

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. ÉMISSION 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.....	24
4.3. ÉMISSION ET ABSORPTION DE LA LUMIÈRE.....	26
5. LES LENTILLES CONVERGENTES.....	29
5.1. PRÉSENTATION.....	29
5.2. CONSTRUCTION D'UNE IMAGE RÉELLE.....	31
6. LES CIRCUITS ÉLECTRIQUES.....	33
6.1. PRÉSENTATION.....	33
6.2. LOIS.....	35
6.3. CARACTÉRISTIQUES COURANT-TENSION.....	38
7. DESCRIPTION DE LA MATIÈRE.....	40
7.1. LA MOLE.....	40
7.2. CORPS PURS ET MÉLANGES.....	44
7.3. ESPÈCES EN SOLUTION.....	46
8. DE L'ATOME À LA MOLÉCULE.....	50
8.1. STRUCTURE DE L'ATOME.....	50
8.2. STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DE L'ATOME.....	51
8.3. IONS ET MOLÉCULES.....	55
8.4. DU MICROSCOPIQUE AU MACROSCOPIQUE.....	58
9. TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE.....	59
9.1. CHANGEMENT D'ÉTAT PHYSIQUE.....	59
9.2. TRANSFORMATION CHIMIQUE.....	62
9.3. TRAITEMENT QUANTITATIF D'UNE RÉACTION CHIMIQUE.....	64
9.4. TRANSFORMATION NUCLÉAIRE.....	67
10. LA MESURE.....	69
11. TP.....	71
11.1. LISTE DES TP.....	71
11.2. ENONCÉS.....	72

1. MOUVEMENT

1.1. Relativité du mouvement

1. Introduction

Le but de ce paragraphe 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 : un solide fixe par rapport à la Terre est un référentiel terrestre.

Exercice : 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 : 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 : 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

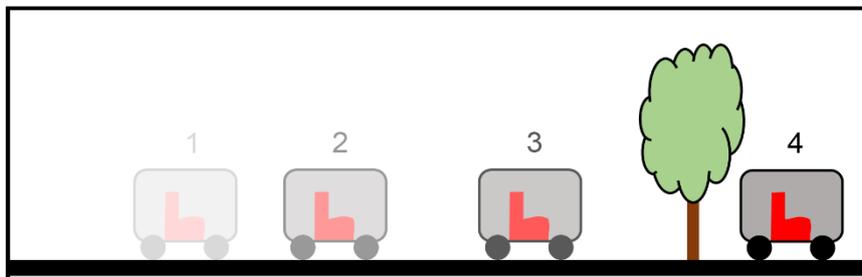
3. Description du mouvement

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 (ligne droite à vitesse constante).

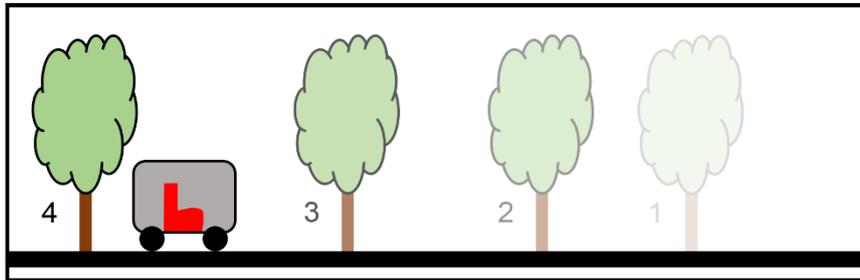
Le tronc d'arbre est immobile.



Dans le référentiel du train :

Le siège est immobile.

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

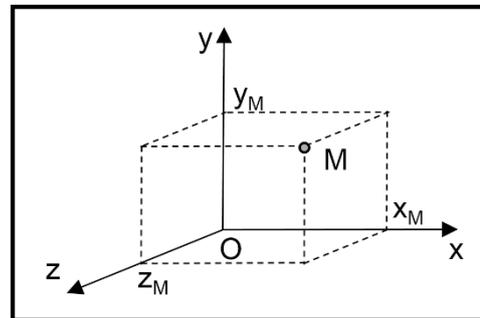


Bilan : afin de décrire précisément le mouvement d'un objet, il faut connaître l'évolution de ses coordonnées au cours du temps.

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 :

Soit : O le coin en bas à gauche du tableau

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

Oy L'axe vertical orienté vers le haut.

Oz L'axe horizontal orienté vers la salle (perpendiculaire au tableau).

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

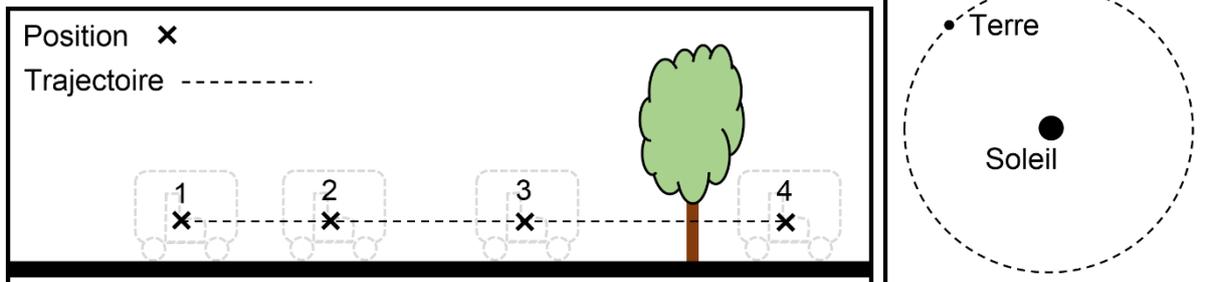
2- Choisir un autre point O dans la salle de classe et recommencer.

5. Trajectoire

Définitions :

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

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



Exercice 1 :

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 2 :

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 pour parcourir la totalité de cette trajectoire ?

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

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

TP : Imprimer le document TP1 et suivre les instructions

1.2. Vecteurs

6. Grandeurs scalaires et vectorielles

Exercice :

Un objet (voiture, vélo, etc...) part du 70 rue du théâtre 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 :

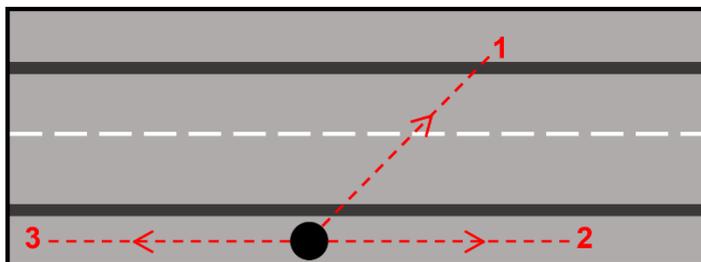
La réponse à la question 4 est simple : Si l'écoulement se fait à raison de 4 litres par seconde et dure 50 s, la baignoire se vide de 200 L.

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.



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...

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...

7. Caractéristiques

Remarque : Afin de rendre les schémas plus faciles à lire, on se limite 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 direction
- Son sens
- Sa norme

Détermination des coordonnées d'un vecteur :

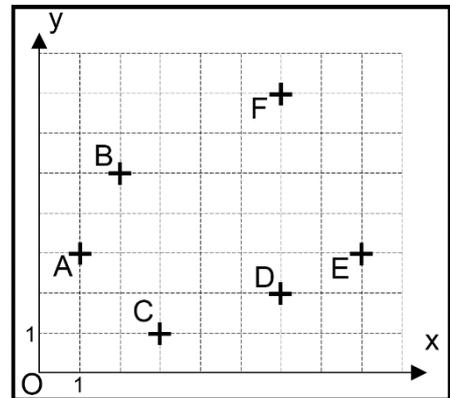
On considère les points de l'espace O, A, B, C, D, E et F positionnés tels qu'indiqué sur le schéma ci-contre.

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 :

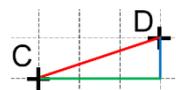
$$\overrightarrow{AB} = \begin{pmatrix} x_B - x_A \\ y_B - y_A \end{pmatrix}$$

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} a 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 horizontale 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 connaître parfaitement une grandeur vectorielle, il faut déterminer les trois informations suivantes :

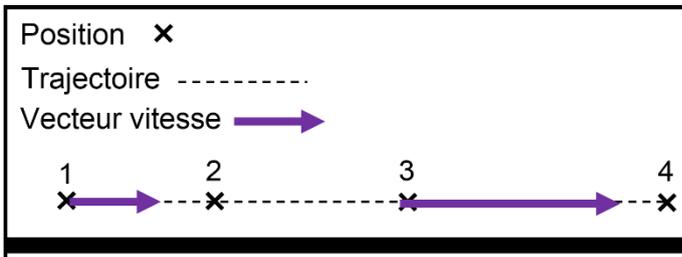
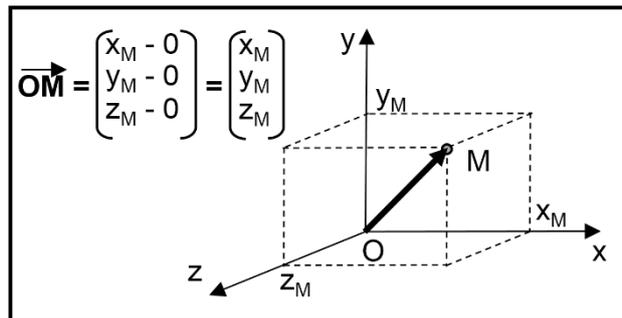
- Sa valeur (associée à son unité)
- Sa direction
- Son sens

Il s'agit des trois caractéristiques d'un vecteur (valeur, direction et sens). On utilise donc cet outil en physique pour modéliser une grandeur vectorielle.

Exemples

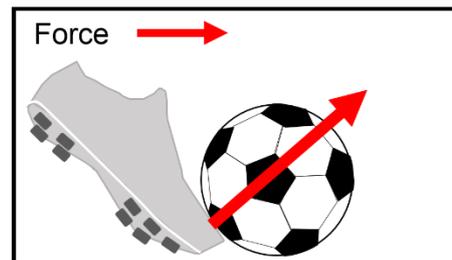
Le vecteur \overrightarrow{AB} modélise un déplacement en ligne droite du point A au point B.

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.



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 t.

Notations :

M (t₁) ou M₁ est la position de la voiture à l'instant t₁
M (t₂) ou M₂ est la position de la voiture à l'instant t₂ 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 indiquée sur le document, déterminer $\|\overrightarrow{M_2M_4}\|$ (valeur et unité).

Définition 1 : On définit le vecteur \vec{v}_3 par :

$$\vec{v}_3 = \frac{\overrightarrow{M_2M_4}}{(t_4 - t_2)}$$

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

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

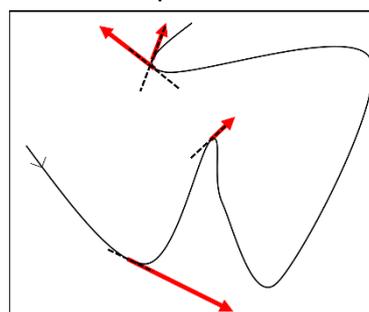
Représenter \vec{v}_3 en rouge sur le schéma (le faire partir du point M₃).

Refaire les mêmes opérations permettant de tracer (en rouge sur le schéma) \vec{v}_6 (le faire partir du point M₆).

Vocabulaire : \vec{v}_3 est appelé « vecteur vitesse moyenne » au point M₃.

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 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).

Représenter (en rouge) \vec{v}_4 (faire partir le vecteur du point 4).
Représenter (en rouge) \vec{v}_2 (faire partir le vecteur 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.

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

Exercices manuel : 11, 31, 45 p 179

2. INTERACTIONS

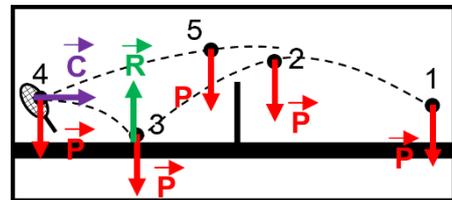
OBJECTIF : Le but de ce chapitre est de montrer le **lien** entre les **forces extérieures** qui s'exercent sur un **solide indéformable** et le **mouvement** de ce solide.

2.1. Les Forces

11. Exemples

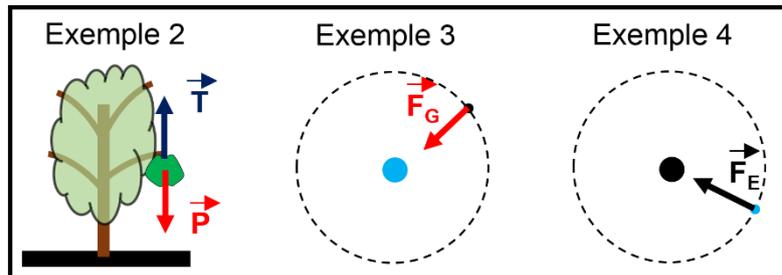
Une force est une action exercée par un objet sur un autre objet.

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 :

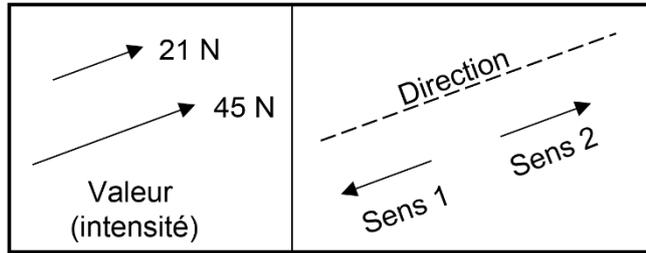
Celles qui nécessitent un contact pour s'exercer.
 (Exemple 1 : \vec{R} , \vec{C} ; Exemple 2 : \vec{T}).
 On les appelle des forces de contact.

Celles qui ne nécessitent pas de contact.
 (Exemples 1, 2 : \vec{P} ; Exemple 3 : \vec{F}_G ; Exemple 4 : \vec{F}_E).
 On les appelle des forces à distance.

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).

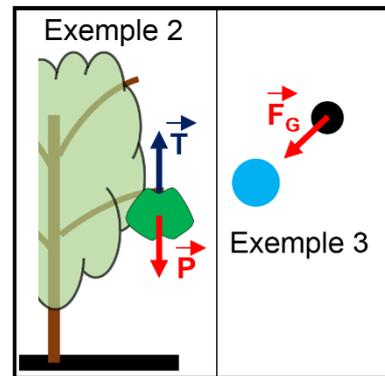


La valeur d'une force s'exprime en Newton (symbole : N).

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.

Le point d'application d'une force à distance est le centre de l'objet.

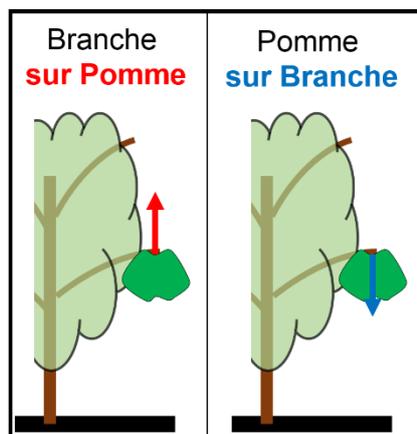
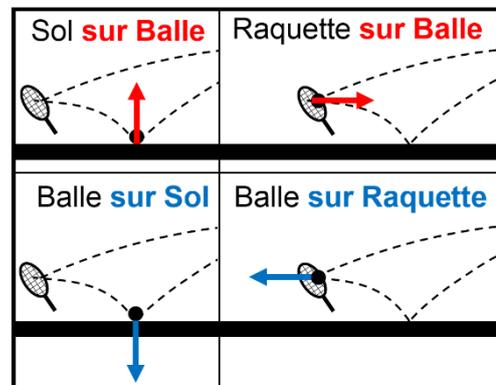


14. Interaction et troisième loi de Newton

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

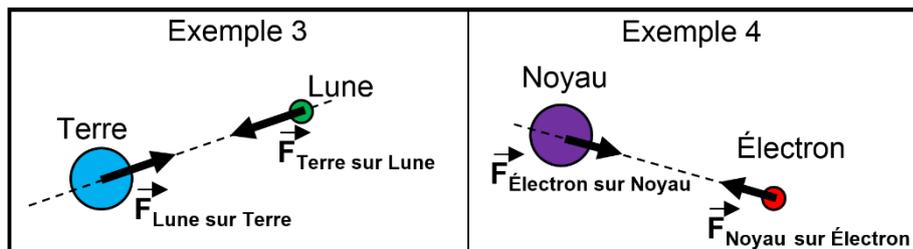
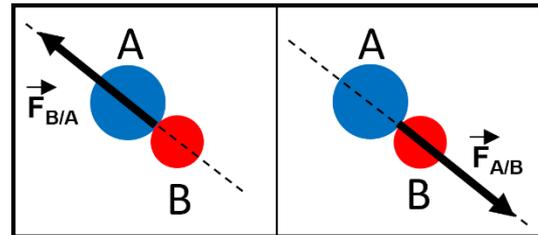


Illustration avec les exemples 3 et 4.

