5\ MnO_2$ + $4\ H^+$

L'équation bilan informe sur :
Les espèces chimiques qui réagissent : MnO_4^- Mn^{2+} H_2O
Les espèces chimiques qui sont produites : MnO_2 H^+
Les proportions selon lesquelles les espèces chimiques réagissent et sont produites :
2 3 2 5 4

On a l'habitude de lire l'équation bilan de la façon suivante : « deux » MnO_4^- « plus » « trois » Mn^{2+} « plus » « deux » H_2O « donne » « cinq » MnO_2 « plus » « quatre » « H^+ ».

En réalité elle signifie que lorsque MnO_4^-, Mn^{2+} et H_2O réagissent ensembles :
il y a besoin de : Autant de molécules H_2O que d'ions MnO_4^-.
Une fois et demi plus d'ions Mn^{2+} que d'ions MnO_4^-.
Une fois et demi plus d'ions Mn^{2+} que de molécules H_2O.
et il se forme : Deux fois plus d'ions H^+ que d'ions MnO_4^- ayant réagi.
Deux fois plus d'ions H^+ que de molécules H_2O ayant réagi.
Deux fois et demi plus de MnO_2 que d'ions MnO_4^- ayant réagi.
Etc…

Ainsi, la même transformation chimique est également représentée par les équations bilan suivantes :

$4\ MnO_4^-$ + $6\ Mn^{2+}$ + $4\ H_2O$ ➔ $10\ MnO_2$ + $8\ H^+$

MnO_4^- + $3/2\ Mn^{2+}$ + H_2O ➔ $5/2\ MnO_2$ + $2\ H^+$

Car							
	les proportions	2	3	2	5	4	
	les proportions	4	6	4	10	8	
	et les proportions	1	3/2	1	5/2	2	sont les mêmes.

Remarque 1 : Parfois on ajoute les informations de l'état des espèces chimiques : (s) pour solide, (l) pour liquide, (g) pour gaz, ou encore (aq) pour indiquer qu'il s'agit d'une espèce dissoute dans l'eau.

Illustration :

$2\ MnO_4^-{}_{(aq)}$ + $3\ Mn^{2+}{}_{(aq)}$ + $2\ H_2O_{(l)}$ ➔ $5\ MnO_{2\ (s)}$ + $4\ H^+{}_{(aq)}$

Remarque 2 : Parfois on remplace ➔ par =

Illustration :

$2\ MnO_4^-{}_{(aq)}$ + $3\ Mn^{2+}{}_{(aq)}$ + $2\ H_2O_{(l)}$ = $5\ MnO_{2\ (s)}$ + $4\ H^+{}_{(aq)}$

109. Action des acides

Définition : Un **acide** est une espèce contenant des ions $H^+{}_{(aq)}$.

Exemples : Acide chlorhydrique : HCl ou $(H^+{}_{(aq)}, Cl^-{}_{(aq)})$

Acide sulfurique : H_2SO_4 ou $(2H^+{}_{(aq)}, SO_4^{2-}{}_{(aq)})$

Réaction 1 : Certains métaux comme le Fer ou le Zinc sont corrodés par un acide

Exemple : L'acide chlorhydrique réagit avec le Fer (Fe) pour former du dihydrogène (H_2) et des ions ferreux ($Fe^{2+}{}_{(aq)}$).

Remarque : Certaines espèces chimiques sont présentes dans le milieu réactionnel sans toutefois participer à la réaction. Ces espèces sont qualifiées de spectatrices. Elles ne doivent jamais apparaître dans l'équation bilan.

Exercice 1 : A l'aide des informations ci-dessus, écrire l'équation bilan de la réaction de l'acide chlorhydrique avec le Fer.
En déduire quelle(s) est(sont) les espèce(s) spectatrice(s).

Réaction 2 : Un acide réagit avec le calcaire ($CaCO_3$)

Exercice 2 : L'acide chlorhydrique réagit avec le calcaire ($CaCO_3$) pour former du dioxyde de carbone, de l'eau et du chlorure de calcium ($CaCl_2$). Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide chlorhydrique et le calcaire.

Réaction 3 : Un acide réagit avec l'hydroxyde de sodium (NaOH).

Exercice 3 : L'hydroxyde de sodium est un solide ionique. Quels sont les ions qui le constituent ?
Sachant que le seul produit de la réaction de l'acide sulfurique avec l'hydroxyde de sodium est de l'eau :
Ecrire l'équation bilan de la réaction.
Déterminer les espèces spectatrices lors de cette réaction.

110. Aspects énergétiques

Expérience : Dans un erlenmeyer, de l'acide chlorhydrique est versé sur une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Un thermomètre mesure l'évolution de la température de la solution. On observe une augmentation de la température.

Propriétés : Certaines réaction chimiques libèrent de l'énergie thermique et d'autres au contraire nécessitent un apport d'énergie.

Vocabulaire :
Les réactions chimiques qui :
Dégagent de l'énergie thermique sont dites **exothermiques**.
Nécessitent un apport d'énergie thermique sont dites **endothermiques**.

9.3. Traitement quantitatif d'une réaction chimique

111. Exemple

Remarque : Une transformation chimique se déroule dans le temps. Elle n'est pas immédiate. Le passage de l'état initial à l'état final d'un système nécessite donc un certain temps.

Définition : L'**avancement** d'une réaction chimique, noté x, à l'instant t correspond au nombre de mole de réactif qui a été consommé par la réaction chimique à cet instant t.

Exercice : On brûle 1,5 mole de CH_4 dans 2,4 moles d'O_2 pour former CO_2 et H_2O.
1°/ Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction.
2°/ En supposant que la réaction s'arrête lorsqu'au moins un des réactifs a été totalement consommé, déterminer les quantités de matière des réactifs et des produits en fin de réaction.

112. Méthode de résolution

Etapes	Méthode générale	Cas de l'exercice
1	Ecrire l'équation bilan équilibrée de la réaction.	$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$
2	Déterminer l'état initial (i.e. le nombre de mole des réactifs et des produits à l'état initial, c'est-à- dire avant que la réaction ne commence)	Les valeurs sont données dans l'énoncé : $n_{CH4} = 1,5$ mol, $n_{O2} = 2,4$ mol et $n_{CO2} = n_{H2O} = 0$ (dans d'autres exercices, il faut les calculer en utilisant les données de l'énoncé : masses, masses molaires, concentrations, volume, etc...)
3	En dessous de l'équation bilan, dessiner un tableau (appelé tableau d'avancement) comportant : 3 lignes 1 colonne par réactif et par produit	$CH_4 + 2\ O_2 = CO_2 + 2\ H_2O$ Etat initial | | | | | Etat intermédiaire | | | | (bleu) Etat final | | (rouge) | | |
Les étapes 4 à 7 suivantes ont pour objectif de remplir le tableau avec les nombres de moles des réactifs et des produits à différents stades de la réaction chimique. Par exemple dans la case rouge ci-dessus, le nombre de mole de O_2 à la fin de la réaction et dans la case bleue, le nombre de mole de H_2O à un instant intermédiaire entre le début et la fin.		

4 | Remplir la première ligne du tableau avec les valeurs déterminées à l'étape 2

	CH_4	+ 2 O_2	= CO_2	+ 2 H_2O
Etat initial	1,5	2,4	0	0
Etat intermédiaire				
Etat final				

Les coefficients stœchiométriques d'une équation bilan équilibrée renseignent sur les proportions des réactifs consommés et des produits formés.

Par conséquent dans notre exemple, lorsque 0,1 mol de CH_4 réagit, 0,2 mol d'O_2 est également consommé, et il se forme 0,1 mol de CO_2 et 0,2 mol de H_2O.
De même, lorsque 0,4 mol de CH_4 réagit, 0,8 mol d'O_2 est consommé, et il se forme 0,4 mol de CO_2 et 0,8 mol de H_2O.... et ainsi de suite.
On peut donc généraliser de la manière suivante : lorsque x mol de CH_4 réagit, 2x mol d'O_2 est consommé, et il se forme x mol de CO_2 et 2x mol de H_2O.

Dans la ligne de l'état intermédiaire, on écrit le nombre de mole restant après que x moles de CH_4 ont réagi. Par exemple dans la case verte : 2,4 (état initial de O_2) – 2x (ce qui a réagi de O_2)

Vocabulaire : x s'appelle l'**avancement** de la réaction

5 | Remplir la deuxième ligne du tableau

	CH_4	+ 2 O_2	= CO_2	+ 2 H_2O
Etat initial	1,5	2,4	0	0
Etat intermédiaire	1,5 - x	2,4 - 2x	0 + x	0 + 2x
Etat final				

Une réaction est dite **totale** si elle ,e s'arrête que lorsqu'au moins un des réactifs est totalement consommé, c'est-à-dire lorsque son nombre de mol atteint la valeur de 0.

Dans notre exemple, il y a deux réactifs : CH_4 et O_2.
La réaction s'arrête donc lorsque $n(CH_4) = 0$ mol OU lorsque $n(O_2) = 0$ mol

6 | Détermination de l'avancement maximal de la réaction noté x_{MAX}

A la fin de la réaction :
SI $n(CH_4) = 0$, alors $1,5 – x = 0$
Et donc $x = 1,5$ mol
SI $n(O_2) = 0$, alors $2,4 – 2x = 0$
Et donc $x = 1,2$ mol

Propriété : x_{MAX} est la plus petite des valeurs déterminées lors de l'étape 6.

