



Livret de cours de Physique – Chimie 2^{nde} 8

Cours de Physique – Chimie de Seconde
Programme 2010



Table des matières

<u>Chapitre 1</u> : L'échelle des longueurs : de l'atome aux galaxies (UNIVERS)	4
<u>Chapitre 2</u> : Les ondes au service du diagnostic médical (SANTÉ).....	8
<u>Chapitre 3</u> : Atomes, ions et éléments chimiques (SANTÉ).....	14
<u>Chapitre 4</u> : Les molécules (SANTÉ et SPORT).....	18
<u>Chapitre 5</u> : Concentration d'une solution et quantité de matière (SANTÉ et SPORT).....	23
<u>Chapitre 6</u> : Relativité du mouvement (SPORT et UNIVERS).....	28
<u>Chapitre 7</u> : Forces et mouvements – Principe d'inertie (SPORT).....	31
<u>Chapitre 8</u> : Transformations chimiques et activités physiques (SPORT).....	35
<u>Chapitre 9</u> : Pression et sport (SPORT)	38
<u>Chapitre 10</u> : La lumière des étoiles (UNIVERS)	43
<u>Chapitre 11</u> : La classification périodique des éléments (UNIVERS).....	48
<u>Chapitre 12</u> : L'attraction gravitationnelle (UNIVERS)	51
<u>Chapitre 13</u> : Extraction, identification et synthèse des molécules (SANTÉ)	54

Chapitre 1 : L'échelle de longueurs : de l'atome aux galaxies (Physique UNIVERS)

Objectifs :

- Quels sont les constituants de l'Univers ?
- Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire
- Utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur

I. Quels sont les constituants essentiels de l'Univers ?

Lorsqu'on explore l'Univers on s'intéresse à des structures allant de l'infiniment petit (échelle microscopique) à l'infiniment grand (échelle astronomique).

« Infiniment petit ou infiniment grand » doivent être interprétés comme « infiniment petit ou infiniment grand par rapport à l'échelle humaine » où la taille d'un homme constitue notre référence.

I.1. Le mètre comme unité de longueur

Mesurer une longueur c'est la comparer à une longueur de référence.

L'**unité légale de longueur**, dans le Système International de mesures, est le **mètre** (symbole **m**).

Selon la longueur à exprimer le mètre n'est plus nécessairement l'unité la mieux adaptée, on utilisera ses multiples (ex : décamètre, kilomètre ...) et ses sous-multiples (ex : décimètre, centimètre, millimètre...).

Les multiples et sous-multiples du mètre utilisés pour les longueurs **à l'échelle humaine** sont les suivantes :

Nom							
Symbole							
Préfixe							
Puissance de 10							

Ex : 20 cm = m ;
 3 km = m

Pour exprimer les longueurs à **l'échelle astronomique**, on utilise plus souvent les multiples du mètre suivants :

Nom							
Symbole							
Préfixe							
Puissance de 10							

Ex : 250 Tm = m ;
 10 Gm =m

Pour exprimer les longueurs à **l'échelle microscopique**, on utilise plus souvent les sous – multiples du mètre suivants :

Nom							
Symbole							
Préfixe							
Puissance de 10							

Ex : 1,0 nm =m ;
 67 μm =m

I.2. La notation scientifique

La notation scientifique d'un nombre est l'écriture de ce nombre sous la forme : **a × 10ⁿ**

Dans cette écriture :

- **a** est un nombre décimal ayant un seul chiffre, différent de « 0 », avant la virgule
- **n** est un nombre entier relatif (positif ou négatif).

Règle IMPORTANTE pour écrire en notation scientifique :

- 1) On recopie le nombre à convertir tel quel ;
 - 2) On multiplie ce nombre par la puissance de 10 associée au symbole de l'unité ;
 - 3) On décale la virgule du nombre de manière à écrire le nombre sous la forme $a \times 10^n$
- Lorsqu'on décale la virgule du nombre d'un rang vers la droite on retranche 1 à la puissance de 10
 Lorsqu'on décale la virgule du nombre d'un rang vers la gauche on ajoute 1 à la puissance de 10.

Ex : 1,0 mm = m
 0,0250 km = m = m = m
 67 μm = m = m = m

I.3. Ordre de grandeur

Pour évaluer rapidement la longueur d'un objet on détermine son **ordre de grandeur** c'est-à-dire qu'on **donne la puissance de 10 la plus proche de cette valeur.**

Méthode :

- 1) On écrit la valeur en notation scientifique : $a \times 10^n$;
- 2) Si $a < 5$ alors on arrondit a à 1 et l'ordre de grandeur est 10^n ;
- Si $a \geq 5$ alors on arrondit a à 10 et l'ordre de grandeur est $10 \times 10^n = 10^{(n+1)}$

Ex : 2350 Gm = m, l'ordre de grandeur de cette longueur est m
 67 μm = m, l'ordre de grandeur de cette longueur est = m

I.4. Constituants de l'Univers à l'échelle microscopique

a) L'atome

Un **atome est constitué** d'un autour duquel gravitent des
 Le diamètre d'un noyau atomique est de l'ordre du femtomètre (symbole : **fm**), soit $\phi_{\text{noyau}} \approx \dots\dots\dots \text{m}$.
 Un atome peut être modélisé par une sphère dure dont le diamètre $\phi_{\text{atome}} \approx \dots\dots\dots \text{m}$.

b) La molécule

Les atomes peuvent s'associer entre eux pour former des
 Les molécules formées de quelques atomes ont une **dimension de** à m

c) La cellule

Les cellules sont les structures du monde vivant qui sont constituées de molécules.
 Les dimensions des cellules sont de l'ordre $\phi_{\text{cellule}} \approx \dots\dots\dots \text{m}$

I.5. Constituants de l'Univers à l'échelle astronomique

a) La Terre

Le diamètre de la Terre est de l'ordre d'une dizaine de milliers de kilomètres, soit $\phi_{\text{Terre}} \approx \dots\dots\dots \text{m}$.

b) Le système solaire

Le **Soleil et les astres** qui gravitent autour constituent le
 Le **Soleil est une**
 Les astres qui gravitent autour du Soleil sont les planètes. **Ces planètes** sont par ordre, du plus près au plus éloigné du Soleil) :
 , , , , , ,
 (et jusqu'en 2006 Pluton, reclassée en planète naine)

Remarques :

- entre Mars et Jupiter se trouve la ceinture d'astéroïdes.
- les orbites des planètes sont quasi-circulaires.

Le diamètre du Soleil est de l'ordre du million de kilomètres soit $\phi_{\text{Soleil}} \approx \dots\dots\dots \text{m}$.

La distance entre la Terre et le Soleil est d'environ m c'est-à-dire une **unité astronomique (U.A.)** :

1 U.A. = m

Ex : Convertir la distance Soleil – Jupiter $d_{SJ} = 780 \text{ Gm}$ en U.A.

c) Les exoplanètes

Comme le système solaire, on a découvert en 1995, une planète qui tourne autour de son étoile (étoile 51 Pégasi).

Une exoplanète (ou planète extrasolaire) est en orbite autour d'une étoile autre que le Soleil.

d) La galaxie et l'Univers

Des **centaines de milliards d'étoiles** peuvent se rassembler en une

L'ordre de grandeur de la **distance entre deux étoiles dans une galaxie est de m.**

La plus grande structure connue contient des milliards de galaxies regroupées en amas est l'Univers.

L'Univers a une taille de l'ordre de m.

Le Soleil fait partie d'une galaxie : la (galaxie en spirale).

L'Univers comporte plusieurs centaines de milliards de galaxies regroupées en amas.

II. Combien de temps met la lumière provenant des étoiles pour nous parvenir ?

II.1. L'année de lumière : une unité de distance

Les distances entre les différentes étoiles sont considérables et il convient d'utiliser une unité de longueur plus adaptée : l'année de lumière.

Ex : Calculer la distance d que parcourt la lumière en une durée $\Delta t = 1 \text{ an}$ sachant que la lumière se déplace à la vitesse $v = 3,0 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$. On rappelle que $1 \text{ an} = 365,25 \text{ jours}$ et que $1 \text{ jour} = 24 \text{ h}$.

Une **année de lumière** est la,
on la note a.l.

1 a.l. = m \approx m

L'étoile la plus proche du Soleil, Proxima du Centaure, se trouve à 4,2 a.l.

Le diamètre de la Voie Lactée (notre Galaxie) vaut environ $\phi_{\text{Voie Lactée}} \approx 10^5 \text{ a.l.} \approx \dots\dots\dots \text{ m}$

II.2. « Voir loin, c'est voir dans le passé »

La lumière provenant d'une **étoile lointaine porte en elle une information qui date de l'époque où elle a été émise.** D'où l'expression « **Voir loin, c'est voir dans le passé** »

Ex : La lumière émise par Proxima du Centaure (qui se trouve à 4,2 a.l.) qu'on perçoit aujourd'hui sur Terre a donc été émise il y a 4,2 années.

III. Comment se répartit la matière dans l'Univers ?

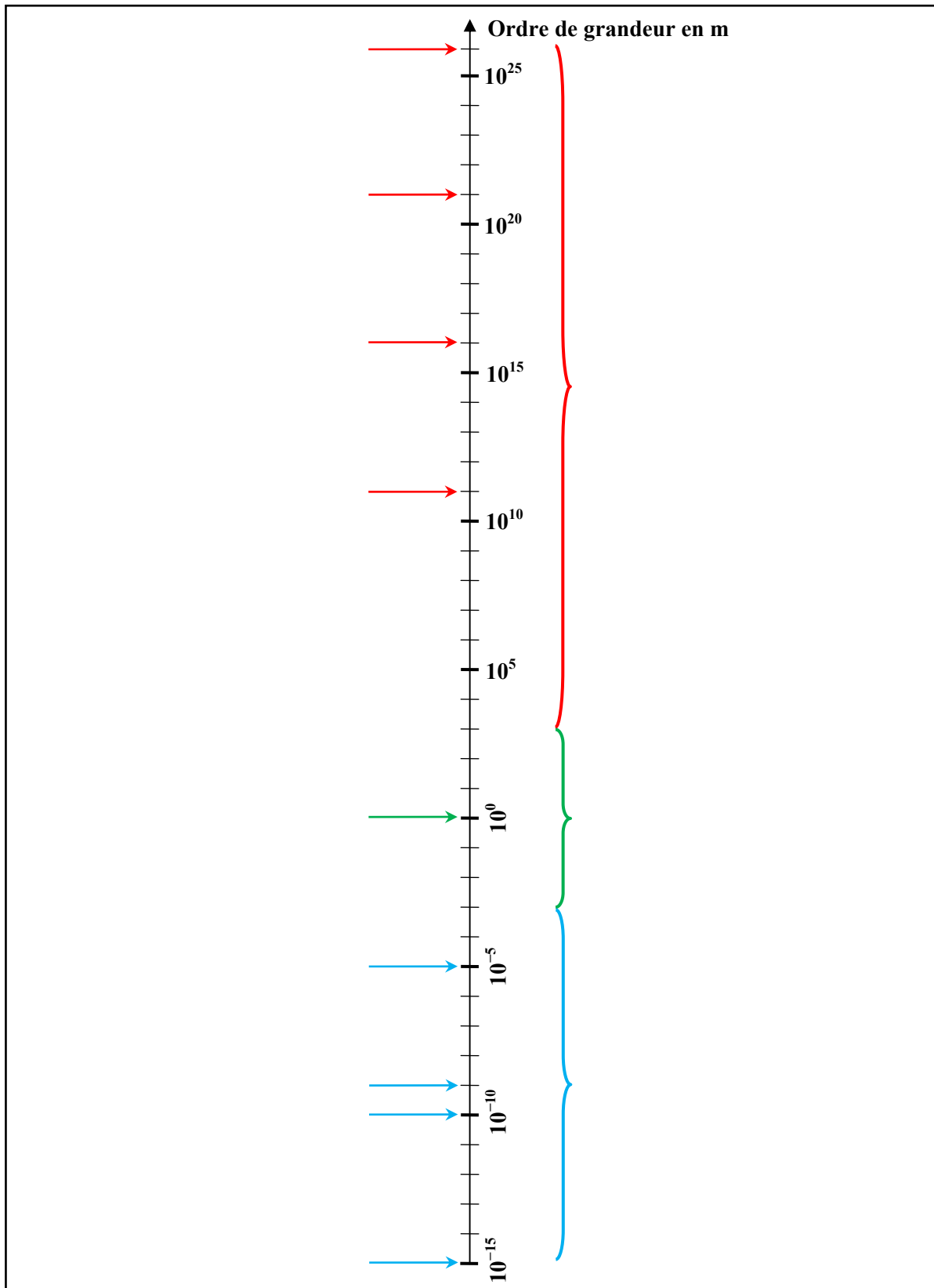
Au niveau microscopique, on remarque que : $\frac{\phi_{\text{atome}}}{\phi_{\text{noyau}}} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5$ (le diamètre de l'atome est 100 000 plus grand que celui de son noyau).

Au niveau astronomique, on remarque que $\frac{d_{\text{Terre-Soleil}}}{\phi_{\text{Terre}}} = \frac{10^{11}}{10^7} = 10^4$ (la distance Terre-Soleil est 10 000 fois plus grande que le diamètre de la Terre).

Aussi bien au niveau microscopique qu'au niveau astronomique, la structure de la matière est et : l'espace est essentiellement occupé par le

IV. L'échelle des longueurs de l'Univers

On peut représenter l'échelle des longueurs de l'Univers sur un axe des puissances de 10 :



Entre le diamètre du noyau atomique et le diamètre de l'atome on dit qu'il y a 5 ordres de grandeur ($= -10 - (-15)$).

Entre le diamètre d'une cellule et le diamètre de la Voie Lactée il y a 26 ordres de grandeur ($= 21 - (-5)$).

Chapitre 2 : Les ondes au service du diagnostic médical (Physique SANTÉ)

Objectifs :

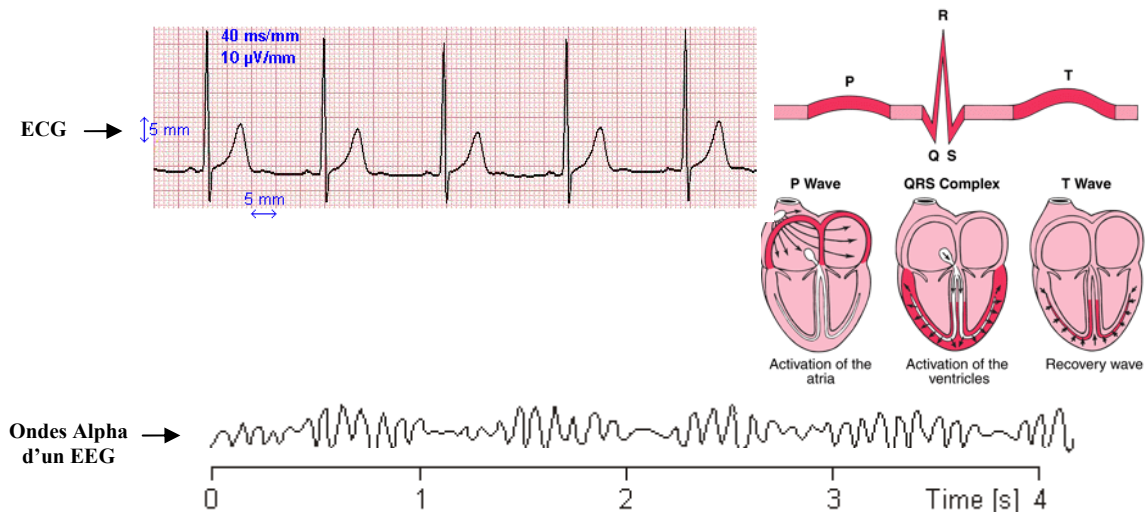
- Connaître et utiliser les définitions de période et de fréquence d'un signal périodique ;
- Extraire et exploiter des informations concernant la nature des ondes et leurs fréquences en fonction de l'application médicale ;
- Connaître une valeur approchée de la vitesse du son dans l'air ;
- Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air ;
- Notion de longueur d'onde, d'indice de réfraction, de réfraction et de réflexion totale.

I. Comment caractériser un phénomène périodique ?

I.1. Phénomène périodique

Un phénomène périodique est un **phénomène qui**

Ex : enregistrement d'un électrocardiogramme (ECG), un électroencéphalogramme (EEG)
(les ondes alpha caractérisent un état de repos sensoriel et mental total)



I.2. Période et fréquence

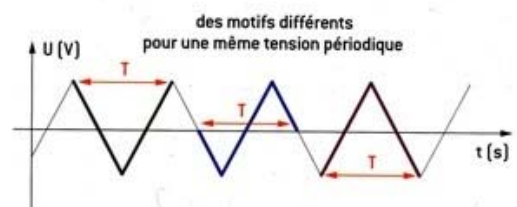
La **période** d'un signal périodique est la

On la note **T** et elle s'exprime en(s).



La **fréquence** d'un signal périodique correspond au

On la note **f** et elle s'exprime en (Hz).



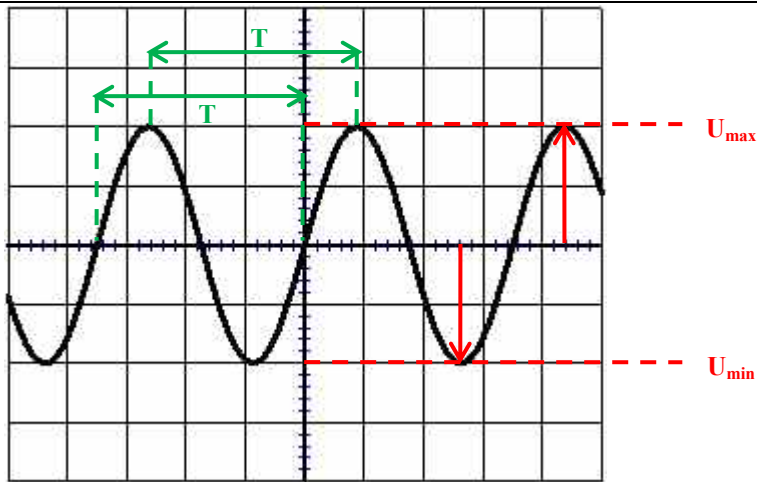
Le lien entre fréquence **f** et période **T** est :

$f =$	T , en s, période du signal f , en Hz, fréquence du signal
-------	---

I.3. Tension minimale et tension maximale

La **tension minimale** d'un signal périodique correspond à sa **valeur la plus**, on la note **U_{min}**.

La **tension maximale** d'un signal périodique correspond à sa **valeur la plus**, on la note **U_{max}**.



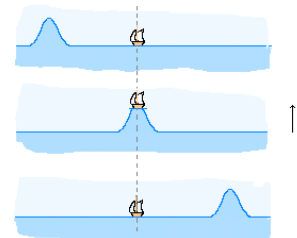
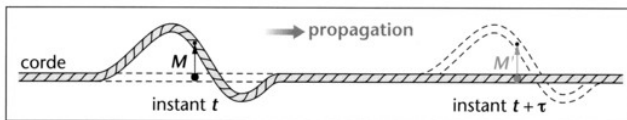
- $U_{\max} =$
- $U_{\min} =$
- $T =$
- $f =$

Sensibilité Verticale : 0,5 V / div
Sensibilité Horizontale : 10 ms / div

II. Qu'est-ce qui différencie les ondes sonores des ondes électromagnétiques ?

II.1. Onde

Une **onde** est une **perturbation qui se propage sans transport de matière** (le bateau ne se déplace pas de manière horizontale).



Si la perturbation est périodique on parle d'onde périodique.

Les **ondes périodiques** sont caractérisées par leur fréquence f ou leur période T .



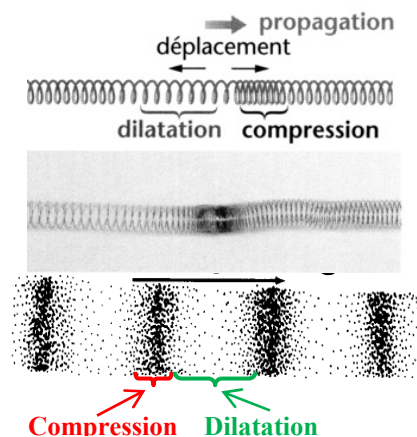
E_x : Ondes à la surface de l'eau

II.2. Ondes sonores et ultrasonores

Les **ondes sonores et ultrasonores** sont des ondes mécaniques qui **nécessitent** pour se propager comme l'air, l'eau ou les solides.