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

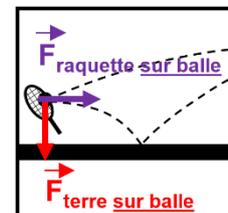
Exercices manuel : 21, 27 p 202

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.

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



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.

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 au repos ou animé d'un mouvement rectiligne et uniforme dans un référentiel galiléen.

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 ».

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

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.

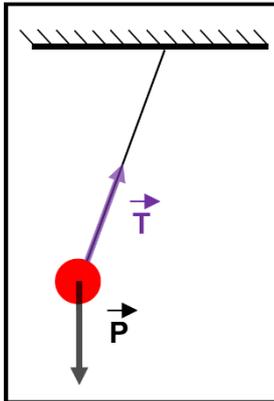
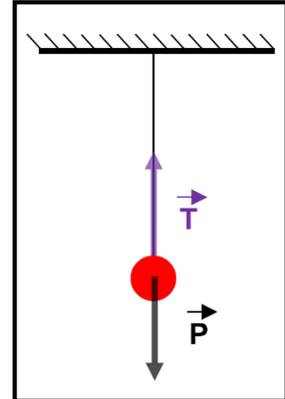
d) Un livre immobile posé sur un plan incliné.
Identifier les forces extérieures qui s'exercent sur le livre et les représenter sur un schéma

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

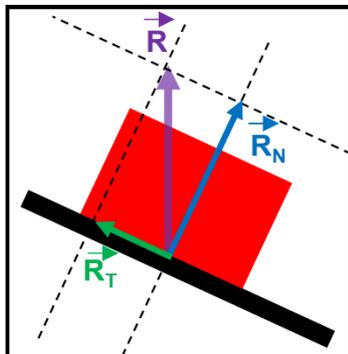
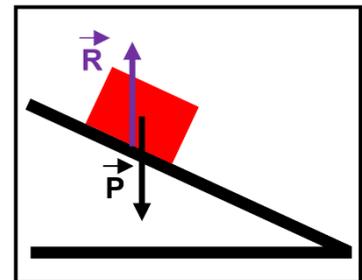
Tension d'un fil : Un objet est accroché au bout d'un fil suspendu au plafond. L'objet est immobile (schéma de droite) dans le référentiel du sol (supposé galiléen). La Terre exerce une force sur l'objet (\vec{P}). L'objet étant immobile, d'après le principe d'inertie, les forces extérieures qui s'exercent 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).

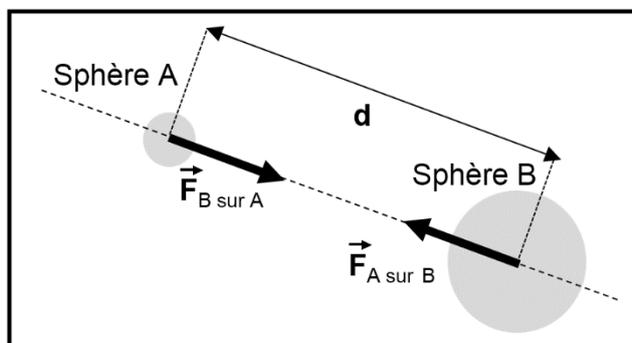
2.3. Interaction gravitationnelle

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 valeur F .

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

Où $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N kg}^{-2} \text{ m}^2$
et F en N m_A et m_B en kg d en m



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

Exercices 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).

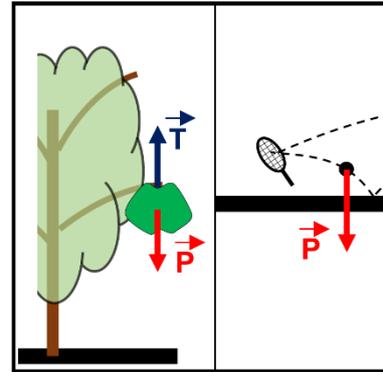
- 1- Représenter sur un schéma la Terre et l'objet de masse m ainsi que les distances h et R_T .
- 2- Donner l'expression littérale de la norme de la force gravitationnelle F exercée par la Terre sur cet objet.
- 3- Représenter cette force sur le schéma.
- 4- Donner l'expression littérale de F/m (on note de g_T la quantité F/m).
Montrer que g_T ne dépend que des caractéristiques de la Terre et de l'altitude de l'objet.
- 5- Calculer la valeur g_T pour $h = 0 \text{ m}$, $h = 100 \text{ m}$, et $h = 3,0 \cdot 10^3 \text{ km}$.
- 6- Calculer F pour $h = 0 \text{ m}$.

Données : Masse de la Terre : $M_T = 5,98 \cdot 10^{24} \text{ kg}$
Rayon de la Terre : $R_T = 6,4 \cdot 10^3 \text{ km}$
Masse de l'objet : $m = 24 \text{ kg}$

Définitions :

Poids : A la surface d'une planète X, le poids P d'un objet de masse m est la force gravitationnelle exercée par cette planète X sur cet objet. Sa valeur vaut : $P = m \cdot g_x$

Champ gravitationnel : $g_x = G M_x / R_x^2$ est appelé champ gravitationnel créé par X à la surface de X.



Exercice 2 : Reprendre les mêmes questions que celles de l'exercice 1 en remplaçant « Terre » par « Mars ».

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

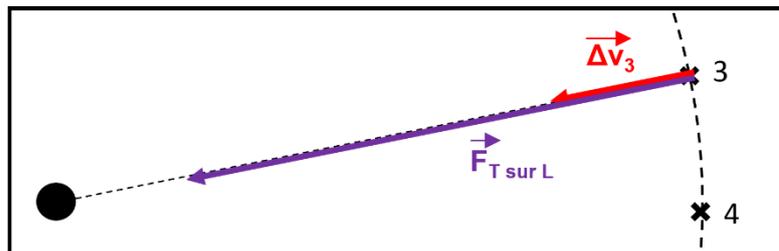
Exercices manuel : 34, 49 p 204

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



Propriété : Un objet décrit une trajectoire. 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 d'une perturbation d'un milieu matériel (une vibration) dans un milieu matériel (gaz, liquide, solide) sans déplacement de matière, mais avec transport d'énergie.

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

Animation : « Caractéristiques Onde » sur mon site scienceslycee.fr
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 résonance

Exemples : Violon, Guitare

Animation : « Onde Longitudinale » sur mon site scienceslycee.fr

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

27. Vitesse

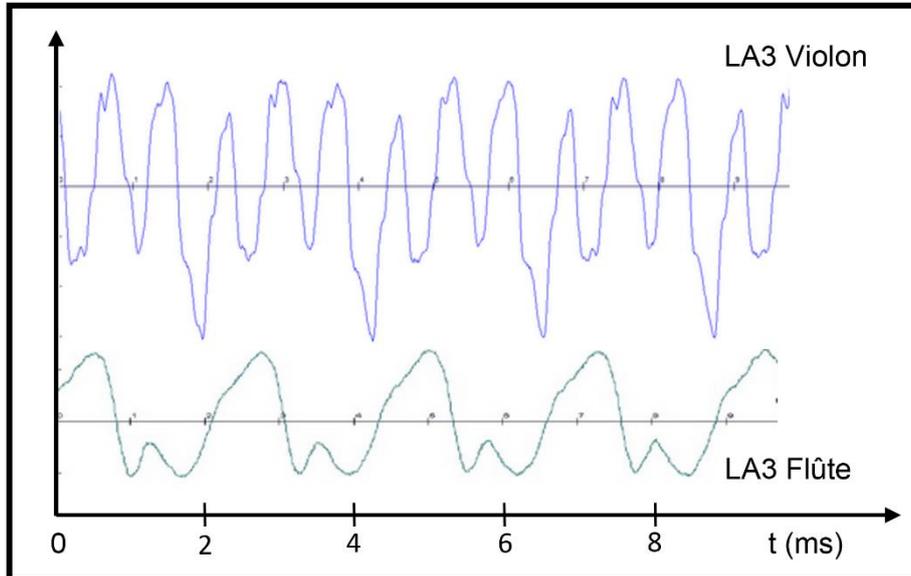
Remarque : La vitesse du son dépend du milieu de propagation.

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

3.2. Caractéristiques d'un son

28. Phénomène périodique

On enregistre les deux notes suivantes :

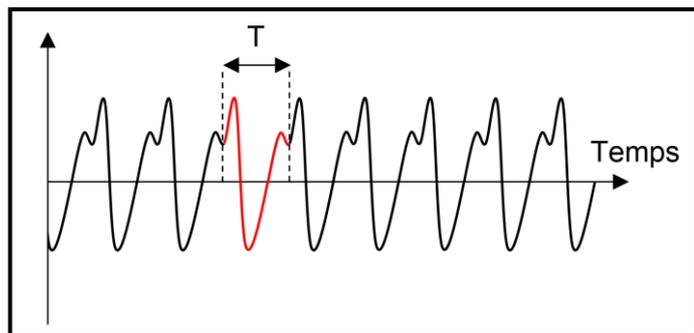


Définition : Un phénomène périodique dans le temps est constitué d'un signal, se répétant identique à lui-même dans le temps.

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

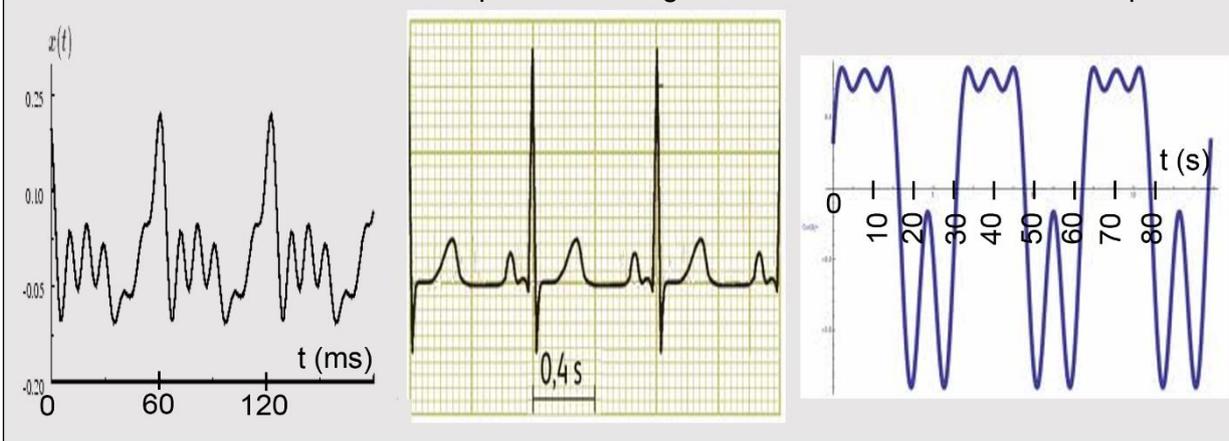
La fréquence d'un signal périodique est définie par $f = 1/T$.

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



Exercice : 1°/ Identifier et mesurer la période des sons émis par le violon et par la flûte. 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

Regarder : « Caractéristiques onde » sur mon site scienceslycee.fr.
Puis « Vitesse Onde » sur mon site scienceslycee.fr.

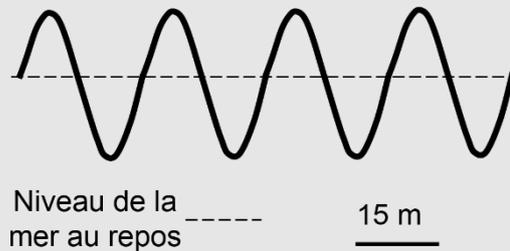
Propriété : Toute onde périodique est caractérisée par :
Sa fréquence f (Hz)
Sa longueur d'onde λ (m)
Sa vitesse v ($\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$) : $v = \lambda * f$

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

1°/ A l'aide du schéma ci-dessus, 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.

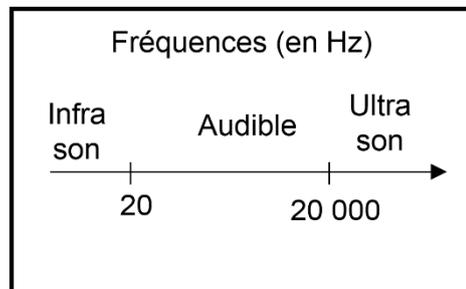
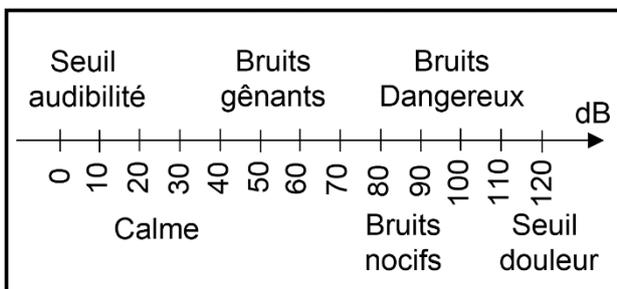
2°/ Sachant qu'il effectue 10 oscillations en 50 s, déterminer la période temporelle de cette houle. En déduire la vitesse de propagation de la houle.



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

31. Perception du son

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



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 mon site scienceslycee.fr

4. La LUMIÈRE

4.1. Introduction

32. Modèle ondulatoire de la lumière

Remarques préliminaires :

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

Par exemple, 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 une radiation monochromatique.

Propriétés :

Une radiation monochromatique est caractérisée par :

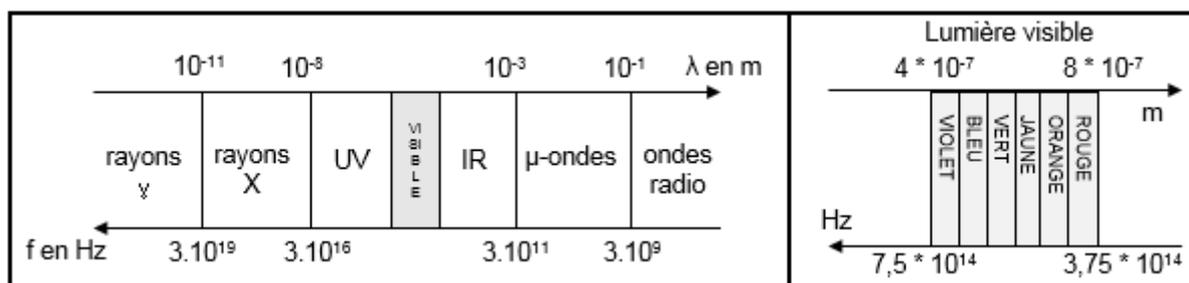
Sa *longueur d'onde* dans le vide notée λ (unité : nm)

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 notée $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Spectre des ondes EM :

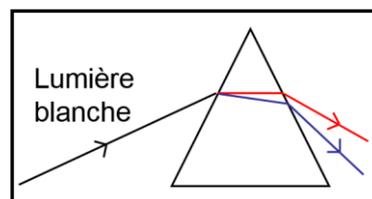


33. Illustration

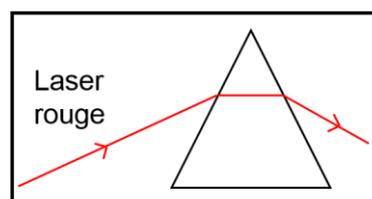
Expérience 1 : De la lumière blanche (issue d'une lampe à filament, similaire à la lumière du Soleil) est envoyée sur un prisme

Observations :

La lumière blanche est décomposée en de nombreuses radiations monochromatiques.



Expérience 2 : Une lumière monochromatique (laser rouge $\lambda = 650 \text{ nm}$) est :
Dirigée contre un mur
Puis envoyée sur un prisme



Observations :

On ne voit pas le faisceau lumineux directement mais seulement les obstacles qu'il rencontre.

La lumière se propage en ligne droite dans l'air.

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

34. Réflexion de la lumière

TP réflexion

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*.

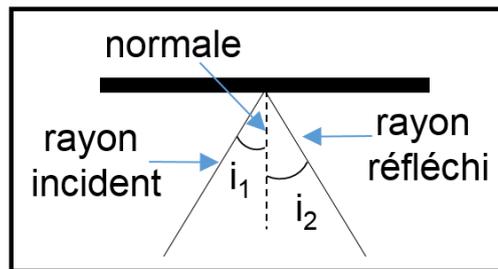
Loi de Descartes à la réflexion :

Loi 1 : le rayon réfléchi appartient au plan incident.