Dans notre exemple, $x_{MAX} = 1,2$ mol

7 | Détermination de l'état final

On applique au cas particulier de l'état final ($x = x_{max}$) les expressions établies à la seconde ligne.
CH_4 : $n = 1,5 – x_{MAX} = 1,5 – 1,2 = 0,3$ mol
O_2 : $n = 2,4 – 2x_{MAX} = 2,4 – 2*1,2 = 0$ mol
CO_2 : $n = 0 + x_{MAX} = 1,2$ mol
H_2O: $n = 0 + 2x_{MAX} = 2,4$ mol

Vocabulaire :
Le réactif ayant été totalement consommé est qualifié de **réactif limitant**.
Si tous les réactifs sont limitants, on dit qu'ils ont été introduits selon les **proportions stœchiométriques**.

Exercice 1 :

On mélange 10 mL d'une solution aqueuse de nitrate d'Argent (Ag^+, NO_3^-), de concentration molaire égale à $C_{AgNO3} = 1,5 * 10^{-2}$ mol. L^{-1} avec 50 mL d'une solution d'eau salée (Na^+; Cl^-) de concentration molaire en sel $C_{NaCl} = 2,0 * 10^{-3}$ mol.L^{-1}.

Un solide blanc qui noircit à la lumière se forme, le Chlorure d'Argent (AgCl).

1°/ Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction chimique. Comment peut-on qualifier les ions NO_3^- et Na^+ ?

2°/ A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer l'état final du système.

3°/ Déterminer la masse de AgCl formée.

Données : Masse molaires atomiques (en g.mol^{-1}) :

Ag	Cl
107,9	35,5

Exercice 2 :

Le propane (C_3H_8) est un gaz à température ambiante. Sa combustion dans le dioxygène (O_2) produit du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O), tous les deux sous forme gazeuse.

1°/ Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la réaction.

On brûle 3,0 g de propane dans 15,0 L de dioxygène (volume donné à 20°C).

2°/ Déterminer l'état final du système.

3°/ Quel est le volume de gaz qui a été consommé par la réaction (à 20°C) ? Quel est le volume de gaz qui a été produit par la réaction (à 20°C) ? En déduire la variation du volume de gaz lors de cette réaction (à 20°C).

Données :

Volume molaire d'un gaz à 20°C $V_m = 24,0$ L.mol^{-1}

Masse molaires atomiques (en g.mol^{-1}) :

O	C	H
16,0	12,0	1,00

9.4. Transformation nucléaire

113. Au cœur du Soleil

La transformation qui se produit au cœur du Soleil peut-être schématisée par l'équation suivante : $4\ {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + 2\ {}^{0}_{1}e + 2{}^{0}_{0}\upsilon + 2{}^{0}_{0}\gamma$

Exercice 1 :	Montrer qu'il ne s'agit ni d'une transformation physique, ni d'une transformation chimique.

Rappel : Deux entités (atome, noyau, ions monoatomique) sont dits *isotopes*, si leurs noyaux possèdent le même nombre de protons.

Exercice 2 :	1°/	Montrer que ${}^{2}_{1}H$ et ${}^{3}_{1}H$ sont des isotopes ?
	2°/	Donner un troisième isotope de l'hydrogène ?
	3°/	Que signifie selon vous l'expression « carbone-14 » ?

Définition : Une **transformation nucléaire** est une modification de noyaux atomiques.

Interprétation de l'équation : $4\ {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + 2\ {}^{0}_{1}e + 2{}^{0}_{0}\upsilon + 2\ {}^{0}_{0}\gamma$

Quatre NOYAUX ${}^{1}_{1}H$ réagissent (réaction qualifiée de FUSION NUCLÉAIRE) pour former :
Un NOYAU ${}^{4}_{2}He$ (Hélium 4) ET Deux POSITRONS (${}^{0}_{1}e$)
ET Deux NEUTRINOS (${}^{0}_{0}\upsilon$) ET Deux PHOTONS gamma (${}^{0}_{0}\gamma$)

114. Au cœur d'une centrale nucléaire

Dans une centrale nucléaire, on bombarde des noyaux d'Uranium (isotope ${}^{235}_{92}U$) avec des neutrons (${}^{1}_{0}n$). Les deux réactions suivantes se produisent :

${}^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{236}_{92}U$

Puis dès que ${}^{236}_{92}U$ se forme ${}^{236}_{92}U \rightarrow {}^{94}_{38}Sr + {}^{140}_{54}Xe + 2\ {}^{1}_{0}n$

Exercice :	1°/	Montrer qu'il s'agit de transformations nucléaires.
	2°/	Montrer que ${}^{235}_{92}U$ et ${}^{236}_{92}U$ sont isotopes.

Interprétation de l'équation : ${}^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{236}_{92}U$

Un NOYAU ${}^{235}_{92}U$ Absorbe Un NEUTRON (${}^{1}_{0}n$) pour former Un NOYAU ${}^{236}_{92}U$

Interprétation de l'équation : ${}^{236}_{92}U \rightarrow {}^{94}_{38}Sr + {}^{140}_{54}Xe + 2\ {}^{1}_{0}n$

Le NOYAU ${}^{236}_{92}U$ est instable. Il se coupe en plusieurs morceaux (réaction qualifiée de FISSION nucléaire) pour former :
Un NOYAU ${}^{94}_{38}Sr$ ET Un NOYAU ${}^{140}_{54}Xe$
ET Deux NEUTRONS (${}^{1}_{0}n$)

115. Aspects énergétiques

Remarques : Lors d'une transformation nucléaire, la masse n'est pas conservée !!!
Dans les deux exemples précédents, la masse des produits est plus faible que celle des réactifs. On dit qu'une « perte de masse » s'est produite lors de cette réaction.
On constate que ces deux réactions libèrent des quantités phénoménales d'énergie. Si la masse a diminué d'une quantité m lors de la transformation, Einstein nous permet de calculer la valeur de l'énergie libérée : $E = mc^2$…!

10. LA MESURE

10.1. Incertitude

Lorsqu'on mesure plusieurs fois une même grandeur (la hauteur d'un arbre, la durée de l'oscillation d'un pendule, etc...), on obtient rarement exactement les mêmes valeurs. Ces variations sont dues à :

L'expérimentateur
L'instrument de mesure
Des fluctuations de pression de température, etc...

116. Mesures multiples

De nombreuses mesures sont prises d'une même grandeur. Par exemple, on mesure 130 fois la masse de 50 mL d'eau liquide à l'aide de la même éprouvette graduée et de la même balance. Les valeurs obtenues ne sont pas toutes les mêmes (on en montre quelques-unes dans le tableau ci-contre).

m_1 = 49,89 g
m_2 = 49,83 g
m_3 = 49,79 g
m_4 = 49,73 g
m_5 = 49,83 g
m_6 = 49,84 g
m_{130} = 49,77 g

Il est impossible de déterminer la valeur exacte de la masse de 50 mL d'eau liquide, mais seulement une valeur moyenne que l'on obtient à l'aide de la formule suivante :

$$m_{MOY} = (m_1 + m_2 + m_3 + ... + m_{130})/130$$

Définitions :

La **valeur moyenne** x_{MOY} d'un ensemble de N données x_1, x_2, ... x_{42}... (ou plus simplement x_i où i est un nombre entier allant de 1 à N) est définie par :

$x_{MOY} = (x_1 + x_2 + x_3 + ... + x_N)/N$ qui peut aussi s'écrire $x_{MOY} = (\Sigma\, x_i)/N$

Lorsque la grandeur mesurée est par ailleurs connue (qu'il s'agisse d'une grandeur qui a déjà fait l'objet d'une mesure très précise ou d'une grandeur dont on peut obtenir la valeur par un calcul théorique et dont par conséquent on connait une valeur de référence notée x_{REF}), on peut calculer un **écart relatif** défini par :

$$ER = |x_{MOY} - x_{REF}|/x_{REF}$$

Vocabulaire : Plus l'écart relatif est faible, plus la mesure est dite **juste**.

Exercice : 1°/ Calculer la valeur moyenne de la masse de 50 mL d'eau liquide à partir des 16 mesures suivantes.

49,89 g	49,83 g	49,79 g	49,73 g	49,83 g	49,84 g	49,81 g	49,74 g
49,79 g	49,85 g	49,87 g	49,72 g	49,84 g	49,83 g	49,78 g	49,82 g

2°/ La valeur de référence étant égale à 50,00 g, en déduire l'écart relatif.

117. Incertitude absolue

Propriété : A toute mesure est attachée une certaine incertitude qui exprime la précision de la mesure. L'écriture L = 140 cm ± 2 cm pour la largeur de mon bureau traduit le fait que la meilleure estimation que je puisse faire de cette largeur est de 140 cm, mais que cette estimation est entachée d'une incertitude de + ou – 2 cm, c'est-à-dire que la seule chose que je puisse (presque) affirmer avec certitude est que la largeur de mon bureau est comprise entre 138 cm et 142 cm (en mathématiques on écrirait L ϵ [138 cm ; 142 cm]).

Définition : On appelle **incertitude absolue** d'une grandeur X, la valeur notée ΔX telle que la grandeur X s'écrive : $X = X_{MOY} \pm \Delta X$.

Illustration 1 : Largeur du bureau : L = 140 cm ± 2 cm (c'est-à-dire que ΔL = 2 cm).
Illustration 2 : Les mesures de la masse de 50 mL d'eau liquide étudiées au paragraphe précédent ne sont pas toutes les mêmes. Cela signifie que cette masse ne peut être connue avec certitude mais qu'il est seulement possible d'en déterminer la valeur moyenne (m_{MOY} = 49,81 g) accompagnée d'une incertitude absolue Δm. Un calcul qui sera vu en classe de Première Spécialité permet de déterminer la valeur de Δm à partir de l'ensemble des mesures. En utilisant les 16 données de l'exercice du point précédent, on trouverait Δm = 0,02 g. Par conséquent la masse déterminée expérimentalement au cours de cette expérience s'écrit : m = 49,81 g ± 0 02 g.