Elles ne peuvent pas se propager dans le (si on met une horloge qui sonne dans une cloche où on a fait le vide on ne l'entend pas !).

Elles correspondent à une succession de compression – dilatation des molécules d'air (comme dans un ressort comprimé)



Les **ondes sonores audibles** par l'homme sont des **ondes périodiques** dont la **gamme de fréquence** est

$$< f_{\text{audible}} < \quad (= \quad \text{kHz})$$

- Si $f > \text{kHz}$, on est dans le domaine des (sons émis par les chauves-souris)
- Si $f < \text{Hz}$, on est dans le domaine des (sons émis par les éléphants)

La **vitesse de propagation des ondes sonores et ultrasonores dans l'air** aux températures usuelles est $v =$ (ou $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$)

La distance **d** parcourue par l'onde sonore ou ultrasonore de vitesse **v** pendant une durée **Δt** est :

d =	v , en m/s ou m·s⁻¹ , vitesse de l'onde d , en m , distance parcourue par l'onde Δt , en s , durée de parcours de l'onde
ou	
v =	

Ex : En combien de temps une onde sonore parcourt une distance **d = 10,0 cm** ?
 La vitesse des ondes sonores est **v = 340 m/s**.

II.3. Ondes électromagnétiques et la lumière visible

Les **ondes électromagnétiques** ne sont pas des ondes mécaniques car elles **peuvent se propager dans les milieux solides, liquides et gazeux mais également dans le vide**.

Ce sont des ondes périodiques caractérisées par des fréquences **f** comprises entre 10⁶ Hz (1 MHz) et 10²⁰ Hz.

La **lumière visible par l'Homme fait partie des ondes électromagnétiques** dont la gamme de fréquence est comprise entre 400 THz (Téra = 10¹²) pour le rouge et 800 THz pour le violet.

À chaque **fréquence du visible** on associe une dans le vide notée **λ** exprimée en **m** (ou dans ses sous-multiples comme le **nm** ou le **μm**).

Pour chaque valeur de λ on associe une

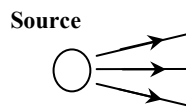
Ainsi l'ensemble des longueurs d'onde du visible est :

$$< \lambda <$$

Si **λ < nm** on est dans le domaine des (.....)

Si **λ > nm** on est dans le domaine des (.....)

Dans les milieux transparents et homogènes (l'air, le verre, l'eau...) la lumière se propage en ligne droite : on parle de **propagation de la lumière**.



Le modèle du rayon lumineux, on **représente la lumière par des segments de droite orientés de la source vers l'extérieur**.

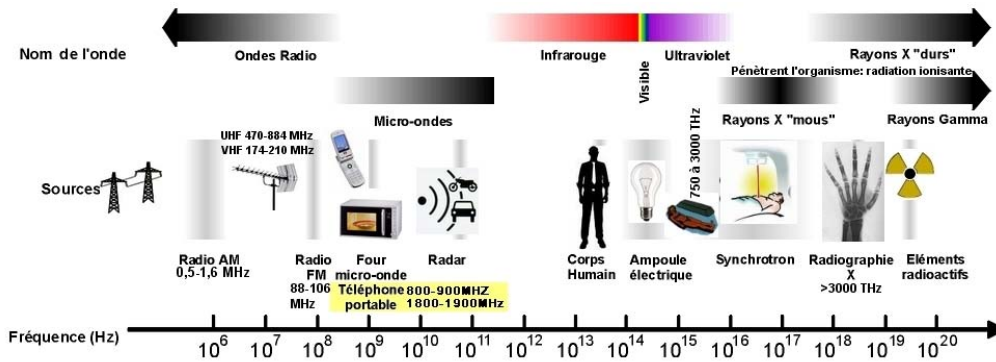
Lorsque la **source** lumineuse est suffisamment **éloignée de l'objet** qu'elle éclaire, **les rayons lumineux sont entre eux**. (Cas de la lumière émise par les étoiles et reçue pour un observateur sur Terre)

Soleil



La **vitesse de la lumière dans le vide (= célérité) ou dans l'air** vaut : **c = m/s (ou m·s⁻¹)**
 C'est une **vitesse limite**, aucun objet ne peut atteindre cette vitesse.

La vitesse des ondes électromagnétiques dans le vide est également de m·s⁻¹.



III. Que sont la réfraction et la réflexion des ondes ?

III.1. La réflexion des ondes ultrasonores

Selon la nature du milieu rencontré par les ondes sonores ou ultrasonores, celles-ci peuvent :

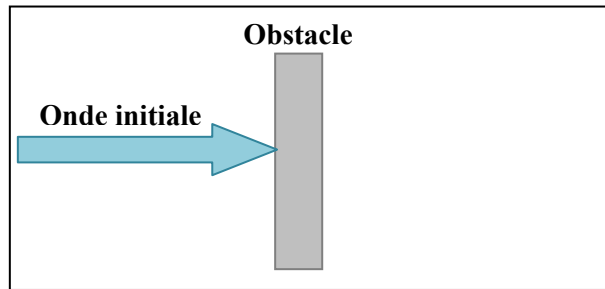
- se réfléchir complètement ou partiellement et revenir en arrière vers l'émetteur

ou

- continuer leur propagation.

Si l'onde ne traverse pas l'obstacle et revient en arrière on parle de de l'onde.

Si l'onde traverse l'obstacle et continue sa propagation on parle dede l'onde.



L'onde ultrasonore parcourt un et un lors de sa réflexion sur l'obstacle.

Si l'onde se propage à la vitesse v et se réfléchit sur un obstacle qui se trouve à une distance d de l'émetteur de l'onde en une durée Δt alors on a la relation suivante :

$d =$	ou	v , en m/s ou $m \cdot s^{-1}$, vitesse de l'onde d , en m , distance entre émetteur et obstacle Δt , en s , durée de parcours de l'onde
-------	----	---

Ex :

On envoie des ultrasons sur un objet réfléchissant se trouvant à une distance d de l'ensemble émetteur –récepteur. La durée que met l'onde ultrasonore entre son émission et sa réception est

$\Delta t = 100 \mu s$. La vitesse des ondes ultrasonores est $v = 340 m/s$.

Déterminer la distance d qui sépare l'ensemble émetteur – récepteur de l'objet réfléchissant.

III.2. Réflexion et réfraction des ondes lumineuses

- La **réfraction** correspond au **changement de** **de la propagation d'une onde lorsqu'elle traverse** **de deux milieux différents.**

- La **normale** en un point I de la surface de séparation correspond à la passant par ce point.

- Le rayon qui arrive sur le point I s'appelle **rayon**

L'angle **i** **entre la normale et le rayon incident** s'appelle **angle**

- Le rayon qui traverse la surface de séparation s'appelle **rayon**

L'angle **r** **entre la normale et le rayon réfracté** s'appelle **angle de**

- Le rayon qui ne traverse pas la surface de séparation et qui est renvoyé dans son milieu d'origine est appelé **rayon**

L'angle **i'** **entre la normale et le rayon réfléchi** s'appelle **angle**

- Le **point I** où arrive le rayon incident s'appelle **point**

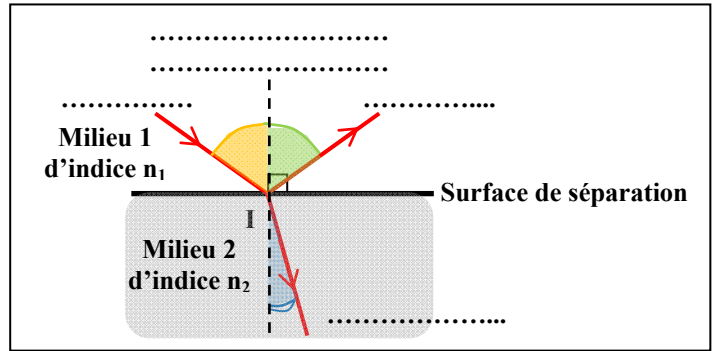
Le plan contenant les rayons incident, réfléchi et réfracté s'appelle **plan**

- On a toujours la relation : **i = i'** : **le rayon réfléchi est** **au rayon incident par rapport à la normale à la surface de séparation.**

- Si **i = 0°** alors **r =** : **le rayon traverse la surface de séparation sans être dévié.**

- Chaque milieu transparent et homogène sont caractérisés par un noté **n**.

- On a : **n_{vide} = n_{air} = 1,0** et pour les autres milieux (eau, plexiglas..) **n > 1,0**.



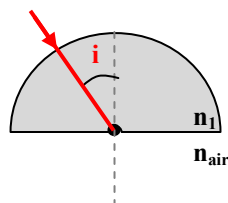
III.3. La réflexion totale de la lumière

Si la lumière **passé d'un milieu 1 d'indice de réfraction n₁ vers un milieu 2 d'indice n₂** tel que **n₁ > n₂** alors on aura toujours **r** **i**. (Le milieu 1 est dit plus réfringent que le milieu 2).

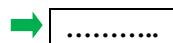
Il existe un **angle d'incidence limite** noté **i_{lim}** pour lequel il n'y a plus de réfraction mais uniquement de la réflexion : c'est le phénomène de

Si **i > i_{lim}** on a de la **de la lumière** et il n'existe plus de rayon

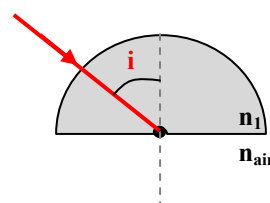
Cas où **i < i_{lim}**



n₁ > n_{air}



Cas où **i > i_{lim}**

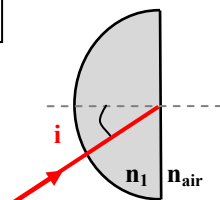


n₁ > n_{air}

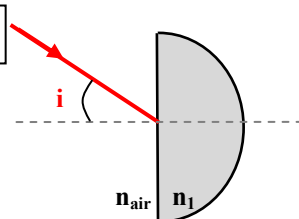


Ex : Compléter les schémas suivants :

n₁ > n_{air} et i < i_{lim}



n₁ > n_{air}



IV. Quels types d'ondes sont utilisés en médecine ?

IV.1. La radiographie

Les ondes utilisées pour réaliser une radiographie sont les rayons X ($10^{17} \text{ Hz} < f < 10^{19} \text{ Hz}$)

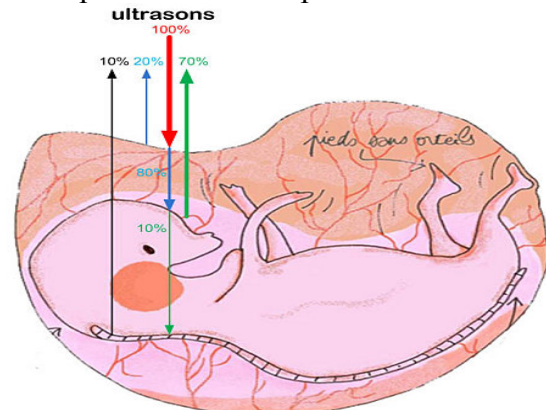
La radiographie est un phénomène basé sur l'absorption des rayons X : atténuation de l'onde selon la nature du milieu rencontré (les zones claires sont les zones de forte absorption).



IV.2. L'échographie

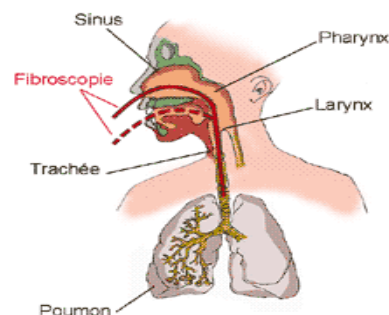
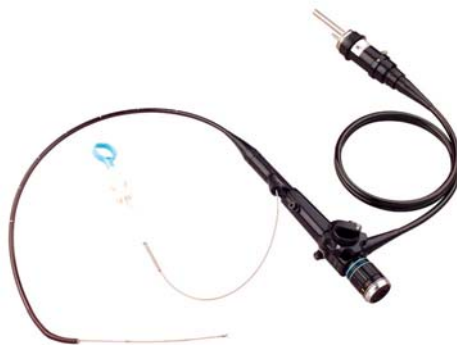
L'échographie utilise des ondes ultrasonores.

C'est une technique d'imagerie médicale basée sur les phénomènes de réflexion et de réfraction : selon la nature du milieu rencontré par les ondes la réflexion est plus ou moins importante.



IV.3. La fibroscopie et l'endoscopie

La fibroscopie et l'endoscopie sont des techniques d'exploration médicale basée sur le principe de la réflexion totale de la lumière à travers les fibres optiques.



Chapitre 3 : Atomes, ions et éléments chimiques (Chimie SANTÉ)

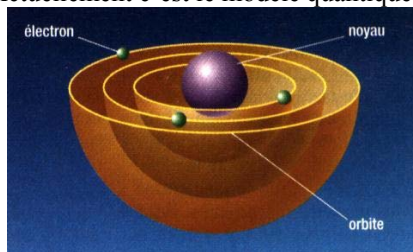
Objectifs :

- Connaître la constitution d'un atome et de son noyau
- Connaître et utiliser le symbole A_ZX
- Savoir que l'atome est électriquement neutre
- Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément
- Dénombrer les électrons de la couche externe
- Connaître et appliquer les règles du duet et de l'octet pour rendre compte des charges des ions monoatomiques usuels
- Savoir identifier quelques ions

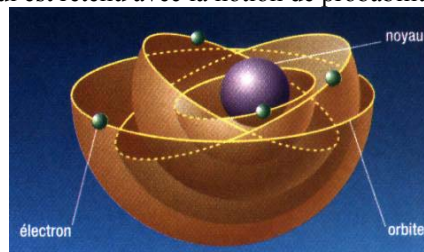
Le mot atome vient du grec qui veut dire indivisible, insécable, il a été proposé vers 420 av J-C par Démocrite qui dit que la matière est constituée de très petites particules indivisibles en mouvement.

C'est en 1897, avec J. Thomson, avec la découverte des électrons, que le premier modèle de l'atome apparaît. D'autres modèles se développent comme en 1912 le modèle planétaire de E.Rutherford puis un an plus tard celui de N. Bohr.

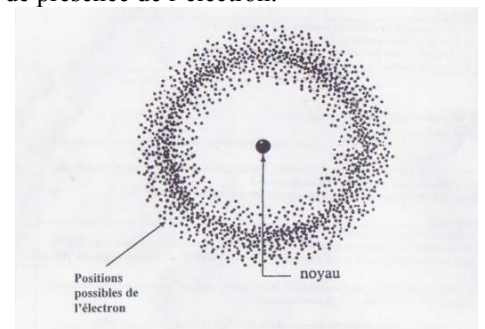
Actuellement c'est le modèle quantique qui est retenu avec la notion de probabilité de présence de l'électron.



Modèle planétaire de Rutherford



Modèle de Bohr



Modèle quantique

I. Généralités sur l'atome

L'atome est constitué d'un chargé et d'..... chargés en mouvement autour du noyau.
Un atome est électriquement

L'ordre de grandeur du rayon d'un atome est $R_{At} = 10^{-10} \text{ m}$;
L'ordre de grandeur du rayon du noyau atomique est $R_{Noy} = 10^{-15} \text{ m}$ } $\frac{R_{At}}{R_{Noy}} = 10^5$

Entre le noyau et les électrons, on trouve du : on parle de **structure** de l'atome.

II. Quelle est la composition d'un atome ?

II.1. Le noyau

L'ensemble des particules qui constituent le noyau atomique sont appelés

On distinguera 2 types de particules qui constituent les nucléons :

- les qui sont chargés, de masse $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- les qui n'ont pas de charge électrique, de masse $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

On représente un noyau atomique par la notation symbolique suivante :

A_ZX	<p>X : symbole du noyau considéré</p> <p>A : Nombre de nucléons (= nombre de + nombre de)</p> <p>Z : Numéro Atomique (= nombre de)</p>
-----------	---

Nombre de protons =

Nombre de neutrons =

Ex : Donner la composition des noyaux suivants :

${}^1_1\text{H}$ où X = H (Hydrogène) ; Z = soit **proton**

A = (nucléon) d'où A - Z = donc**neutron**.

${}^{63}_{29}\text{Cu}$ où X = Cu (Cuivre) ; Z = soit **protons**

A = (nucléons) d'où A - Z = donc**neutrons**.

Les **isotopes** sont des atomes qui ont le **même** (même nombre de) mais des **différents** (pas le même nombre de)

Ex :

^1_1H (appelé proton), ^2_1H (deutérium) et ^3_1H (tritium, radioactif)

$^{12}_6\text{C}$ (appelé carbone 12), $^{13}_6\text{C}$ (carbone 13) et $^{14}_6\text{C}$ (carbone 14 pour datation d'objets anciens)

Le **numéro atomique Z** caractérise l'.....

Un **élément chimique** est constitué de **toutes les entités chimiques (atomes, ions) qui ont le même**

Ex : isotopes du carbone $Z = 6$ ($^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$), le cuivre $Z = 29$ ($\text{Cu}_{(s)}$, $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, $\text{Cu}(\text{OH})_{2,(s)}$)

Un élément chimique est représenté par un **symbole chimique**.

Ex : **H** pour, **O** pour, **C** pour, **Cl** pour, **N** pour

Au cours d'**une transformation chimique**, il y a **de tous les éléments chimiques**.

Ex :

$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}$

Dans chaque espèce on retrouve l'élément cuivre de symbole Cu.

II.2. Le cortège électronique

Dans un atome, les électrons représentent les charges négatives.

La masse d'un électron est $m_e = 9,31 \cdot 10^{-31}$ kg

Or l'atome est électriquement neutre : il y a autant de charges positives que de charges négatives.

Un atome comporte donc électrons.

Ex : **Indiquer le nombre d'électrons que comporte les atomes suivants :**

^1_1H contientproton et donc **électron** (et aussi neutron).

$^{63}_{29}\text{Cu}$ contient protons donc **électrons** (et aussi neutrons).

Les électrons se **répartissent en couches électroniques**.

Chaque couche est nommée par une lettre et ne peut accueillir qu'un nombre limité d'électrons :

Couche électronique	Nombre maximal d'électrons portés par la couche électronique
K	2
L	8
M	18

Lorsqu'une couche est entièrement remplie on dit qu'elle est

La répartition finale des électrons dans les couches électroniques s'appelle

Méthode de détermination de la structure électronique d'un atome :

1) On détermine le **nombre d'électrons** présents dans l'atome.

2) On remplit en **premier la couche K jusqu'à atteindre le nombre maximal d'électron** que cette couche puisse accueillir : $(\text{K})^2$

3) Puis on **remplit la couche supérieure L jusqu'à atteindre le nombre maximal d'électron** que cette couche puisse accueillir : $(\text{K})^2 (\text{L})^8$

4) Puis on remplit la couche M : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^1 \dots$

Ex : **Écrire la structure électronique des atomes suivants :**

$^{16}_8\text{O}$ comporte protons donc **électrons**. La structure électronique est

$^{35}_{17}\text{Cl}$ comporteprotons donc **électrons**. La structure électronique est

La dernière couche électronique qui est occupée s'appelle

III. Comment calculer la masse d'un atome ?

Un atome dont le noyau a pour symbole ${}^A_Z X$ comporte donc :

- protons
- électrons
- neutrons

Ainsi la masse de cet atome est donc : $m_{at} = Z \times m_e + Z \times m_p + (A - Z) \times m_n$

Or $\frac{m_p}{m_e} \cong 2 \cdot 10^3$ donc le terme $Z \times m_e$ est négligeable devant les autres. Or $m_{1 \text{ neutron}} = m_{1 \text{ proton}}$ donc

$$m_{\text{atome}} = \dots \times m_{1 \text{ neutron}} = \dots \times m_{1 \text{ proton}} = \dots \times m_{1 \text{ nucléon}}$$

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans !!