Loi 2 : $i_1 = i_2$

Autres phénomènes de réflexion :

Réflexion des sons : écho, échographie



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

35. Réfraction de la lumière

Expérience : Un faisceau laser vert est envoyé sur une cuve remplie d'eau liquide

Observations :

Le faisceau change de direction quand il passe de l'air à l'eau.

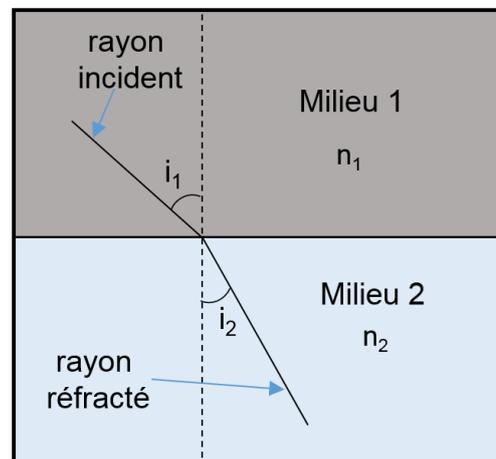
Lorsqu'on fait varier la direction du rayon dans l'air, la direction du rayon dans l'eau change également.

TP réfraction

Définitions :

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

Pour une radiation donnée, un milieu transparent homogène est caractérisé par son *indice de réfraction* noté n .



Propriété : $n = c/v$

c : célérité de la lumière dans le vide

($c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$)

v : vitesse de la lumière dans le milieu

Remarques : n est toujours supérieur à 1 car aucune vitesse ne peut excéder c : $n \geq 1$

$n_{\text{air}} = 1,00$ $n_{\text{eau}} = 1,33$...

Exercice : Calculer la vitesse de la lumière dans l'eau liquide.

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

Autres phénomènes de réfraction : Réfraction des sons : échographie

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

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

36. Dispersion de la lumière

Expérience 1: On reproduit l'expérience du point 27 avec :

- De la lumière blanche
- Un faisceau laser rouge
- Un faisceau laser vert

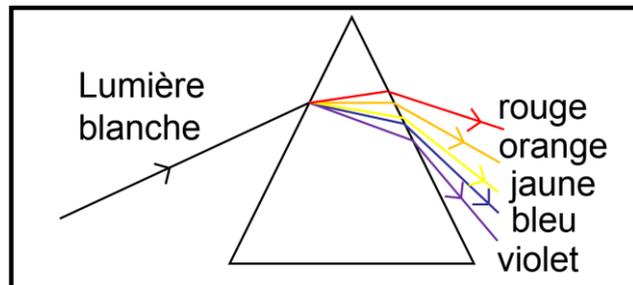
Observations :

La lumière est déviée.

Les faisceaux laser ne sont pas décomposés.

Le faisceau laser vert est davantage dévié que le faisceau laser rouge.

La lumière blanche est à la fois déviée et décomposée.



Interprétation :

Les radiations monochromatiques ne sont pas déviées du même angle.

L'angle incident est le même pour toutes les radiations contenues dans la lumière blanche.

D'après la seconde loi de Descartes à la réfraction :

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

Or $i_{2, \text{bleu}} \neq i_{2, \text{rouge}} \neq i_{2, \text{vert}}$

Par conséquent à l'intérieur du prisme : $n_{\text{bleu}} \neq n_{\text{rouge}} \neq n_{\text{vert}}$

Exercice : pour le verre du prisme, $n_{\text{rouge}} = 1,510$, $n_{\text{bleu}} = 1,520$
 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.

37. Autres propriétés

Comme toutes les ondes, la lumière :

Peut-être réfléchiée Peut-être réfractée Peut-être dispersée

Peut-être diffractée Peut réaliser des interférences

Est caractérisée par une longueur d'onde, une fréquence, et une vitesse de propagation.

4.3. Emission et absorption de la lumière

38. Emission de lumière par un corps « chaud »

Expérience : la lumière émise par un corps est envoyée sur un système dispersif qui la décompose en radiations monochromatiques.

Expérience d'une lampe à filament (projecteur de diapositive) reliée à un rhéostat afin de faire varier l'intensité et donc la température du filament. Associer cette lumière à un milieu dispersif (prisme ou réseau).

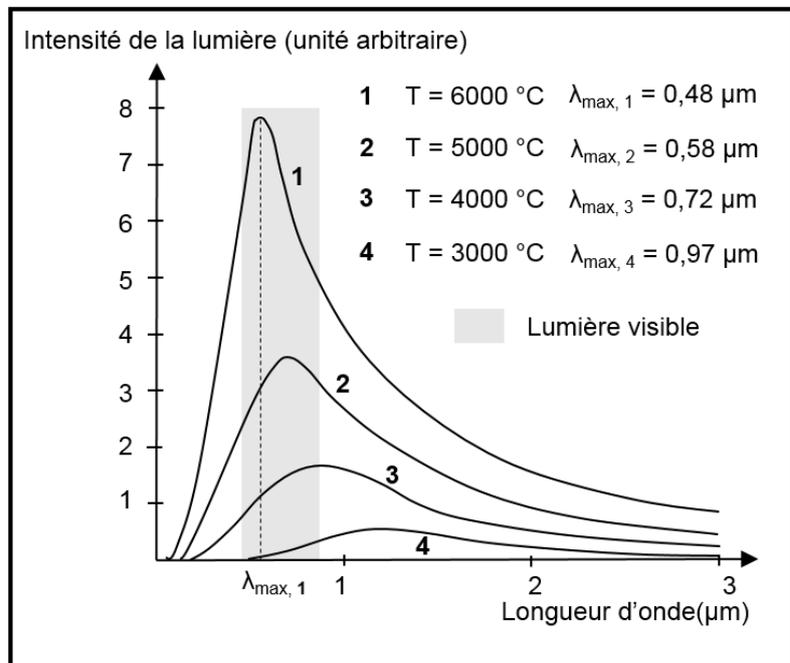
Observation :

Propriétés :

Tout corps chaud émet un *spectre continu* (sans interruption entre les longueurs d'ondes successives)

Plus la température du corps augmente, plus la lumière émise s'enrichit de radiations de petites longueurs d'onde.

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 »

Expériences de bureau et/ou simulations :

- Obtention de spectres continus (lumière blanche)
- Discontinu (solution colorée en filtrant la lumière blanche)
- De Raie (Lampe mercure)

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

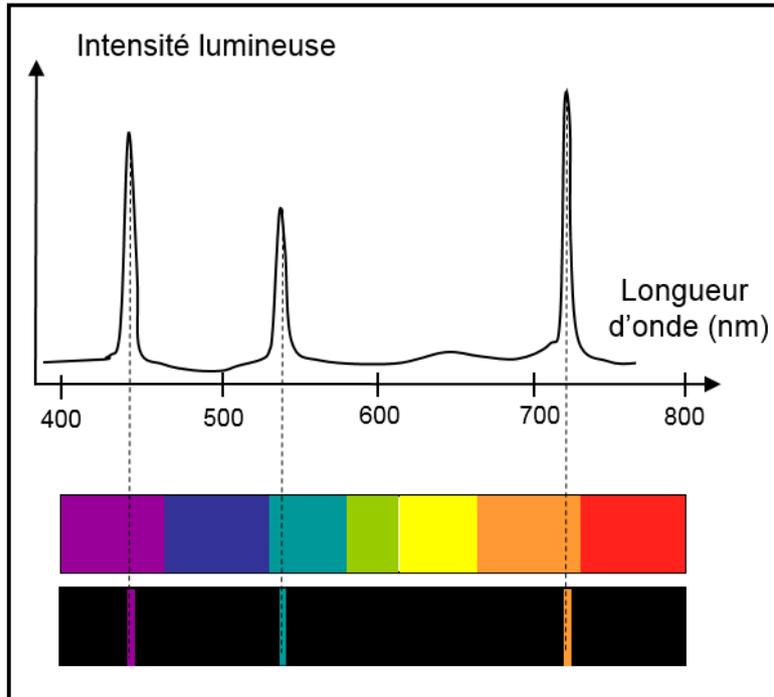
Expérience : Un gaz piégé dans une ampoule est soumis à une décharge électrique.

Le gaz ainsi excité émet une lumière qui est analysée à l'aide d'un système dispersif.

Propriétés :

Un gaz excité émet un nombre restreint de radiations : c'est un *spectre de raies d'émission*.

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



40. Absorption de lumière par un gaz

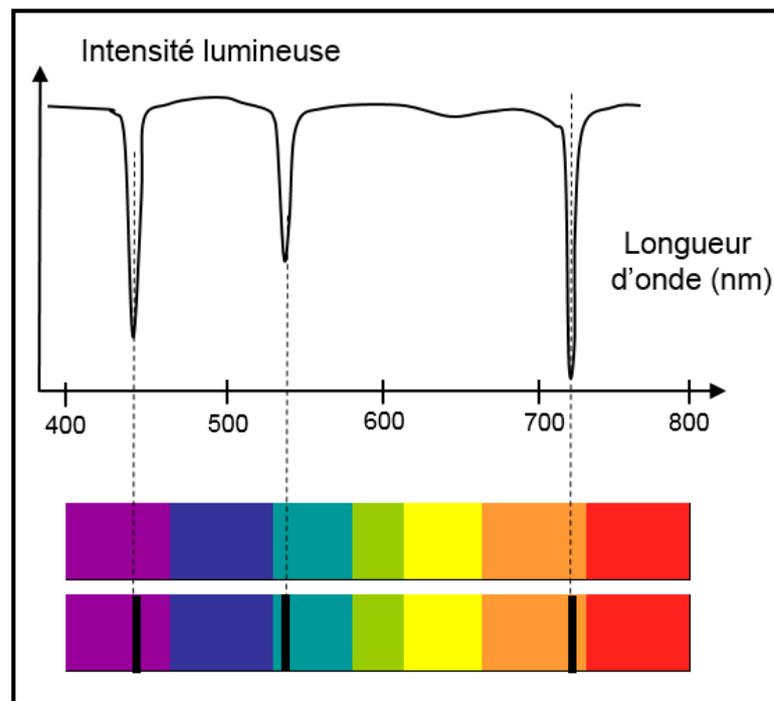
Expérience : Le même gaz piégé dans une ampoule est laissé au repos.

De la lumière blanche est envoyée à travers le gaz, et analysée à sa sortie par un système dispersif.

Propriétés :

Un gaz au repos absorbe un nombre restreint de radiations. La lumière qui en ressort constitue le *spectre de d'absorption* du gaz.

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



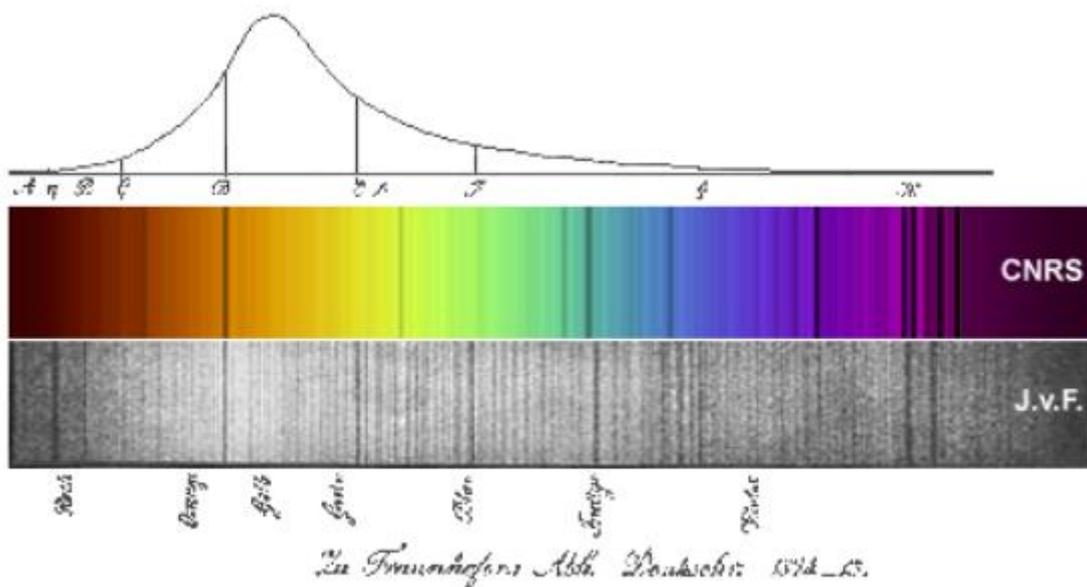
41. Application à l'astrophysique

Remarques : La couleur d'une étoile permet de déterminer sa température extérieure (cf. point 32).

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. 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, cf. III 3°) avant de nous parvenir.

Illustrations :

Spectre de Fraunhofer (1814)



Atmosphère des exo planètes

Vidéo « NASA-Alien Atmospheres »

Exercices manuel : 32, 33, 34, 39, 43, 47 p 280

5. LES LENTILLES CONVERGENTES

5.1. Présentation

42. Introduction

Expérience de cours : à l'aide d'un laser multifaisceaux et lentilles, étude de :

L'effet des lentilles convergentes (CV) et divergentes (DV)

La forme des lentilles

Convergentes (notées CV) : les bords sont plus fins que le centre.

Divergentes (notées DV) : les bords sont plus épais que le centre.

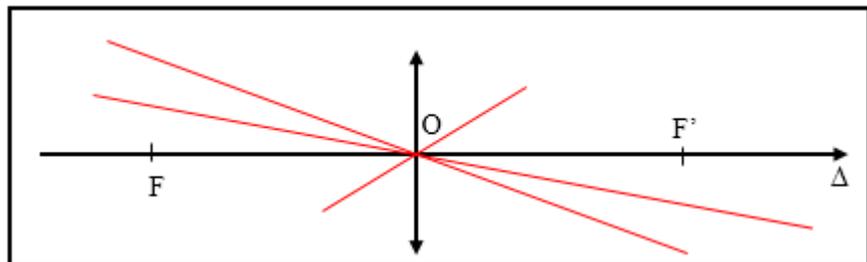
43. Propriété d'une lentille mince convergente

Expérience de cours

Etude de différents rayons à travers une lentille CV

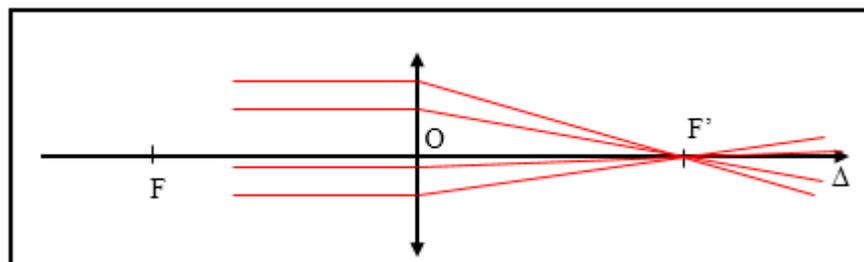
Propriétés, définitions, et schéma

Centre optique : Les rayons passant par le centre optique O ne sont pas déviés.

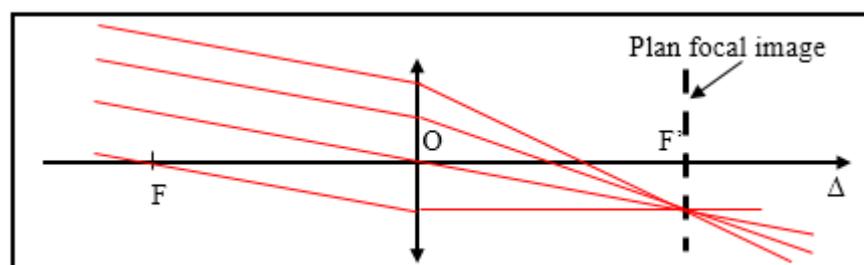


Axe optique Δ : L'axe qui passe par O et est perpendiculaire au plan de la lentille. Cet axe est orienté, en général vers la droite (cf. schéma).

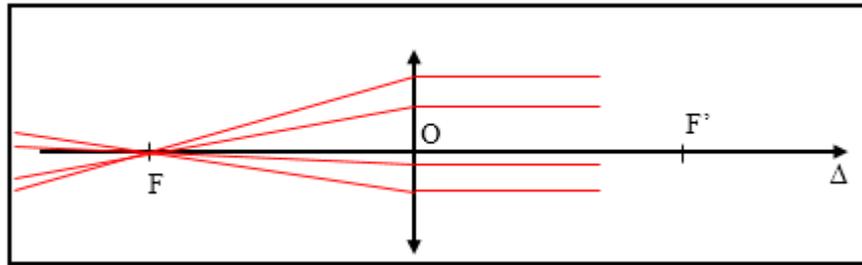
Foyer image F' : Les rayons parallèles à Δ convergent en un point appelé foyer image de la lentille (noté F')



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



Foyer objet F : Les rayons passant par F, un point appartenant à Δ ressortent parallèles à Δ .