Exercice : Ecrire l'intervalle auquel appartient la masse m dans l'illustration 2 ci-dessus.

118. Mesure unique d'un phénomène régulier

Un pendule oscille de manière régulière (périodique) dans le temps. On veut mesurer la durée T (appelée période) d'une oscillation c'est-à-dire d'un aller-retour.
A cause du temps de réaction de l'expérimentateur, de la précision du chronomètre (etc...) toute mesure de durée lors de cette expérience est entachée d'une incertitude absolue dont la valeur est notée Δt = 0,2 s.

Méthode 1 : On mesure un aller-retour. On obtient T_1 = 0,5 s ± 0,2 s
Méthode 2 : On mesure 20 allers-retours. La durée mesurée vaut 9,8 s ± 0,2 s. Si on fait l'hypothèse que tous les allers-retours ont exactement la même durée, on peut en déduire que 20 T_2 = 9,8 s ± 0,2 s
Par conséquent T_2 = 0,49 s ± 0,01 s

Conclusion : La seconde méthode permet d'obtenir une valeur plus précise que la première

119. Incertitude relative et précision

On considère une grandeur dont la valeur X est exprimée par $X = X_{MOY} \pm \Delta X$

Définition : La grandeur $\Delta X/X_{MOY}$ est appelée **incertitude relative** sur la mesure de X.

Exercice : Déterminer les incertitudes relatives pour tous les exemples précédents.

Vocabulaire : Plus l'incertitude relative d'une mesure est faible, plus la mesure est dite **précise**.

10.2. Chiffres significatifs-Ordre de grandeur

120. Chiffres significatifs et précision

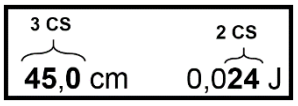
Lorsque l'incertitude absolue ΔX n'est pas indiquée, c'est le nombre de chiffres avec lequel on exprime la valeur X_{MOY} qui reflète son degré de précision. Ce nombre de chiffres est appelé nombre de **chiffres significatifs** (CS). L'incertitude absolue porte alors par défaut sur le chiffre placé en dernière position dans l'expression de X_{MOY}.
Par exemple, l'écriture m = 1,45 g (sans indication de la valeur de Δm) signifie que l'incertitude absolue porte sur le 5, c'est-à-dire que Δm = 0,01 g (parfois on considère que Δm = 0,01/2 = 0,005 g). Par conséquent, on considère que la valeur de m est comprise entre 1,44 g et 1,46 g c'est-à-dire que m ϵ [1,44 g ; 1,46 g] (ou [1,445 g ; 1,455 g] si Δm = 0,005 g).

Exemples :

Valeur	1,45 g	0,026 s	150 J	$2,9 * 10^4$ m	$9,082 * 10^{-8}$ C	0,00030 W
Nombre de CS	3	2	3	2	4	2

Conséquence : Les expressions $m_1 = 17,2$ g et $m_2 = 17,20$ g n'ont pas la même signification. La première expression indique que $m_1 \in [17,1 \text{ g} ; 17,3 \text{ g}]$ alors que la seconde indique que $m_2 \in [17,19 \text{ g} ; 17,21 \text{ g}]$. L'expression de m_2 est donc plus précise que celle de m_1.

Propriété : Les chiffres significatifs d'une donnée numérique sont, lorsqu'on lit la donnée de gauche à droite, tous les chiffres à partir du premier non nul.



Définition : La **notation scientifique** d'une valeur se présente sous la forme $A * 10^N$ où A est compris entre 1 et 9,99999999... (10 exclu) et N est un entier relatif (- 4 ; 0 ; 26 ; etc...).

Remarque : L'écriture d'une valeur en notation scientifique permet de se débarrasser des 0 superflus et donc d'écrire seulement les chiffres significatifs pour cette valeur.

Exercice : Déterminer le nombre de CS de chaque grandeur puis exprimer cette grandeur en notation scientifique : 1,23 m ; 0,0025 cm ; 65,8 kg ; 0,020 km ; 4,95 J ; 0,030 g ; 958,2 m ; 0,0008 C

121. Ordres de grandeur

Définition : L'**ordre de grandeur** d'une mesure correspond à puissance de 10 la plus proche.

Exercice : Déterminer l'ordre de grandeur de chacune des valeurs suivantes :
$L = 1,4 * 10^4$ km ; E = 230 J ; q = 0,0075 C ; $m = 9,1 * 10^{-31}$ kg

122. Comparaison d'ordres de grandeur

Pour comparer deux grandeurs entre elles (deux distances, deux masses, deux vitesses, etc...) on procède de la manière suivante :

1- Exprimer les deux grandeurs avec la même unité et en notation scientifique.

2- Diviser la plus grande grandeur (Z) par la plus petite (z) et exprimer le résultat en écriture scientifique c'est-à-dire sous la forme $A * 10^N$.

3- Conclure : Z est $A * 10^N$ fois plus que grand que z.
OU Z et z diffèrent de N ordres de grandeur.

Exercice : 1°/ Comparer le diamètre du Soleil et celui de Mars.
2°/ Comparer la masse d'un être humain et celle d'une baleine bleue.
Données : $D_{Soleil} = 1,3 * 10^6$ km ; $D_{Mars} = 6,8 * 10^6$ m ; $m_{Baleine} = 1,3 * 10^5$ kg

10.3. Calcul et propagation de l'incertitude

123. Introduction

Les mesures effectuées lors d'expériences sont souvent utilisées dans des calculs ultérieurs. Par exemple une mesure de distance (D) et de durée (T) permettent de calculer une vitesse (v), et une mesure de tension (U) et d'intensité du courant (I) électriques permettent de calculer une puissance (P). Or toute mesure étant nécessairement entachée d'une incertitude que reflète son nombre de chiffres significatifs (CS), les valeurs calculées à partir d'elles le sont également et doivent donc à leur tour être exprimées avec un certain nombre de CS.

124. Illustration

Le jeudi 30 mai 2024 à 10h54, un cycliste parcourt le tronçon de la rue du théâtre situé entre la rue de Lourmel et la rue du Commerce. Quatre équipes indépendantes, disposant chacune de ses outils de mesure et de sa propre méthode effectuent la mesure de la distance parcourue par le cycliste (notée D) et de la durée du parcours (notée T). Les résultats sont notés ci-dessous :

Equipe 1 :	$D_1 = 4{,}2 * 10^2$ m	et	$T_1 = 65$ s
Equipe 2 :	$D_2 = 423$ m	et	$T_2 = 65$ s
Equipe 3 :	$D_3 = 4{,}1 * 10^2$ m	et	$T_3 = 64{,}9$ s
Equipe 4 :	$D_4 = 418$ m	et	$T_4 = 64{,}6$ s

L'équipe 4 est celle qui a obtenu les résultats les plus précis, grâce à des instruments plus performants ou à une meilleure méthode de mesure. L'expression de $T_4 = 64{,}6$ s signifie que la valeur de T_4 appartient à l'intervalle [64,5 s ; 64,7 s], et celle de $D_4 = 418$ m signifie que la valeur de D_4 appartient à l'intervalle [417 m ; 419 m]. En revanche l'équipe 1 a obtenu les résultats les moins précis.

Le tableau ci-dessous récapitule pour chaque mesure son nombre de CS et l'intervalle dans lequel elle se situe :

	Equipe 1	Equipe 2	Equipe 3	Equipe 4
		D		
Valeur (m)	$4{,}2 * 10^2$	423	$4{,}1 * 10^2$	418
CS	2	3	2	3
Intervalle (m)	$[4{,}1 * 10^2 ; 4{,}3 * 10^2]$	[422; 424]	$[4{,}0 * 10^2 ; 4{,}2 * 10^2]$	[417; 419]
		T		
Valeur (s)	65	65	64,1	64,6
CS	2	2	3	3
Intervalle (s)	[64 ; 66]	[64 ; 66]	[64,0 ; 64,2]	[64,5; 64,7]

Effectuons le calcul de la vitesse moyenne du cycliste à partir des mesures obtenues par l'équipe 4. La calculatrice permet d'obtenir le résultat à 10 chiffres suivant :

$v_4 = D_4/T_4 = 418/64{,}6 = 6{,}470588235$ m/s

Mais le résultat affiché sur l'écran de la calculatrice ne reflète pas la précision avec laquelle l'équipe 4 est réellement capable d'exprimer la vitesse du cycliste. En effet, la distance mesurée ne vaut PAS exactement 418 m mais est comprise entre 417 m et 419 m. De même la durée est comprise entre 64,5 s et 64,7 s. Par conséquent, pour l'équipe 4 la vitesse pourrait valoir :

Au minimum $v_{4,\,MIN} = 417/64{,}7$ (= 6,445131376 m/s)

Au maximum $v_{4,\,MAX} = 419/64{,}5$ (= 6,496124031 m/s)

MIN	MAX	
417 m	419 m	$v_{4,\,MIN}$ = 417/64,7
64,5 s	**64,7 s**	

MIN	MAX	
417 m	**419 m**	$v_{4,\,MAX}$ = 419/64,5
64,5 s	64,7 s	

0,0509927 m/s ~ 0,05 m/s

$v_4 \in [6{,}445131376$ m/s ; $6{,}496124031$ m/s$]$

La valeur de v_4 appartient donc en réalité à l'intervalle [6,445131376 m/s ; 6,496124031 m/s] dont la longueur vaut environ 0,05 m/s. Ainsi, lorsque la calculatrice effectue le calcul de v_4, tous les chiffres qu'elle affiche au-delà du deuxième chiffre après la virgule ne veulent rien dire. L'équipe 4 n'est donc en mesure de fournir pour la valeur de la vitesse moyenne du cycliste qu'une précision à 3 CS : $v_4 = 6{,}47$ m/s.