Ex : Calculer la masse d'un atome de carbone ${}^{12}_6 C$ sachant que la masse d'un nucléon vaut $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

IV. Comment prévoir l'existence des ions monoatomiques ?

IV.1. Règle du duet et règle de l'octet

La stabilité chimique des éléments est directement liée à leur structure électronique.

Les éléments ayant leur couche électronique externe saturée présentent une grande inertie chimique.

C'est le cas des gaz nobles ou gaz rares : He, Ne, Ar, Kr (Krypton), Xe (Xénon) et Rn (radon)

Pour acquérir cette stabilité les atomes des autres éléments s'assemblent en molécules ou donnent des ions. Ils évoluent de manière à avoir une couche externe saturée.

On dit qu'ils suivent soit la règle du duet soit la règle de l'octet.

Règle du duet :

.....

Règle de l'octet :

.....

IV.2. Existence des ions monoatomiques

Un ion (monoatomique) est un atome qui a ou un ou plusieurs
Si c'est un groupement d'atomes alors on parlera d'ion polyatomique.

La plus grande stabilité est atteinte lorsque la couche électronique externe est

Les atomes suivent les règles du duet et de l'octet pour former des ions monoatomiques en :

- **Gagnant un ou plusieurs électrons** sur sa couche électronique externe pour devenir un

Ex :

Le chlore ($Z = 17$) a pour structure électronique , il peut gagner électron pour donner l'ion chlorure de structure électronique.....






ou

- **Perdant un ou plusieurs électrons** sur sa couche électronique externe pour devenir un

Ex :

Le magnésium ($Z = 12$) a pour structure électronique , il peut perdre électrons pour donner l'ion magnésium de structure électronique

V. Comment identifier certains ions ?

<i>Ion à identifier</i>	<i>Test caractéristique</i>	<i>Équation bilan</i>
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ (bleu clair) Cuivre II	Ajout de quelques gouttes de soude (ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, incolore) → formation d'un d'hydroxyde de cuivre II $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$	
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ (vert clair) Fer II	Ajout de quelques gouttes de soude (ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, incolore) → formation d'un d'hydroxyde de fer II $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$	
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ (orange clair) Fer III	Ajout de quelques gouttes de soude (ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, incolore) → formation d'un d'hydroxyde de fer III $\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{s})}$	
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (incolore) Zinc	Ajout de quelques gouttes de soude (ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$, incolore) → formation d'un d'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{s})}$	
$\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ (incolore) Chlorure	Ajout de quelques gouttes de nitrate d'argent (ions $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$, incolore) → formation d'un de chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(\text{s})}$ qui noircit à la lumière	

Ex : En fin de journée, un chimiste découvre une bouteille dont l'étiquette est très abîmée. Le seul renseignement qu'il arrive à lire est « CHLORURE de »

Avant de rentrer chez lui il veut identifier le contenu de la bouteille.

Pour identifier le composé présent en solution et compléter l'étiquette, il décide de procéder à un test des ions. Il observe la formation d'un précipité vert lors de l'ajout de quelques gouttes de soude.

1) *En déduire la formule du cation présent dans la bouteille et compléter le nom de l'étiquette.*

Il est parti en laissant la bouteille ouverte et le lendemain il décide de tester à nouveau la solution. Étrangement l'ajout de soude ne donne pas un précipité vert mais un précipité orange !??

2) *Quel ion a été mis en évidence ?*

3) *Qu'a-t-il pu se passer ?*

Chapitre 4 : Les molécules (Chimie SANTÉ et SPORT)

Objectifs :

- Représenter des formules développées et semi développées correspondant à des modèles moléculaires.
- Savoir qu'à une formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi-développées.
- Repérer la présence d'un groupe caractéristique dans une formule développée.
- Savoir que certains matériaux proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse
- Notion de corps purs et de mélange de corps purs ;
- Espèces chimiques naturelles et synthétiques ;

Un atome va évoluer de deux manières pour atteindre une certaine stabilité chimique : soit perdre ou gagner un ou plusieurs électrons pour devenir un ion, soit s'assembler avec un ou plusieurs autres atomes pour constituer une molécule.

Les êtres vivants, l'air qu'on respire, les vêtements, les médicaments, les matériaux....sont tous constitués de molécules.

I. Définitions

I.1. Définition d'une molécule

Une molécule correspond à un assemblage, **liés entre eux par des**
Les atomes étant électriquement neutres, on peut dire qu'une molécule est **électriquement**

I.2. Définition de la formule brute d'une molécule

La **formule brute** d'une molécule nous indique **la nature des atomes présents ainsi que le nombre** de chacun de ses atomes (en indice juste sous l'atome considéré).

Ex :

$C_6H_{12}O_6$ (glucose) comporte 6 atomes de carbone (C), 12 atomes d'hydrogène (H) et 6 atomes d'oxygène (O).

I.3. Définition de la liaison covalente

Une liaison covalente correspond à la **par deux atomes.**

Dans une liaison covalente, chaque atome fournit chacun un électron.

Une liaison covalente se représente symboliquement **par un trait – entre les deux atomes liés.**

Ex : H – H

Les atomes peuvent former entre eux des **liaisons simples** (1 « trait » entre deux atomes), des **liaisons doubles** (2 « traits » entre deux atomes) voire des **liaisons triples** (3 « traits » entre deux atomes)

Ex : F – F (liaison simple), O = O (liaison double), N \equiv N (liaison triple)

I.4. Nombre de liaisons covalentes réalisées par les atomes usuels

Pour connaître le nombre de liaisons covalentes que doit réaliser un atome, il faut :

- 1) Écrire sa structure électronique
- 2) Compter combien il lui manque d'électrons à sa couche externe pour acquérir une structure en octet (8 électrons) ou en duet (2 électrons pour H uniquement).

Ex : **Déterminer le nombre de liaisons covalentes que réalise l'atome d'oxygène ${}_8O$.**

On retiendra le tableau suivant qui se déduit de la même manière que précédemment :

Atomes	Nombre de liaisons covalentes	Possibilités
H		
C		
O		
N		
Les halogènes : F ou Cl ou Br ou I		

II. Comment représenter une molécule ?

II.1. Formule développée

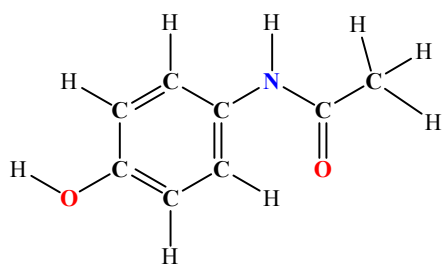
La formule développée permet de rendre compte de la structure de la molécule, c'est-à-dire l'enchaînement des atomes qui la constituent.

Dans la **formule développée**, tous les atomes sont représentés ainsi que toutes les liaisons covalentes.

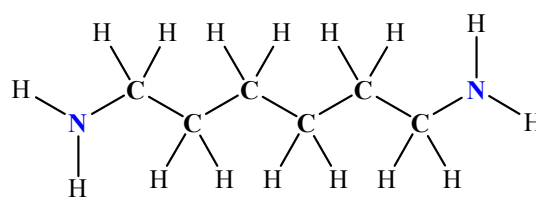
Il existe des structures de type cyclique ou de type chaîne ouverte (non cyclique).

Ex :

Le paracétamol $C_8H_9O_2N$ et l'hexane-1,6-diamine $C_6H_{16}N_2$ (réactif pour la fabrication du nylon)



Structure cyclique



Chaîne ouverte

II.2. Formule semi-développée

Pour alléger la représentation des molécules, on peut utiliser la formule semi-développée.

Dans la formule semi-développée, on **ne représente plus les liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène et on indique simplement le nombre d'atomes d'hydrogène en indice à droite du symbole H.**

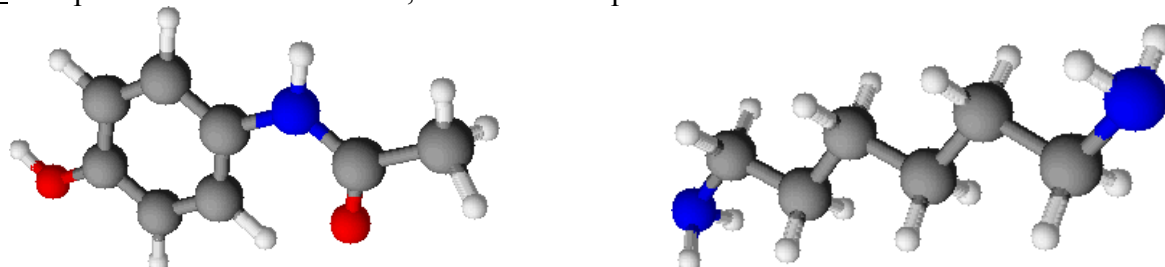
Ex :

II.3. Les modèles moléculaires

On peut utiliser les modèles moléculaires pour représenter les molécules. Il existe un code couleur généralement admis :

Noir	Carbone C
Blanc	Hydrogène H
Rouge	Oxygène O
Bleu	Azote N
Vert	Halogènes (F, Cl, Br, I)

Ex : Le paracétamol et l'hexane-1,6-diamine se représentent de la manière suivante



III. Qu'appelle-t-on molécules isomères ?

À partir d'une formule brute il est souvent possible d'assembler les atomes de différentes manières tout en respectant le nombre de liaisons covalentes que doit faire chaque atome présent dans la molécule.

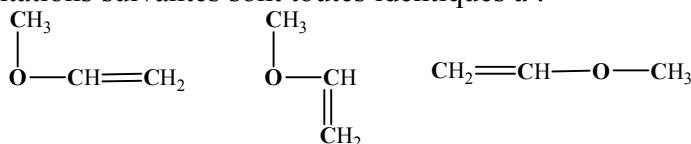
**Des molécules isomères sont des molécules qui ont la même
mais qui n'ont pas les**
Des molécules isomères n'ont pas le même nom. Elles n'ont pas les mêmes propriétés physiques et chimiques.

Ex :

Déterminer deux molécules isomères dont la formule brute C_3H_6O .

Attention il faut bien vérifier que l'enchaînement des atomes est différent entre toutes les molécules isomères !

En effet les trois représentations suivantes sont toutes identiques à : $CH_3-O-CH=CH_2$



IV. Que sont les groupes caractéristiques des molécules organiques ?

IV.1. Définition d'une molécule organique

Une molécule est organique si elle contient un ou des atomes de carbone (C) reliés entre eux sur lesquels sont fixés principalement des atomes d'hydrogène (H)

On y trouve également des atomes d'azote (N), d'oxygène (O), de phosphore (P), de soufre (S)...

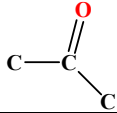
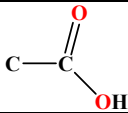
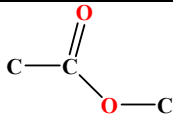
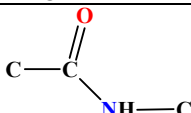
On les rencontre essentiellement dans le domaine du vivant, pharmaceutique, le sport...

IV.2. Définition d'un groupe caractéristique

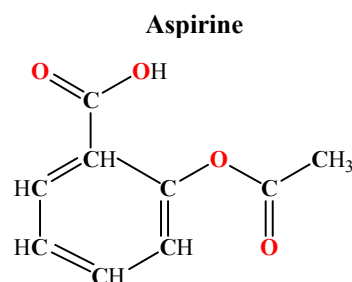
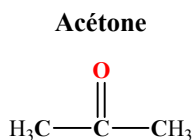
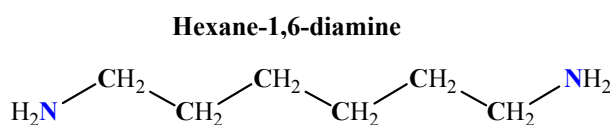
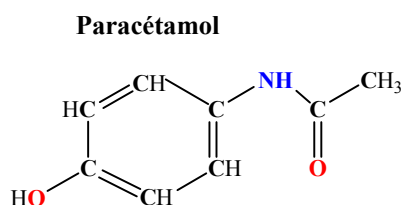
Un groupe caractéristique est un groupe d'atomes présents dans la molécule qui lui donne des propriétés chimiques particulières.

Dans ce groupe d'atomes, il faut qu'il y ait au moins un qui ne soit pas un atome de carbone C.

IV.3. Exemples de groupes caractéristiques

Nom du groupe caractéristique	Groupe d'atomes
Hydroxyle	C—OH
Amine	C—NH ₂
Carbonyle	
Carboxyle	
Esters	
Amide	

Ex : Entourer et identifier les groupes caractéristiques dans les molécules suivantes :



V. Quelles espèces chimiques sont présentes dans les molécules de la santé et du sport ?

V.1. Espèces chimiques naturelles et synthétiques

Une **espèce chimique** correspond à un **ensemble d'atomes ou ions ou molécules** présent dans une substance.

Ex : Vitamine C, ions calcium dans l'eau minérale, atomes de fer dans un clou

Si l'espèce chimique est présente dans la nature on parle d'**espèce chimique**

Si l'espèce chimique est fabriquée par le chimiste au laboratoire on parle d'**espèce chimique**

Ex : Aspirine[®] : acide acétylsalicylique, Paracétamol, Taxol[®]...

Les espèces chimiques synthétiques peuvent être soit des copies d'espèces chimiques naturelles soit des espèces totalement inventées par l'Homme (espèces artificielles).

Ex : Vitamine C (UK, 1934), Taxol (années 90), Ibuprofène (années 60)...

V.2. Corps pur et mélange de corps purs

Une substance composée d'un seul type d'espèces chimiques identiques est appelé

..... = **1 espèce chimique**

Un corps pur est **caractérisé** par un **nom**, une **formule chimique** et un **ensemble de propriétés physiques et chimiques qui lui sont propres** : couleur, odeur, état physique (solide, liquide ou gaz), solubilité, densité, température de fusion, d'ébullition...

Ex : le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) du sucre en poudre, du dioxygène (O_2) en bouteille...

S'il est composé d'un mélange de plusieurs espèces chimiques différentes on parlera d'un

Ex : l'air (mélange de O_2 à 20 % et N_2 à 80 %), comprimé d'aspirine vitaminé...

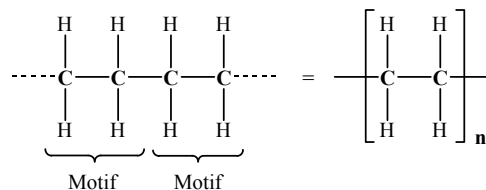
VI. Molécules et matériaux du sport

VI.1. Les polymères

On les trouve dans les matières plastiques de la vie courante ainsi que dans le sport.

Un **polymère** est une **molécule de grande dimension (macromolécule) dans laquelle un motif de base se répète un grand nombre de fois.**

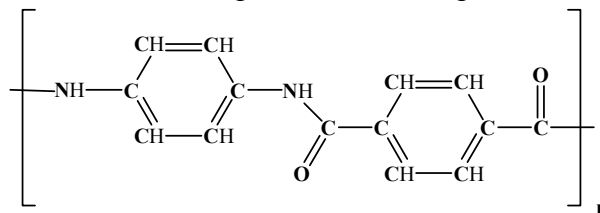
Ex : Le polyéthylène (PE) est un polymère de l'éthylène utilisé dans les plastiques (résistance aux chocs, bonne malléabilité)



Il existe des **polymères naturels** comme le coton (cellulose = polymère de glucose), la soie... et des **polymères synthétiques** comme le polychlorure de vinyle (semelle des baskets), le nylon (toile de parachute)...

Lorsque le chimiste fabrique un polymère synthétique, il réalise une **réaction de polymérisation**.

Ex : Le Kévlar est un matériau très résistant et peu dense utilisé pour les voiles de bateau



VI.2. Les matériaux composites

Un matériau composite est constitué d'au moins deux matériaux non miscibles et qui ne réagissent pas entre eux.

Ils présentent des propriétés que chacun des ses constituants ne possèdent pas individuellement.

Ex :

- le béton armé (béton dans lequel on a inséré des armatures d'acier) est plus solide que le béton (ciment + sable + gravillons + eau) et l'acier pris individuellement
- une « fibre de verre » (saut à la perche) est constituée d'un polymère renforcé de fibres de verre ce qui le rend plus résistant et plus isolant

VI.3. Les nanomatériaux

Les nanoparticules sont des petites particules (de 1 à 100 nm) qui peuvent s'incorporer facilement dans des matériaux « classiques » (comme le béton, les polymères...). Cette insertion confère de nouvelles propriétés physiques et/ou chimiques.

Ex : les nanotubes de carbone permettent d'alléger le cadre d'un vélo tout en gardant une bonne rigidité.

Chapitre 5 : Concentration d'une solution et quantité de matière
(Chimie SANTÉ et SPORT)

Objectifs :

- Savoir qu'une solution contient des molécules ou des ions.
- Savoir que la concentration d'une solution en espèce dissoute peut s'exprimer en $g \cdot L^{-1}$ ou en $mol \cdot L^{-1}$.
- Connaître et exploiter l'expression des concentrations massique et molaire d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.
- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide.
- Savoir que, à pression et à température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature des gaz.

I. Qu'est-ce qu'une quantité de matière ?

Pour passer d'échelle du microscopique (atomes, molécules, ions...) à notre échelle (système macroscopique), le chimiste a « regroupé » les entités chimiques identiques sous forme de « paquet ».

Un « paquet » contient $N = N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités microscopiques identiques.

N_A s'appelle la **constante ou nombre d'AVOGADRO** et on a : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

En chimie on a introduit une nouvelle grandeur qui permet de relier le microscopique (où le nombre d'atomes ions ou molécules d'un échantillon est très élevé) au macroscopique (la masse ou le volume, plus accessible à notre échelle) : c'est la **quantité de matière** : « **n** ».

La **quantité de matière** « **n** » s'exprime en, dont le symbole est
Elle correspond au « nombre de paquets contenant chacun $6,02 \times 10^{23}$ entités identiques ».

1 mole d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions...) est la
d'un système contenant **entités microscopiques identiques.**

Si **N** est le nombre d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions...) contenu dans un système macroscopique alors on peut écrire la relation suivante :

N =	N, sans unité , nombre d'entités microscopiques (atomes, ions, molécules...) n, en mol , la quantité de matière N_A, en mol^{-1} , la constante d'Avogadro
------------	---

Ex : **Quel est le nombre de molécules qu'il y a dans $n = 2,0 \text{ mol}$ d'eau ?**

II. Qu'est ce que la masse molaire ?

II.1. Masse molaire atomique et masse molaire ionique

La masse molaire atomique d'un élément correspond à la **masse**
de cet élément. On la note et elle s'exprime en

Elle se trouve dans la classification périodique des éléments ou elle est donnée dans les énoncés.

Ex : **Indiquer la masse molaire des atomes suivants :**

- M (C) =
- M (H) =
- M (N) =
- M (O) =

La masse molaire d'un ion (ionique) est **égale à la**
correspondant (car la masse des électrons est très faible devant celle de l'atome).

Ex : $M (Fe^{2+}) = M (Fe^{3+}) =$

La **masse molaire** correspond à la masse « d'un paquet » de $6,02 \times 10^{23}$ entités microscopiques identiques.

II.2. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire correspond à la masse
On la note également et elle s'exprime aussi en

Elle se calcule à partir de la masse molaire atomique des atomes qui constituent la molécule.

Ex : Calculer la masse molaire du saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$.

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) =$$

$$=$$

$$=$$

III. Comment déterminer des quantités de matières ?

III.1. Relation entre quantité de matière (n) et masse (m)

Pour un échantillon ne contenant qu'un seul type d'espèces chimiques noté X, la relation qui lie la quantité de matière n_X à sa masse m_X est :

$n_X =$	n_X , en mol , la quantité de matière de l'espèce chimique X m_X , en g , masse de l'échantillon contenant l'espèce chimique X $M(X)$, en g·mol⁻¹ , masse molaire de l'espèce chimique X
---------	---

Ex : Quelle est la quantité de matière d'une masse $m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 34,2 \text{ g}$ de saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ?