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

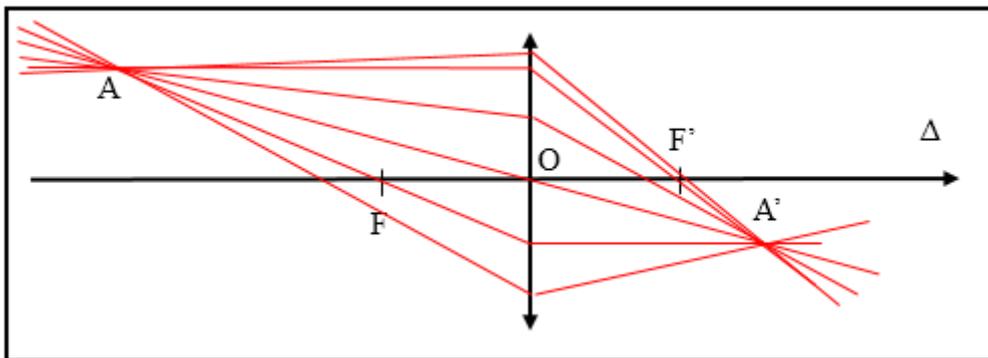
Distance focale : $f' = OF' > 0$ (unités : m)

Vergence : $c = 1/f'$ (unités : m^{-1} appelé aussi « dioptrie » noté δ)

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

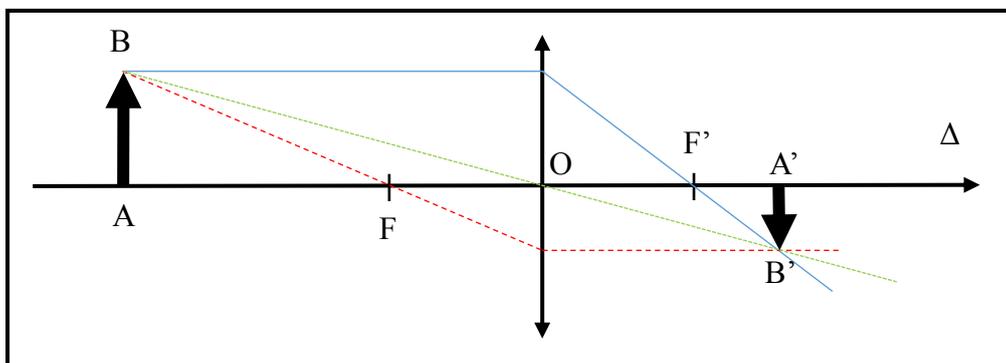
44. Unicité de l'image formée par une lentille convergente

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 un 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 à l'aide du tracé des rayons particuliers (celui passant par F, celui passant par O, et celui parallèle à Δ) de la manière suivante.



5.2. Construction d'une image réelle

45. Grandissement et formule de conjugaison

Définition : Le grandissement est défini par $\gamma = A'B'/AB$

Propriété 1 : $\gamma = OA'/OA$

Propriété 2 : La position OA' de l'image d'un objet situé à une distance OA du centre optique de la lentille peut être déterminée théoriquement à l'aide d'une formule dite « Formule de conjugaison d'une lentille mince convergente » :

$$1/OA' - 1/OA = 1/f'$$

Exercices manuel : 12 p 297

46. Construction schématique

TD

- 1- Sur papier millimétré (pris dans sa largeur): tracer Δ , 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 (question 4). Conclure.

47. Construction expérimentale

TP

Choses à faire :

Choisir une lentille de distance focale f' que l'on notera.

Vérifier expérimentalement la valeur de f (méthode du miroir : auto collimation)

Positionner un objet lumineux (AB) perpendiculaire à Δ , à droite de F (A appartenant à Δ)
Mesurer la valeur de AB .

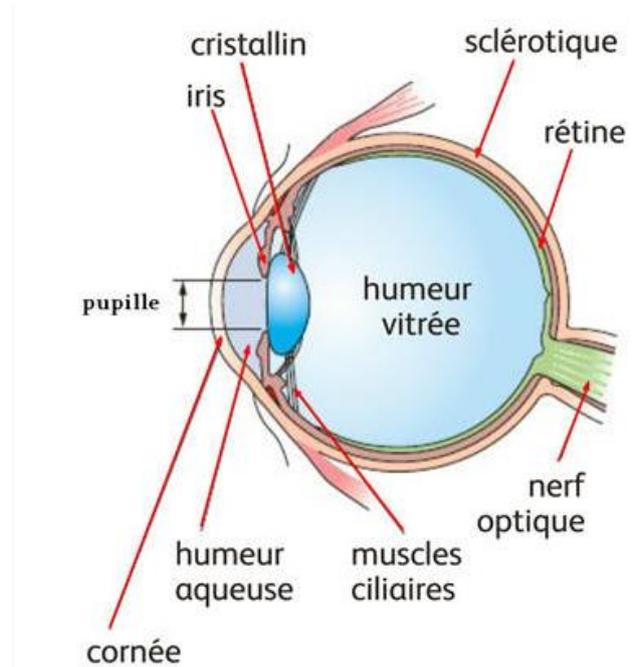
Positionner l'objet AB en quatre endroits différents sur le banc optique (attention à ne pas placer l'objet entre F et O) et à chaque fois, mesurer OA, OA' et $A'B'$,

CR :

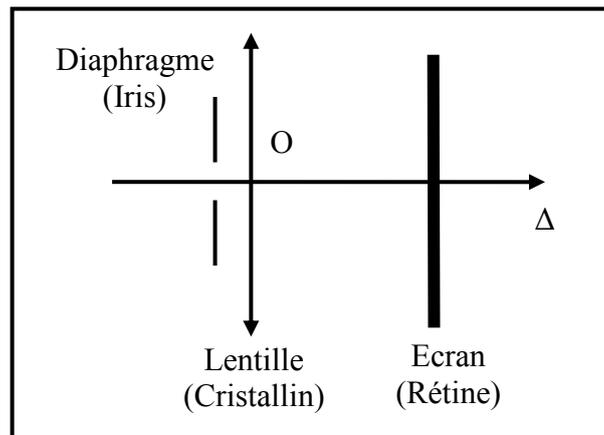
- 1- Faire un schéma de construction de l'image $A'B'$ d'un objet AB par une lentille convergente.
- 2- Noter la valeur de f' affichée sur la lentille puis déterminer expérimentalement sa valeur par auto collimation et la noter.
- 3- Mesurer puis noter la valeur de AB .
- 4- Présenter les mesures de $OA, OA', A'B'$, et les calculs de $A'B'/AB, OA'/OA, 1/OA$ et $1/OA'$ dans un 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 de la courbe !) déterminer si la formule de conjugaison ($1/OA' - 1/OA = 1/f'$) est vérifiée par vos mesures.
- 7- L'image $A'B'$ est-elle droite ou inversée ?

48. L'œil

Fonctionnement de l'œil : Les images formées sur la rétine sont inversées. Le cerveau interprète ces données en « inversant » l'image reçue.



49. Le modèle réduit de l'œil



Exercices manuel : 17 p 298

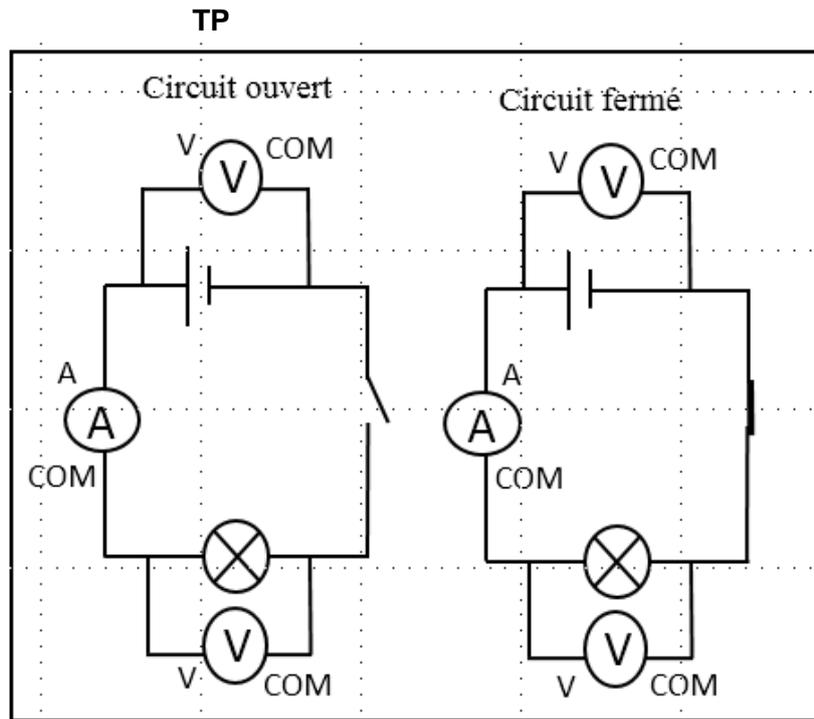
6. Les circuits électriques

6.1. Présentation

50. Mesures

Construire le circuit suivant :

Pile 4,5 V
 Ampoule (3,5 V ; 200 mA)
 Les voltmètres sont sur 20V
 L'ampèremètre sur 200 mA



Noter les mesures

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

Inverser les pôles V et COM des voltmètres et A et COM de l'ampèremètre et refaire les mesures

Branchements inversés	Circuit ouvert	Circuit fermé
Ampèremètre (A)		
Voltmètre pile (V)		
Voltmètre ampoule (V)		
Ampoule allumée ou éteinte ?		

51. Courant électrique et tension électrique

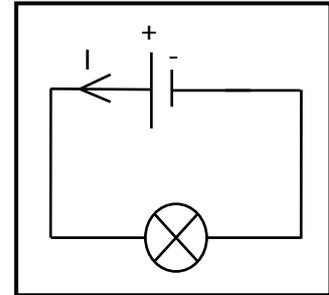
Définitions : L'ampèremètre mesure le courant électrique I (unité AMPERE : A) qui circule dans un fil électrique. Il se branche en série (le courant I entre par la borne A et ressort par la borne COM de l'ampèremètre).

Le voltmètre mesure la tension électrique U (unité VOLT : V) aux bornes d'un dipôle électrique. Il se branche en parallèle.

Propriétés :

U et I peuvent être positifs ou négatifs

Une pile possède un pôle positif (+) et un pôle négatif (-). Dans un circuit fermé, un courant électrique I positif circule de son pôle (+) vers son pôle (-).



Un dipôle électrique aux bornes duquel on mesure une tension électrique U , et à travers lequel circule un courant électrique I , pendant une durée Δt , consomme (ou délivre) une énergie E égale à

$$E = U \cdot I \cdot \Delta t \quad (\text{unités : J, V, A, et s})$$

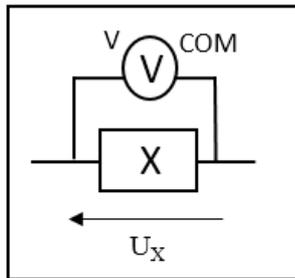
52. Flèches de tension

Le signe de la tension électrique mesurée par un voltmètre dépend du sens de branchement.

Aux bornes d'une pile par exemple, le voltmètre affiche une valeur :

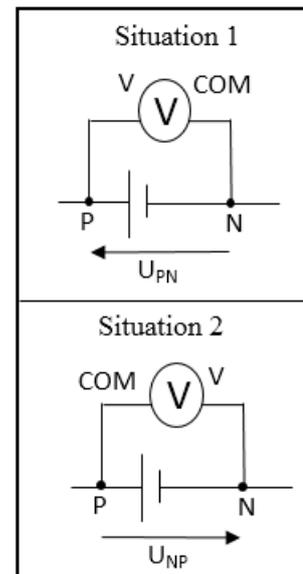
Positive (situation 1)

Négative (situation 2)



La tension électrique mesurée par le voltmètre est représentée sur un schéma par une flèche allant de COM vers V.

Propriété : $U_{AB} = - U_{BA}$



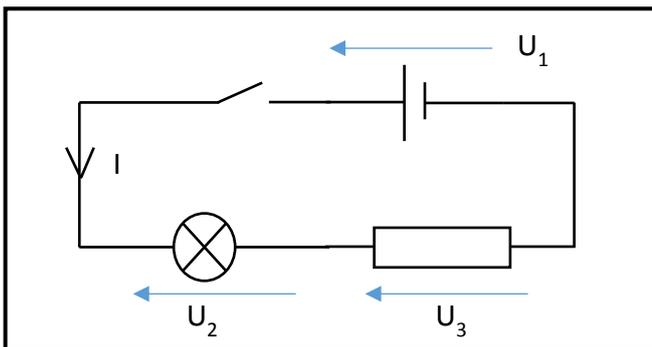
6.2. Lois

53. Loi des mailles

TP

Construire le circuit suivant.
 Pile 4,5 V
 Ampoule (3,5 V ; 200 mA)
 Résistance (22 Ω)

	Circuit ouvert	Circuit fermé
I (A)		
U ₁ (V)		
U ₂ (V)		
U ₃ (V)		



Mesurer I, U₁, U₂, U₃
 Lorsque le circuit est ouvert
 Lorsque le circuit est fermé

Loi des mailles

Au sein d'une **boucle** (maille) d'un circuit électrique **fermé** :

$$U_{\text{générateur}} = \sum U_{\text{récepteurs}}$$

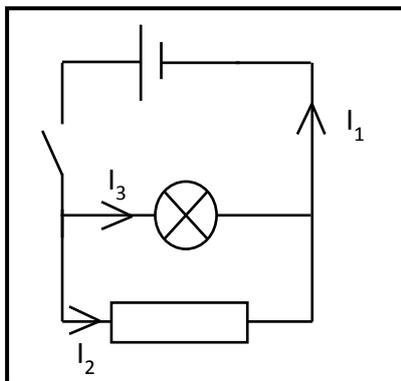
OU $\sum \text{Flèches de tensions} = 0$

54. Loi des nœuds

TP

Construire le circuit suivant.
 Pile 4,5 V
 Ampoule (3,5 V ; 200 mA)
 Résistance (22 Ω)

	Circuit fermé
I ₁ (A)	
I ₂ (A)	
I ₃ (A)	



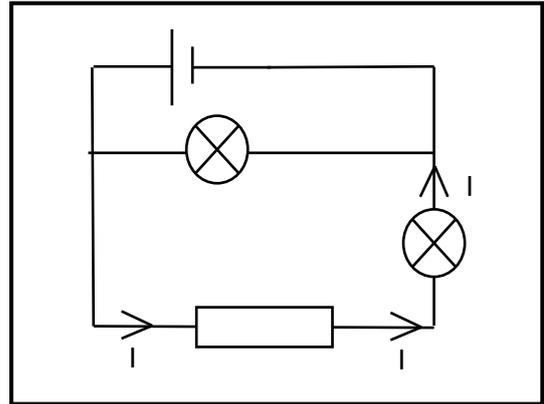
Lorsque le circuit est fermé, mesurer I₁, I₂, I₃

Loi des nœuds

A une jonction d'un circuit électrique, les courants électriques vérifient :

$$\sum I_{\text{entrant}} = \sum I_{\text{sortant}}$$

Remarque : Le courant circulant dans une branche située entre deux jonctions a la même valeur dans l'ensemble de la boucle.



55. Conventions et vocabulaire

Vocabulaire :

Une « jonction » correspond au point de connexion d'au moins trois fils électriques.

Des dipôles branchés dans une même branche sont dits associés « en série ».

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

Propriétés :

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.

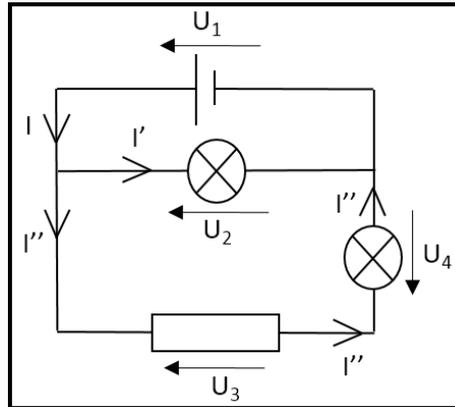
Convention récepteur et générateur

Dans un circuit, les tensions que l'on étudie sont celle qui :

Vont dans le même sens que la flèche de I pour un générateur.

Vont dans le sens opposé de la flèche de I pour un récepteur.