$v_4 = D_4/T_4 = 418/64{,}6 = 6{,}47$~~$0588235$~~ m/s
0,05 m/s

125. Cas d'une multiplication ou d'une division

Règle : Lorsqu'on effectue la multiplication ou la division de deux valeurs X et Y, le nombre de CS avec lequel on doit exprimer le résultat (R) est le nombre de CS de la valeur la moins précise entre X et Y. Si X possède moins de CS que Y, alors le nombre de CS de R est égal au nombre de CS de X. Si Y possède moins de CS que X, alors le nombre de CS de R est égal au nombre de CS de Y.

$$v_2 = \frac{\overset{3\ CS}{423}}{\underset{2\ CS}{65}} = 6{,}5\cancel{07692308}\ m/s = 6{,}5\ m/s$$

Arrondi à 2 CS

$$v_3 = \frac{\overset{2\ CS}{4{,}1 * 10^2}}{\underset{3\ CS}{64{,}9}} = 6{,}3\cancel{9625585}\ m/s = 6{,}4\ m/s$$

Arrondi à 2 CS

Illustration :

Pour l'équipe 2 : $D_2 = 423$ m et $T_2 = 65$ s

Donc $v_2 = 6{,}5$ m/s

Pour l'équipe 3 : $D_3 = 4{,}1 * 10^2$ m et $T_3 = 64{,}1$ s

Donc $v_3 = 6{,}4$ m/s

Exercice : 1°/ Dans chacun des cas suivants, calculer la vitesse en l'exprimant avec le nombre correct de CS.

D (m)	21	27,3	0,040	6,74	982
T (s)	48	15	17,5	84	7,2

2°/ Dans chacun des cas suivants, calculer la surface des rectangles dont la longueur des cotés est donnée dans le tableau suivant, en l'exprimant avec le nombre correct de CS.

L (cm)	21,7	4,5	0,087	47,84
l (cm)	12	0,4	32	0,3

126. Cas d'une addition ou d'une soustraction

Règle : Lorsqu'on effectue l'addition ou la soustraction de deux valeurs X et Y, la détermination du nombre de CS avec lequel on doit exprimer le résultat (R) nécessite de poser l'opération comme illustré ci-contre.

423,2 + 0,41

$$\begin{array}{r} 423{,}2 \\ +\ \ 0{,}41 \\ \hline =\ 423{,}6 \end{array}$$

159 + 0,28

$$\begin{array}{r} 159 \\ +\ \ 0{,}28 \\ \hline =\ 159 \end{array}$$

75,7 + 0,17

$$\begin{array}{r} 75{,}7 \\ +\ \ 0{,}17 \\ \hline =\ 75{,}9 \end{array}$$

$3{,}47 * 10^5 - 2{,}2 * 10^3$

$$\begin{array}{rl} 3{,}47 & * 10^5 \\ -\ 0{,}022 & * 10^5 \\ \hline =\ 3{,}45 & * 10^5 \end{array}$$

Exercice : Dans chacun des cas suivants, calculer le périmètre des rectangles dont la longueur des cotés est donnée dans le tableau suivant, en l'exprimant avec le nombre correct de CS.

L (cm)	21,7	4,5	0,087	47,84
l (cm)	12	0,4	32	0,3

11. TP

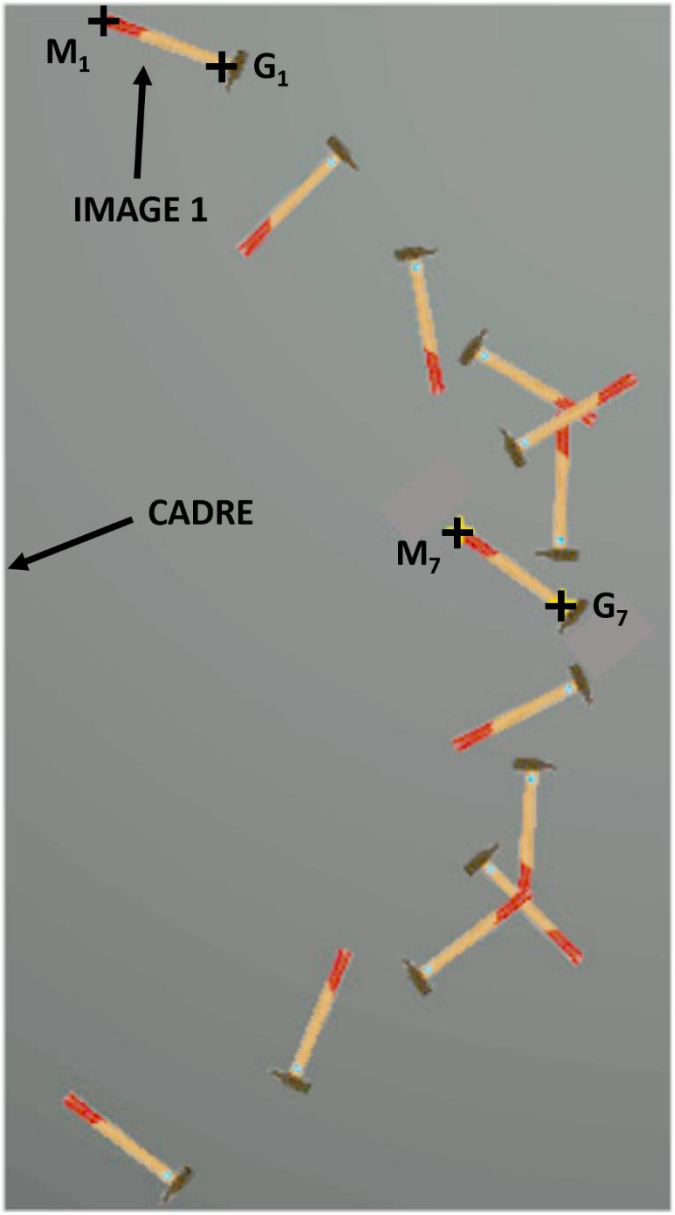
12.1. Liste des TP

Chapitres	TP	CONTENU
1	TP 1 : Relativité du mouvement	Trajectoire et référentiel.
	TD 2 : Vecteurs	Tracé de vecteurs, coordonnées et normes de vecteurs.
	TP 3 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire rectiligne)	Mesures de distances, calculs et tracé de vecteurs vitesse. Utilisation d'échelles
	TP 4 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire circulaire)	Mesures de distances, calculs et tracé de vecteurs vitesse. Utilisation d'échelles
3	TP 9 : Mesure de la vitesse du SON	Détermination graphique de la vitesse du son dans l'air.
4	TP 10 : Réflexion et réfraction de la lumière	Vérification expérimentale des Lois de Descartes à la réflexion et à la réfraction.
5	Enoncé inclus dans les notes de cours (point 49)	Obtention d'une image réelle. Vérification de la formule de conjugaison.
6	Enoncés inclus dans les notes de cours (points 58 et 59).	Vérification expérimentale de la loi des mailles et de la loi des nœuds.
	Enoncés inclus dans les notes de cours (points 63 à 65).	Obtention expérimentale des caractéristiques de plusieurs dipôles.
7	TP 5 : Quantité de matière et solutions	Fabrication de solutions aqueuses ; échelle de teinte.
9	TP 8 : Réaction chimique	
10	TP 7 : Mesures et Incertitudes	Traitement quantitatif des incertitudes liées à la mesure
Autre	TP 6 : Chromatographie	Introduction à la technique de la chromatographie.

12.2. Enoncés

TP 1 : Relativité du mouvement

(Conseil : Ne PAS utiliser le mode « recto-verso » pour imprimer les trois pages de cet énoncé)



Document 1 : positions successives du marteau

Le document ci-contre rassemble 13 photos prises successivement d'un marteau lancé en l'air à travers le laboratoire. Elles ont été prises par un appareil photo posé sur un trépied (fixe par rapport au sol).

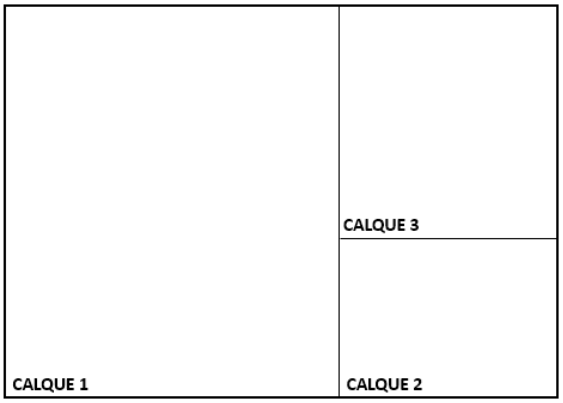
La première image appelée « image 1 » correspond à la première position du marteau dans l'air, la seconde appelée « image 2 » correspond à la seconde position du marteau, et ainsi de suite.

G (point bleu) est un point du marteau situé juste en dessous de sa tête (noire).
M est un point du marteau situé à l'extrémité (rouge) de son manche.