III.1. Relation entre quantité de matière (n) d'un liquide et volume du liquide (V)

Dans le cas des liquides, il est plus pratique d'accéder à des volumes.

Ainsi il est nécessaire de connaître la masse volumique ρ_X du liquide.

La **masse volumique** d'un échantillon correspond au rapport de sa masse par le volume qu'il occupe

$\rho_X =$	ρ_X , en g·mL⁻¹ , la masse volumique du liquide m_X , en g , masse de l'échantillon liquide V_X , en mL , volume de l'échantillon liquide
------------	--

Ex :

$$\rho_{\text{eau, liquide}} = 1,00 \text{ g·cm}^{-3} = 1,00 \text{ g·mL}^{-1}$$

ce qui signifie qu'un volume $V = 1,0 \text{ cm}^3 = 1,0 \text{ mL}$ d'eau liquide équivaut à une masse $m = 1,0 \text{ g}$

$$\rho_{\text{cyclohexane}} = 0,77 \text{ g·cm}^{-3} = 0,77 \text{ g·mL}^{-1}$$

ce qui signifie qu'un volume $V = 1,0 \text{ cm}^3 = 1,0 \text{ mL}$ de cyclohexane équivaut à une masse $m = 0,77 \text{ g}$

On en déduit que la masse du liquide a pour expression $m_X =$

Or pour un échantillon contenant un type d'espèces chimiques liquides on a $n_X = \frac{m_X}{M(X)}$ donc :

$n_X =$	n_X , en mol , la quantité de matière de l'espèce chimique liquide X ρ_X , en g·mL⁻¹ , la masse volumique de l'espèce chimique liquide X $M(X)$, en g·mol⁻¹ , masse molaire de l'espèce chimique liquide X V_X , en mL , volume de l'espèce chimique liquide X
---------	---

Ex : Calculer la quantité de matière d'un volume $V_{C_6H_{12}} = 10 \text{ mL}$ de cyclohexane (C_6H_{12}) de masse volumique $\rho_{C_6H_{12}} = 0,79 \text{ g·mL}^{-1}$:

IV. Cas des gaz.

IV.1. Qu'est-ce que le volume molaire d'une espèce chimique ?

Le volume molaire d'une espèce chimique gazeuse, noté V_m , est le **volume occupé par**
 Il s'exprime en

Le **volume molaire d'un gaz V_m ne dépend pas de sa** **mais dépend de sa** **et de sa**

Tous les gaz ont le même volume molaire pour une pression et une température donnée.

IV.2. Relation entre volume (V) et volume molaire (V_m) d'un gaz.

La relation qui lie le volume total (V) d'un gaz à son volume molaire (V_m) est la suivante :

$V_{\text{gaz}} =$	V_{gaz} , en L , volume de l'échantillon gazeux n_{gaz} , en mol , la quantité de matière de gaz V_m , en L·mol⁻¹ , volume molaire des gaz
--------------------	--

Ex :

Quel est le volume qu'occupe $n_{\text{CO}_2} = 3,0 \text{ mol}$ de $\text{CO}_{2(g)}$ dans les conditions de pression et de température où le volume molaire des gaz vaut $V_m = 24,0 \text{ L·mol}^{-1}$?

V. Qu'est-ce qui caractérise une solution ?

V.1. Solution moléculaire et solution ionique

Une **solution** est obtenue en **dissolvant une espèce chimique appelé** **dans un**
 Le solvant est toujours présent en **quantité** par rapport au soluté.

Si le solvant est de l'eau on obtient alors une solution aqueuse.

Si le solvant est une molécule organique on parle de solution organique (Ex : cyclohexane, acétone...).

Le soluté se dissout dans le solvant :

➤ soit en **donnant une**, dans ce cas on dit qu'on a une **solution**

Ex : une solution de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (le saccharose reste sous forme de molécules de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ dans l'eau), une solution d'eau iodée (le diiode I_2 reste sous forme de molécules I_2 dans l'eau)...

➤ soit en **donnant des**, dans ce cas on dit qu'on a une **solution**

Ex : une solution de soude (les pastilles de soude NaOH donnent des ions Na^+ et HO^- dans l'eau), une solution de chlorure de sodium (les cristaux de sel NaCl donnent des ions Na^+ et Cl^- dans l'eau)...

Dans tous les cas les **solutions moléculaires ou ioniques sont électriquement** !

Ex : si on dissout dans l'eau du chlorure de fer III de formule FeCl_3 alors il se forme une solution ionique qui contient des ions Fe^{3+} et des ions Cl^- mais la solution contient 3 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Fe^{3+} (1 ion Fe^{3+} pour 3 ions Cl^-).

V.2. Concentration massique d'une espèce en solution

La concentration massique, notée $C_m(\text{X})$, d'une espèce chimique X en solution s'exprime par la relation suivante :

$C_m(\text{X}) =$	$C_m(\text{X})$, en g·L⁻¹ , concentration massique de l'espèce X m_X , en g , masse de l'espèce X dissoute V , en L , volume dans lequel se trouve l'espèce X dissoute
-------------------	---

Ex : *Quelle est la concentration massique de $m = 4,0 \text{ g}$ de soude (NaOH) dans $V = 500 \text{ mL}$ d'eau ?*

V.3. Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire, notée $C(X)$, d'une espèce chimique X en solution s'exprime par la relation suivante :

$C(X) =$	$C(X)$, en $mol \cdot L^{-1}$, concentration molaire de l'espèce X n_X , en mol , quantité de matière de l'espèce X dissoute V , en L , volume dans lequel se trouve l'espèce X dissoute
----------	--

Ex : *Que vaut la concentration molaire de $n = 0,1$ mol de soude (NaOH) dans $V = 500$ mL d'eau ?*

Lien entre concentration molaire $C(X)$ et concentration massique $C_m(X)$ d'une espèce chimique X :

$C_m(X) =$	$C_m(X)$, en $g \cdot L^{-1}$, concentration massique de l'espèce X $C(X)$, en $mol \cdot L^{-1}$, concentration molaire de l'espèce X $M(X)$, en $g \cdot mol^{-1}$, masse molaire de l'espèce X
------------	---

Ex :

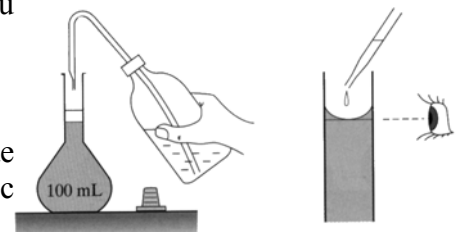
Que vaut la concentration molaire d'une solution de soude de concentration massique $8,0 g \cdot L^{-1}$ sachant que $M(NaOH) = 40,0 g \cdot mol^{-1}$?

VI. Comment préparer une solution ?

VI.1. Par dissolution d'un solide

La préparation d'un volume V d'une solution peut se faire par dissolution d'un solide dans un solvant (très souvent l'eau). Les différentes étapes de la préparation sont :

- 1) Introduire le solide dans la fiole jaugée de volume V
- 2) Rincer de la coupelle qui contenait le solide avec un peu d'eau distillée
- 3) Ajouter l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au 2/3 du volume final V .
- 4) Agiter jusqu'à dissolution complète du solide
- 5) Compléter la fiole avec de l'eau distillée à la pissette
- 6) Ajuster le niveau au trait de jauge avec précision à l'aide d'une pipette Pasteur (le bas du ménisque doit coïncider avec le trait de jauge) puis homogénéiser.



VI.2. Par dilution

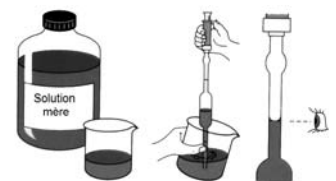
À partir d'une solution concentrée d'une espèce chimique X de concentration molaire $C(X)$ et massique $C_m(X)$ on peut obtenir une solution diluée de cette même espèce de concentration molaire $C'(X)$ ou massique $C_m'(X)$.

La solution la plus concentrée est appelée solution tandis que la solution diluée est appelée solution

On a donc : $C'(X) \dots\dots\dots C(X)$ et $C_m'(X) \dots\dots\dots C_m(X)$

La méthode de préparation d'un volume $V'(X)$ d'une solution fille par dilution est la suivante :

- 1) Verser un peu de solution mère dans un bécher
- 2) Introduire la propipette sur la pipette jaugée ou graduée de volume V et conditionner la pipette avec la solution mère.
- 3) Prélever le volume $V(X)$ de solution mère de concentrations $C(X)$ et $C_m(X)$ à l'aide de la pipette
- 4) L'introduire dans la fiole jaugée de volume V'
- 5) Ajouter l'eau distillée dans la fiole jaugée jusqu'au 2/3 du volume final V' .
- 6) Agiter jusqu'à dissolution complète du solide
- 7) Compléter la fiole avec de l'eau distillée à la pissette
- 8) Ajuster le niveau au trait de jauge avec précision à l'aide d'une pipette Pasteur (le bas du ménisque doit coïncider avec le trait de jauge) puis homogénéiser.

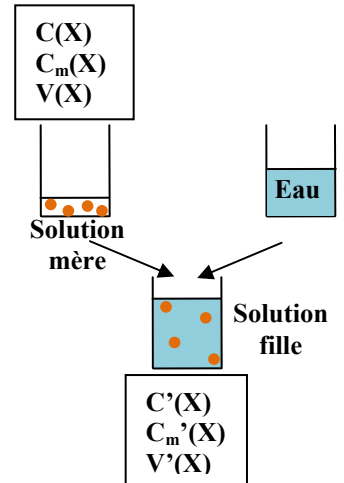


VI.3. Dilution et conservation de la masse ou de la quantité de matière

Lors d'une dilution, la et la se conservent !

On a donc :

Et



Ex : Quel volume $V(\text{NaOH})$ de solution mère de soude de concentration molaire $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ pour préparer 20 mL d'une solution de soude de concentration molaire $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

Chapitre 6 : Relativité du mouvement (Physique SPORT et UNIVERS)

Objectifs :

➤ Comprendre que la nature du mouvement observé dépend du référentiel choisi ;

I. Comment étudier un mouvement ?

I.1. Définir un système d'étude

Le **système d'étude** correspond au ou l'ensemble de dont on cherche à
 Le **système d'étude doit TOUJOURS être indiqué en premier** (même si la question n'est pas posée !).
 On le note de la manière suivante : **Système d'étude : {corps étudié}**

Ex : on veut étudier le mouvement d'une balle donc Système d'étude : {la balle}

L'étude du mouvement d'un corps peut être complexe et pour simplifier l'étude on se limite à l'étude d'un point du corps, souvent le centre de gravité du corps.

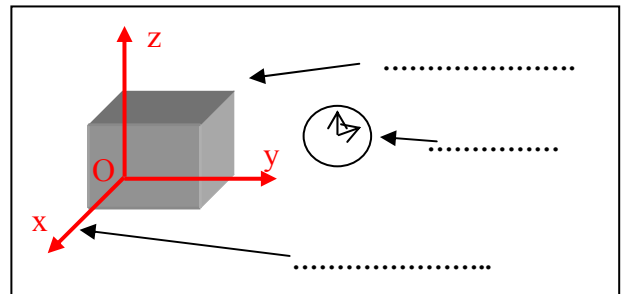
I.2. Définir le référentiel d'étude

Après avoir précisé le système d'étude, il faut préciser **par rapport à quoi on étudie le mouvement** du système c'est ce qu'on appelle **solide de référence**.

Le mouvement d'un corps peut être différent selon le choix du solide de référence.

Ex : Mouvement d'une balle par rapport au sol ou par rapport au centre de la roue arrière du vélo.

Un **référentiel** est un auquel on **associe un** (pour repérer les positions du solide dans l'espace) et **une** (pour repérer le temps).

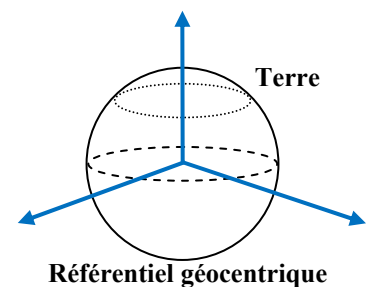


Le choix du référentiel d'étude doit permettre une description la plus simple du mouvement du corps.

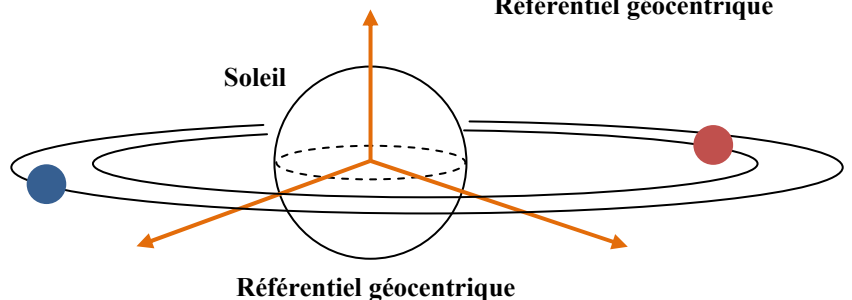
Il existe **3 types de référentiels** d'étude :

- Le **référentiel** : utilisé pour étudier le mouvement des objets à la surface de la Terre. Il est constitué par la **surface de la Terre ou par tout objet immobile par rapport à la Terre.**

- Le **référentiel** : utilisé pour étudier le mouvement de la Lune et des satellites de la Terre. Son centre correspond au **centre de la Terre** et les 3 axes sont dirigés vers 3 étoiles lointaines supposées fixes.



- Le **référentiel** : utilisé pour étudier le mouvement des planètes du système solaire. Son centre correspond au **centre du Soleil** et les 3 axes sont dirigés vers 3 étoiles lointaines supposées fixes.



Il faut donc **indiquer en second la nature du référentiel d'étude** (avec le solide de référence auquel il est lié s'il s'agit du référentiel terrestre).

Ex : Mouvement de la balle par rapport au sol : Référentiel d'étude : Référentiel terrestre lié au sol

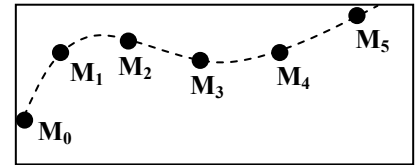
I.3. Se repérer dans le temps

À une position particulière du corps étudié, on associe une ou un t exprimé en

Ex :

Lorsque le point M est en position M_0 alors la date est notée t_0

Lorsque le point M est en position M_3 alors la date est notée t_3



On définit toujours une date (ou un instant) d'origine, notée t_0 , qui vaut souvent $t_0 = 0$ s

On a donc toujours : $t > t_0$

La **durée Δt** (en s) correspond à la **différence de temps entre deux instants différents**.
Elle est !

Ex : **Exprimer la durée que met le point M pour parcourir la distance M_1M_3 en fonction des dates t_0 et t_3**

I.4. Chronométrage

À l'aide de dispositifs qui utilisent des phénomènes périodiques, on mesure des durées de en plus en plus précises.

Les plus anciens sont la clepsydre, le sablier, l'horloge à balancier...

Actuellement on utilise le chronomètre, la vidéo, le GPS, l'horloge atomique...

Quelle que soit la durée à mesurer l'appareil de mesure doit être adapté à la mesure.

Le **résultat d'une mesure doit être écrit avec un nombre de chiffres cohérent avec la précision de l'instrument de mesure**.

Ex : En utilisant une montre précise à la seconde on ne peut pas exprimer le résultat d'un 100 m au dixième de seconde près !

II. **Quels sont les différents types de mouvements ?**

II.1. Trajectoire d'un point

La trajectoire d'un point est la

- Si la trajectoire est une **droite**, on parle de trajectoire
- Si la trajectoire est un **cercle**, on parle de trajectoire
- Si la trajectoire est une **courbe quelconque**, on parle de trajectoire

La **trajectoire d'un point** **du référentiel d'étude**, c'est pour ça qu'on parle de**du mouvement**.

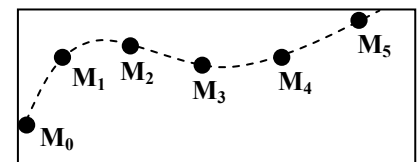
II.2. Vitesse moyenne – Vitesse instantanée

La **vitesse moyenne v_m** entre deux instants t_1 et t_2 (avec $t_1 < t_2$) correspond à la distance parcourue **d** pendant la durée $\Delta t = t_2 - t_1$ soit :

$v_m =$	v_m , en $m \cdot s^{-1}$, vitesse moyenne d , en m , distance parcourue = distance M_1M_2 Δt , en s , durée entre les positions du point M aux dates t_1 et t_2
---------	---

Ex : la vitesse moyenne du point M entre les positions M_0 et M_5 s'écrit :

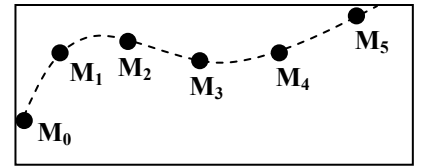
$v_m =$



La **vitesse instantanée** d'un point M correspond à la vitesse à un instant t donné.
On peut considérer qu'elle correspond à la vitesse moyenne du point M entre les deux positions autour du point M considéré.

Ex : **Quelle est l'expression de la vitesse instantanée du point M à la date t_3 ?**

$$v_3 =$$



Remarque : on exprime souvent la vitesse en $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$: $1 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1} = \dots\dots\dots \text{km}\cdot\text{h}^{-1}$ et $1 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1} = \dots\dots \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$

Ex :

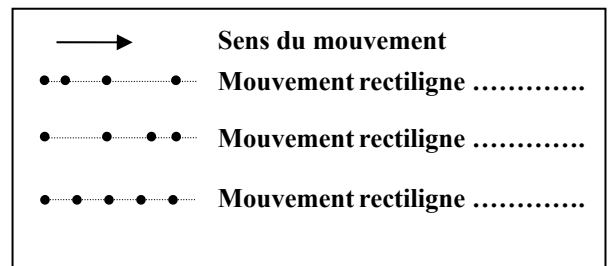
a) **Convertir $v = 5,0 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ en $\text{km}\cdot\text{h}^{-1}$.**

b) **Convertir $v = 5,0 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$ en $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$.**

II.3. Description du mouvement

Le **mouvement** d'un point est caractérisé par sa et par l'évolution de sa :

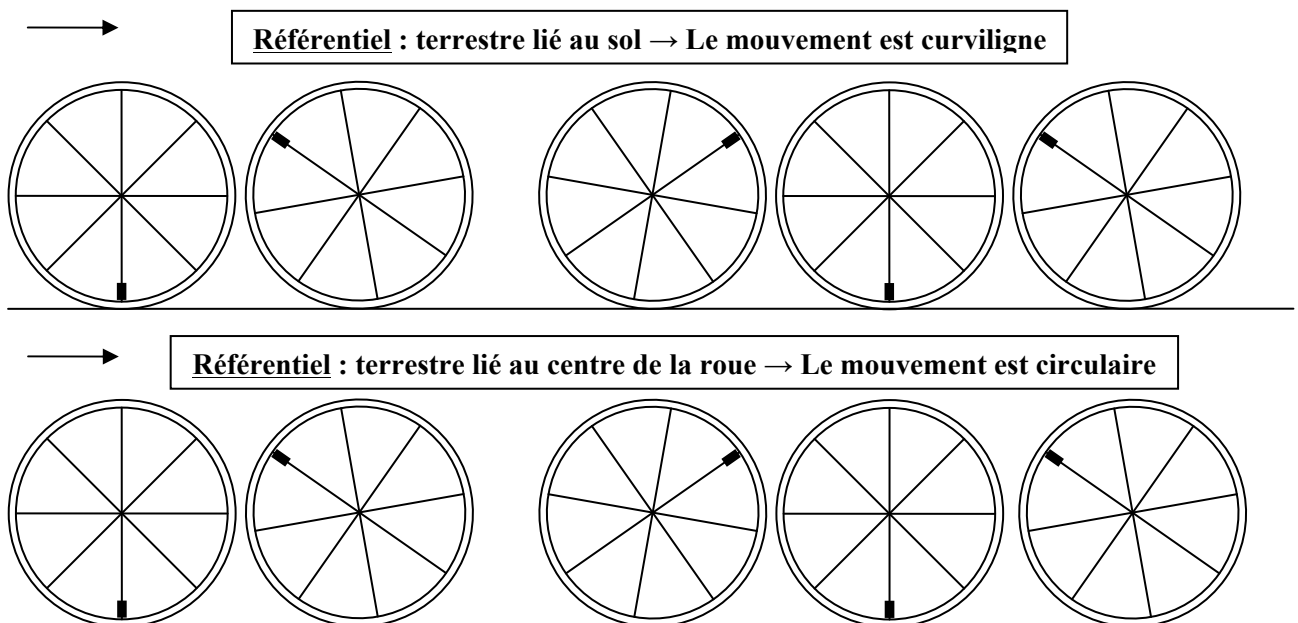
- Si la **vitesse augmente**, on parle de **mouvement** (les points s'éloignent entre chaque instant)
- Si la **vitesse diminue**, on parle de **mouvement** (les points se rapprochent entre chaque instant)
- Si la **vitesse reste constante**, on parle de **mouvement** (les points sont équidistants)



Ex : **Déterminer la trajectoire de la valve d'une roue de bicyclette par rapport :**

a) **à la route**

b) **au centre de la roue**



Chapitre 7 : Forces et mouvements – Principe d’inertie (Physique SPORT)

Objectifs :

- Savoir qu’une force qui s’exerce sur un corps modifie la valeur de sa vitesse et/ou la direction de son mouvement et que cette modification dépend de la masse du corps ;
- Utiliser le principe d’inertie pour interpréter les mouvements simples en termes de forces.