56. Tableau récapitulatif



LOIS	Illustration
<p><u>Loi des mailles :</u> Au sein d'une boucle (maille) d'un circuit électrique fermé :</p> $\sum U_{\text{générateur}} = \sum U_{\text{récepteurs}}$ <p>OU $\sum \text{Flèches de tensions} = 0$</p>	$U_1 = U_2$ $U_2 - U_3 - U_4 = 0$
<p><u>Loi des nœuds :</u> A une jonction d'un circuit électrique, les courants électriques vérifient : $\sum I_{\text{entrant}} = \sum I_{\text{sortant}}$</p>	$I = I' + I''$

PROPRIETES	Illustration
<p>Le courant circulant dans une branche située entre deux jonctions a la même valeur dans l'ensemble de la boucle.</p>	I'' dans la branche du bas
<p><u>Pour un générateur (pile, etc...) :</u> U (aux bornes d'un dipôle) et I (traversant ce dipôle) ont le même signe quand les flèches de U et de I ont le même sens.</p>	U_1 et I ont le même signe (ici le signe est > 0)
<p><u>Pour un récepteur (lampe, résistor, moteur, etc...) :</u> U (aux bornes d'un dipôle) et I (traversant ce dipôle) ont le même signe quand les flèches de U et de I ont des sens opposés.</p>	U_2 et I' ont le même signe. U_3 et I'' ont le même signe, etc...

CONVENTION	Illustration
<p><u>Convention générateur :</u> Dans un circuit, les tensions que l'on étudie sont celles qui vont dans le même sens que la flèche du courant pour un générateur.</p>	Flèches de U_1 et I
<p><u>Convention récepteur :</u> Dans un circuit, les tensions que l'on étudie sont celles qui vont dans le sens opposé de la flèche du courant pour un récepteur.</p>	Flèches de U_2 et I' . Flèches de U_3 et I'' , etc...

Exercices du manuel : 13, 14, 16 à 21 p320

6.3. Caractéristiques courant-tension

57. Définition

La caractéristique 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.

58. Caractéristique d'une ampoule

TP

Associer en série :

Générateur 6V continu
Ampoule (6 V ; 200 mA)
Résistance variable
Interrupteur

Manipulation :

- a- Fermer le circuit et mesurer :
La tension U aux bornes de l'ampoule
L'intensité I du courant électrique
- b- Tourner le curseur de la résistance variable et refaire l'étape a
- c- Refaire l'étape b (on veut au moins 6 mesures de U et I)

Traitement des données :

Tracer la courbe $U = f(I)$ sur Excel Cette courbe s'appelle la caractéristique courant tension de l'ampoule.

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

Reprendre le circuit du point **49** en remplaçant l'ampoule par un résistor de résistance 22Ω

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 R en Ω (i.e. $V.A^{-1}$)

Propriétés :

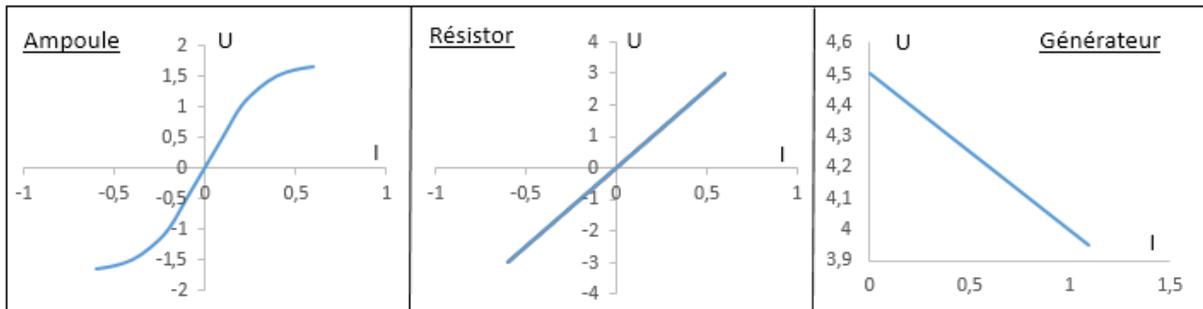
Une LDR est un résistor dont la valeur de la résistance dépend de l'intensité lumineuse de la lumière qui l'éclaire (on peut l'utiliser comme capteur d'intensité lumineuse).

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

60. Caractéristique d'un générateur

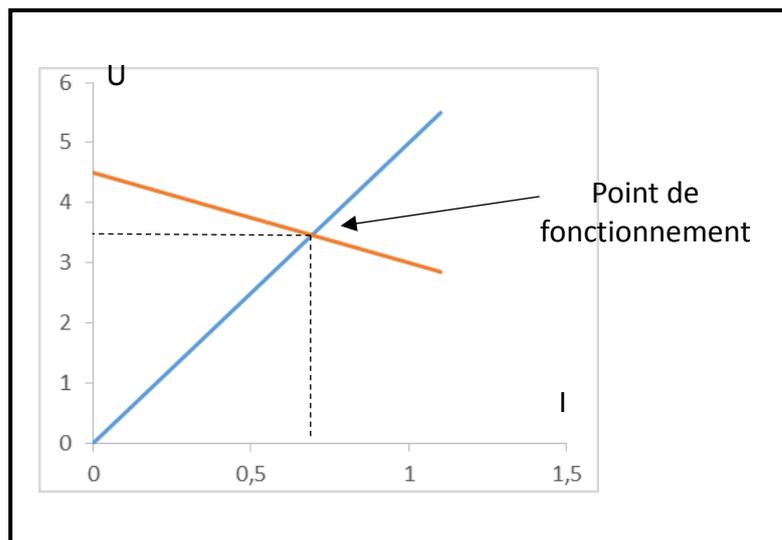
Reprendre le circuit du point 50 et faire les mêmes mesures sauf que cette fois, on mesure la valeur de la tension aux bornes du générateur.

61. Bilan



62. Point de fonctionnement d'un circuit

Un récepteur est associé à un générateur et un interrupteur. Lorsqu'on ferme le circuit, le courant I et la tension U aux bornes du récepteur sont déterminés par l'intersection entre les caractéristiques 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.

TP (possibles)

LDR Détermination de $R = f(\text{intensité lumineuse})$
Thermistance Détermination de $R = f(T)$
Utilisation des courbes pour servir de capteur d'intensité lumineuse ou de température.

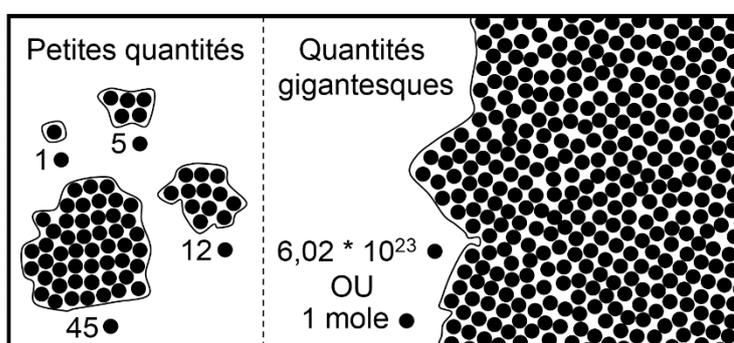
7. DESCRIPTION DE LA MATIÈRE

7.1. La mole

63. Introduction

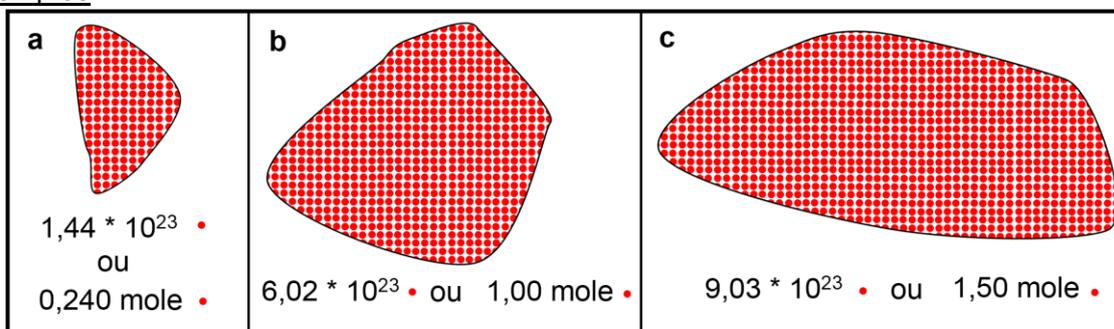
Tout corps macroscopique (échelle humaine), un grain de riz, un caillou, une fleur, contient des milliards de milliards d'atomes, d'ions ou de molécules.

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 $6,02 \cdot 10^{23}$ particules.



Au lieu de dire « ce morceau de charbon contient $6,02 \cdot 10^{23}$ 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

64. 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 $6,02 \cdot 10^{23}$ espèces 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 : $N = 1,44 \cdot 10^{23}$ particules ou $n = 0,240$ mol
 Exemple b : $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ particules ou $n = 1,00$ mol
 Exemple c : $N = 9,03 \cdot 10^{23}$ particules ou $n = 1,50$ mol

Définition du Nombre d'Avogadro (N_A) :

La quantité $6,02 \cdot 10^{23}$ 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 $6,02 \cdot 10^{23}$ « par mole ».

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

(Pour information : $6,02 \cdot 10^{23}$ correspond au nombre d'atomes présents dans exactement 12 grammes de l'isotope $^{12}_6\text{C}$ du carbone)

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

Bilan : $N = n \cdot N_A$ (1)

N : nombre de particule

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.

65. 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 sont des noyaux qui possèdent le même nombre de protons mais pas le même nombre de neutrons. Par exemple, $^{14}_6\text{C}$, $^{12}_6\text{C}$ et $^{13}_6\text{C}$ 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 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), 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 $^{12}_6\text{C}$, et 1,07 % des isotopes $^{13}_6\text{C}$ (les autres isotopes sont présents en quantité extrêmement faible).

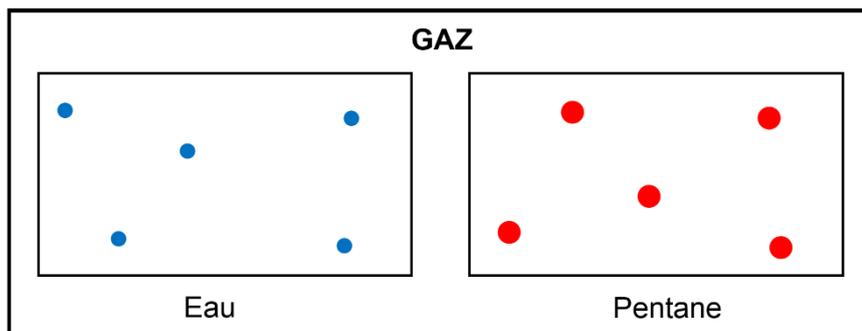
Dans n'importe quel échantillon contenant du chlore, 75,76 % des noyaux sont des isotopes $^{35}_{17}\text{Cl}$, et 24,24 % des isotopes $^{37}_{17}\text{Cl}$ (les autres isotopes sont présents en quantité extrêmement faible).

Exercice :

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

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

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 : $L \cdot mol^{-1}$
Le volume molaire dépend de la température et de la pression :
à $P = 1,013 \cdot 10^5$ Pa, et $T = 20^\circ C$, $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$.

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

Bilan : $V = n \cdot V_m$ (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 atmosphériques.
- 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 :
 $6,8 \cdot 10^{-2}$ 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)
 $5,9 \cdot 10^{-1}$ mol de H_2 (qui est un gaz)

Masses molaires atomiques

	H	C	N	O	Na	Cl	Fe	Cu
M ($g \cdot mol^{-1}$)	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) : $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$

7.2. Corps purs et mélanges

69. **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.

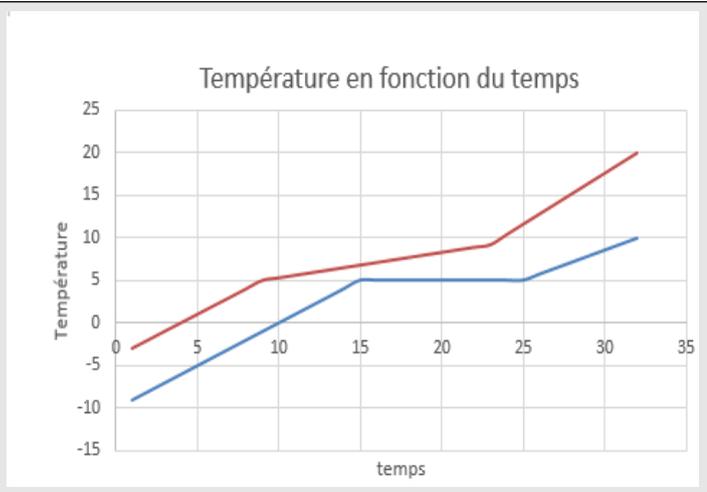
70. **Température de changement d'état d'un corps pur**

Propriété : à une pression donnée, le changement d'état d'un corps pur se fait à température constante, appelée température de changement d'état. 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

71. 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 :

$$\rho_x = m_x/V_x \quad (5)$$

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 : $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ 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	7,9
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 : $d_x = \rho_x/\rho_{\text{EAU LIQUIDE}}$

Gazeux X, est définie par : $d_x = \rho_x/\rho_{\text{AIR}}$

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 : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)

2°/ Calculer la masse volumique de CO_2 (qui est un gaz)

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

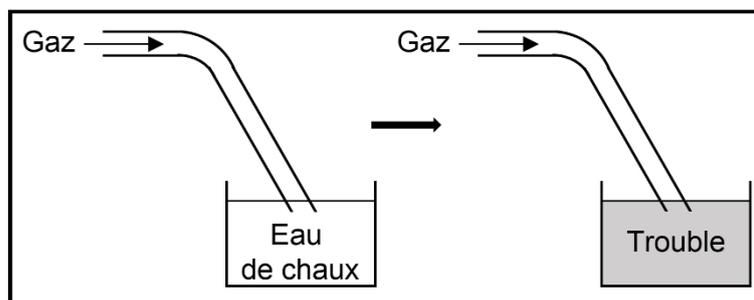
	Eau liquide	Fer solide	Éthanol liquide
ρ (kg.L^{-1})	1,00	7,86	0,79

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

72. 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 .



Quelques exemples :

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

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).

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

73. 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).

74. Concentration molaire et massique

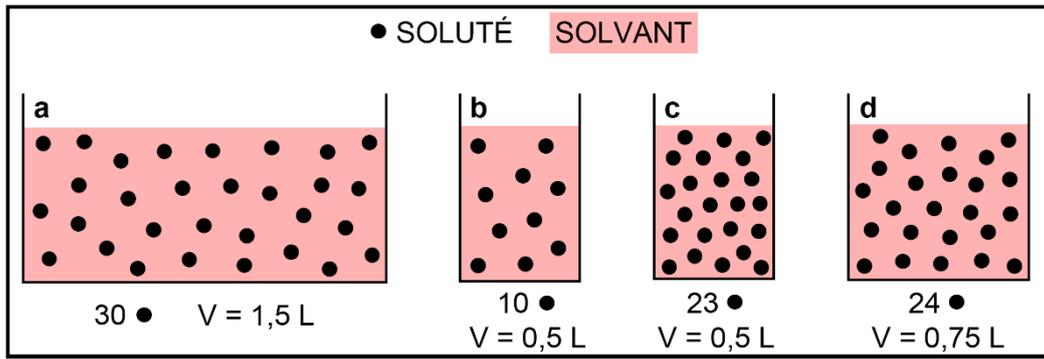
Définition de la concentration molaire :

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.

Unités : mol.L^{-1}

Le schéma ci-dessous illustre la notion de concentration. Les solutions **a** et **b** n'ont ni le même volume ni la même quantité de soluté mais ont la même concentration en soluté. Les solutions **b** et **c** ont même volume la concentration en soluté de la solution **c** est supérieure à celle de **b**. Enfin, la solution d a une concentration en soluté intermédiaire entre celles de la solution **a** et celle de la solution **c**.



Remarque : 1 litre de solution contient $n_{\text{soluté}} = 1 * C$
 2 litres de solution contient $n_{\text{soluté}} = 2 * C$
 V_{solution} litre de solution contient $n_{\text{soluté}} = V_{\text{solution}} * C$

Bilan : $C = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$ (6)
 $n_{\text{soluté}}$: nombre de mole de soluté (mol)
 V_{solution} : volume de la solution (L)
 C : concentration molaire en soluté (mol.L⁻¹)

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.
 Unités : g.mol⁻¹

$C_m = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$ (7)
 $m_{\text{soluté}}$: nombre de mole de soluté (g)
 V_{solution} : volume de la solution (L)
 C_m : concentration massique en soluté (g.L⁻¹)

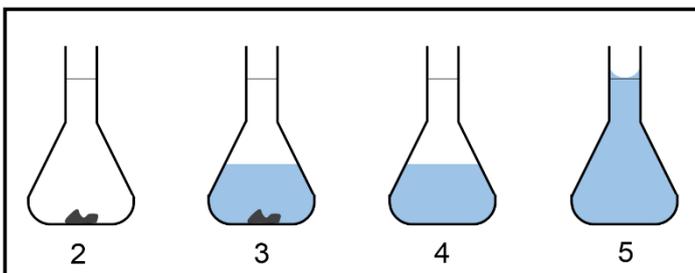
Exercice : Une solution de volume $V_{\text{solution}} = 200,0$ mL est fabriquée en dissolvant $m = 2,50$ g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans de l'eau.
 1°/ Calculer la concentration massique en glucose de la solution.
 2°/ Calculer la concentration molaire en glucose de la solution.
 3°/ Etablir une 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.