G_1 est la position de G sur « l'image 1 », M_1 la position de M sur l'image 1, G_2 la position de G sur « l'image 2 » et ainsi de suite.

TRAVAIL A FAIRE

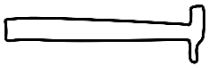
Remarque préalable : Au cours de ce travail, il faudra délimiter trois zones distinctes sur la même feuille A4 de papier calque (cf. illustration ci-contre pour avoir une idée des dimensions des trois zones). Ces zones sont appelées respectivement « calque 1 », « calque 2 » et « calque 3 ». La zone « calque 1 » est la plus grande des trois. Il faudra penser à la situer le plus possible au bord de la feuille A4 afin de laisser suffisamment de place pour les deux autres zones.



Dans la zone « calque 1 » :

1- Tracer le contour rectangulaire du cadre du document 1.
2- Dans ce cadre, pointer (tracer) sur le papier calque les positions successives du point G et du point M.

Dans la zone « calque 2 » :



1- Au centre de la zone « calque 2 », décalquer au crayon à papier le contour du marteau (illustration ci-contre) à partir de « l'image 2 ».
2- « Image 1 » : placer ce contour sur « l'image 1 » et pointer sur le papier calque la position du point G et celle du point M.
3- « Image 2 » : déplacer ce contour sur « l'image 2 » et pointer sur le papier calque la position du point G et celle du point M.
4- Et ainsi de suite avec les 11 images suivantes.

Dans la zone « calque 3 » :

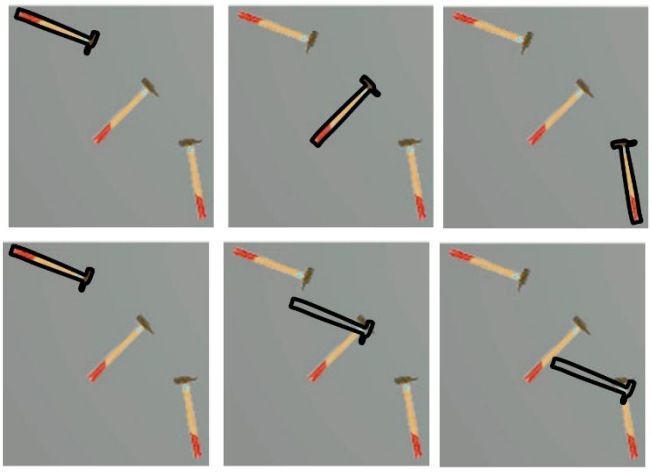
1- Au centre de la zone « calque 3 », décalquer au crayon à papier le contour du marteau à partir de « l'image 2 ».
2- « Image 1 » : placer ce contour sur « l'image 1 » et pointer sur le papier calque la position du point G et du point M.
3- « Image 2 » : déplacer ce contour de sorte que la position de G sur le calque coïncide avec G_2 ET que le contour du marteau sur le papier calque garde la même orientation qu'au 2- (cf. l'aide ci-dessous pour comprendre la différence entre le « calque 2 » et le « calque 3 »). Puis pointer sur le papier calque la position du point M.
4- Renouveler l'opération réalisée au 3- pour les 11 images suivantes.

PUIS, **tracer les trajectoires** de M et G sur les trois calques (en reliant les points entre eux à main levée, pas à la règle).

Aide : Ci-contre un document qui illustre les opérations à effectuer pour réaliser le travail dans la zone « calque 2 » et dans la zone « calque 3 ».

« calque 2 »

« calque 3 »



INTERPRETATION

1°/ Par rapport à QUOI ces trajectoires ont-elles été déterminées ? Cocher une case par calque dans le tableau ci-dessous.

	Calque 1	Calque 2	Calque 3
Par rapport au marteau			
Par rapport au sol			
Par rapport au point G du marteau			

2°/ Pour chaque trajectoire, choisir un ou plusieurs mots parmi les mots ci-dessous permettant de décrire la trajectoire (le même mot peut être utilisé pour plusieurs trajectoire, et certains mots peuvent ne pas être utilisés du tout). Mettre ces mots dans le tableau.

Circulaire Droite Parabolique Complexe Immobilité

Calque 1		Calque 2		Calque 3	
Trajectoire de G	Trajectoire de M	Trajectoire de G	Trajectoire de M	Trajectoire de G	Trajectoire de M

TD 2 Vecteurs

Exercice 1 :

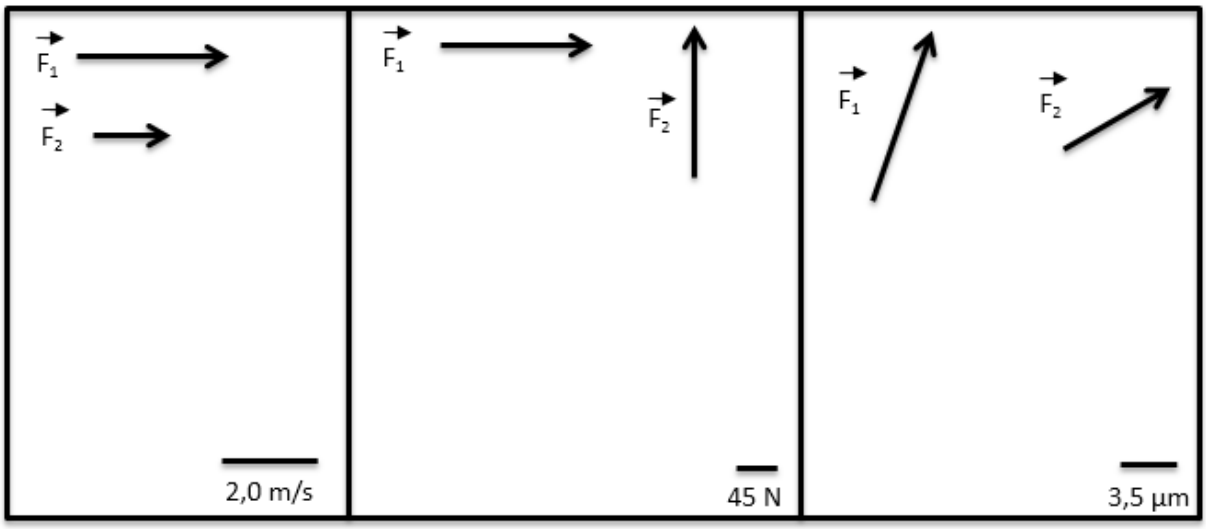
Trois paires de vecteurs $\vec{F_1}$ et $\vec{F_2}$ sont représentés ci-dessous. Pour chaque paire (dans chaque cadre) :

A l'aide de l'échelle, déterminer la valeur (norme) des vecteurs $\vec{F_1}$ et $\vec{F_2}$.

Représenter sur le même schéma le vecteur $-\vec{F_2}$.

Représenter le vecteur $\vec{X} = \vec{F_1} + \vec{F_2}$. A l'aide de l'échelle, déterminer la valeur (norme) de $\vec{X}$.

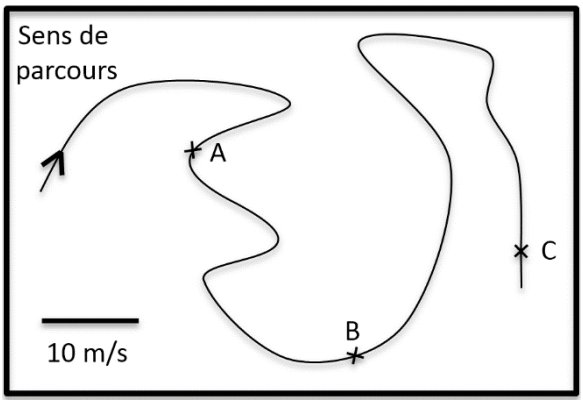
Représenter le vecteur $\vec{Y} = \vec{F_1} - \vec{F_2}$. A l'aide de l'échelle, déterminer la valeur (norme) de $\vec{Y}$.



Exercice 2 :

En n'importe quel point de la trajectoire d'un objet, celui-ci se déplace avec une vitesse d'une certaine valeur, dans une certaine direction et selon un certain sens. Le vecteur vitesse en ce point rassemble ces trois informations là. On montrera aux points 9 et 10 que le vecteur vitesse en un point est toujours tangent à la trajectoire en ce point.

Sur le document ci-contre, tracer le vecteur vitesse au point A, le vecteur vitesse au point B, et le vecteur vitesse au point C.



Données : Valeur (norme) de la vitesse :

Au point A : 6,0 $m.s^{-1}$ Au point B : 15 $m.s^{-1}$ Au point C : 10 $m.s^{-1}$

Exercice 3 :

Remarque : Pour déterminer les coordonnées d'un vecteur, on utilise la méthode 2 (définie au point 7).