I. Qu’est-ce qu’une force ?

I.1. Action mécanique sur un corps

Si un objet A agit sur un autre objet B, on dit que l’objet A crée une **action mécanique** sur l’objet B.
Il existe deux types d’actions mécaniques :

- Les : **si les deux objets sont en contact l’un avec l’autre**

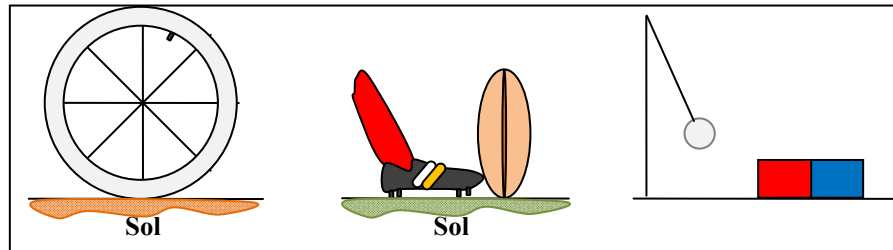
Ex :

action du sol (objet A) sur une roue de vélo (objet B) → le sol empêche la roue de s’enfoncer ;
action d’un pied (A) sur un ballon (B) → le pied va mettre en mouvement le ballon

- Les : **si les deux objets sont éloignés l’un de l’autre**

Ex :

action d’un aimant (objet A) sur la bille (objet B) → l’aimant attire la bille vers lui.
action de la Terre (A) sur un ballon (B) → La Terre attire le ballon vers le sol (son centre).



I.2. Modélisation de l’action mécanique : la force

Une action mécanique peut être modélisée par une

Une force est caractérisée par :

- un
- une (horizontal, vertical, selon le fil, selon la droite...)
- un (vers le bas, vers le haut, de gauche à droite, de droite à gauche, vers le centre ...)
- une (**ou valeur**) exprimée en **de symbole**

La valeur d’une force se détermine à l’aide d’un appareil qui s’appelle le

L’action de la Terre sur le ballon se modélise par une force appelée : le poids P

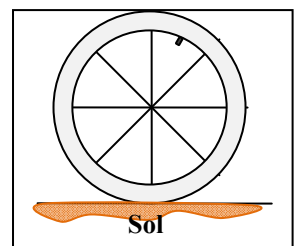
L’action du sol sur la roue se modélise par une force appelée : la réaction du support R

I.3. Représentation de la force : le vecteur force

Mathématiquement on représente une force par un \vec{F} .
Attention à ne pas oublier la flèche sur le vecteur !

Ex : Le poids \vec{P} , la réaction normale du support \vec{R}_N , les forces de frottements...

Attention à bien préciser le nom du vecteur force que vous écrivez !



Ex :

Quelles sont les forces qui s’exercent sur la roue immobile ? Représenter les vecteurs forces associés.

I.4. Le poids d'un corps

Tout corps de masse m à la surface de la Terre subit une action à distance de la part du centre de la Terre : cette action se modélise par un vecteur appelé le poids noté \vec{P}

Le poids d'un corps est caractérisée par :

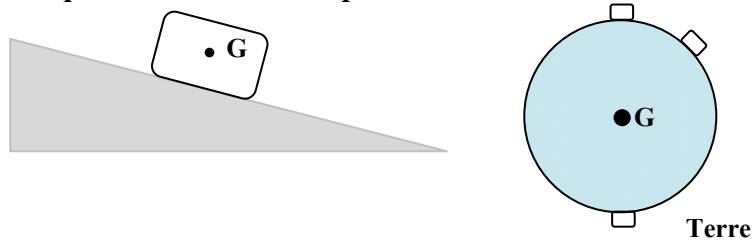
- un **point d'application** :
-
- **Direction** : (TOUJOURS !)
- **Sens** :
(TOUJOURS !)
- **Norme** ou valeur :

Ex :

Calculer le poids P d'un corps de masse $m = 10 \text{ g}$.
L'intensité de la pesanteur vaut $g_T = 9,8 \text{ N}\cdot\text{kg}^{-1}$

$P =$	<p>P, en N, poids du corps</p> <p>m, en kg, masse du corps</p> <p>g_T, en $N\cdot kg^{-1}$, intensité de la pesanteur terrestre ($g_T \approx 10 \text{ N}\cdot kg^{-1}$, dépend du lieu)</p>
-------	--

Ex : Représenter le vecteurs poids \vec{P} sur les exemples suivants :



I.5. Bilan des forces extérieures à un système

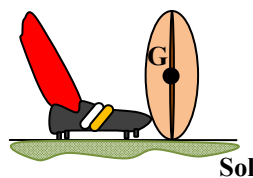
Réaliser un bilan des forces extérieures à un système d'étude consiste à faire l'inventaire des forces extérieures au système qui interagissent avec ce dernier.

Il faut se poser la question suivante :

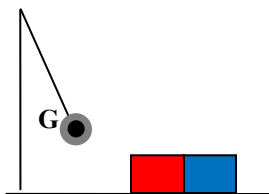
« Qu'est-ce qui interagit AU CONTACT du système ? » → bilan des actions de contact

« Qu'est-ce qui interagit À DISTANCE avec le système ? » → bilan des actions à distance

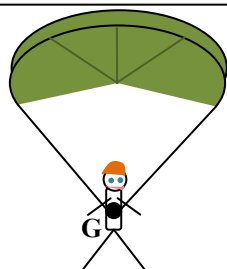
Ex : Faire le bilan des forces extérieures qui agissent sur les différents systèmes :



Système d'étude : {ballon}
Référentiel :
Bilan des forces extérieures au système :



Système d'étude : {bille}
Référentiel :
Bilan des forces extérieures au système :



Système d'étude : {homme + parachute}
Référentiel :
Bilan des forces extérieures au système :



II. Quels sont les effets d'une force sur le mouvement d'un corps ?

Les effets d'une force sur un corps ont trois conséquences :

- La de ce corps ;
Ex : le ballon immobile sur le sol que le joueur frappe

- La **modification de la et/ou de la** du corps ;
Ex :
 ▪ action des freins sur une roue de vélo en mouvement (modification de la vitesse)
 ▪ action de l'aimant sur la bille initialement en mouvement rectiligne (modification de la trajectoire)
 ▪ action d'un palet de curling immobile sur un palet de curling en mouvement (modification de la vitesse et de la trajectoire)

- La du corps.
Ex : action d'un tireur qui déforme l'arc

Ces effets dépendent de la du corps : plus la du corps est faible, plus ces effets sont

III. Qu'est-ce que le principe d'inertie ?

III.1. Forces qui se compensent

On dit que des forces se compensent si la

 En terme de vecteurs forces, la somme de tous les vecteurs forces $\sum \vec{F}_{ext}$ est égale au vecteur

Ex : le ballon au repos sur l'herbe sans que le rugbyman ne vienne le toucher :



Système d'étude : {ballon}
 Référentiel :
 Bilan des forces extérieures au système :

Le ballon ne bouge pas, ce qui signifie que l'effet de la Terre (via le poids \vec{P}) et l'effet du sol (via la réaction du sol \vec{R}) sur le ballon se compensent.

Si deux forces se compensent alors elles ont la même, la même mais des opposés.

III.2. Énoncé du principe d'inertie

En 1638, Galilée remarque qu'un corps en mouvement rectiligne uniforme, poursuit son mouvement indéfiniment jusqu'à ce qu'il rencontre un obstacle. Mais c'est en 1687 qu'Isaac NEWTON énonce le principe d'inertie :

Si les forces qui s'exercent sur un corps alors :
 le corps est s'il n'a pas de vitesse initiale
 ou
 le corps a un mouvement s'il possède une vitesse initiale

La réciproque est vraie :

.....

Ex :

Un palet de hockey qui glisse sur la glace en ligne droite et à vitesse constante.

À l'aide du principe d'inertie, on peut affirmer que les forces qui s'exercent sur le palet se compensent.

Conséquence du principe d'inertie dans la vie courante :

Vous êtes dans une voiture qui roule en ligne droite et à vitesse constante (mouvement rectiligne uniforme). Vous êtes immobiles dans la voiture.

Quand la voiture freine, la vitesse diminue.

Sans la ceinture de sécurité, vous seriez projetés vers l'avant d'après le principe d'inertie, vous continuez à avancer en ligne droite et à vitesse constante.

IV. Comment aborder un problème de mécanique ?

1) Définir le système d'étude

« Quel est le corps qu'on étudie ? »

2) Définir le référentiel d'étude

« Par rapport à quoi on l'étudie ? »

3) Faire un bilan des forces extérieures au système

« Qu'est-ce qui agit de loin (à distance) et / ou directement (contact) sur le corps ? »

Indiquer le nom des vecteurs forces.

4) Si le mouvement du corps est RECTILIGNE ET UNIFORME ou si le corps N'A PAS DE MOUVEMENT et UNIQUEMENT dans l'un de ces deux cas

J'énonce le principe d'inertie et j'en déduis que les forces qui s'exercent sur le corps se compensent.

Chapitre 8 : Transformations chimiques et activités sportives (Chimie SPORT)

Objectifs :

- Décrire un système chimique et son évolution.
- Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.
- Étudier l'évolution d'un système chimique par la caractérisation expérimentale des espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.

I. Qu'est-ce qu'une transformation chimique ?

I.1. État d'un système chimique

Un système chimique est composé de plusieurs espèces chimiques pris dans des conditions de pression et de température bien précises.

Un **système chimique** : il passe d'un état initial vers un état final.
L'état final du système est **de l'état initial.**
 Le **passage du système chimique d'un état initial vers un état final** (différent de l'état initial) s'appelle une

À l'état final, la transformation chimique, **le système chimique**

Pour décrire l'état d'un système chimique il faut préciser :

- La pression **P** et la température **θ** à laquelle on travaille ;
- La **formule chimique des espèces chimiques** présentes (Ex : H₂O, O₂...) ;
- **L'état physique** de chaque espèce chimique en indice : (**s**) pour solide, (**l**) pour liquide, (**g**) pour gazeux, (**aq**) pour dissous en solution aqueuse (Ex : H₂O_(l), O_{2(g)}...) ;
- La **quantité de matière** de chaque espèce chimique présente.

Ex : Combustion du carbone C_(s) dans le dioxygène O_{2(g)}

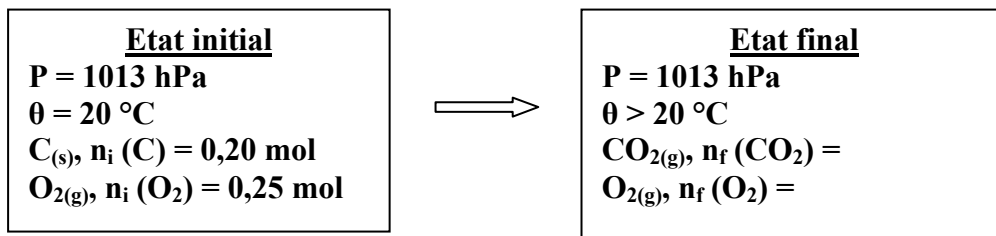
Lors de la combustion, à P = 1013 hPa et à θ = 20°C, de 0,20 mol de carbone solide dans un flacon contenant 0,25 mol de dioxygène, il se forme un gaz incolore.

À la fin de la transformation, la température θ a augmenté et la pression n'a presque pas changé.

La quantité de gaz récupéré à la fin de la transformation chimique vaut 0,20 mol et il reste 0,05 mol de dioxygène.

Lorsque ce gaz « barbotte » dans de l'eau de chaux celle-ci se trouble (précipité blanc).

Compléter le schéma bilan de la transformation chimique en décrivant l'état du système chimique à l'état final.



Attention : Ne pas confondre une transformation chimique avec une transformation physique.

Dans une **transformation chimique** il y a et **d'espèces chimiques.**
Ex :
 La réaction de combustion du carbone dans le dioxygène

Dans une **transformation physique**, ce n'est pas le cas, il y a juste

Ex :
 Quand on fait bouillir de l'eau dans une casserole on a affaire à une transformation physique.

I.2. Réactifs et produits

Une **espèce chimique** dont la **quantité de matière diminue** au cours de l'évolution d'un système chimique est appelée « ».

Si la **quantité de matière du réactif devient nulle alors le réactif est totalement consommé**, on dit que c'est let de la transformation chimique.

Une **espèce chimique qui apparaît ou** dont **la quantité de matière augmente** au cours de la transformation chimique est appelée « ».

Une **espèce spectatrice** est une espèce dont **la quantité de matière** lors d'une transformation chimique.

Ex 1 : Combustion du carbone $C_{(s)}$ dans le dioxygène $O_{2(g)}$

Les réactifs de la transformation sont :

-
-

Le produit de la transformation est :

-

Ex 2 : Combustion du méthane $CH_{4(g)}$ dans l'air ($N_{2(g)} + O_{2(g)}$)

Lors de la combustion du méthane dans l'air, il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau sous forme vapeur.

Quels sont les réactifs de cette transformation chimique ?

-
-

Quels sont les produits de cette transformation chimique ?

-
-

Le diazote $N_{2(g)}$ n'est pas consommé, on dit que c'est une espèce « spectatrice », sa quantité de matière n'évolue pas au cours du temps (elle reste identique).

I.3. Réaction chimique

La réaction chimique est l'écriture symbolique de la transformation chimique.

La réaction chimique est symbolisée par une **équation bilan de réaction**.

Une équation bilan indique :

- la **nature des réactifs à d'une flèche** (formule brute et état physique) ;
- la **nature des produits à d'une flèche** (formule brute et état physique) ;
- les proportions dans lesquelles les réactifs disparaissent et les produits apparaissent au cours de l'évolution du système (on met ainsi des « nombres » devant les réactifs et les produits).

Les « nombres » qui sont placés devant les réactifs et les produits sont appelés

Les nombres stœchiométriques dans l'équation de la réaction traduisent **la conservation des** **et la conservation des**

Si le **nombre vaut 1** alors on ne fait pas apparaître de nombre stœchiométrique devant l'espèce chimique correspondante.

Attention :

Une espèce spectatrice NE DOIT PAS APPARAÎTRE dans l'équation bilan de la réaction.

Mais ce n'est pas parce qu'elle n'apparaît pas qu'elle n'est pas présente !

Ex 1 : Écrire l'équation bilan de la combustion du carbone dans le dioxygène.

Ex 2 : Écrire l'équation bilan de la combustion du méthane dans le dioxygène.

I.4. Bilan de matière

La détermination des **quantités de matières des réactifs et des produits à l'état final** d'une transformation chimique constitue un **bilan de matière**.

Ex : Faire le bilan de matière de la Combustion du carbone $C_{(s)}$ dans le dioxygène $O_{2(g)}$ du I.1.

$$n_f(CO_2) = \quad ; \quad n_f(O_2) = \quad ; \quad n_f(C) =$$

II. Quels sont les effets thermiques des transformations ?

Les aliments que nous ingérons sont décomposés lors de la digestion.

Les constituants alimentaires directement utilisables par notre organisme sont appelés nutriments (protides, glucides, lipides...), ils sont nécessaires pour assurer le bon fonctionnement des différents organes.

L'énergie nécessaire au bon fonctionnement des organes est fournie par la combustion des nutriments lors du métabolisme.

La **combustion** d'une espèce chimique fait intervenir :

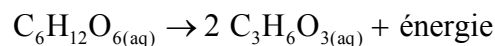
- un : le **dioxygène** $O_{2(g)}$
- un : l'espèce chimique qui va brûler avec le dioxygène

Lors d'une combustion complète, il y a formation de dioxyde de carbone $CO_{2(g)}$ et d'eau $H_2O_{(g)}$.

Une combustion **libère toujours de l'énergie sous forme de chaleur** (énergie thermique).

Application : Transformations chimiques dans l'organisme lors des efforts physiques

Lors de la première phase d'un effort, le glucose ($C_6H_{12}O_{6(aq)}$) est dégradé en acide lactique ($C_3H_6O_{3(aq)}$) :



Lors de l'effort prolongé, le glucose est dégradé selon un processus équivalent à sa combustion dans le dioxygène $O_{2(g)}$:



De manière générale, une transformation chimique est un processus qui affecte l'énergie que possède le système chimique :

- Une réaction qui **libère de l'énergie** est appelée **réaction** (ex : combustion)
- Une réaction qui **absorbe de l'énergie** est appelée **réaction** (ex : dissolution de certains solides dans l'eau)

Lors d'un effort physique, les réponses de l'organisme sont une modification de quelques paramètres physiologiques (rythme respiratoire, rythme cardiaque...) et une modification de la température corporelle.

Seule une partie de l'énergie libérée par le métabolisme est utilisée par les muscles (environ 25 %) et le reste est évacué sous forme de chaleur.

L'effort physique constitue donc une transformation chimique exothermique.

La sudation (le fait de suer) permet à la température du corps de ne pas trop s'élever : l'eau de la sueur prélève de l'énergie au corps sous forme de chaleur pour se vaporiser ce qui contribue au refroidissement de l'organisme.

La sudation est donc une transformation physique endothermique.

Chapitre 9 : Pression et sport (Physique SPORT)

Objectifs :

- Savoir que dans les liquides et les gaz la matière est constituée de molécules en mouvement.
- Utiliser la relation $P = F/S$, F étant la force pressante exercée sur une surface S , perpendiculairement à cette surface.
- Savoir que la différence de pression entre deux points d'un liquide dépend de la différence de profondeur.
- Savoir que la quantité maximale de gaz dissous dans un volume donné de liquide augmente avec la pression.
- Savoir que, à pression et température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

I. Qu'est-ce que la pression ?

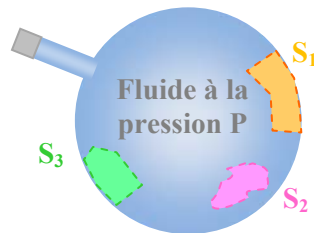
I.1. Notion de fluide

Un fluide est un milieu qui est déformable et qui est capable de s'écouler sans contrainte.

On distingue 2 types de fluides : les gaz (fluides compressibles) et les liquides (fluides incompressibles).

I.2. Force pressante

Soit un fluide (gaz ou liquide), à la pression P , à l'intérieur d'une paroi déformable de surface S .



Le fluide exerce une action mécanique sur la surface de la paroi S qu'on modélise par une force appelée force pressante F .

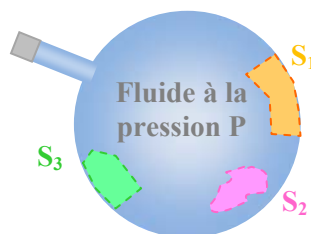
La force pressante exercée par le fluide sur la paroi est perpendiculaire à la surface de la paroi et est dirigée du fluide vers la paroi.