75. 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 $V_{\text{solution}} = 200,0$ 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).

76. Solubilité

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

Exemple :

Solvant	Eau liquide (à 20°C)	Méthanol (à 25°C)	Ethanol (à 25°C)
Solubilité NaCl (g.L ⁻¹)	358	14	0,65

Exercice : Une solution de volume $V_{\text{solution}} = 50$ mL est fabriquée dans un bécher en dissolvant $m = 22$ g de sel (NaCl) dans de l'eau à 20°C. Reste-t-il des cristaux de sel au fond du bécher ? Si oui, quelle est la masse de ces cristaux ?

77. Dilution

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

1°/ Déterminer l'expression littérale (formule) permettant de calculer le nombre de mole 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 $V_1 = 0,60 \text{ L}$

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)

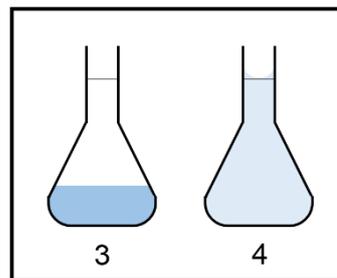
Définitions : La solution de départ est appelée solution mère (concentration C_0 , volume V_0)
La solution diluée est appelée solution fille (concentration C_1 , volume V_1)
Le facteur de dilution vaut par définition C_0/C_1 (ou V_1/V_0)

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

1°/ Calculer le facteur de dilution.

2°/ Donner la verrerie utilisée pour réaliser cette dilution (nom et volume).

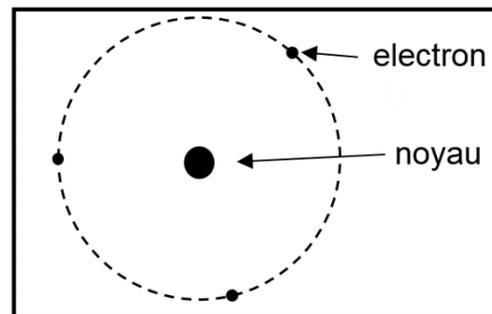
8. DE L'ATOME À LA MOLÉCULE

8.1. Structure de l'atome

79. 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.

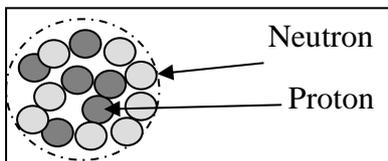


Vidéo Rutherford

https://www.youtube.com/watch?v=5pZj0u_XMbc

80. Le noyau atomique

Le noyau est constitué de deux types de nucléons : les protons et les neutrons.



	Masse (kg)	Charge électrique (C)
Proton	$m_p = 1,673 \times 10^{-27}$	$e = 1,6 \times 10^{-19}$
Neutron	$m_n = 1,675 \times 10^{-27}$	0

81. Les électrons

Un électron est environ 2×10^3 fois plus léger qu'un nucléon : $m_e = 9,1 \times 10^{-31}$ kg.
Un électron est chargé négativement : $q = -e = -1,6 \times 10^{-19}$ C.

82. Représentation du noyau atomique

Un noyau est constitué de : A nucléons (A : nombre de masse)
Z protons (Z : nombre de charge / numéro atomique)
A - Z neutrons

Symbole d'un noyau atomique: A_ZX

Exercice : Déterminer la composition des atomes (nombre d'électrons, de neutrons et de protons) dont les noyaux sont représentés par : ${}^{12}_6C$ ${}^{19}_9F$ 1_1H

83. Charge et masse de l'atome

Propriété : un atome est électriquement neutre : sa charge électrique est nulle. Il possède autant d'électrons que de protons.

Exercice : Soit un atome dont le noyau a pour symbole A_ZX . Montrer que la masse approchée de l'atome peut être calculée par $M_{\text{atome}} \cong A \times m_p$.
Comparer la masse d'un atome à celle de son noyau.

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

8.2. Structure électronique de l'atome

84. Orbitale atomique

Les électrons ne sont pas répartis au hasard autour du noyau mais sont disposés en des lieux particuliers appelés orbitales atomiques (OA). Ces OA ont des noms, des formes, des tailles particulières (cf. point 88). Elles sont regroupées selon des couches et des sous-couches :

Nom des sous-couches : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, etc...

Regroupement en couches :

Couche 1 : 1s

Couche 2 : 2s et 2p

Couche 3 : 3s, 3p, et 3d

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

85. Règle de remplissage

Remarques : Un atome est d'autant plus stable que ses électrons sont proches du noyau. Ils se mettent donc en priorité dans l'OA la plus proche du noyau.

Lorsque celle-ci est pleine, les autres électrons remplissent la seconde OA la plus proche du noyau, et ainsi de suite.

Règle : L'ordre de remplissage des sous-couches est : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, etc...

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

La dernière couche 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 entre les atomes.

Exemple : Un atome de Carbone possède 6 électrons :

Les 2 premiers vont dans 1s

Les 2 suivants vont dans 2s

Les 2 derniers vont dans 2p

Configuration électronique de l'atome de Carbone : $1s^2 2s^2 2p^2$

Couche de valence : couche 2 (car 2p est seulement partiellement remplie).

Nombre d'électrons dans 2s : 2

Nombre d'électrons dans 2p : 2

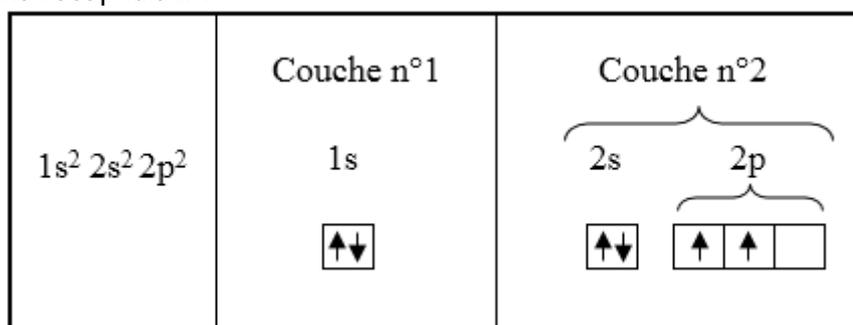
Nombre d'électrons de valence : 4

Remarque : 1s et 2s sont totalement remplies.

2p n'est que partiellement remplie.

3s, 3p, etc... sont vides.

Schéma récapitulatif :



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.

86. Élément chimique

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).

87. 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

4 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.

Lecture de la classification : La configuration électronique des ATOMES d'un élément se lit facilement sur la classification périodique :

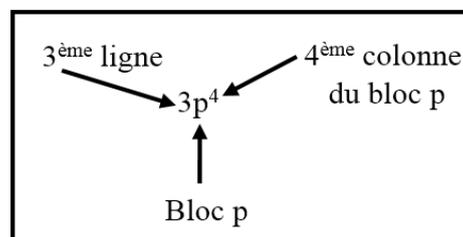
Le numéro de la ligne correspond à la couche de valence.

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

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

Bloc s
 Bloc d
 Bloc p

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



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 du tableau correspond à une *famille chimique* : Elle regroupe des éléments dont les atomes ont des propriétés chimiques communes.

<i>ALCALINS</i>										<i>GAZ NOBLES</i>											
H											HALOGÈNES										He
Li	Be	<u>MÉTAUX DE TRANSITION</u>										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				

Exercices du manuel : 18, 22, 23 p 86

88. Complément théorique (facultatif)

Remarque : la théorie qui permet d'aboutir à la structure des orbitales atomiques (OA) s'appelle la mécanique quantique. Son étude complète est totalement hors programme au lycée. Toutefois on peut en dire les quelques choses suivantes :

Une orbitale atomique (OA) représente le lieu où se positionnent les électrons (ou plutôt leur « probabilité de présence ») autour du noyau.

Chaque OA est centrée autour du noyau.

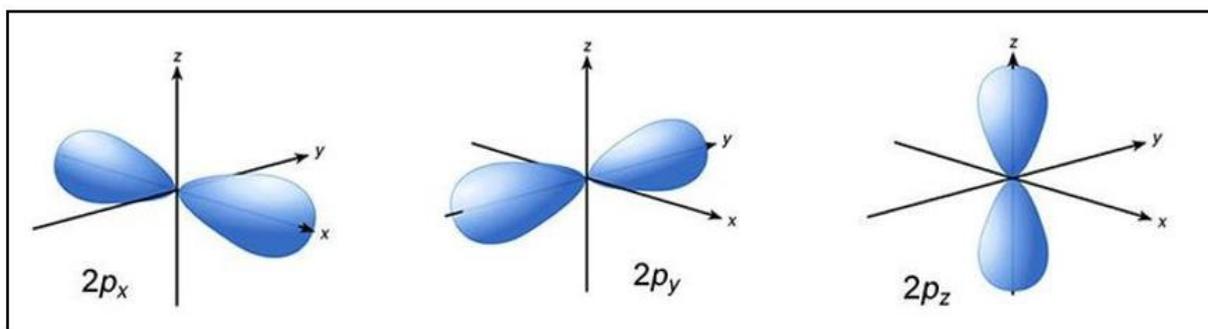
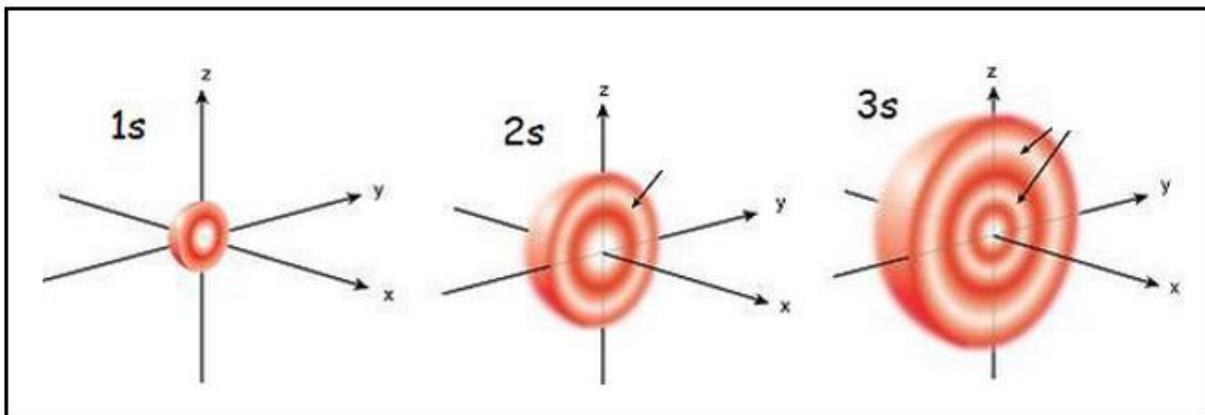
Les OA ont des tailles et des formes différentes :

Les OA 1s, 2s, 3s, etc... sont toutes sphériques.

1s est globalement plus proche du noyau que 2s, qui est globalement plus proche du noyau que 3s, etc...

Les orbitales 2p, 3p, etc... ont une forme de sablier.

Etc...



8.3. Ions et molécules

89. Stabilité des éléments

Propriété : 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.

Structure électronique des gaz noble Hélium, Néon, et Argon	
He	$1s^2$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Les atomes des autres éléments chimiques ne sont pas stables.

Illustration :

He, Ne et Ar sont des gaz monoatomiques à température et pression ordinaire.

O existe dans H_2O ou CO_2 , mais on ne rencontre jamais d'atome O seul.

H existe dans H_2 , H_2O , H^+ , mais on ne rencontre jamais d'atome H seul.

Conséquence : 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. Ce faisant, ils forment des ions monoatomiques ou bien se lient à d'autres atomes au sein de molécules.

90. Ions monoatomiques

Exercice :

- 1°/ Déterminer la structure électronique des ATOMES Na, K, Ca, Mg, Cl et F.
- 2°/ Combien faut-il leur enlever ou rajouter d'électrons afin 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 que ces atomes forment.
- 4°/ Faire la même chose pour l'ATOME H.
Sachant que le seul ion monoatomique stable formé par H est H^+ , que peut-on en conclure ?

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.

91. Molécules

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

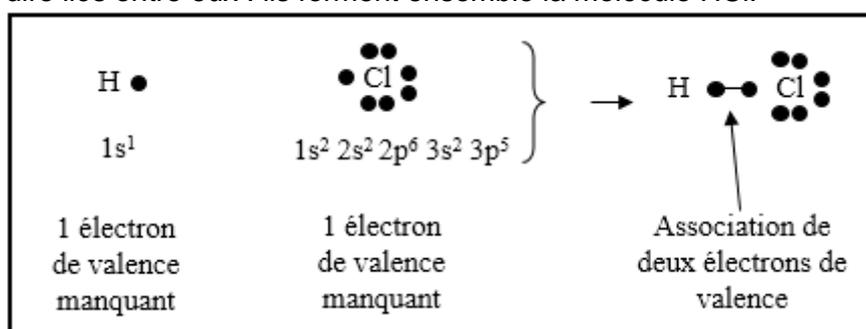
Conséquence 2 : afin d'adopter la configuration électronique du gaz noble le plus proche, les atomes peuvent gagner des électrons en partageant des électrons de valence avec d'autres atomes: ils sont alors liés avec d'autres atomes, avec lesquels ils forment des molécules.

Illustration : Seuls les électrons de valence sont représentés. Il en manque un à H et un à Cl.

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

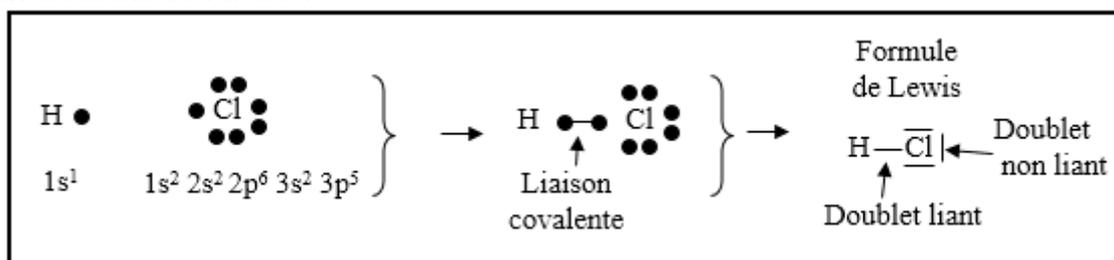
Cl partage un électron de valence avec H. Ainsi, H a gagné l'électron de valence qui lui manquait pour posséder la même configuration électronique de He.

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



92. Liaison covalente et formule de Lewis

Définition : Une *liaison covalente* simple est la mise en commun par deux atomes de deux électrons de valence.



Vocabulaire : Une liaison covalente simple est aussi appelé *doublet liant* d'électrons.

Deux électrons externes qui ne forment pas de liaisons se regroupent en un *doublet non liant* d'électrons.

Le schéma d'une molécule faisant figurer les atomes et les doublets électroniques s'appelle *formule de Lewis*.

Remarque : Le partage de 2 électrons de valence donne une liaison covalente *simple*.

Le partage de 4 électrons de valence donne une liaison covalente *double*.

Le partage de 6 électrons de valence donne une liaison covalente *triple*.

Exercice 2 : Représenter la structure de Lewis des molécules N_2 , H_2O et CO_2 .

Conséquences :

Atome	Structure électronique	Nombre de liaisons covalentes	Nombre de doublets non liants	Exemples
H	1s ¹	1	0	H ₂ CH ₄
C	1s ² 2s ² 2p ²	4	0	CO ₂ CH ₄
N	1s ² 2s ² 2p ³	3	1	NH ₃ N ₂
O	1s ² 2s ² 2p ⁴	2	2	O ₂ H ₂ O
Cl	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	1	3	Cl ₂ HCl

Exercices du manuel : 30, 33, 50p 87

93. Energie de liaison

Remarques : La formation d'une liaison covalente permet de stabiliser des 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).

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

Définition : L'énergie 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 :



Exercices du manuel : 37, 51 p 88

Liaisons	Energie molaire (kJ.mol ⁻¹)
C - C	350
C = C	614
C - H	423
O - H	464
O = O	497
C = O	745
C - O	335

8.4. Du microscopique au macroscopique

94. Espèce chimique

Une espèce chimique est corps pur : elle contient donc un très grand nombre d'entités identiques.