1- A l'aide de l'échelle indiquée en bas du document ci-dessous, déterminer les coordonnées des vecteurs $\vec{U}$ et $\vec{S}$

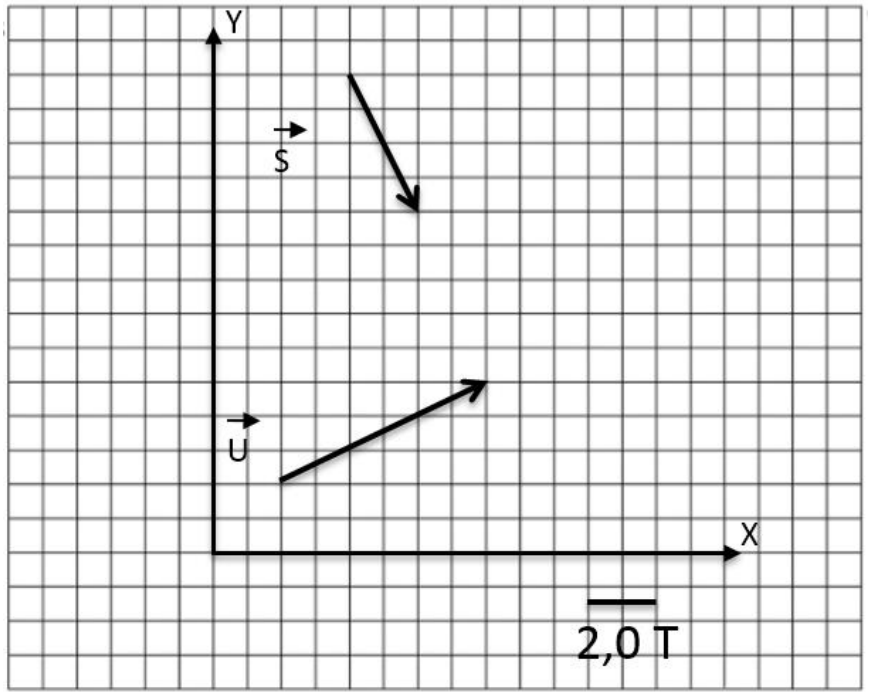
2- A l'aide du théorème de Pythagore, calculer la valeur de leurs normes.

3- A l'aide de l'échelle, mesurer directement la valeur de la norme de ces deux vecteurs.

4- Tracer sur le document ci-dessous le vecteur $\vec{W}$ dont les coordonnées exprimées en T sont :

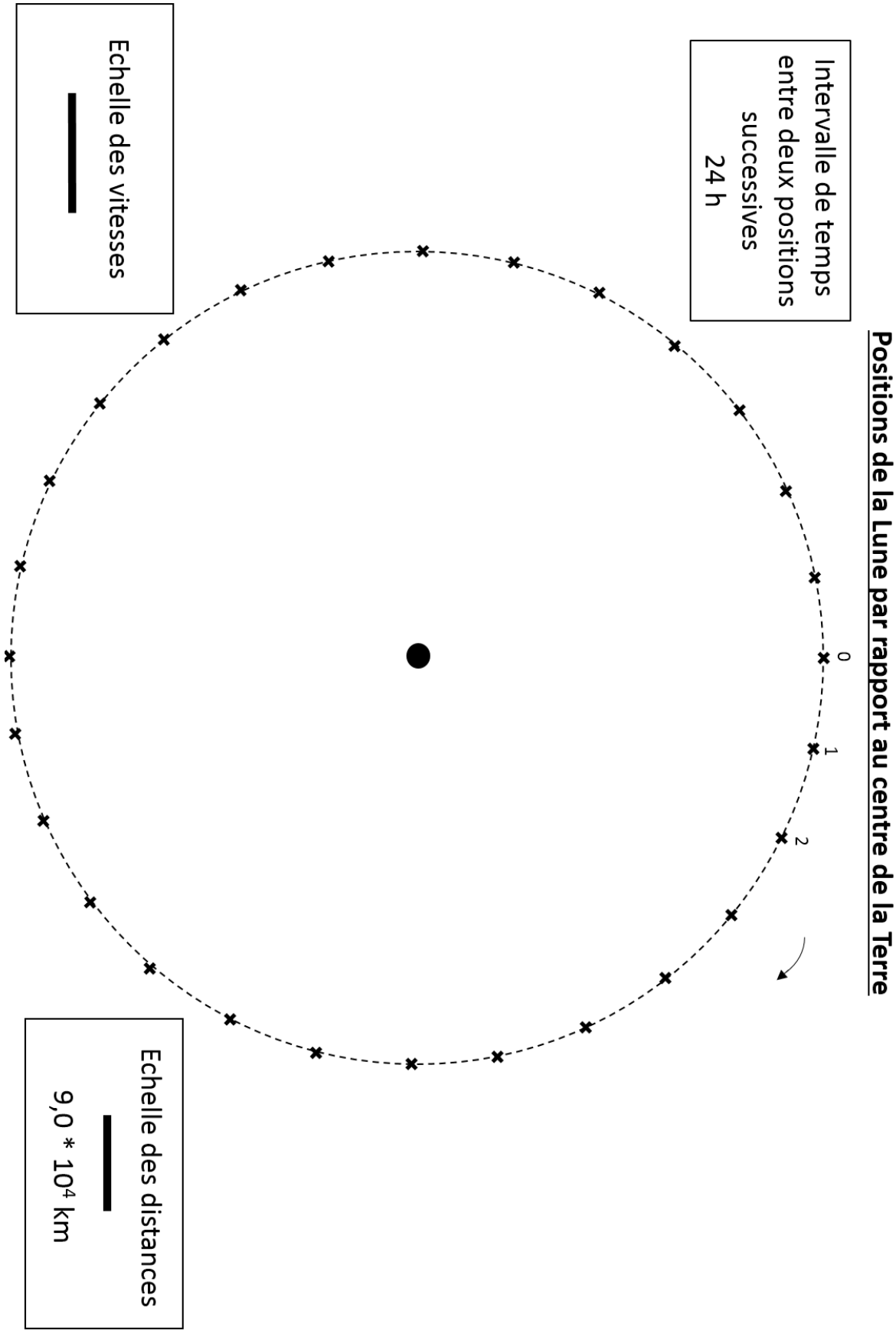
$$\vec{W} = \begin{pmatrix} 3 \\ 1 \end{pmatrix}$$

Calculer sa norme.



TP 3 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire rectiligne)

TP 4 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire circulaire)



TP 5 : Quantité de matière et solutions

Ce TP comporte 3 parties <u>indépendantes</u>
Pour chaque partie, il faut détailler les calculs effectués dans le compte rendu

PARTIE 1

Prélever 7,30 * 10^{-3} mol de saccharose (du sucre) dans un bécher de 50 mL.

PARTIE 2

Utiliser du sel et de l'eau distillée pour fabriquer 50,0 mL d'une solution d'eau salée de concentration molaire en sel égale à 3,0 * 10^{-1} mol.L^{-1}.
Lorsque la solution est faite, appeler le professeur pour qu'il puisse vérifier le niveau du liquide dans la fiole jaugée.

<u>Vider et rincer le bécher utilisé en PARTIE 1 et la fiole jaugée utilisée en PARTIE 2</u>

PARTIE 3

Une solution colorée est fournie par le professeur qui en verse environ 50 mL dans un bécher. Cette solution appelée *solution 0* a une concentration molaire en colorant notée C_0 (la valeur numérique de C_0 n'a pas d'importance).

0- Verser un peu de la *solution 0* dans un tube à essais, sur une hauteur d'environ 10 cm. Ecrire au marqueur le chiffre 0 sur ce tube.

1- On souhaite à présent préparer une solution appelée *solution 1* de concentration molaire en colorant égale à $C_0/2$ à partir de la *solution 0* (qui est donc la *solution mère*)

a- Calculer le facteur de dilution.

b- En fonction du matériel disponible, choisir une pipette jaugée et une fiole jaugée compatible avec le facteur de dilution.

c- Utiliser la pipette jaugée pour prélever la *solution mère* puis la fiole jaugée pour préparer la solution.

d- Une fois la *solution 1* préparée, verser un peu de la *solution 1* dans un tube à essais, sur une hauteur d'environ 10 cm. Ecrire au marqueur le chiffre 1 sur ce tube.

2- Préparer une solution appelée *solution 2* de concentration molaire en colorant égale à $C_0/5$ à partir de la *solution 0*. Pour ce faire, reprendre les a, b et c de la question 2-.

Une fois la *solution 2* préparée, verser un peu de la *solution 2* dans un tube à essais, sur une hauteur d'environ 10 cm. Ecrire au marqueur le chiffre 2 sur ce tube.

3- Préparer une solution appelée *solution 3* de concentration molaire en colorant égale à $C_0/10$ à partir de la *solution 0*. Pour ce faire, reprendre les a, b et c de la question 2-.

Une fois la *solution 3* préparée, verser un peu de la *solution 3* dans un tube à essais, sur une hauteur d'environ 10 cm. Ecrire au marqueur le chiffre 3 sur ce tube.

4- Préparer une solution appelée *solution 4* de concentration molaire en colorant égale à $C_0/20$ à partir de la *solution 3*. Pour ce faire, reprendre les a, b et c de la question 2-.

Une fois la *solution 4* préparée, verser un peu de la *solution 4* dans un tube à essais, sur une hauteur d'environ 10 cm. Ecrire au marqueur le chiffre 4 sur ce tube.

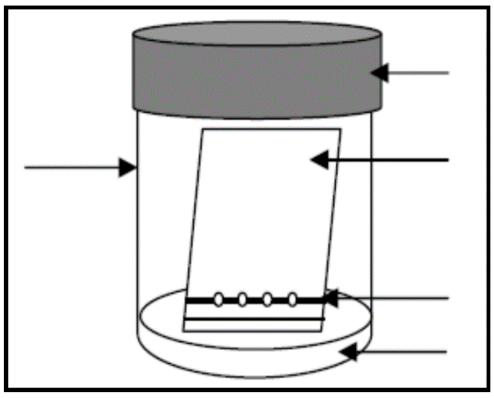
5- Le professeur verse environ 10 cm d'une solution colorée de concentration inconnue dans le dernier tube à essais. Déterminer un encadrement de sa concentration en comparant sa coloration avec celles des solutions contenus dans les tubes 0 à 4 (ces 5 tubes constituent ce qu'on appelle une « échelle de teinte »).