On représente cette force par le vecteur force pressante $\vec{F}_{\text{fluide}/S}$ exercée sur la surface S .

Les caractéristiques du vecteur $\vec{F}_{\text{fluide}/S}$ sont :

- **Point d'application** :
- **Direction** :
- **Sens** :
- **Norme** :

$F_{\text{fluide}/S} =$	$F_{\text{fluide}/S}$, en N , force pressante du fluide sur la paroi de surface S P , en Pa , pression du fluide sur la paroi S , en m^2 , surface de la paroi en contact avec le fluide
-------------------------	---



I.3. Définition de la pression

Si un fluide exerce une force pressante $F_{\text{fluide}/S}$ sur une paroi de surface S alors on appelle pression P du fluide la grandeur qui correspond au rapport :

$P =$	$F_{\text{fluide}/S}$, en N , force pressante du fluide sur la paroi de surface S P , en Pa , pression du fluide sur la paroi S , en m^2 , surface de la paroi en contact avec le fluide
-------	---

L'unité légale de la pression dans le système internationale de mesure est le (symbole).
 Très souvent on emploie un de ses multiples : l' (.....) :

1 hPa = Pa = Pa

Ex :

**Déterminer la pression qu'exerce un fluide de force pressante $F = 30\text{ N}$ sur une surface $S = 10\text{ cm}^2$.
 Convertir cette valeur en hPa.**

Il existe d'autres unités de pression comme le bar ($1\text{ bar} = 10^5\text{ Pa}$), l'atmosphère ($1\text{ atm} = 1013\text{ hPa}$), le mm de Hg ($760\text{ mm de Hg} = 1013\text{ hPa}$)...



La pression d'un fluide se mesure avec un ou un **capteur de pression**.

Un manomètre est un appareil destiné à mesurer la différence de pression entre un gaz contenu dans une enceinte fermée et la pression atmosphérique, on mesure alors

$\Delta P = P_{\text{gaz}} - P_{\text{atm}}$

Ex :

Dans une station de gonflage la pression d'un pneu de voiture vaut 2,4 bar.

Que vaut la pression de l'air P_{air} à l'intérieur du pneu sachant que la pression atmosphérique est $P_{\text{atm}} = 1,013\text{ bar}$?

II. Comment décrire la matière à l'échelle microscopique ?

II.1. Modélisation des fluides

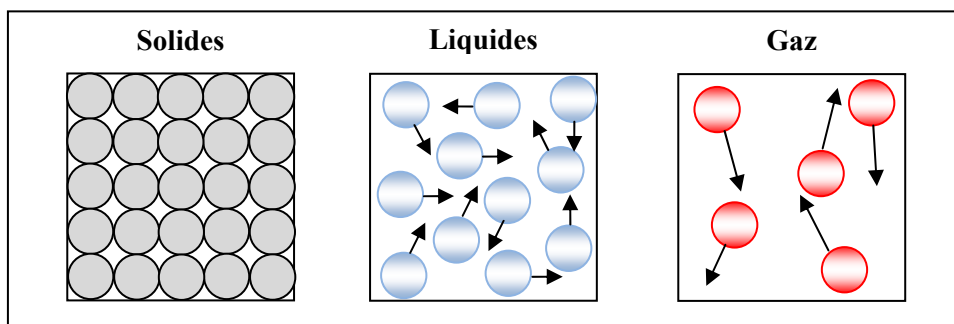
Dans les solides les particules (atomes ou molécules ou ions) sont très rapprochées les unes des autres et l'ensemble constitue un volume très compact et bien ordonné. Les solides sont très peu compressibles.

Dans les liquides et les gaz, la matière est constituée de particules (atomes ou molécules ou ions) en mouvement et : c'est le mouvement

Dans un liquide les particules sont un peu plus libres les unes des autres que dans les solides et l'ensemble occupe un volume compact. Les liquides sont peu compressibles.

Les particules constitutives d'un gaz sont très éloignées les unes des autres et l'ensemble occupe tout le volume qui lui est offert.

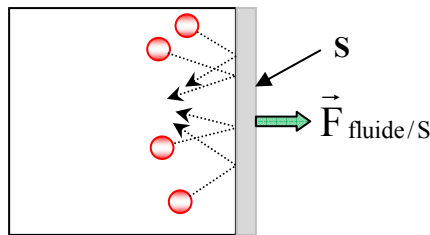
Entre les particules de gaz il y a du vide, c'est ce qui explique que les gaz sont nettement plus compressibles que les liquides ou les solides.



II.2. Interprétation microscopique de la pression

Les particules d'un gaz ou d'un liquide sont agitées, elles se déplacent à grande vitesse et exercent des chocs sur les parois du récipient qui les contient.

Le choc des particules exerce ainsi une action mécanique sur la surface S de la paroi qui les contient, c'est la force pressante $\vec{F}_{\text{fluide/S}}$.



La pression d'un liquide ou d'un gaz est due

Plus le nombre de chocs sur la paroi est important et violent plus la pression du gaz ou du liquide

Plus la température est importante, plus les particules sont et plus la pression

III. Pression et sport d'altitude

III.1. La pression atmosphérique

L'atmosphère est une couche de gaz (d'air) fine qui entoure notre planète jusqu'à une hauteur d'environ 50 km d'altitude par rapport au sol terrestre.

Elle est constituée de plusieurs couches différentes de températures différentes.

La **pression atmosphérique** correspond à la

On l'exprime souvent en **hPa**.

La **pression atmosphérique moyenne** à la surface de la mer vaut $P_{\text{atm}} = \dots\dots\dots$

La pression atmosphérique avec l'altitude.

Ex :

À 10 km d'altitude la pression atmosphérique vaut $P = 250 \text{ hPa}$

À 20 km d'altitude la pression atmosphérique vaut $P = 55 \text{ hPa}$

À l'échelle du laboratoire on peut considérer que la pression atmosphérique reste constante c'est pour cela qu'on parle de LA pression du gaz (et non pas des pressions du gaz suivant l'altitude).

La pression atmosphérique se mesure à l'aide d'un



III.2. Relation entre volume d'un gaz et nombre de molécules de gaz

Deux gaz différents mais de même volume V, à la même température θ et à la même pression P renferment le même nombre de molécules.

À pression et température données, un nombre donné de molécules de gaz occupe le quelque soit la nature du gaz.

Ex :

Une mole ($N = 6,02 \times 10^{23}$ molécules) de dioxygène O_2 ou d'argon Ar occupent un volume $V = 22,4 \text{ L}$ à $P = 1\,013 \text{ hPa}$ et $\theta = 0^\circ\text{C}$;

C'est ce que nous avons appelé le volume molaire des gaz (Chapitre 5, point IV.1.)

III.3. Application : sports d'altitude.

Plus on monte en altitude, plus la pression atmosphérique diminue, il y a donc moins de molécules de dioxygène disponible : la respiration est beaucoup plus difficile.

En haute montagne l'organisme s'adapte en fabriquant plus de globules rouges pour améliorer le transport du dioxygène dans le sang.

IV. Pression et plongée

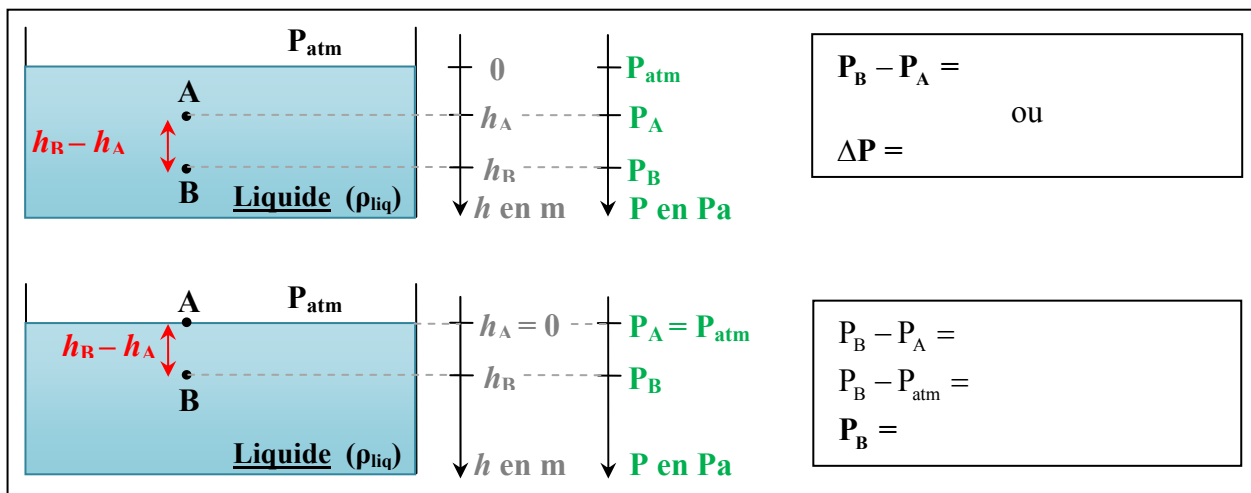
IV.1. Pression dans un liquide au repos

La pression à l'interface entre un liquide et l'air correspond à la pression atmosphérique P_{atm} .

La pression P mesurée en un point d'un liquide au repos dépend de la du point et de la

On a la relation suivante :

$P_B - P_A =$	P_B , en Pa , Pression du fluide au point B
ou	P_A , en Pa , Pression du fluide au point A
$\Delta P =$	ρ_{liq} , en kg/m^3 , Masse volumique du fluide
	g_T , en $N \cdot kg^{-1}$, intensité de la pesanteur terrestre
	h_B , en m , Profondeur du point B
	h_A , en m , Profondeur du point A
	ΔP , en Pa , Différence de pression entre deux points dans le liquide
	Δh , en h , Différence de profondeur entre deux points



Ex : Déterminer la pression d'un plongeur situé à une profondeur de 30 m sous le niveau de la mer. La pression à la surface de l'eau est $P_{atm} = 1\ 013\ hPa$, l'intensité de la pesanteur vaut $g_T = 9,81\ N \cdot kg^{-1}$ et la masse volumique de l'eau de mer est $\rho_{eau} = 1\ 025\ kg/m^3$. Conclure.

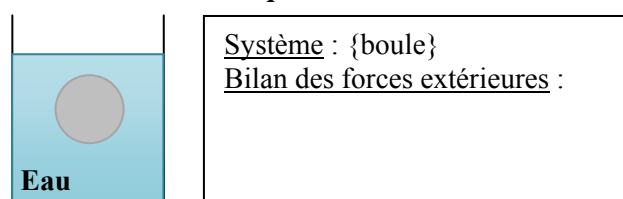
Plus un plongeur descend en profondeur, plus il subit une pression de l'eau importante

IV.2. Poussée d'Archimède

Lorsqu'un corps est immergé dans l'eau il subit des forces pressantes de l'eau sur toute sa surface en contact avec l'eau.

L'ensemble de ces forces pressantes de l'eau sur le corps immergé est représenté par une force verticale dirigée vers le haut appelée poussée d'Archimède $\overline{\Pi}_A$.

Ex : Faire un bilan des forces qui s'exercent sur une boule complètement immergée dans un bécher d'eau. On considère que la boule est immobile.



Un plongeur porte une ceinture de plomb pour pouvoir descendre en profondeur malgré la poussée d'Archimède qui a tendance à le faire remonter.

IV.3. Loi de Boyle – Mariotte

En 1662, BOYLE arrivait à démontrer que le produit Pression × Volume est constant : *le volume d'un échantillon gazeux est inversement proportionnel à sa pression !*

BOYLE avait aussi noté que le changement de température avait aussi un effet sur le produit $P \times V$
C'est en 1676 que MARIOTTE compléta la loi de BOYLE en ajoutant à *température constante* à la loi de BOYLE.

Loi de BOYLE – MARIOTTE :

À température constante T, le volume V d'une quantité de gaz donnée est à sa pression P.
Le produit $P \times V$ est constant :

Cette loi n'est valable que pour les gaz aux faibles pressions.

Ex : Pourquoi le volume des bulles d'air que rejette un plongeur augmente quand elles remontent ?

IV.4. Dissolution d'un gaz dans un liquide

Un gaz a une certaine solubilité dans un liquide : on ne peut dissoudre que qu'une quantité maximale de gaz (saturation) dans un volume donné de liquide.

Ex : Solubilité de O₂ dans l'eau à 20 °C = 8,8 mg / L sous P = 1 000 hPa

En gardant le même volume de liquide, si on augmente la pression du gaz on augmente la quantité maximale de gaz qu'on peut dissoudre.

Ex : Solubilité de O₂ dans l'eau à 20 °C = 17,6 mg / L sous P = 2 000 hPa

À l'inverse, si on diminue la pression du gaz à dissoudre dans le liquide, la concentration maximale de gaz dissous diminue.

Pour une température donnée, la quantité maximale d'un gaz dissous dans un volume de liquide donnée quand la pression de ce gaz sur le liquide augmente.

Ex : Lorsqu'on ouvre une bouteille d'eau gazeuse il y a apparition de bulles de gaz. Pourquoi ?

IV.5. Application : plongée sous-marine

D'après la loi de BOYLE – MARIOTTE, plus la pression d'un gaz augmente, plus le volume qu'il occupe diminue $\left(P \times V = C^{ste} \Leftrightarrow P = \frac{C^{ste}}{V} \right)$.

Si un plongeur bloque sa respiration lorsqu'il remonte à la surface alors le volume d'air dans ses poumons augmente et il y a risque de surpression pulmonaire (les tissus des poumons risquent de se rompre !).

En profondeur la quantité de diazote N₂ et de dioxygène O₂ dissous dans le sang vont augmenter car la pression augmente quand on descend en profondeur (cf. points IV.1. et IV.4.).

Si le plongeur remonte trop vite des bulles de gaz se forment à l'intérieur de son organisme entraînant ainsi l'obstruction des vaisseaux sanguins. C'est pourquoi le plongeur doit régulièrement faire des pauses (paliers de décompression) au cours de sa remontée.

Chapitre 10 : La lumière des étoiles (Physique UNIVERS)

Objectifs :

- Connaître la définition de l'année de lumière et son intérêt ;
- Expliquer l'expression « Voir loin c'est voir dans le passé » ;
- Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu, dont les propriétés dépendent de la température ;
- Repérer par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absorption, une radiation caractéristique d'une entité chimique ;
- Savoir que la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique ;
- Interpréter le spectre de la lumière émise par une étoile : température de surface et entités chimiques présentes dans son atmosphère ;
- Interpréter qualitativement la dispersion de la lumière blanche par un prisme.

I. Qu'est-ce que la dispersion de la lumière blanche ?

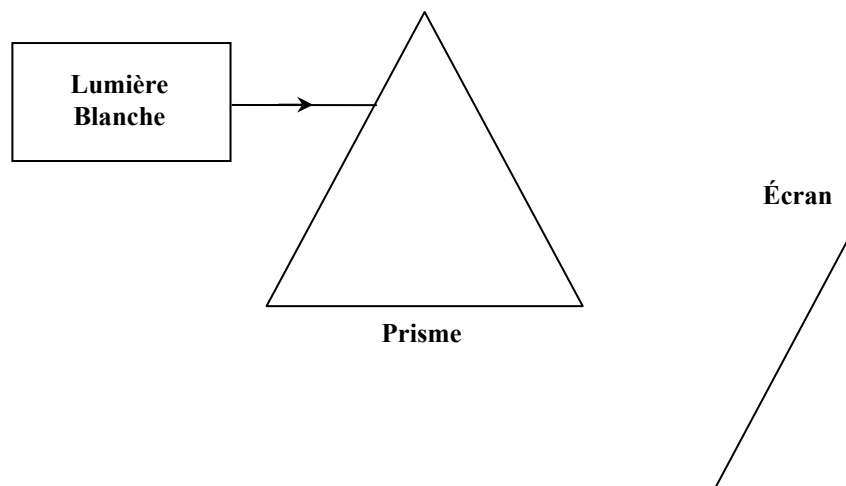
I.1. Décomposition de la lumière blanche

Un arc-en-ciel est un phénomène naturel de décomposition de la lumière blanche émise par le Soleil.

La **dispersion de la lumière blanche** correspond à sa

Lorsqu'on envoie un faisceau de lumière blanche sur un comme le prisme (ou un réseau), on observe sur un écran les couleurs de l'arc-en-ciel qui sont dans l'ordre :

.....,,, et



Le **rouge** est le dévié (par rapport au rayon de départ) et le **violet** est le dévié. On en déduit que la **lumière blanche** correspond à la de lumières colorées.

L'ensemble des couleurs observées sur l'écran s'appelle

Le **spectre de la lumière blanche** est

I.2. Lumière monochromatique – Lumière polychromatique

La lumière blanche est en fait constituée de plusieurs couleurs.

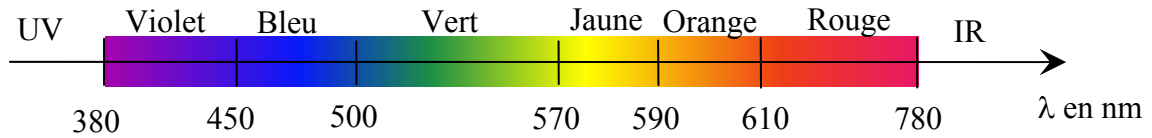
On dit que la lumière blanche est une **lumière**

Une lumière polychromatique est la de plusieurs lumières colorées appelées **radiations** (ou lumière).

Une **radiation monochromatique** est caractérisée par une grandeur appelée dans le vide notée λ et exprimée en (ou dans ses sous-multiples comme le **nm** ou le **μm**).

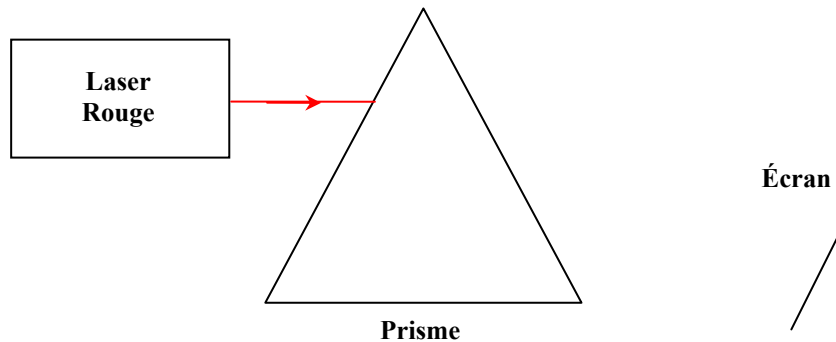
Pour chaque valeur de λ (à chaque radiation monochromatique) on associe une

Ex : Une source laser rouge est caractérisée par une radiation monochromatique rouge de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 633 \text{ nm}$;



Un peu avant nm on est dans le domaine des **Ultraviolets (UV)**

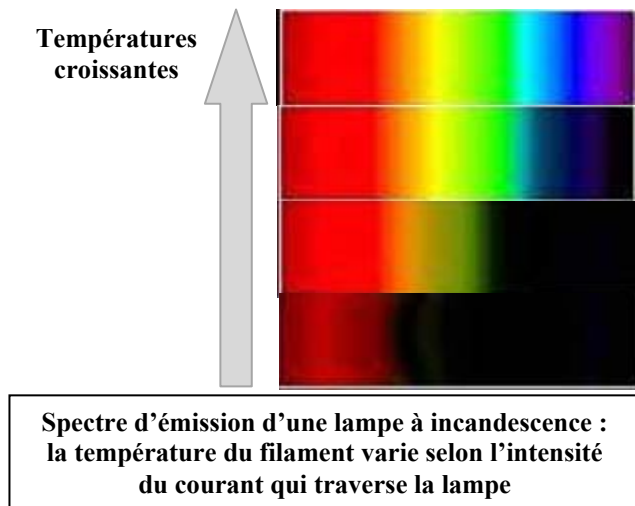
Un peu après nm on est dans le domaine des **Infrarouges (IR)**



Le prisme les radiations monochromatiques !

Un (prisme ou réseau) est un système qui permet de **décomposer une lumière** en ses **différentes lumières (radiations)**..... qui la compose.