On distingue plusieurs grands types d'espèces chimiques dont :

Les espèces moléculaires :

Eau :	composée de molécules H_2O
Dioxyde de carbone :	composé de molécules CO_2
Ethanol :	composé de molécules C_2H_6O
Etc...	

Les espèces ioniques :

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

95. 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 : Déterminer tous 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.

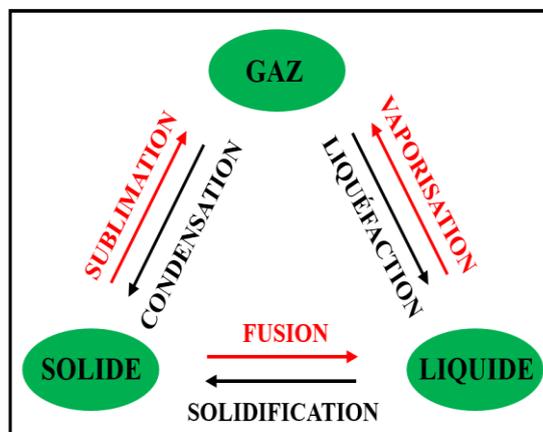
9. TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

9.1. Changement d'état physique

96. 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 : $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}_{(l)}$

Sublimation : $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

97. Description des états

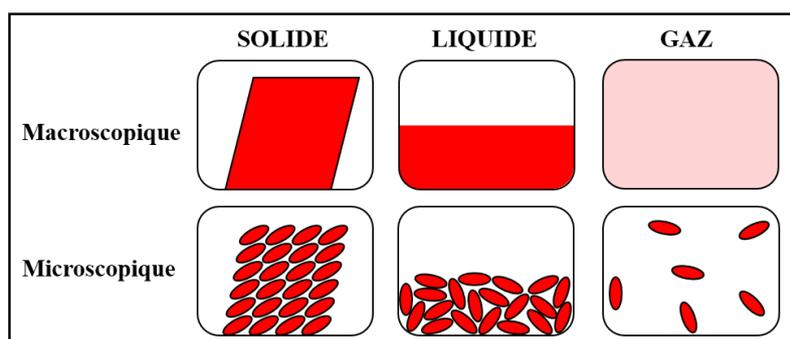
Remarques : Un changement d'état est une transformation physique, ce qui signifie que la nature de la matière ne change pas :

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

98. 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*.

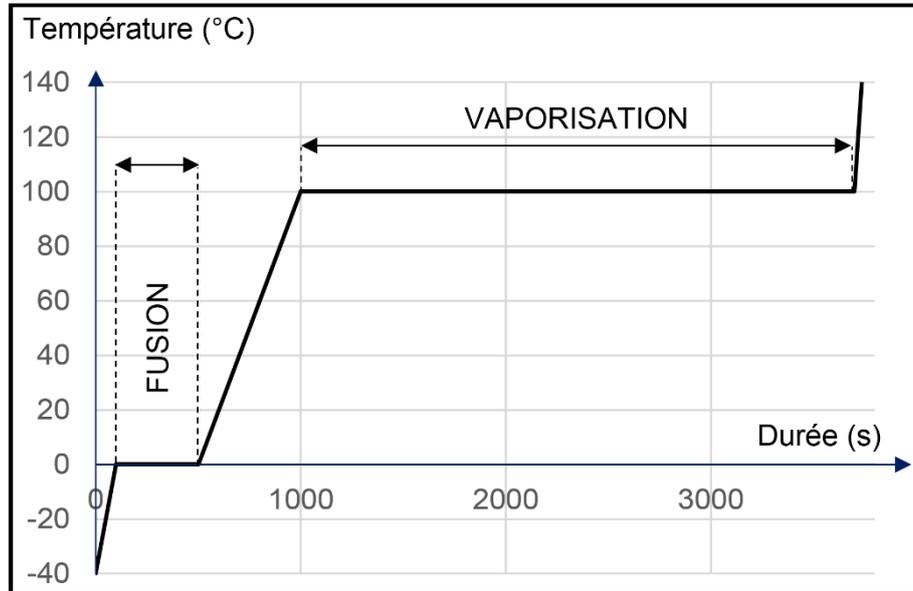
A l'inverse, lors de la solidification, de la liquéfaction, et de la condensation une matière libère de l'énergie à l'extérieur. Ces trois changements d'état sont qualifiés *d'exothermiques*.

Exercices du manuel :	19, 26, 28 p 120
------------------------------	------------------

99. 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 : 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, la condensation (gaz vers solide), la liquéfaction (gaz vers liquide) ou une condensation (liquide vers solide) d'un corps libère de l'énergie.

Propriété : La quantité d'énergie qu'il faut fournir pour passer d'un état d'un corps pur à un autre 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 ($J.kg^{-1}$)	$2,58 * 10^6$	/	$8,55 * 10^5$

Exercice 1 : 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 2 : Expliquer en quoi la fusion et la dissolution sont deux processus différents. Illustrer ces deux processus par des exemples de la vie courante.

Exercice du manuel : 42 p 124

9.2. Transformation chimique

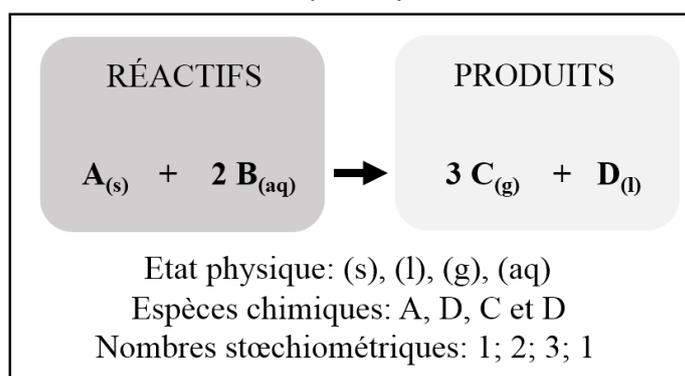
100. Présentation

Exercice : On fait brûler 1,0 mole de charbon (C) dans 1,0 mole de dioxygène (O₂) ?
 1°/ Quel(s) produit(s) obtient-on ?
 2°/ Combien de mole du (des) produit(s) forme-t-on ?
 3°/ Combien de mole des réactifs reste-t-il ?

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

101. 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 *nombre stœchiométriques* sont les coefficients affectés aux espèces chimiques dans une équation bilan.

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

102. 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 :



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 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.

103. Action des acides

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

Exemples : Acide chlorhydrique : HCl ou $(\text{H}^+_{(aq)}, \text{Cl}^-_{(aq)})$
Acide sulfurique : H_2SO_4 ou $(2\text{H}^+_{(aq)}, \text{SO}_4^{2-}_{(aq)})$

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 ($\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$).

Remarque : Certaines espèces chimiques sont présentes dans le milieu réactionnel sans toutefois participer à la réaction. Ces espèces sont qualifiées de spectatrices. Elles n'apparaissent pas dans l'équation bilan.

Exercice 1 : Ecrire l'équation bilan de la réaction de chlorhydrique réagit avec le Fer. 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.

104. Aspects énergétiques

Expérience : Dans un erlenmeyer, de l'acide chlorhydrique est versé sur de la soude. Un thermomètre mesure l'évolution de la température de la solution.

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

105. Exemple

Remarque : Une transformation chimique se déroule dans le temps, et 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.

106. Méthode de résolution

Etapes	Méthode générale	Cas de l'exercice																				
1	Ecrire l'équation bilan équilibrée de la réaction.	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$																				
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 : $n_{\text{CH}_4} = 1,5 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2} = 2,4 \text{ mol}$ et $n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 0$ (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 comportant : 3 lignes 1 colonne par réactif et par produit	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Etat initial</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>Etat intermédiaire</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td style="background-color: #00aaff;"></td> </tr> <tr> <td>Etat final</td> <td></td> <td style="background-color: #ff0000;"></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>	Etat initial					Etat intermédiaire					Etat final									
Etat initial																						
Etat intermédiaire																						
Etat final																						
<p>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.</p>																						
4	Remplir la première ligne du tableau avec les valeurs déterminées à l'étape 2	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Etat initial</td> <td>1,5</td> <td>2,4</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Etat intermédiaire</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>Etat final</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>	Etat initial	1,5	2,4	0	0	Etat intermédiaire					Etat final									
Etat initial	1,5	2,4	0	0																		
Etat intermédiaire																						
Etat final																						
<p>Les coefficients stœchiométriques d'une équation bilan équilibrée renseignent sur les proportions des réactifs consommés et des produits formés.</p> <p>Ici, lorsque (1, ou 2, ou x) moles de CH_4 réagissent, (2, ou 4 ou $2x$) moles d'O_2 sont consommés, et il se forme (1, ou 2, ou x) moles de CO_2 et (2, ou 4 ou $2x$) moles de H_2O. On écrit dans l'état intermédiaire 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)</p> <p>Vocabulaire : x s'appelle l'avancement de la réaction</p>																						
5	Remplir la deuxième ligne du tableau	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>Etat initial</td> <td>1,5</td> <td>2,4</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Etat intermédiaire</td> <td>1,5</td> <td style="background-color: #90ee90;">2,4</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Etat final</td> <td>- x</td> <td style="background-color: #90ee90;">- 2x</td> <td>+ x</td> <td>+ 2x</td> </tr> <tr> <td>Etat final</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </table>	Etat initial	1,5	2,4	0	0	Etat intermédiaire	1,5	2,4	0	0	Etat final	- x	- 2x	+ x	+ 2x	Etat final				
Etat initial	1,5	2,4	0	0																		
Etat intermédiaire	1,5	2,4	0	0																		
Etat final	- x	- 2x	+ x	+ 2x																		
Etat final																						
<p>Une réaction est dite <u>totale</u> si elle s'arrête lorsqu'au moins un des réactifs a été <u>totalem</u>ent consommé.</p>																						
6	Détermination de l'avancement maximal de la réaction noté x_{MAX}	<p>A la fin de la réaction :</p> <p>SI $n(\text{CH}_4) = 0$, alors $1,5 - x = 0$ Et donc $x = 1,5 \text{ mol}$</p> <p>SI $n(\text{O}_2) = 0$, alors $2,4 - 2x = 0$ Et donc $x = 1,2 \text{ mol}$</p> <p>Par conséquent $x_{\text{MAX}} = 1,2 \text{ mol}$</p>																				
7	Détermination de l'état final	CH_4 $n = 1,5 - x_{\text{MAX}} = 1,5 - 1,2 = 0,3 \text{ mol}$ O_2 $n = 2,4 - 2x_{\text{MAX}} = 2,4 - 2 \cdot 1,2 = 0 \text{ mol}$ CO_2 $n = 0 + x_{\text{MAX}} = 1,2 \text{ mol}$ H_2O $n = 0 + 2x_{\text{MAX}} = 2,4 \text{ mol}$																				
<p>Vocabulaire : Le réactif ayant été totalement consommé s'appelle le <u>réactif limitant</u>. Si tous les réactifs sont limitants, on dit qu'ils ont été introduits selon les proportions stœchiométriques.</p>																						

Exercice 1 :

On mélange 10 mL d'une solution aqueuse de nitrate d'Argent (Ag^+ , NO_3^-), de concentration molaire égale à $C_{\text{AgNO}_3} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ avec 50 mL d'une solution d'eau salée (Na^+ ; Cl^-) de concentration molaire en sel $C_{\text{NaCl}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

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 $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$

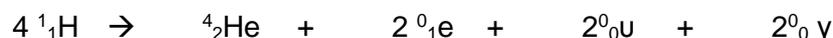
Masse molaires atomiques (en g.mol^{-1}) :

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

9.4. Transformation nucléaire

107. Au cœur du Soleil

La transformation qui se produit au cœur du Soleil peut-être schématisée par l'équation suivante :



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 ${}^2_1\text{H}$ et ${}^3_1\text{H}$ 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.

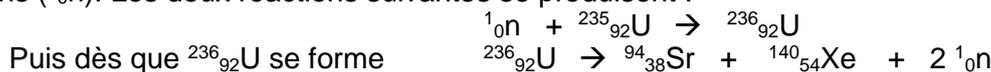
Interprétation de l'équation : $4 \text{}^1_1\text{H} \rightarrow \text{}^4_2\text{He} + 2 \text{}^0_1\text{e} + 2 \text{}^0_0\nu + 2 \text{}^0_0\gamma$

Quatre NOYAUX ${}^1_1\text{H}$ réagissent (réaction qualifiée de FUSION NUCLÉAIRE) pour former

Un NOYAU ${}^4_2\text{He}$ (Hélium 4)
ET Deux POSITRONS (${}^0_1\text{e}$)
ET Deux NEUTRINOS (${}^0_0\nu$)
ET Deux PHOTONS gamma (${}^0_0\gamma$)

108. Au cœur d'une centrale nucléaire

Dans une centrale nucléaire, on bombarde des noyaux d'Uranium (isotope ${}^{235}_{92}\text{U}$) avec des neutrons (${}^1_0\text{n}$). Les deux réactions suivantes se produisent :



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

Interprétation de l'équation : ${}^1_0\text{n} + {}^{235}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{236}_{92}\text{U}$

Un NOYAU ${}^{235}_{92}\text{U}$ Absorbe Un NEUTRON (${}^1_0\text{n}$) pour former Un NOYAU ${}^{236}_{92}\text{U}$

Interprétation de l'équation : ${}^{236}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{94}_{38}\text{Sr} + {}^{140}_{54}\text{Xe} + 2 \text{}^1_0\text{n}$

Le NOYAU est instable. Il se coupe en plusieurs morceaux (réaction qualifiée de FISSION nucléaire) pour former :

Un NOYAU ${}^{94}_{38}\text{Sr}$
ET Un NOYAU ${}^{140}_{54}\text{Xe}$
ET Deux NEUTRONS (${}^1_0\text{n}$)

109. 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 (dont Einstein nous permet de calculer la valeur.... $E = mc^2$).

10. LA MESURE

110. Incertitude

Lorsqu'on mesure plusieurs fois une même grandeur, on obtient rarement exactement les mêmes valeurs. Ces variations sont dues à :

- L'expérimentateur
- L'instrument de mesure
- Des fluctuations (T, P, etc...)

Propriété : A toute mesure est attachée une certaine incertitude. Elle se traduit par :

- Une certaine précision
- Une certaine justesse

111. Multiples mesures d'un phénomène (TP éprouvette)

De nombreuses mesures sont prises d'une même grandeur (ex du TP : masse de 20 mL d'eau)

Définitions :

Valeur moyenne	$x_{MOY} = (1/n) \sum x_i$
% d'erreur	$\% = 100 * x_{MOY} - x_{THEO} / x_{THEO}$ Plus il est faible, plus la mesure est juste
Distribution	Graphique de fréquence
Ecart type	$\sigma = [(1/n) \sum (x_i - x_{MOY})^2]^{1/2}$
Intervalle de confiance	$[x_{MOY} - U(X) ; x_{MOY} + U(X)]$ où $U(X) = 2\sigma/n^{1/2}$ Plus $U(X)$ est faible, plus la mesure est précise

Remarque : souvent $U(X)$ se note ΔX

Exercice feuille Excel : EXMesure

Vocabulaire : cette façon statistique de déterminer l'incertitude à partir de nombreuses mesures donne lieu à une incertitude qualifiée « d'incertitude de Type A ».

112. Mesure unique d'un phénomène périodique

Exemple : un pendule oscille de manière régulière (périodique) dans le temps.
On veut mesurer la durée T (période) d'une oscillation (aller-retour).
Chaque mesure de durée est entachée d'une incertitude $\Delta t = 0,2$ s (temps de réaction, chronomètre...).