<u>Question annexe</u> : pourquoi n'a-t-on pas pu utiliser la *solution 0* comme solution mère pour préparer la *solution 4 ?*

<u>Données</u> : Saccharose : M_{SAC} = 342,3 g.mol^{-1} Sel : M_{SEL} = 58,5 g.mol^{-1}

TP 6 : Séparation et identification d'espèces chimiques : chromatographie

Expérience 1



1- Verser environ 0,5 cm à 1 cm d'un mélange (80% eau salée saturée / 20% éthanol à 95%, préparé par le professeur) dans la cuve à chromatographie.

2- Tracer sur une plaque de silice (côté rugueux, pas côté lisse… dans le doute demander au professeur) un trait fin (très très léger, ne pas appuyer, ne pas racler la silice) horizontal au crayon à papier à environ 1,5 cm du bas : c'est la ligne de dépôt.

*Attention, lorsque la plaque sera déposée verticalement dans la cuve, la ligne de dépôt devra obligatoirement être **en dehors** du mélange eau salée/éthanol*

3- Sur la ligne de dépôt, tracer au crayon 3 croix séparées de 1 cm chacune (elles ne doivent pas être trop proches du bord de la plaque)

4- A l'aide de 3 cure-dent en bois différents, déposer sur la plaque :

Une goutte de colorant alimentaire bleu (qu'on trouve sur la paillasse du professeur) sur la croix de gauche.

Une goutte de colorant alimentaire jaune (qu'on trouve sur la paillasse du professeur) sur la croix du milieu.

Une goutte d'un mélange de colorant proposé par le professeur (qu'on trouve sur la paillasse du professeur).

5- Placer la plaque dans la cuve de façon à ce que l'extrémité inférieure trempe dans l'éluant **et les tâches de colorants ne trempent pas dans l'éluant. Le dispositif ne doit plus être bougé**. Couvrir.

6- Sortir la plaque de la cuve lorsque l'éluant arrive environ à 1 cm du haut.

7- Repérer le niveau auquel est arrivé l'éluant en traçant un trait au crayon, puis rapidement faire sécher la plaque à l'aide d'un sèche-cheveux, et enfin, noter au crayon les positions de chaque tâche.

Expérience 2

1- Dans un pilulier, introduire dans trois compartiments différents un bonbon M&M's jaune, un vert et un bleu.

2- Ajouter 2 gouttes d'eau de façon à dissoudre le colorant (attention à bien retirer le bonbon à temps : si le chocolat commence à se dissoudre, il tout faut recommencer avec un nouveau M&M's), et d'extraire les colorants de ces 3 bonbons.

3- Sur une nouvelle plaque (plaque 2), refaire l'ensemble des étapes de la première manipulation en faisant cette fois les dépôts suivants :

Une goutte de colorant bleu issu du M&M's bleu sur la croix de gauche

Une goutte de colorant jaune issu du M&M's jaune sur la croix du milieu

Une goutte de colorant vert issu du M&M's Vert sur la croix de droite

CR et Exploitation des résultats

Pour chaque plaque, mesurer les R_f de chaque constituant (R_f est un « rapport frontal », et sera défini par le professeur)

Exploitation de la plaque 2 : Montrer que le colorant du M&M's vert est constitué du colorant du M&M's bleu et de celui du M&M's jaune.

Légender au crayon le schéma situé en haut à droite de l'énoncé.

TP 7 : Mesures et incertitudes

On souhaite mettre en évidence :

Les fluctuations inhérentes à toute opération de mesure.

La précision d'un instrument de mesure.

Travail expérimental

1- Sélectionner un instrument de mesure de volume parmi :

Une fiole jaugée de 20 mL.

Un bécher possédant la graduation 20 mL.

Une éprouvette graduée de 25 mL.

2- Peser l'instrument de mesure (masse noté m_0).

3- Réaliser au moins 30 fois la série de manipulations suivantes :

Remplir l'instrument de mesure jusqu'au trait indiquant 20 mL.

Sécher l'extérieur de l'instrument avec du papier.

Peser l'instrument de mesure ainsi rempli à l'aide de la balance et noter la valeur de la masse dans un tableau Excel.

Vider l'instrument de mesure.

4- Lors de ces mesures :

On pourra utiliser des pipettes en plastique pour ajuster le niveau du liquide.

On réfléchira aux précautions à prendre afin d'être le plus précis et rigoureux possible.

Travail à faire (principalement) à l'aide d'Excel

1- Pour chaque mesure, calculer la valeur de la masse d'eau pesée.

2- Présenter l'ensemble des résultats sous la forme d'un tableau :

Numéro de la mesure	Masse de 20 mL d'eau (g)
1	
2	
3	
…	
30	

3- Estimer la dispersion de l'ensemble de vos mesures :

Valeur minimale : MIN

Valeur maximale : MAX

Découper l'intervalle [MIN ; MAX] en 10 sous-intervalles de largeur identiques

4- Présenter les résultats sous la forme d'un histogramme (en abscisse les sous-intervalles, et en ordonnée le nombre de mesures qui appartiennent à chaque sous-intervalle).

5- A partir de vos mesures, calculer la moyenne de la masse de 20 mL d'eau :

$m_{MOY} = (m_1 + m_2 + m_3 + ... + m_N)/N$ où m_1 représente la masse de la mesure numéro 1, m_2 la masse de la mesure numéro 2… et N le nombre total de mesures effectuées.

6- Compte tenu de la valeur de la masse volumique de l'eau liquide, quelle est la valeur attendue (notée m_{REF}) de la masse de 20 mL d'eau liquide ?

7- Comparer m_{MOY} avec m_{REF} c'est-à-dire calculer l'écart relatif entre m_{MOY} et m_{REF} à l'aide de la formule : $ER = \left| m_{MOY} - m_{REF} \right| / m_{REF}$ (cf. Chapitre10, point 116)

Et pour anticiper sur la classe de Première Spécialité

8- Calculer l'écart type :

$$\sigma = \left([(m_1 - m_{MOY})^2 + (m_2 - m_{MOY})^2 + (m_3 - m_{MOY})^2 + ... + (m_N - m_{MOY})^2] / N \right)^{1/2}$$

9- Déterminer l'intervalle de confiance:

$$[X_{MOY} - U(X) ; X_{MOY} + U(X)]$$

où $U(X) = \sigma/N^{1/2}$

Donnée : Masse volumique de l'eau liquide : $\rho = 1{,}00$ g/mL

TP 8 : Bilan de matière

Objectif : effectuer un bilan de matière sur un cas simple : étude de la réaction entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide éthanoïque.

Etude qualitative de la réaction : équation chimique

Expérience 1 : Dans un bécher contenant une solution aqueuse d'acide éthanoïque de formule CH_3COOH, verser une spatule l'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$.

Compte rendu : Réaliser un schéma de l'expérience

Questions :

1) Qu'observe-t-on ?
2) Quelle expérience pourrait-on réaliser pour montrer que le gaz qui s'est formé est du dioxyde de carbone?
3) Ecrire l'équation chimique de la réaction ayant lieu sachant qu'en plus du dioxyde de carbone, il se forme des ions éthanoate CH_3COO^- et de l'eau (les ions sodium, Na^+ sont spectateurs, ils ne participent pas à la réaction).

Etude quantitative de la réaction : bilan de matière

Expérience 2 :

- Peser *5,0* g d'hydrogénocarbonate de sodium *$NaHCO_3$* et les introduire dans un *ballon de baudruche* à l'aide d'un entonnoir.
- Verser dans une fiole jaugée *20 mL* de solution aqueuse d'acide éthanoïque *CH_3COOH* de concentration molaire *1,0 mol.L^{-1}*.
- Peser l'ensemble {ballon + poudre + fiole + solution} et noter le résultat m_1 de la pesée.
- Adapter le ballon de baudruche à l'ouverture de la fiole puis laisser tomber la totalité de la poudre du ballon dans la fiole (pendant cette opération du gaz s'échappe et donc le ballon gonfle : penser à maintenir fermement le ballon de baudruche arrimé au col de la fiole) :
- Agiter doucement jusqu'à ce que l'effervescence cesse.
- Enlever le ballon de la fiole et laisser s'échapper le gaz du ballon.
- Peser l'ensemble {ballon vidé + fiole + solution} et noter le résultat m_2 de la pesée.
- Noter s'il reste ou non du solide dans la fiole.
- Mesurer le pH de la solution avec du papier pH.

Expérience 3 :

- Peser *5,0* g d'hydrogénocarbonate de sodium *$NaHCO_3$* et les introduire dans un *ballon de baudruche* à l'aide d'un entonnoir.
- Verser dans une fiole jaugée ***80 mL*** (pour l'expérience 2) de solution aqueuse d'acide éthanoïque *CH_3COOH* de concentration molaire *1,0 mol.L^{-1}*.
- Peser l'ensemble {ballon + poudre + fiole + solution} et noter le résultat m_1 de la pesée.
- Adapter le ballon à l'ouverture de la fiole puis laisser tomber la totalité de la poudre du ballon dans la fiole (pendant cette opération du gaz s'échappe et donc le ballon gonfle : penser à maintenir fermement le ballon de baudruche arrimé au col de la fiole) :
- Agiter doucement jusqu'à ce que l'effervescence cesse.
- Enlever le ballon de la fiole et laisser s'échapper le gaz du ballon.
- Peser l'ensemble {ballon vidé + fiole + solution} et noter le résultat m_2 de la pesée.
- Noter s'il reste ou non du solide dans la fiole.
- Mesurer le pH de la solution avec du papier pH.