I.3. Influence de la température d'un corps sur son spectre d'émission



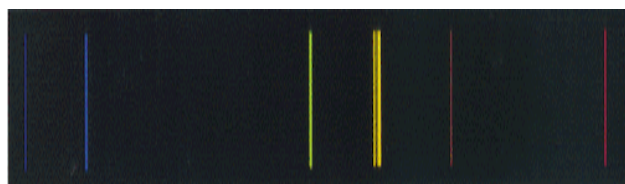
Spectre d'émission d'une lampe à incandescence : la température du filament varie selon l'intensité du courant qui traverse la lampe

Plus un **corps est chaud** plus son **spectre d'émission s'enrichit en**
 Plus un **corps est « froid »** plus son spectre d'émission s'enrichit en

II. Spectres d'émission de raies d'un gaz à basse pression

Le spectre de la lumière émise par un gaz à basse pression soumis à une décharge électrique est constitué de sur un : c'est un **spectre**

Les **raies colorées** sont du **gaz** et **permettent de l'identifier**.
 À **chaque raie colorée** correspond une radiation monochromatique (une couleur) à laquelle est **associée** (en nm).



Ex : Spectre d'émission de raies d'une lampe mercure (Hg) – cadmium (Cd) à basse pression

III. Spectres d'absorption des espèces colorées

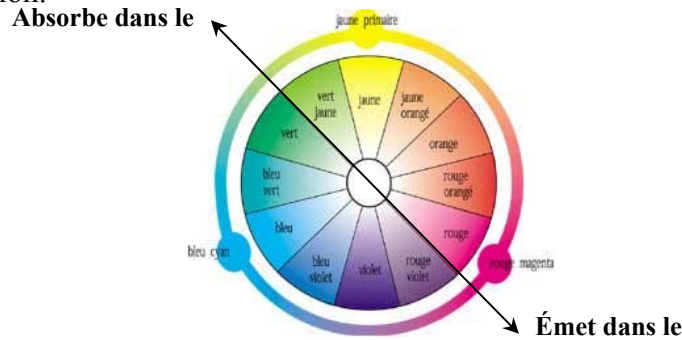
Pour réaliser le spectre d'absorption d'une espèce colorée on envoie de la lumière blanche sur la solution ou le gaz puis à la sortie on ajoute un système dispersif (prisme ou réseau).

On obtient alors **un spectre** (**fond arc en ciel avec des bandes noires**).

Ex : solution de permanganate de potassium (magenta = bleu + rouge) absorbe plutôt les bandes jaunes et vertes.



Le cercle chromatique permet d'avoir une idée des bandes de couleurs qui sont absorbées par une espèce colorée en solution.



IV. Spectres des étoiles

L'analyse de la lumière provenant d'une étoile donne des informations sur sa de surface et la de son **atmosphère**.

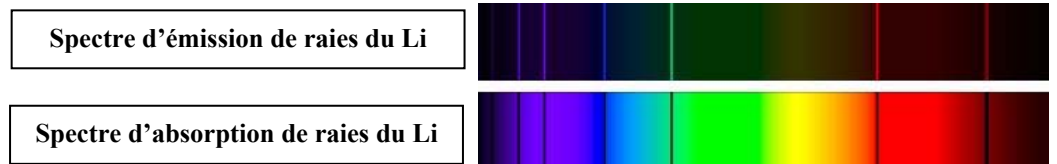
La **couleur** de l'étoile permet d'évaluer sa température de **surface**.

Une étoile **bleue** est **plus** qu'une étoile

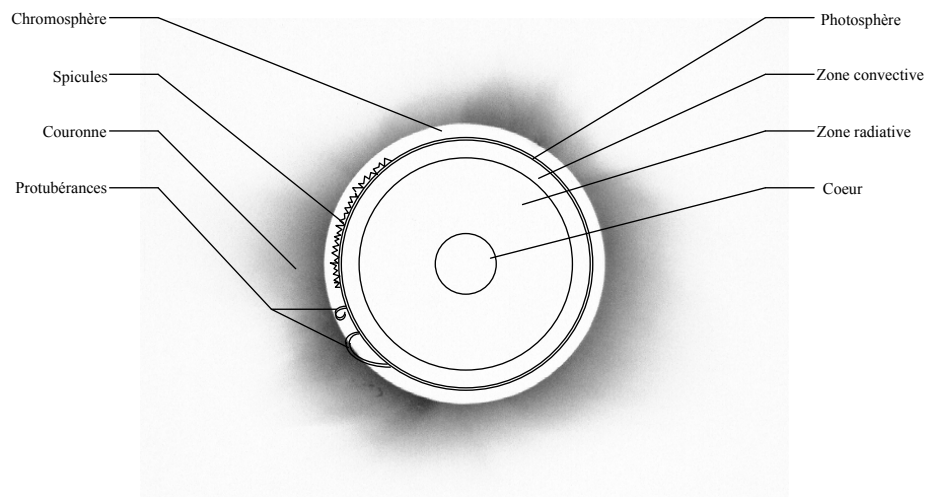
Les d'absorption permettent d'**identifier les entités chimiques présentes** dans de l'étoile.

Une entité chimique ne peut absorber que les radiations

Ex :



Les longueurs d'onde des raies d'émission du Lithium sont les mêmes que celles des raies noires d'absorption du Lithium



La lumière émise par la photosphère ressemble à celle d'un corps incandescent, son spectre d'émission est continu.

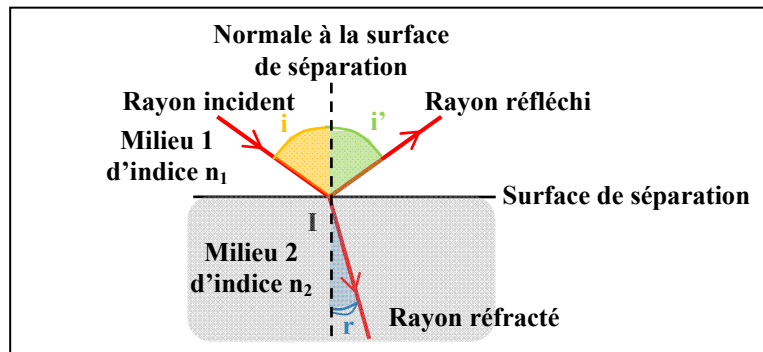
En réalité, le **spectre observé** présente un **strié par de nombreuses** : une partie de lumière émise par la photosphère est absorbée.

Cette absorption est **due à la présence** **dans la zone située entre la photosphère et la chromosphère.**

V. Pourquoi le prisme disperse-t-il la lumière ?

▪ **Première loi de Descartes**

Le plan d'incidence est défini par le rayon incident et la normale (perpendiculaire) à la surface de séparation des deux milieux.



Le **rayon incident** et le **rayon réfracté** sont **dans un même plan** appelé

Le **rayon réfracté** et le **rayon incident** sont situés à la surface de séparation.

▪ **Deuxième loi de Descartes**

On a la relation suivante :

	n_1 , sans unité, indice de réfraction du milieu 1 n_2 , sans unité, indice de réfraction du milieu 2 i , en °, angle d'incidence r , en °, angle de réfraction
--	--

La dispersion de la lumière est observée si l'indice de réfraction n d'un milieu transparent homogène est fonction de la longueur d'onde λ de la radiation monochromatique qui le traverse.

C'est le cas du prisme avec la lumière blanche

Pour un angle d'incidence $i \neq 0$, la radiation bleue est la plus déviée à la sortie du prisme que la radiation rouge : $n_{\text{air}} \cdot \sin(i) = n_{\text{verre}} \cdot \sin(r)$

Or n_{air} et i sont identiques pour toutes les radiations monochromatiques (pour les différentes λ) qui composent la lumière blanche ainsi le terme $n_{\text{air}} \cdot \sin(i) = Cst$

Mais r est différent selon la couleur donc selon la longueur d'onde λ .

Donc n_{verre} dépend de la longueur d'onde λ .

Ex : Une radiation monochromatique rouge ($\lambda = 656 \text{ nm}$) arrive en un point **I** d'une surface séparant l'air (indice de réfraction $n_{\text{air}} = 1,00$) de l'eau (indice de réfraction $n_{\text{eau}} = 1,33$) en faisant un angle de 60° par rapport à la surface de séparation. Le rayon est d'abord dans l'air.

- 1) Faire un schéma représentant la situation et calculer la valeur de l'angle d'incidence i .
- 2) Calculer la valeur de l'angle de réfraction r du rayon réfracté et le représenter sur le schéma.

Chapitre 11 : La classification périodique des éléments (Chimie UNIVERS)

Objectifs :

- Connaître le symbole de quelques éléments
- Utiliser la classification périodique des éléments pour retrouver la charge des ions monoatomiques
- Localiser, dans la classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles.

I. Comment sont classés les éléments chimiques ?

En 1869, *Dimitri Mendeleïev* propose une classification basée également sur les masses atomiques, son classement tient aussi compte des propriétés chimiques des éléments.

Les atomes sont classés par **numéro atomique croissant (Z croissant)**.

Le **parcours d'une ligne** correspond au remplissage d'une couche électronique, les couches inférieures étant saturées.

Ex :

Voici un exemple de la classification périodique des éléments simplifiée, indiquer :

- le nom de chaque élément
- la structure électronique de chaque élément

I	II	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
${}_1\text{H}^{1,0}$							${}_2\text{He}^{4,0}$
${}_3\text{Li}^{6,9}$	${}_4\text{Be}^{9,0}$	${}_5\text{B}^{10,8}$	${}_6\text{C}^{12,0}$	${}_7\text{N}^{14,0}$	${}_8\text{O}^{16,0}$	${}_9\text{F}^{19,0}$	${}_{10}\text{Ne}^{20,2}$
${}_{11}\text{Na}^{23,0}$	${}_{12}\text{Mg}^{24,3}$	${}_{13}\text{Al}^{27,0}$	${}_{14}\text{Si}^{28,1}$	${}_{15}\text{P}^{31,0}$	${}_{16}\text{S}^{32,1}$	${}_{17}\text{Cl}^{35,5}$	${}_{18}\text{Ar}^{39,9}$

Dans une même ligne (ou période) : les atomes ont le

 1^{ère} période : 2^{ème} période : 3^{ème} période :

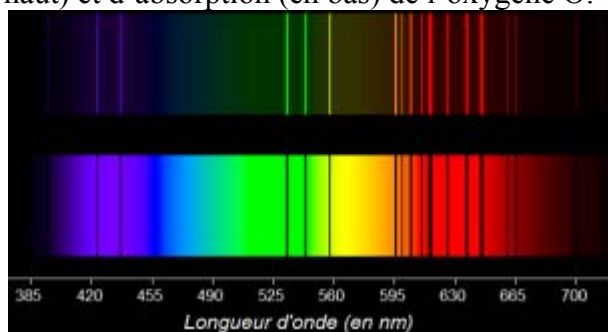
Ex : Li, Be, B, C, N, O, F et Ne de la 2^{ème} période ont tous 2 couches électroniques remplies (K et L).

Dans une même colonne : les atomes ont le

Ex : O et S ont tous les deux 6 électrons sur leur couche externe : (L)⁶ pour O et (M)⁶ pour S.

Chaque élément chimique a un spectre d'émissions de raies qui lui et qui est à son spectre d'absorption.

Ex : Spectre d'émission (en haut) et d'absorption (en bas) de l'oxygène O.



II. Pourquoi certains éléments ont les mêmes propriétés chimiques ?

II.1. Familles chimiques

Les éléments d'une même colonne ont
ils constituent une
Ces ressemblances chimiques sont dues aux structures électroniques

Les familles chimiques à connaître sont :

- Première colonne (I) : les métaux (Li, Na ...)
- Deuxième colonne (II) : les métaux (Be, Mg ...)
- Avant dernière colonne (XVII) : les (F, Cl, Br, I ...)
- Dernière colonne (XVIII) : les ou (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

II.2. Prédiction des ions monoatomiques

Les éléments ayant leur couche électronique externe saturée présentent une grande stabilité chimique.

C'est le cas des gaz nobles ou gaz rares : He, Ne, Ar, Kr (Krypton), Xe (Xénon) et Rn (radon).

Pour acquérir cette stabilité les atomes évoluent de manière à avoir une couche externe saturée. Ils suivent soit la règle du duet soit la règle de l'octet (c.f. Chapitre 3 point IV.1.) :

Règle du duet : les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 4 ($Z \leq 4$) évoluent de manière à avoir 2 électrons (un duet) sur leur couche externe.

Règle de l'octet : les atomes de numéro atomique supérieur ou égal à 5 ($Z \geq 5$) évoluent de manière à avoir 8 électrons (un octet) sur leur couche externe.

Ex :

Déterminer la formule de l'ion monoatomique associé à chaque élément (ceux où il y a leur structure électronique) en appliquant la règle du duet ou de l'octet (indiquer la structure électronique de l'ion formé).

I	II	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
${}_1\text{H}$							${}_2\text{He}$ (K) ²
${}_3\text{Li}$ (K) ² (L) ¹	${}_4\text{Be}$ (K) ² (L) ²	${}_5\text{B}$ (K) ² (L) ³	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$ (K) ² (L) ⁵	${}_8\text{O}$ (K) ² (L) ⁶	${}_9\text{F}$ (K) ² (L) ⁷	${}_{10}\text{Ne}$ (K) ² (L) ⁸
${}_{11}\text{Na}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ¹	${}_{12}\text{Mg}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ²	${}_{13}\text{Al}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ³	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ⁵	${}_{16}\text{S}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	${}_{17}\text{Cl}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	${}_{18}\text{Ar}$ (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

.....

- Les atomes de la colonne I (Alcalins) possèdent sur leur couche externe un seul électron. Ils ont tendance à pour donner un ion de charge (Exemples : Na⁺, Li⁺)
- Les atomes de la colonne II (Alcalino-terreux) possèdent 2 électrons sur leur couche externe. Ils ont tendance à pour donner un ion portantcharges positives (Exemples : Ca²⁺, Mg²⁺)
- Les atomes de la colonne XVII (Halogènes) possèdent 7 électrons sur leur couche externe. Ils ont tendance à pour donner un ion (Exemples : F⁻, Cl⁻)

II.3. Prévision du nombre de liaisons covalentes

Les éléments d'une même colonne ayant des propriétés chimiques similaires, ils vont donc former le

Pour connaître le nombre de liaisons covalentes que doit réaliser un atome, il faut :
 1) Écrire sa structure électronique
 2) Compter combien il lui manque d'électrons à sa couche externe pour acquérir une structure en octet (8 électrons) ou en duet (2 électrons pour H uniquement).

I	II	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
${}^1_1\text{H}$ 1 liaison covalente							${}^2_2\text{He}$
${}^3_3\text{Li}$	${}^4_4\text{Be}$	${}^5_5\text{B}$	${}^6_6\text{C}$ 4 liaisons covalentes	${}^7_7\text{N}$ 3 liaisons covalentes	${}^8_8\text{O}$ 2 liaisons covalentes	${}^9_9\text{F}$ 1 liaison covalente	${}^{10}_{10}\text{Ne}$
${}^{11}_{11}\text{Na}$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$	${}^{13}_{13}\text{Al}$	${}^{14}_{14}\text{Si}$ 4 liaisons covalentes	${}^{15}_{15}\text{P}$ 3 liaisons covalentes	${}^{16}_{16}\text{S}$ 2 liaisons covalentes	${}^{17}_{17}\text{Cl}$ 1 liaison covalente	${}^{18}_{18}\text{Ar}$
			→ 4 simples ou → 2 simples + 1 double ou → 1 triple + 1 simple	→ 3 simples ou → 1 simple + 1 double ou → 1 triple	→ 2 simples ou → 1 double	→ 1 simple	

Ex :

Représenter la formule développée de la molécule de tétrachlorométhane de formule brute CCl_4 .

Quelle va être la formule développée de la molécule de tétrachlorosilane de formule brute SiCl_4 ? Justifier.

Chapitre 12 : L'attraction gravitationnelle (Physique UNIVERS)

Objectifs :

- Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse;
- Savoir que la pesanteur terrestre résulte de l'attraction terrestre ;
- Comparer le poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.

I. Qu'est-ce que l'interaction gravitationnelle ?

I.1. L'interaction gravitationnelle entre tous les corps

En 1687, Newton décrit les mouvements des planètes et des satellites et affirme que tous les corps s'attirent mutuellement. C'est ce qu'on appelle **l'interaction gravitationnelle**.

Ex : La Terre et le Soleil, la Terre et les autres planètes... sont en interaction gravitationnelle, mais aussi tous les élèves de la classe entre eux !

I.2. La loi d'attraction gravitationnelle

Newton énonce alors une loi appelée loi d'attraction gravitationnelle qui s'applique entre deux corps ponctuels (deux points) dont les dimensions sont très petites par rapport à la distance qui les sépare :

L'interaction gravitationnelle entre un corps A, de masse m_A , et un corps B, de masse m_B , séparés d'une distance d est modélisée par deux forces d'attraction gravitationnelle notée $\vec{F}_{A/B}$ et $\vec{F}_{B/A}$.

$\vec{F}_{A/B}$ s'appelle force d'attraction gravitationnelle **du corps sur le corps..... :**

- Point d'application : **centre de**
- Direction : selon la droite
- Sens : **de vers**

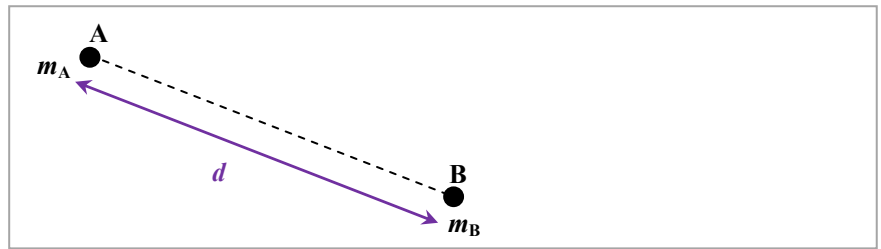
$\vec{F}_{B/A}$ s'appelle force d'attraction gravitationnelle **du corps sur le corps..... :**

- Point d'application : **centre de**
- Direction : selon la droite
- Sens : **de vers**

Dans les deux cas, la **norme des forces est identique** et s'exprime par la relation suivante :

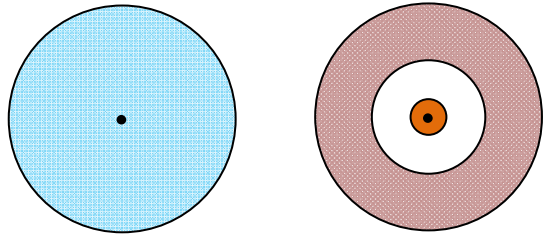
$F_{A/B} = F_{B/A} =$	$F_{A/B}$ et $F_{B/A}$, en N , forces d'attraction gravitationnelle m_A et m_B , en kg , masse des deux corps d , en m , distance entre le centre de chacun des corps G, constante de gravitation universelle : $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-1}$
-----------------------	---

En terme de vecteur, on peut donc écrire : $\vec{F}_{A/B} =$



Cette loi se généralise et s'applique à tous les corps à répartition sphérique de masse.

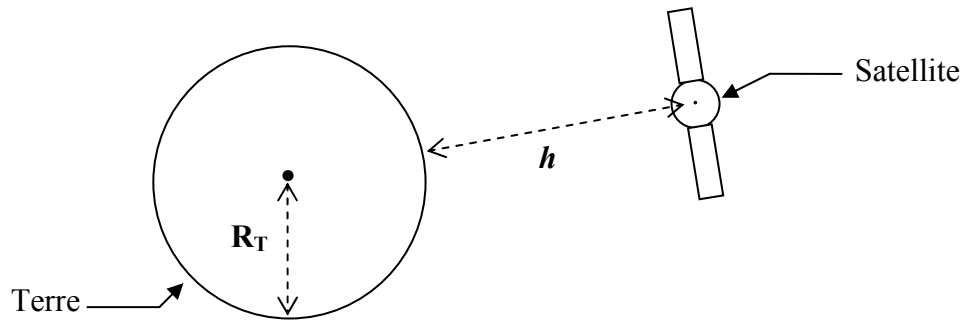
Un corps à répartition sphérique de masse est un corps sphérique dont la matière est répartie de manière homogène ou par couches homogènes de même centre.