Méthode 1 : On mesure un aller-retour, on obtient $T = 0,5$ s \pm 0,2 s

Méthode 2 : On mesure 20 allers-retours, on mesure 20 $T = 9,8$ s \pm 0,2 s
Ce qui permet d'obtenir $T = 0,49$ s \pm 0,01 s

La seconde méthode permet d'obtenir une valeur plus précise

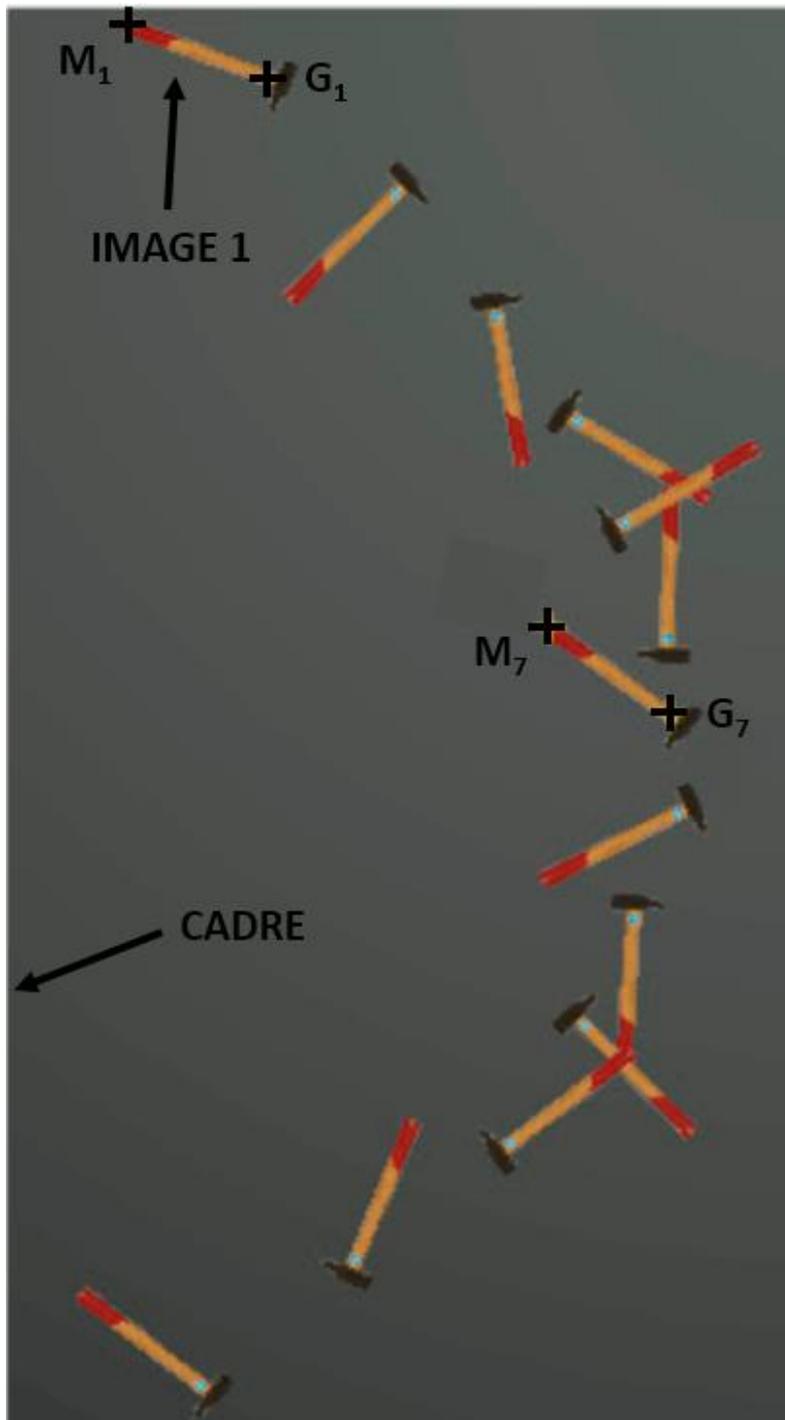
11. TP

11.1. Liste des TP

11.2. Enoncés

TP1 : Relativité du mouvement

(Conseil : Ne PAS utiliser le mode « recto-verso » pour imprimer les trois pages de cet énoncé)



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.

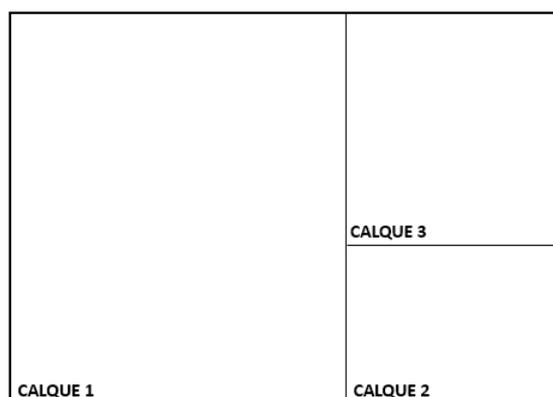
G (point bleu) est un point du marteau situé juste en dessous de sa tête (noire). M est un point du marteau situé à l'extrémité (rouge) de son manche.

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.

Document 1 : positions successives du marteau

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 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- A partir du document 1, tracer au crayon à papier le contour du marteau (illustration ci-contre) au milieu de la zone « calque 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.



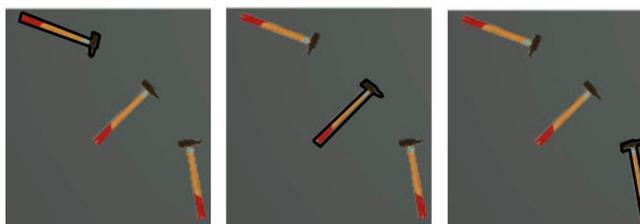
Dans la zone « calque 3 » :

- 1- A partir du document 1, tracer au crayon à papier le contour du marteau au milieu de la zone « calque 3 ».
- 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 G₂ 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.

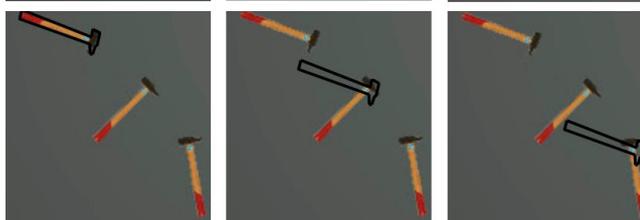
PUIS, **tracer les trajectoires** de M et G sur les trois calques (en reliant les points entre eux à main levée, pas à la règle).

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								

TD 2 Vecteurs

Exercice 1 :

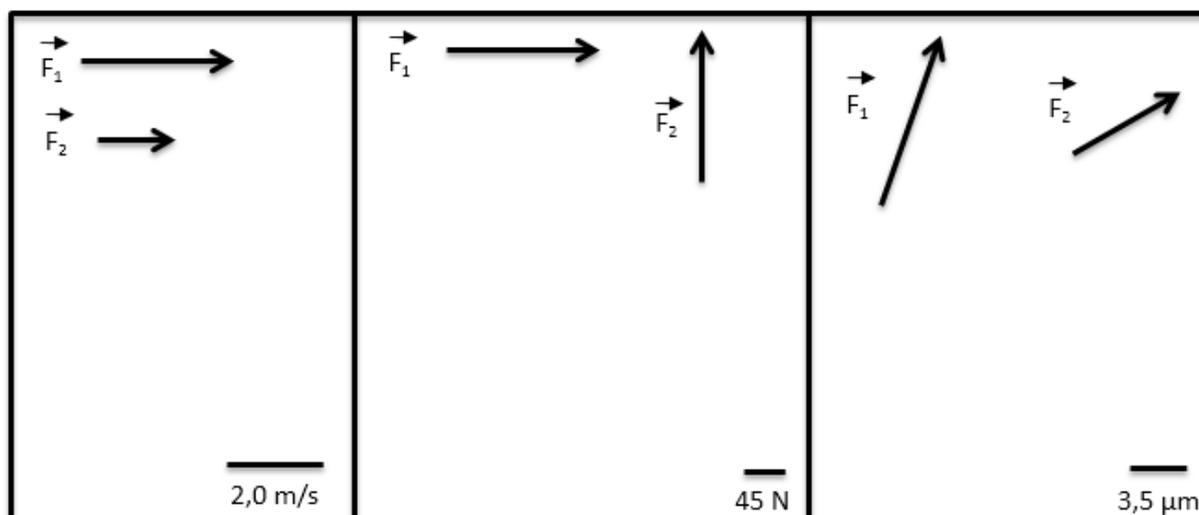
Trois paires de vecteurs \vec{F}_1 et \vec{F}_2 sont représentés ci-dessous. Pour chaque paire (dans chaque cadre) :

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} .

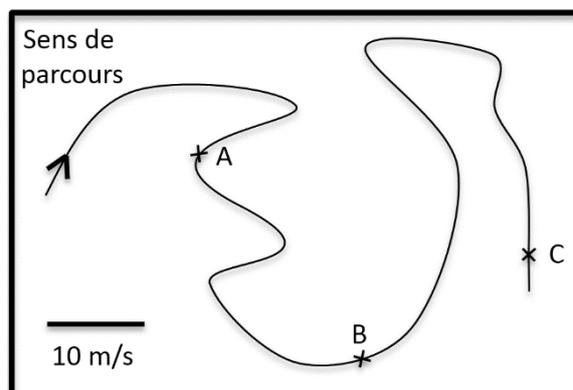
Représenter le vecteur $\vec{Y} = \vec{F}_1 - \vec{F}_2$. A l'aide de l'échelle, déterminer la valeur (norme) de \vec{Y} .



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 : $6,0 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

Au point B : $15 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

Au point C : $10 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$

Exercice 3 :

Remarque : Pour déterminer les coordonnées d'un vecteur, on utilise la méthode 2 (définie au point 5).

1- A l'aide de l'échelle indiquée en bas du document ci-dessous, déterminer les coordonnées des vecteurs \vec{U} et \vec{S}

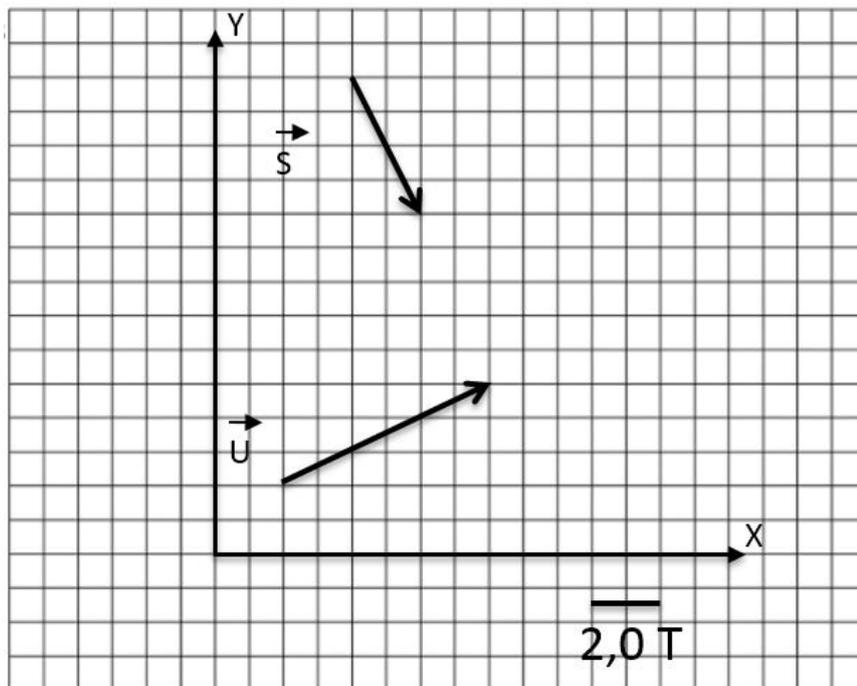
2- A l'aide du théorème de Pythagore, calculer la valeur de leurs normes.

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.



TP3 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire rectiligne)

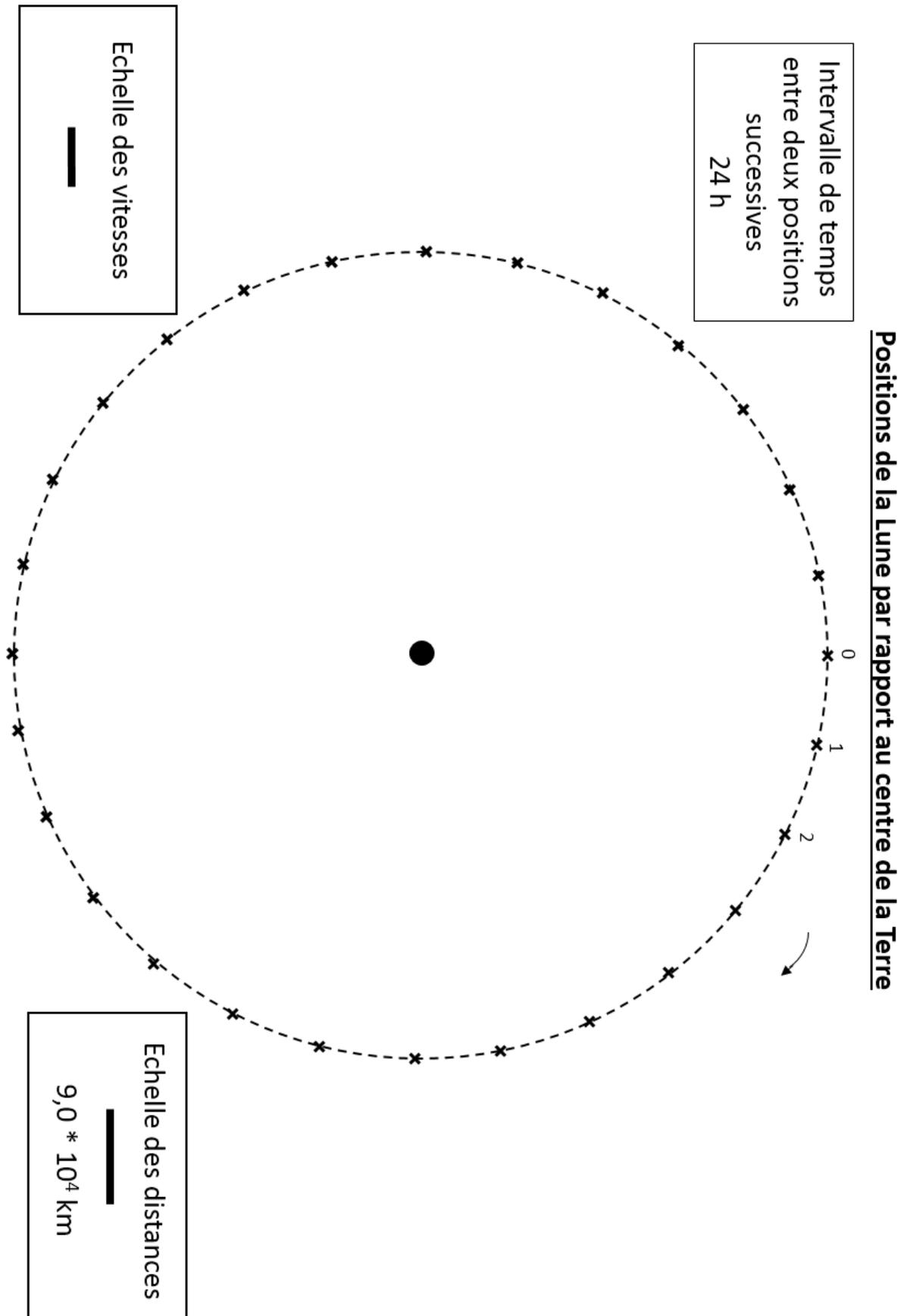


Echelle des distances
15 m

Intervalle de temps
entre deux positions
successives
1,2 s

Echelle des vitesses
3,0 m/s

TP4 : Tracé de vecteurs vitesse (trajectoire circulaire)



TP5 : Quantité de matière et solutions

- 1- Prélever $7,3 \cdot 10^{-3}$ mol de saccharose dans une coupelle en aluminium.
- 2- Utiliser du sel et de l'eau distillée pour fabriquer 50,0 mL d'une solution d'eau salée de concentration molaire égale à
 $C = 3,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
Stocker cette solution dans un bécher de 100 mL.
- 3- Prélever environ 50 mL de la solution colorée (située au bureau du professeur) dans un bécher. Cette solution est appelée solution mère (ou solution 0). Sa concentration molaire est notée C_0 .
Verser 5 à 10 mL de cette solution dans un tube à essais (numéroté tube 0).
Préparer 5 solutions de concentrations respectives égales à
Solution 1 : Concentration : $C_0/2$
Verser 5 à 10 mL de cette solution dans un tube à essais (tube n°1).
Solution 2 : Concentration : $C_0/5$
Verser 5 à 10 mL de cette solution dans un tube à essais (tube n°2).
Solution 3 : Concentration : $C_0/10$
Verser 5 à 10 mL de cette solution dans un tube à essais (tube n°3).
Solution 4 : Concentration : $C_0/20$
Verser 5 à 10 mL de cette solution dans un tube à essais (tube n°4).

Placer les 5 tubes à essais dans l'ordre sur le porte tube : ils forment ce qu'on appelle une « échelle de teinte ».
- 4- Verser 5 à 10 mL de solution colorée de concentration inconnue (située au bureau du professeur) dans le dernier tube à essais et déterminer un encadrement de sa concentration grâce à l'échelle de teinte.

Données :

Masses molaires atomiques :

Saccharose $M_{\text{SAC}} = 342,3 \text{ g.mol}^{-1}$

Sel $M_{\text{SEL}} = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$