Compte rendu : Reproduire le tableau ci-dessus et y noter les résultats des mesures et des observations.

	Expérience 1	**Expérience 2**
Masse m d'hydrogénocarbonate de sodium à l'état initial (en g)		
Volume V de solution aqueuse d'acide éthanoïque à l'état initial (en mL)		
Masse m_1 (en g)		
Masse m_2 (en g)		
Masse de dioxyde de carbone formé : $m_1 - m_2$ (en g)		
Présence d'un solide dans la fiole à l'état final		
pH de la solution à l'état final		

Informations utiles :
Lorsque $NaHCO_3$ est mis en solution aqueuse, il se dissocie en deux ions : Na^+ et HCO_3^-.
Dans la réaction chimique qui se produit, les ions Na^+ sont spectateurs.
Les produits de la réaction chimique sont H_2O, CO_2 et CH_3COO^-.

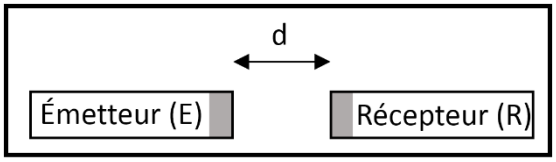
Compte rendu :
Déterminer la réaction chimique qui a eu lieu et écrire son équation bilan équilibrée.
Dessiner et remplir les tableaux d'avancement pour les expériences 2 et 3.
Comparer la quantité de matière de dioxyde de carbone formé théoriquement et la quantité de matière de dioxyde de carbone formé dans les expériences 2 et 3.

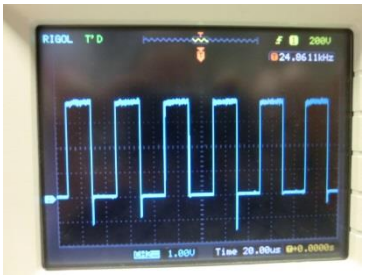
Données : $M_{Na} = 23{,}0\ g.mol^{-1}$ $M_C = 12{,}0\ g.mol^{-1}$
$M_O = 16{,}0\ g.mol^{-1}$ $M_H = 1{,}0\ g.mol^{-1}$

TP 9 : Mesure de la vitesse du SON dans l'air

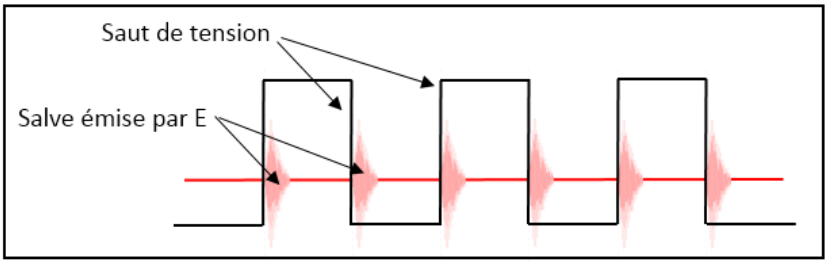
Documents

Document 1 :
Un émetteur et un récepteur d'ultrason peuvent être positionnés face à face, à une distance d.

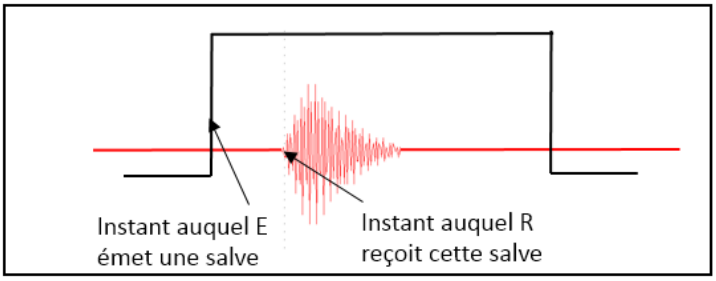




Document 2 :
Lorsque l'émetteur est branché à un générateur de tension électrique (GBF) fournissant une tension carrée, périodique et de fréquence 100 Hz (l'amplitude du signal doit être la plus grande possible), à chaque fois que la tension aux bornes de l'émetteur varie brusquement (saut de tension), l'émetteur émet une salve d'ultrason.



Document 3 :
En branchant l'émetteur (relié au GBF) sur une voie de l'oscilloscope et le récepteur sur l'autre voie de l'oscilloscope, on peut mesurer le retard (durée) entre l'émission d'une salve par E et sa réception par R. On peut ainsi déterminer la vitesse du son dans l'air en mesurant ce retard pour diverses valeurs de d, la distance entre E et R.



Travail à faire

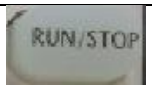
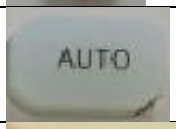
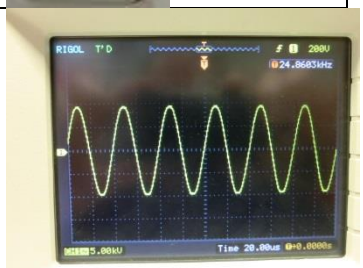
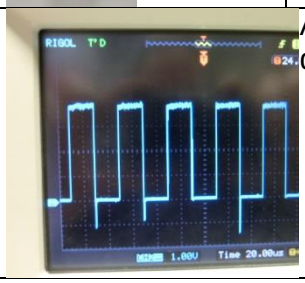
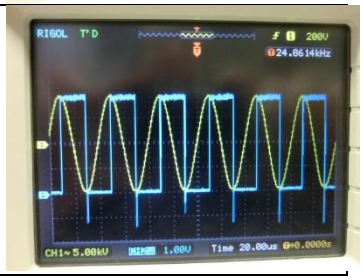
Mettre en place le dispositif expérimental décrit dans les documents ci-dessus (on s'aidera des explications du professeur ainsi que des fiches d'utilisations du GBF et de l'oscilloscope fournies avec l'énoncé).

Pour au moins 8 distances d comprises entre 0 cm et 100 cm, mesurer sur l'oscilloscope la valeur de la durée mise par la salve d'ultra son pour aller de l'émetteur au récepteur. Présenter les résultats dans un tableau.

Déterminer graphiquement la valeur de la vitesse du son dans l'air. Pour ce faire, on présentera les résultats des mesures de manière adéquate sur un graphique puis on exploitera ce graphique pour déterminer la valeur de la vitesse du son dans l'air.

FICHES :

OSCILLOSCOPE

Réglage de la sensibilité horizontale (base de temps)		Décaler les courbes horizontalement	
Réglage de l'échelle verticale (tension en V)		Décaler les courbes verticalement	
Figer une courbe/ redémarrer l'acquisition		Réglage automatique	
Branchement des voies 1 et 2		Affichage de la voie 1 (couleur jaune)	
Affichage de la voie 2 (couleur bleue)		Affichage des deux voies	

GBF

La sortie que l'on utilise sur le GBF est la sortie MAIN
Le GBF permet de produire :

- Des tensions de formes différentes (carré, sinusoïde, triangle).
- Des tensions de fréquences différentes.
- Des tensions d'amplitudes différentes

TP 10 Réflexion et réfraction de la lumière

REFLEXION

BUT : Tracer les rayons de lumière.
Vérifier la seconde loi de Descartes à la réflexion.
Déterminer la position de l'IMAGE qu'un miroir forme d'un OBJET.

Travail:
Positionner (et maintenir) le miroir verticalement, au milieu de la feuille A4, et tracer sa position au crayon sur la feuille.
Positionner une épingle à 5 cm devant le miroir environ : ce sera l'OBJET.
Visualiser l'IMAGE formée par le miroir et se poser la question suivante : où se trouve-t-elle « derrière » le miroir ?
Effectuer 3 visées différentes. Chaque visée (effectuée à l'aide de 2 épingles) permet de déterminer la direction dans laquelle se trouve l'IMAGE par rapport à nous (notre œil). Chaque visée doit permettre de déterminer le trajet suivi par le rayon de lumière depuis l'OBJET jusqu'à votre œil.
Enlever le miroir, et tracer au crayon le trajet suivi par la lumière entre l'OBJET et votre œil pour chacune des 3 visées.
Utiliser le travail précédent pour mesurer les valeurs des angles i_1 et i_2, puis, sur votre feuille de travail, la position de l'IMAGE « derrière » le miroir. Expliquer pourquoi cette IMAGE est qualifiée de « virtuelle ».

REFRACTION

BUT : Tracer les rayons de lumière.
Vérifier la seconde loi de Descartes à la réfraction.
Déterminer la valeur de l'indice de réfraction du plexiglas.

Travail:
Placer le bloc de plexiglas au milieu de la feuille A4, et tracer son contour au crayon sur la feuille.
Positionner une épingle juste derrière un des grands côté du bloc : ce sera l'OBJET.
Visualiser l'IMAGE formée à travers le bloc.
Effectuer 8 visées différentes de la position de l'IMAGE.
Enlever le bloc, et tracer au crayon le trajet suivi par la lumière entre l'OBJET et votre œil pour chacune des 8 visées.
Utiliser le travail précédent pour mesurer, sur votre feuille de travail, les valeurs des angles i_1 (angle incident) et i_2 (angle réfracté)
Tracer le graphique de sin (i_2) en fonction de sin (i_1) et déterminer n_1 l'indice de réfraction du plexiglas (on fait l'hypothèse que l'indice de réfraction de l'air vaut 1,00).