Ex : La Terre, les astres...

Ex :

- 1) Calculer la valeur de la force d'attraction gravitationnelle $F_{\text{Sat} / \text{T}}$ qu'exerce un satellite en orbite à une altitude $h = 36\,000\text{ km}$ par rapport à la surface de la Terre.
- 2) Représenter cette force en respectant l'échelle suivante : $1\text{ cm} = 3,0 \cdot 10^{10}\text{ N}$



Données :

Masse du satellite : $m_S = 10000\text{ kg}$

Masse de la Terre : $M_T = 5,98 \cdot 10^{24}\text{ kg}$

Rayon de la Terre : $R_T = 6400\text{ km}$

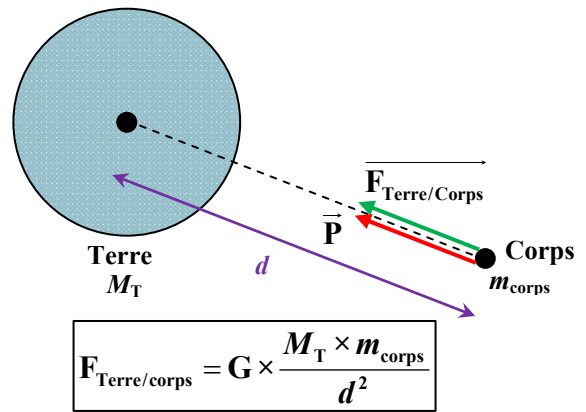
Constante de gravitation universelle : $G = 6,67 \cdot 10^{-11}\text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-1}$

II. Poids d'un corps et force d'attraction gravitationnelle

On sait que le poids \vec{P} d'un corps de masse m_{corps} s'applique sur le centre de gravité du corps et est dirigé vers le centre de la Terre (c.f. Chapitre 7 point I.4.)

La force d'attraction gravitationnelle $\vec{F}_{\text{Terre/corps}}$ de la Terre de masse M_T sur le corps de masse m_{corps} s'applique sur le centre de gravité du corps et est dirigée vers le centre de la Terre.

On peut donc considérer que le poids d'un corps correspond à la force d'attraction gravitationnelle qu'exerce la Terre sur ce corps : $\vec{P} = \vec{F}_{\text{Terre/corps}}$ soit



$$\vec{P}_{\text{corps}} = \vec{F}_{\text{Terre/corps}}$$

donc

soit

Ex : Calculer l'intensité de la pesanteur g_{Terre} à la surface de la Terre ($M_T = 5,98 \cdot 10^{24}$ kg), à Paris sachant que le rayon terrestre est $R_T = 6375$ km (rayon de la Terre).

À une distance $d = 10\,000$ km (donc une altitude $h = 10\,000 - 6375 = 3625$ km par rapport à la surface terrestre) on trouve :

L'intensité de la pesanteur terrestre g_{Terre} varie avec du lieu où on se trouve.
 Plus le corps est éloigné du centre de la Terre, plus la force d'attraction gravitationnelle qu'elle exerce sur le corps donc plus son poids

III. Quelle différence entre le poids d'un même corps sur Terre et sur la Lune ?

Comme dans le cas de la Terre, on peut considérer que le poids d'un corps sur la Lune correspond à la force d'attraction gravitationnelle de la Lune sur ce corps.

Le poids P_L d'un corps de masse m_{corps} sur la Lune s'exprime par la relation : $P_L = m_{\text{corps}} \times g_{\text{Lune}}$

Ex : Calculer l'intensité de la pesanteur sur la lune g_{Lune} sachant que le rayon de la Lune est $R_{\text{Lune}} = 1740$ km et que sa masse vaut $M_L = 7,35 \cdot 10^{22}$ kg.

Comparer g_{Terre} et g_{Lune} :

La masse du corps que ce soit sur Terre ou sur la Lune !
 Le poids d'un corps sur la Lune est 6 fois moins important que sur la Terre :

Chapitre 13 : Extraction, identification et synthèse des molécules

(Chimie SANTÉ)

Objectifs :

- Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa masse volumique, de sa densité Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa masse volumique, de sa densité
- Interpréter les informations provenant d'étiquettes et de divers documents
- Comprendre le rôle de la chimie de synthèse
- Notion de principe actif et d'excipient ;
- Comparaison de médicament « princeps » et générique ;
- Analyser la formulation d'un médicament.

Depuis plusieurs siècles, l'homme arrive à extraire des molécules odorantes de produits naturels, des colorants de pigments en utilisant diverses techniques comme l'infusion, la macération, l'enfleurage (pétales de fleur fragiles étalés sur de la graisse)... Ces espèces chimiques odorantes et / ou colorées sont ainsi isolées par un procédé d'extraction.

I. Qu'est-ce qu'une extraction par un solvant ?**I.1. Rappels sur la notion de solvant**

Une solution est obtenue en **dissolvant une espèce chimique appelé** dans un
Le solvant est toujours présent en par rapport au soluté.

Si le solvant est de l'eau on obtient alors une **solution**

Si le solvant est une molécule organique on parle de (Ex : cyclohexane, acétone, dichlorométhane...).

I.2. Non miscibilité de deux liquides

On dit que deux liquides **ne sont pas miscibles s'ils** lorsqu'ils sont en présence l'un avec l'autre.

Ex : eau + huile ; eau + cyclohexane...

En général, les solvants organiques sont peu voire non miscibles avec une solution aqueuse (sauf les alcools), il se forme généralement

- celle qui contient la solution aqueuse est appelée
- celle qui contient le solvant organique on parlera de

Ex : Dans un mélange {eau + cyclohexane}, il se forme 2 phases et le cyclohexane constitue la phase organique.

**I.3. Masse volumique d'une espèce et densité par rapport à l'eau**

La **masse volumique** d'un échantillon correspond **au rapport de sa masse par le volume qu'il occupe**

$\rho_x =$	ρ_x , en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$, la masse volumique du liquide m_x , en g , masse de l'échantillon liquide V_x , en mL , volume de l'échantillon liquide
------------	---

Ex :

$$\rho_{\text{eau, liquide}} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$$

ce qui signifie qu'un volume $V = 1,0 \text{ cm}^3 = 1,0 \text{ mL}$ d'eau liquide équivaut à une masse $m = 1,0 \text{ g}$

$$\rho_{\text{cyclohexane}} = 0,77 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 0,77 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$$

ce qui signifie qu'un volume $V = 1,0 \text{ cm}^3 = 1,0 \text{ mL}$ de cyclohexane équivaut à une masse $m = 0,77 \text{ g}$

On définit la densité d'une espèce liquide solide, notée $d_{\text{espèce}}$, par rapport à l'eau par la relation suivante :

$d_{\text{espèce}} =$	$\rho_{\text{espèce}}$ en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ (ou $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) : masse volumique de l'espèce ρ_{eau} : masse volumique de l'eau = $1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ $d_{\text{espèce}}$: densité de l'espèce par rapport à l'eau SANS UNITE
-----------------------	--

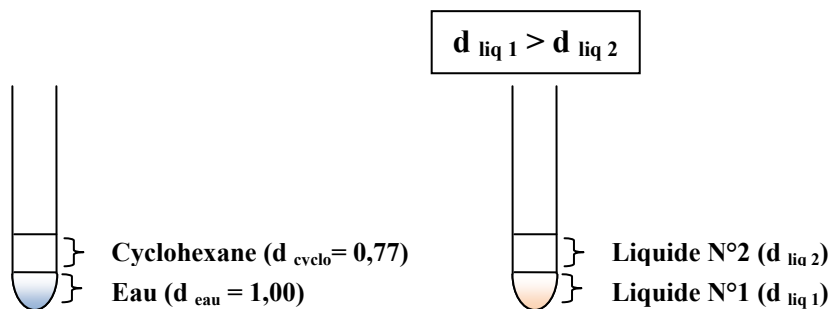
Ex : Calculer la densité du cyclohexane sachant que $\rho_{\text{cyclohexane}} = 0,77 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

Lorsque l'espèce est liquide et n'est pas miscible avec l'eau alors :

- Si $d_{\text{liq}} < 1$: dans ce cas le **liquide** se trouve de l'eau.
- Si $d_{\text{liq}} > 1$: dans ce cas le **liquide** se trouve de l'eau.

Si un **liquide N°1** de densité $d_{\text{liq 1}}$ n'est pas miscible avec un **liquide N°2** de densité $d_{\text{liq 2}}$ alors :

- Si $d_{\text{liq 1}} < d_{\text{liq 2}}$: dans ce cas le se trouve **au-dessus du**
- Si $d_{\text{liq 1}} > d_{\text{liq 2}}$: dans ce cas le se trouve **en dessous du**



Ex : On mélange de l'eau avec du dichlorométhane $d_{\text{dichlorométhane}} = 1,33$.
Le mélange est hétérogène, on observe deux phases.

On mélange de l'eau salée $d_{\text{eau salée}} = 1,13$ avec du dichlorométhane $d_{\text{dichlorométhane}} = 1,33$. Le mélange est hétérogène, on observe deux phases. Quel est le liquide qui se trouve au dessus de l'autre ? Justifier.

I.4. Solubilité d'une espèce chimique dans un solvant

La **solubilité** d'une espèce chimique dans un solvant est de cette espèce qu'on peut **dissoudre dans un volume de 1,0 L de ce solvant**. Elle s'exprime en et est **fonction du solvant et de la température**.

Ex : solubilité du sel dans l'eau est de $360 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ à 20°C

I.5. Principe de l'extraction liquide – liquide

Une **extraction liquide – liquide** consiste à **extraire** présente dans un **solvant** (souvent l'eau) vers un **autre solvant appelé** (souvent solvant organique) dans lequel l'**espèce chimique y est nettement** Il faut également que le **solvant extracteur ne soit pas** avec l'autre solvant. En laboratoire on réalise une extraction liquide – liquide dans **une**

Ex :

On veut extraire du diiode I_2 présent dans une solution aqueuse de Lugol[®] par le dichlorométhane. Est-ce possible ? Justifier.

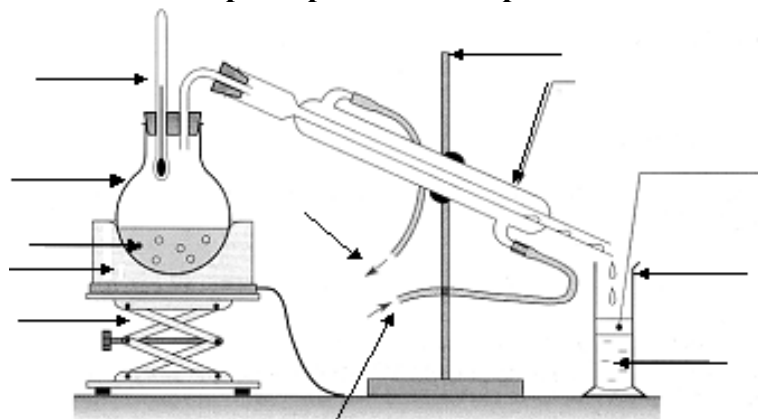
Si oui dessiner l'ampoule à décanter en indiquant où se trouve la nature des phases.

Données :

Espèces chimiques	Solubilité dans l'eau	Solubilité dans le dichlorométhane	Densité par rapport à l'eau
I_2	Assez faible	Très bonne	4,93
Eau	Excellente	Extrêmement faible	1,00
Dichlorométhane	Extrêmement faible	Excellente	1,33

II. Autres techniques d'extraction

Activité documentaire : L'extraction du principe actif d'une plante.



III. Quelles sont caractéristiques des espèces chimiques ?

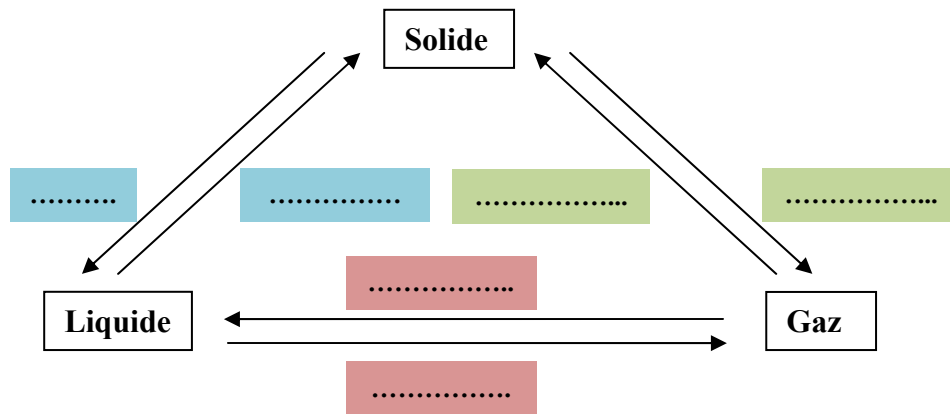
Chaque espèce chimique peut être caractérisée par des constantes physiques (T° de changement d'état, densité...).

Après avoir extrait ou « fabriqué » une espèce chimique il est nécessaire de vérifier sa pureté. Pour cela on mesure certaines caractéristiques physiques et on les compare à des valeurs fournies dans des tables. Les caractéristiques physiques de l'espèce chimique sont en quelques sortes sa « carte d'identité ».

III.1. Température de changement d'état

Les trois états de la matière sont :, et

Pour une espèce chimique, le passage d'un état de la matière à un autre s'appelle



Les températures de changement d'état sont **sous une pression donnée.**

Ex : à $P = 1013 \text{ hPa}$, la température d'ébullition (ou de vaporisation) de l'eau est $\theta_{\text{éb}} = 100^\circ\text{C}$

III.2. Masse volumique et densité

c.f. point I.3.

III.3. Autres caractéristiques

- **Solubilité** de l'espèce dans un solvant donné ;
- Mesure d'un **indice de réfraction** (propriété optique c.f. Chapitre 10) ;
- **Spectre d'absorption** (propriété optique c.f. Chapitre 10)

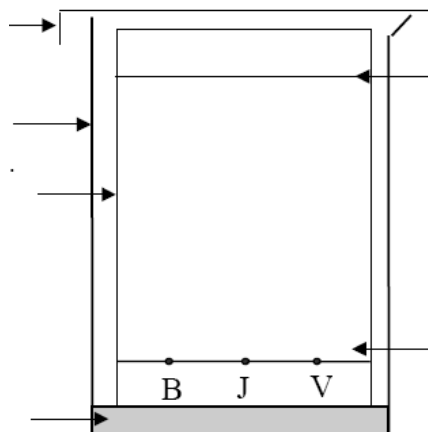
IV. Qu'est-ce que la chromatographie ?

La chromatographie est une technique de et d'.....
d'espèces chimiques contenues dans un

IV.1. Principe

La chromatographie fait intervenir deux phases :

- la **phase** : constituée d'un solvant appelé
- la **phase** (ou fixe) : papier filtre ou gel de silice sur une plaque en aluminium (plaque C.C.M.)



Une chromatographie se réalise en trois étapes :

1^{ère} étape : le dépôt

Le mélange d'espèce à séparer est déposé sur la phase stationnaire sur la ligne de dépôt.

2^{ème} étape : l'éluion

La plaque chromatographique est déposée dans une cuve à éluion contenant l'éluant (phase mobile). L'éluant migre le long de la phase stationnaire entraînant avec lui les espèces chimiques du mélange.

Les espèces chimiques ne migrent pas toutes à la même vitesse.

On arrête l'éluion lorsque l'éluant atteint le front d'éluion (= front de solvant).

3^{ème} étape : la révélation

Soit les espèces sont colorées et on les repère facilement sur la plaque ;

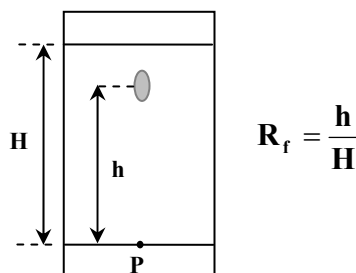
Soit on utilise la lampe U.V. puis on trempe la plaque dans un révélateur comme le permanganate de potassium qui fait apparaître les tâches.

On obtient ainsi **le chromatogramme**.

IV.2. Rapport frontal et identification des espèces chimiques

Le rapport frontal R_f caractérise l'espèce chimique présente dans une tache. Il est défini par :

$R_f = \frac{h}{H}$	h , en <i>cm</i> , la hauteur atteinte par chaque tache en prenant le milieu de la tache H , en <i>cm</i> , la hauteur parcourue par l'éluant.
---------------------	---



IV.3. Identification des espèces chimiques

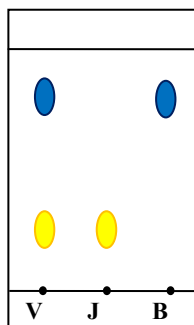
Le chromatogramme comporte **autant de tâches que l'échantillon analysé contient**

Pour une plaque et un éluant déterminé, le **rapport frontal R_f ne dépend que de la nature du corps présent**.

Des corps qui présentent le même rapport frontal sur la même plaque sont

Ex :

Analyser le chromatogramme suivant (ne pas calculer les rapports frontaux).



V. Qu'est-ce que la synthèse d'une espèce chimique ?

Le chimiste est amené à fabriquer des espèces chimiques déjà existantes dans la nature ou à en créer de nouvelles dans différents domaines de notre vie courante.

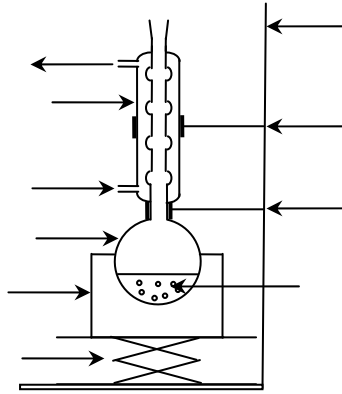
On dit qu'il réalise **la synthèse chimique** de ces espèces (on parle de chimie de synthèse).

Il n'y a pas de différence entre une espèce chimique naturelle et la même espèce chimique synthétisée en laboratoire.

La synthèse d'une espèce chimique naturelle permet d'obtenir cette espèce en grande quantité de manière plus économique qu'en réalisant son extraction à partir des produits de la nature.

La synthèse de nouvelles espèces chimiques qui n'existent pas dans la nature (espèces artificielles) permet un confort de vie non négligeable tant au niveau de la santé (paracétamol, ibuprofène...) que du sport (nylon, Kévlar[®] pour ces propriétés de résistances mécaniques...).

Très souvent on réalise une synthèse en laboratoire à l'aide d'un **montage à reflux** :



VI. Médicament « princeps » ou « générique » ? (c.f. Activité Doc)

Un **médicament** est très souvent un **mélange de corps purs** : le ou les **principe(s) actif(s)** et les **excipients**.

VI.1. Principe actif

Le principe actif d'un médicament est qui guérit ou prévient une maladie.

Ex : dans l'Effergal codéine[®] on a le paracétamol et le phosphate de codéine

VI.2. Excipient

Les autres constituants sont des **excipients**, ils permettent de présenter un médicament sous une forme donnée, de stabiliser un médicament...

Ce sont des, néanmoins certains d'entre eux peuvent présenter des inconvénients pour certains patients (allergie, patients sous régime sans sel...).

Ex : amidon, bicarbonate de sodium...

VI.3. « Princeps » et « générique »

Un **médicament « princeps »** est un **médicament de référence** mis au point et breveté par un laboratoire. Pendant la durée du brevet, le principe actif n'a pas le droit d'être « copié ».

Un **médicament « générique »** contient le **même principe actif que le « princeps »** mais il est **moins cher**. Il peut différer du « princeps » par son aspect ou ses excipients.

VII. Pourquoi différentes formes pour un même principe actif ?

Les différentes formes que peut présenter un médicament s'appellent les **formes galéniques**.

La **formulation** (ou mise en forme) du principe actif est choisie **pour une meilleure assimilation par l'organisme**.

Ce sont les excipients qui permettent cette mise en forme.

Ex : l'aspirine pH 8 permet à la substance active de passer l'estomac (pH acide) pour permettre une meilleure assimilation sans maux d'estomac ; il a une action moins rapide que l'aspirine simple.